

2026-2027 GÜZ DÖNEMİ

GENEL KİMYA

DERSİN KODU: EEM 1005

TEORİK: 2 PRATİK:1 AKTS: 3

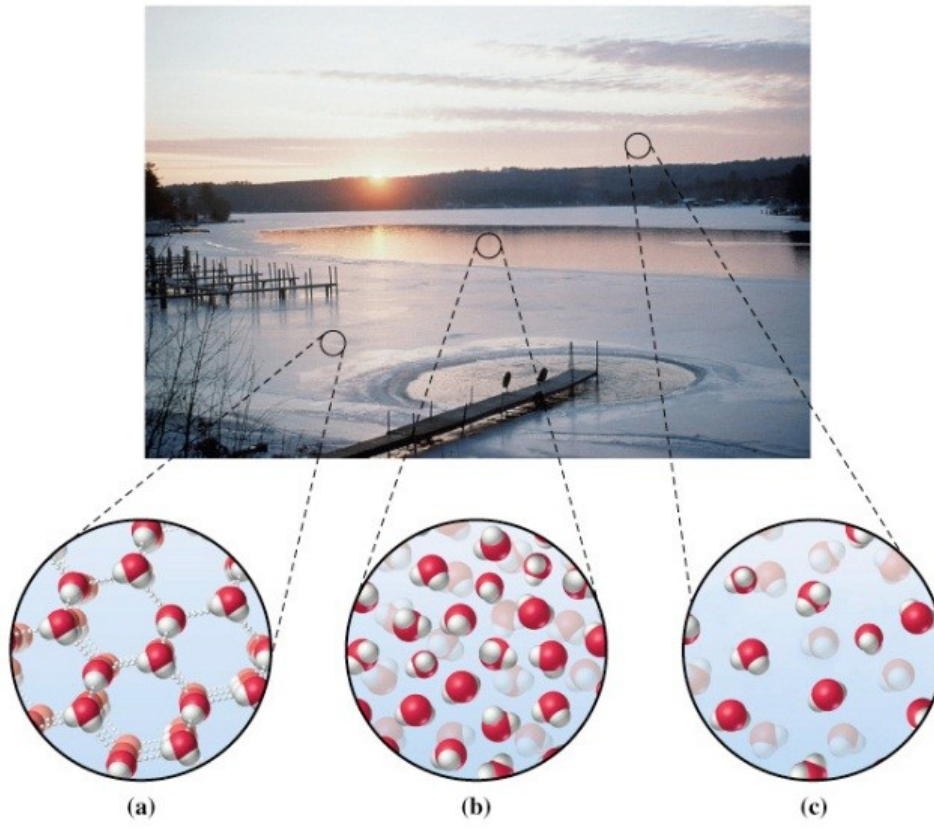
YÜRÜTÜCÜ: DR. ÖĞR. ÜYESİ MEHMET YETİŞEN
GIDA MÜHENDİSLİĞİ BÖLÜMÜ

KAYNAKLAR:

- Genel Kimya, Raymond Chang, Çeviri: Prof. Dr. Tahsin Uyar, Prof. Dr. Serpil Aksoy, Prof. Dr. Recai İnam, 2006, Palme yayıncılık

GİRİŞ

- DEĞERLENDİRME KRİTERLERİ:
- ARA SINAV: %30
- LABORATUVAR: %20
- GENEL SINAV: %50
- DEVAMSIZLIK:
 - TEORİK %30 (8,4=~9 SAAT)
 - PRATİK: %20 (2,8=~3 SAAT)



Maddenin Özellikleri ve Ölçümü

İçindekiler

1 Kimyanın Amacı

1-1 Bilimsel Yöntem

1-2 Maddenin Özellikleri

1-3 Maddenin Sınıflandırılması

1-4 Maddenin Ölçümü: **SI (Metrik) Birimleri**

1-5 Yoğunluk ve Yüzde Bileşimin Soru

Çözümünde Kullanılması

1-6 Bilimsel Ölçümlerde Belirsizlik

1-7 Anlamlı Rakamlar

1. Kimyanın Amacı

- **Kimya** bizi ve etrafımızdaki her şeyi içeren maddenin incelenmesidir.
- Kimya yaşamımızın ayrılmaz bir parçasıdır.
- **Kimya**, bilimin diğer birçok alanıyla ve insanın uğraştığı birçok alanla ilişkili olduğu için, bazen “*merkez bilim*” olarak adlandırılır.
- Kimya “*gelişimini tamamlamış*” bir bilim olmakla birlikte, kimyanın iç yapısı yanıtlanmamış ve açıklanmamış sorularla doludur.

- Güneş pilleri, transistörler ve fiber optik kablolar gibi elektronik aletleri iyileştirmek için yeni maddeler geliştiren kimyacılar, kimyanın **fizik** ve **mühendislikle** ortak konuları üzerinde çalışırlar.
- Kanser ya da AIDS' e karşı kullanılacak yeni ilaçlar geliştiren kimyacılar kimyanın **farmakoloji** ve **tıp** ile ortak alanlarında çalışırlar.

1-1 Bilimsel Yöntem

- **Bilimi diğer çalışmalardan ayıran şey** bilim insanlarının bilgi edinmek için kullandıkları *yöntem* ve bu bilginin özel önemidir.
- Bilimsel bilgi doğal olayların açıklanmasında bazen de gelecekteki olayların önceden *tahmin* edilmesinde kullanılabilir.
- **Bilimsel yöntem** gözlemler, deneyler, yasa ve hipotezlerin formüllendirilmesi ve kuramların bir bileşimidir.

1-1 Bilimsel Yöntem

Gözlem: doğal veya deneysel yasalar

Geçici açıklama: Varsayım (doğal yasanın geçici açıklaması) (Hipotez)

Deneyler varsayımın yetersiz olduğunu gösteriyorsa değiştir

Varsayımı kanıtlamak için tasarlanan deneyler

Varsayımı genişleten ve tahminler veren Kuram (Model)

Deneyler modelin yetersiz olduğunu gösterirse kuramı değiştir

Kuramın öngörülerini kanıtlamak için deneyler

Son deneyler ve gözlemler modelin yetersizliklerini göstermezse kuram kanıtlanır.

Bilimsel Yöntem: Gözlem ve deneylerin biraraya getirilmesi ile yasa, hipotez ve kuramların formülleştirilmesidir.

1-2 Maddenin Özellikleri

- Kimya, maddenin bileşim ve özellikleriyle ilgilenen bilimdir.

- **Madde** boşlukta yer tutan, kütle denenen bir özelliğe sahip ve eylemsizliği (bir cismin hareketsiz yada sabit hızlı olma hali) olan nesnedir.

- **Bileşim**, bir madde örneğinin bileşenlerini ve bunların madde içindeki bağıl oranlarını belirtir.

Örnek: H_2O , % 11,19 H ve % 88,81 O (kütlece)

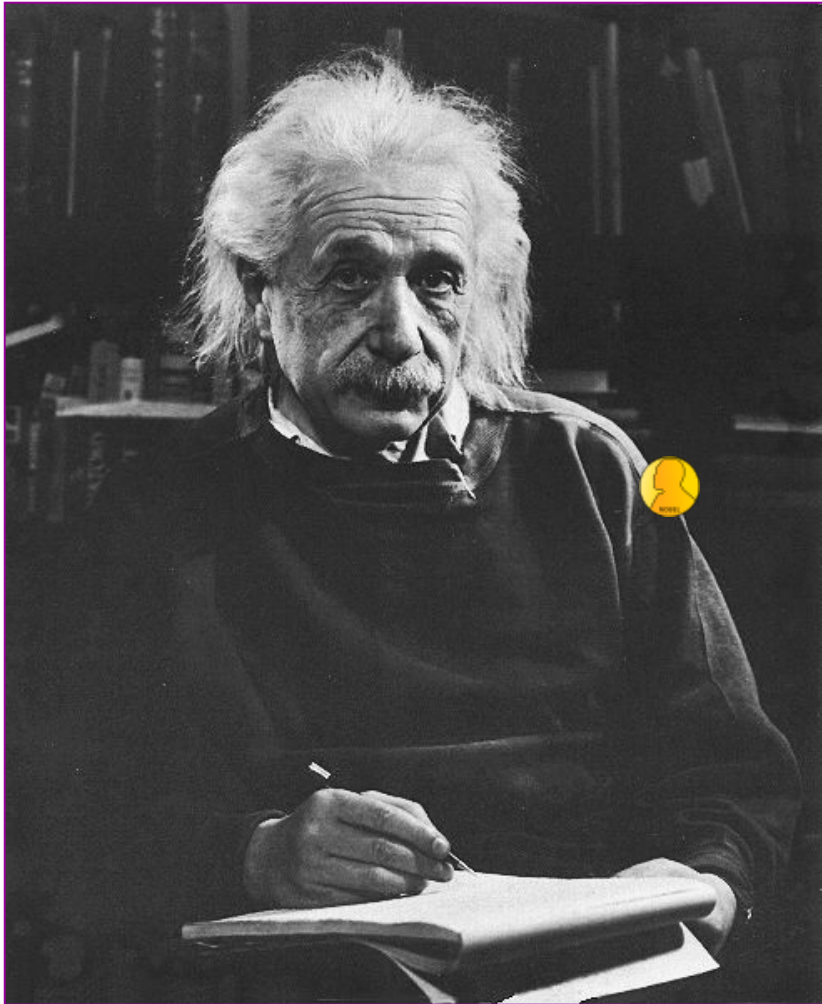
- **Özellikler**, bir madde örneğini başka madde örneklerinden ayıran niteliklerdir. Kimi durumlarda özellikler gözle görülebilir. Maddenin özellikleri, genellikle, *fiziksel özellikler ve kimyasal özellikler* diye iki grupta toplanabilir.

- Modern anlamda madde; enerjinin yoğunlaştırılmış şekli olarak tanımlanır.
- Bu dönüşüm Einstein 'ın

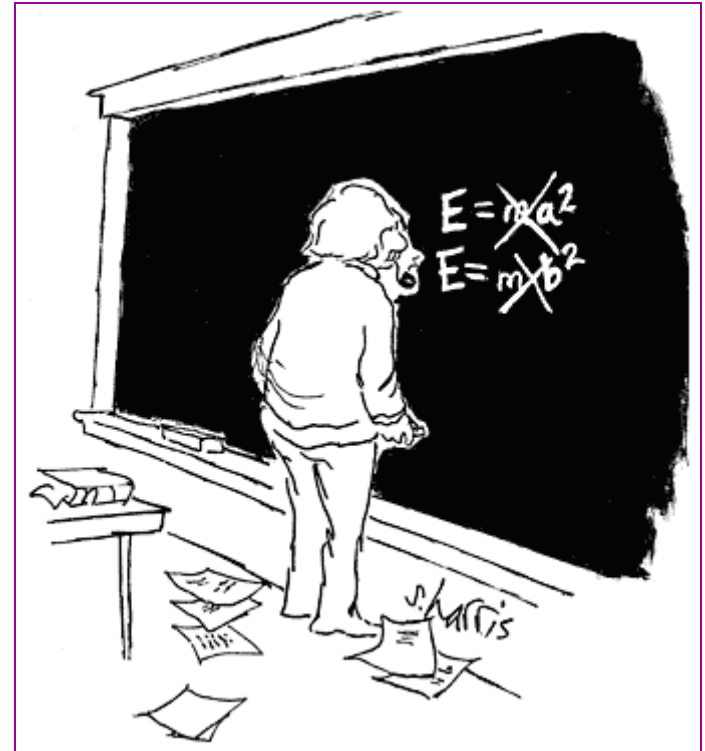
$$\mathbf{E = mc^2}$$

m= kütle, c= ışık hızı

bağıntısına göre olur. Kütle madde miktarının bir ölçüsüdür ve herhangi bir cismin kütlesi o cismin uzaydaki konumuna göre değişmez.



1879 - 1955



Albert Einstein

Fiziksel Özellikler ve Fiziksel Değişimler

- **Fiziksel Özellik:** Maddenin bileşimini değiştirmeyen özelliktir.
- Örneğin, **renk** bir fiziksel özelliktir.
- Örneğin, bakır dövülerek levha ya da yaprak haline getirilebilir. Bu özellik *kırılgan olmama (dövülebilirlik)* özelliğidir.
- **Fiziksel Değişme:** Fiziksel değişimde maddenin bazı fiziksel özellikleri değişir, ama bileşimi değişmeden kalır. Örneğin, sıvı su donarak katı su (buz) oluşturduğunda (fiziksel değişme), kesinlikle farklı görünürse de bileşimi hala kütlece % 11,19 hidrojen ve % 88,81 oksijendir.

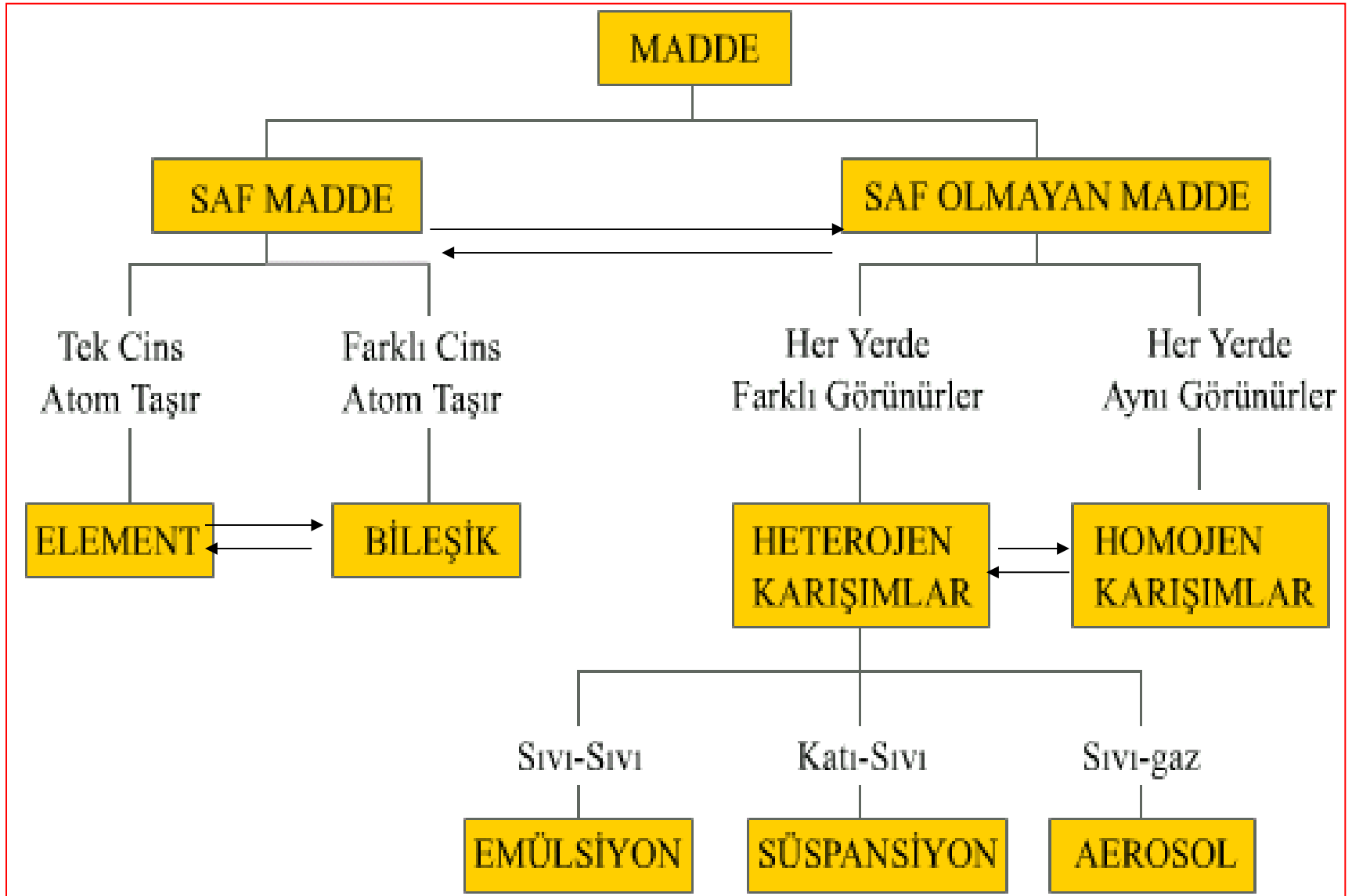
Kimyasal Özellikler ve Kimyasal Değişimler

- **Kimyasal değişme** ya da **kimyasal tepkimede** bir ya da daha fazla madde çeşidi farklı bileşimlerde yeni madde örneklerine dönüşür.
- Kimyasal değişme, maddenin bileşiminde meydana gelen değişmedir. Örnek olarak, kağıdın yanması gösterilebilir.
- **Kimyasal Özellik:** Bir madde örneğinin, belli koşullarda, bileşiminde bir değişme meydana getirebilmesi (ya da getirememesi) yeteneğidir.

1-3 Maddenin Sınıflandırılması

- Madde, atom denen çok küçük birimlerden oluşur.
- Tek bir atom çeşidinden oluşmuş maddelere “**element**” denir. IUPAC (Uluslararası Temel ve Uygulamalı Kimya Birliği-[International Union of Pure and Applied Chemistry](#)) günümüzde 120 adet elementi tanımlamıştır.
- Bilinen elementler karbon, demir ve gümüş gibi çok tanınan maddelerden, lutesyum ve talyum gibi fazla tanıdık olmayan maddelere kadar uzanır.
- **Kimyasal bileşikler**, iki ya da daha fazla farklı element atomunun birleşmesiyle oluşan maddelerdir. Bilim insanları milyonlarca farklı kimyasal bileşik tanımlamışlardır.
- **Molekül**, bileşiği oluşturan atomları, bileşikteki ile aynı oranda içeren en küçük birimdir. Su molekülü, iki hidrojen atomunun bir oksijen atomuna bağlı olduğu üç atomlu bir birimdir.

Maddelerin Genel Sınıflandırılması



Maddenin Sınıflandırılması

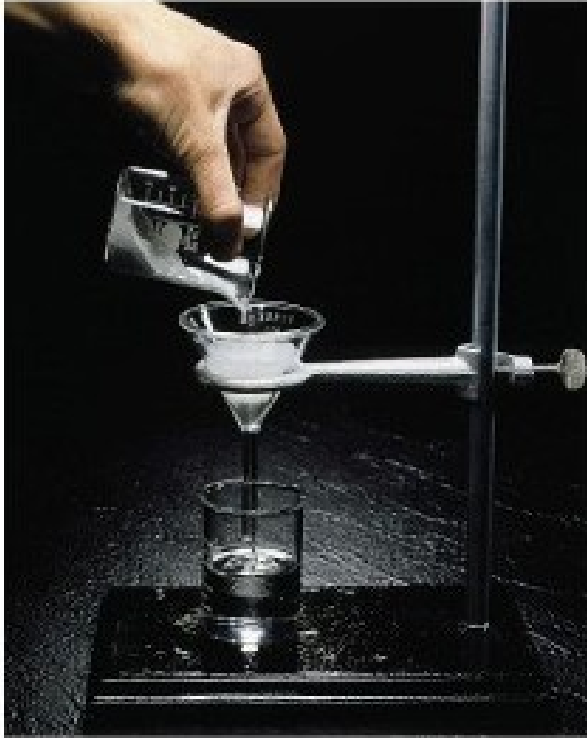
- Bir element ya da bileşiğin bileşimi ve özellikleri verilen bir örneğin her tarafında aynıdır ve bir örnekten diğerine değişmez. Element ve bileşiklere “saf madde” adı verilir.
- Saf maddelerin karışımlarını tanımlarken **homojen karışımlar** ya da **çözelti** terimlerini kullanırız. Örneğin; hava çeşitli gazların, başlıca azot ve oksijen elementlerinin homojen bir karışımıdır.
- Kum ve su örneğinde olduğu gibi **heterojen karışımlarda** bileşenler farklı bölgelere ayrılırlar. Buna göre, karışımın bir yerinden diğerine bileşim ve fiziksel özellikler değişebilir. Mayonez, bir beton parçası ve bir bitki yaprağı heterojendir.
- Genellikle heterojen karışımlar, homojen olanlardan kolaylıkla ayırt edilebilir.

Karışımların Ayrılması

- Bir karışım uygun fiziksel yöntemlerle bileşenlerine ayrılabilir. **Kum ve su karışımı** gözenekli bir süzgeç kağıdı konulmuş bir huniye dökülürse su geçer, kum süzgeç kağıdında kalır. Bir katının, içinde bulunduğu sıvıdan ayrılma işlemi “**süzme**” diye bilinir.
- Diğer bir yöntem **damıtmadır (distilasyon)**. Bir sıvıyı kaynatıp, oluşan buharını tekrar yoğunlaştırarak diğer bileşeninden ayırma işlemidir. **Basit damıtmada**, uçucu bir sıvı, içinde çözülmüş uçucu olmayan katıdan ayrılır. **Ayrımsal damıtmada (fraksiyonlu distilasyon)** bir sıvı çözeltinin bileşenleri farklı uçuculuklarından yararlanılarak birbirinden ayrılır.
- Diğer bir ayırma yöntemi **kromatografidir**. Bileşiklerin kağıt ve nişasta gibi farklı katı maddelerin yüzeylerine tutunma (adsorbsiyon) eğilimlerindeki farklılığa dayanan bir ayırma tekniğidir.

- Bir sıvının başka bir sıvı içinde oluşturduğu heterojen karışımlara (birbiri içinde çözünmeyen iki sıvı karışımı) **emülsiyon karışım** adı verilir. *Örneğin;* tereyağ, margarin, süt, krema (yağ\su karışımı).
- Bir sıvı içerisinde bir katının tam olarak çözülmeyp küçük zerrecikler halinde dağılmasıyla oluşan heterojen karışımlara **süspansiyon karışım** adı verilir. *Örneğin;* ayran, pişmiş türk kahvesi..
- Bir sıvının gaz ile oluşturduğu heterojen karışımlara **aerosol** denir. *Örneğin;* deodorantlar, sis, spreylar

Karışımların Ayrılması: Fiziksel Bir İşlem



(a)



(b)

- (a) **Heterojen bir karışımın süzme ile ayrılması:** Sıvı hekzan geçerken katı bakır (II) sülfat süzgeç kağıdında kalır.
- (b) **Homojen bir karışımın damıtma ile ayrılması:** Su önce buharlaşıp sonra yoğunlaşarak sağdaki balonda toplanırken bakır (II) sülfat soldaki balonda kalır.

Karışımların Ayrılması: Fiziksel Bir İşlem



(c)



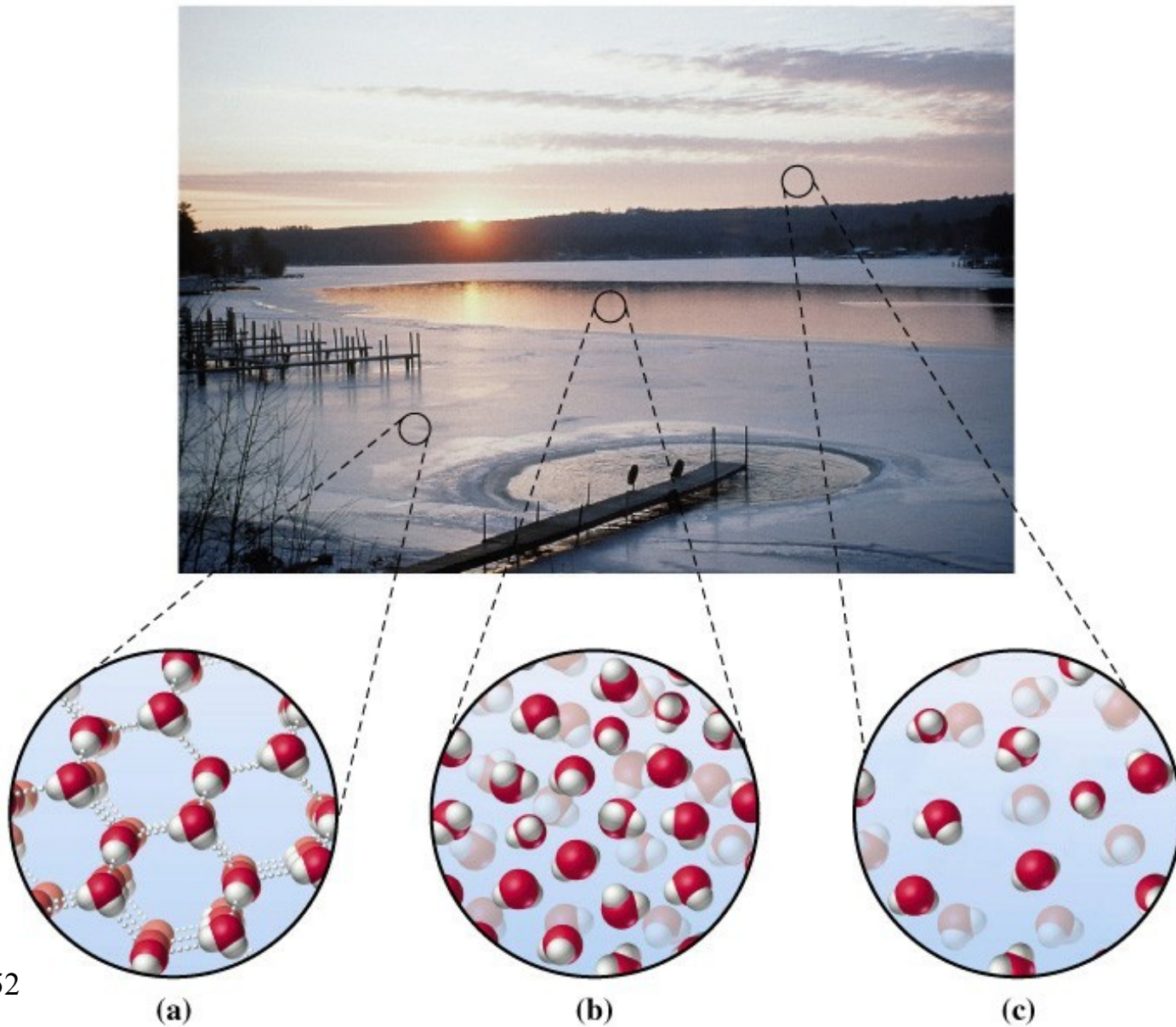
(d)

(c) Mürekkebin kromatografik olarak bileşenlerine ayrılması: Su kağıt üzerinde ilerledikçe siyah mürekkep koyu bir leke olarak görülür. (d) Su mürekkebin renkli bileşenlerini çözer ve bu bileşenler kağıda tutunma eğilimlerinin farklılığına göre kağıt üzerinde farklı bölgelerde tutunurlar.

Bileşiklerin Ayrışması

- **Fiziksel değişmeler** süresince, bir kimyasal bileşiğin yapısında hiçbir değişiklik olmaz. Fakat **kimyasal değişikliklerle** onu oluşturan elementlerine ayrıştırılabilir.
- Bileşiklerin onları oluşturan elementlerine ayrıştırılması, karışımların sadece fiziksel ayrılmalarından çok daha zor bir konudur.
- Örneğin demiroksit filizlerinden saf demirin özütlenmesi yüksek sıcaklıkta fırın işlemi gerektirir.
- Genel olarak bir bileşiğin kimyasal bir tepkime ile diğer bir bileşiğe dönüştürülmesi, bileşiğin kendini oluşturan elementlere ayrılmasından daha kolaydır.

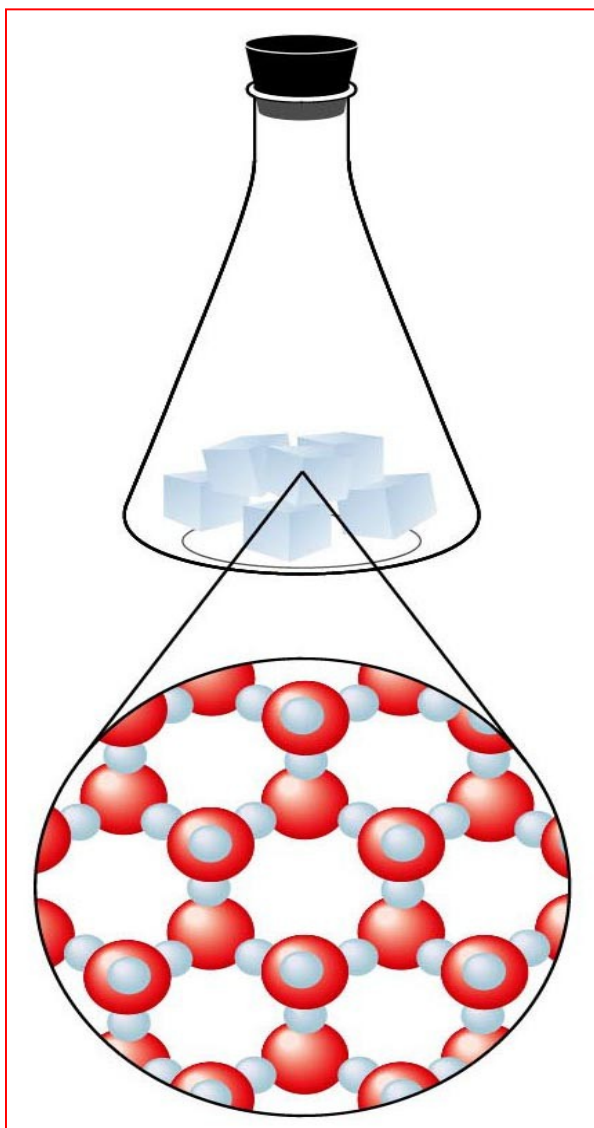
Maddenin Halleri



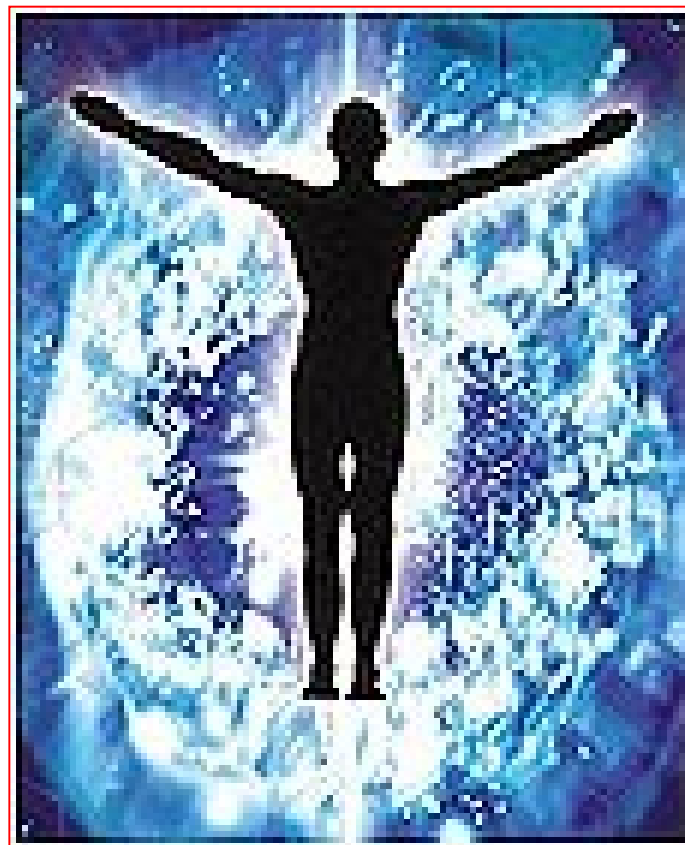
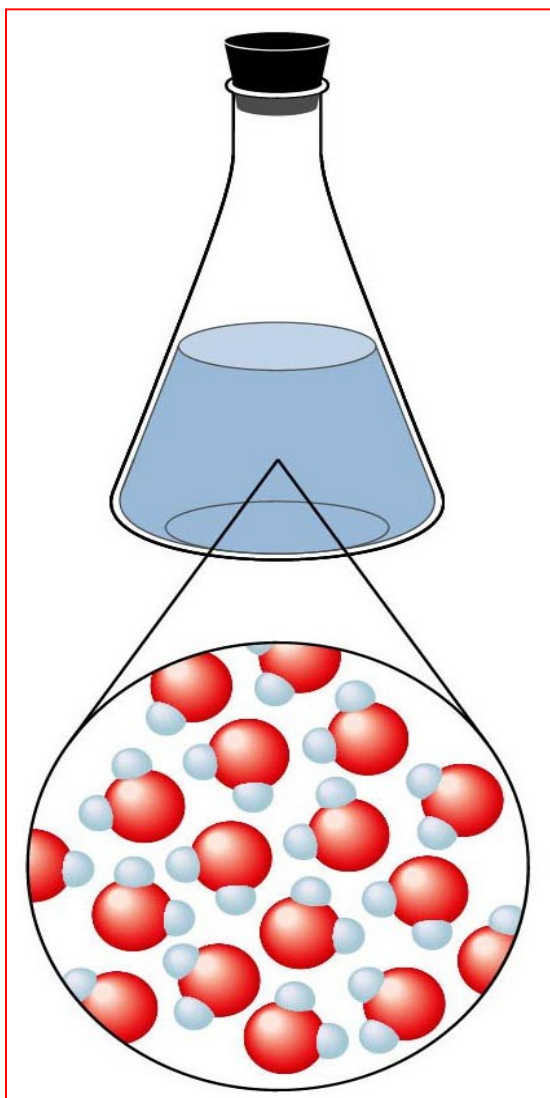
Maddenin Halleri

- Madde genel olarak üç halden birinde bulunur: **katı**, **sıvı** ve **gaz**.
- Bir **katıda** atomlar ya da moleküller yakın temas halinde bulunurlar. Bazen de **kristal** diye bilinen çok düzenli yapıya sahiptirler.
- Bir **sıvı** içerisindeki atom ya da moleküller katıya göre birbirinden daha uzaktırlar. Sıvılar akışkandır.
- Bir **gazda** ise atom ya da moleküller arasındaki uzaklık bir sıvıya göre çok daha büyüktür.
- Gazlar bulundukları kabı doldurmak üzere genişirler.

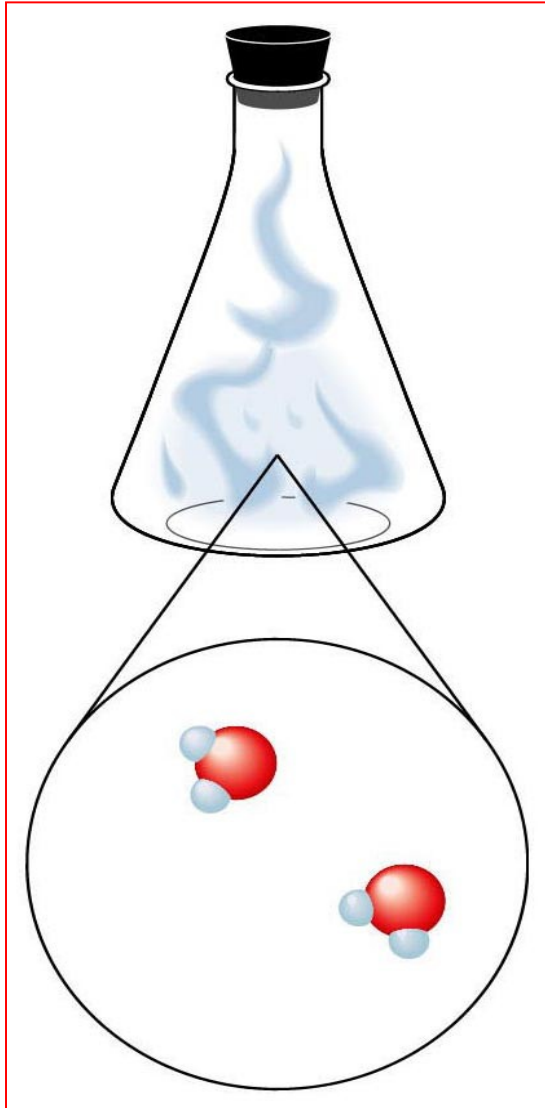
Katı



Sivi



Gaz



$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ Buhar



PLAZMA HALİ

- Maddenin katı, sıvı ve gaz halinden başka çok yüksek sıcaklıkta karşılaşılan, plazma olarak adlandırılan dördüncü bir hali daha vardır.
- Yüksek sıcaklığa ısıtılan gazlar önce atomlarına ayrılır, atomdan dış yörünge elektronlarının kopması ile pozitif yüklü iyon oluşur.

- Plazma yüksek sıcaklıkta oluşabildiği gibi yüksek basınç altında da oluşabilir.
- Yüksek basınçta atomlar elektron kabuklarını çeker.
- Serbest elektronlar ve çekirdekten oluşan plazma meydana gelir.
- Laboratuvar şartlarında bu basınca ulaşılamaz, ancak Jüpiter gibi büyük gezegenlerde bu mümkün olabilir.

1-4 Maddenin Ölçülmesi: SI (Metrik) Birimleri

- **Kimya** nicel bir birimdir. Bu ise birçok durumlarda bir maddenin bir özelliğini ölçebileceğimiz ve bunu bilinen değerle bir özelliğe sahip olan bir standart ile **karşılaştırabileceğimiz** anlamındadır.
- Ölçümün bilimsel sistemi “*Uluslararası Birimler Sistemi (Système Internationale d’Unités)*” diye bilinir ve *SI* şeklinde kısaltılır.
- Bu sistem metre (m) olarak bilinen ve uzunluk birimini temel alan metrik sistemin modern şeklidir.
- 1 metre, ışığın vakumda 1/299,792,458 saniyede kat ettiği mesafedir.

Birimler

Temel SI Birimleri

Uzunluk	metre, m
Kütle	kilogram, kg
Zaman	saniye, s
Sıcaklık	kelvin, K
Madde Miktarı	mol, mol
Elektrik Akımı	amper, A

Diğer Yaygın Birimler

Uzunluk	angstrom, Å, 10^{-8} cm
Hacim	litre, L, 10^{-3} m ³
Enerji	kalori, kal, 4,184 J
Basınç	Atm = $1,064 \times 10^2$ kPa 1 Atm = 760 mm Hg

Türetilmiş Miktarlar

Kuvvet	Newton, kg m s ⁻²
Basınç	Paskal, kg m ⁻¹ s ⁻²
Enerji	Joule, kg m ² s ⁻²

TABLO 1.2 SI Örnekleri

Kat	Ön-ek
10^{18}	eksa (E)
10^{15}	peta (P)
10^{12}	tera (T)
10^9	giga (G)
10^6	mega (M)
10^3	kilo (k)
10^2	hekto (h)
10	deka (da)
10^{-1}	desi (d)
10^{-2}	santi (c)
10^{-3}	mili (m)
10^{-6}	mikro (μ) ^a
10^{-9}	nano (n)
10^{-12}	piko (p)
10^{-15}	femto (f)
10^{-18}	atto (a)

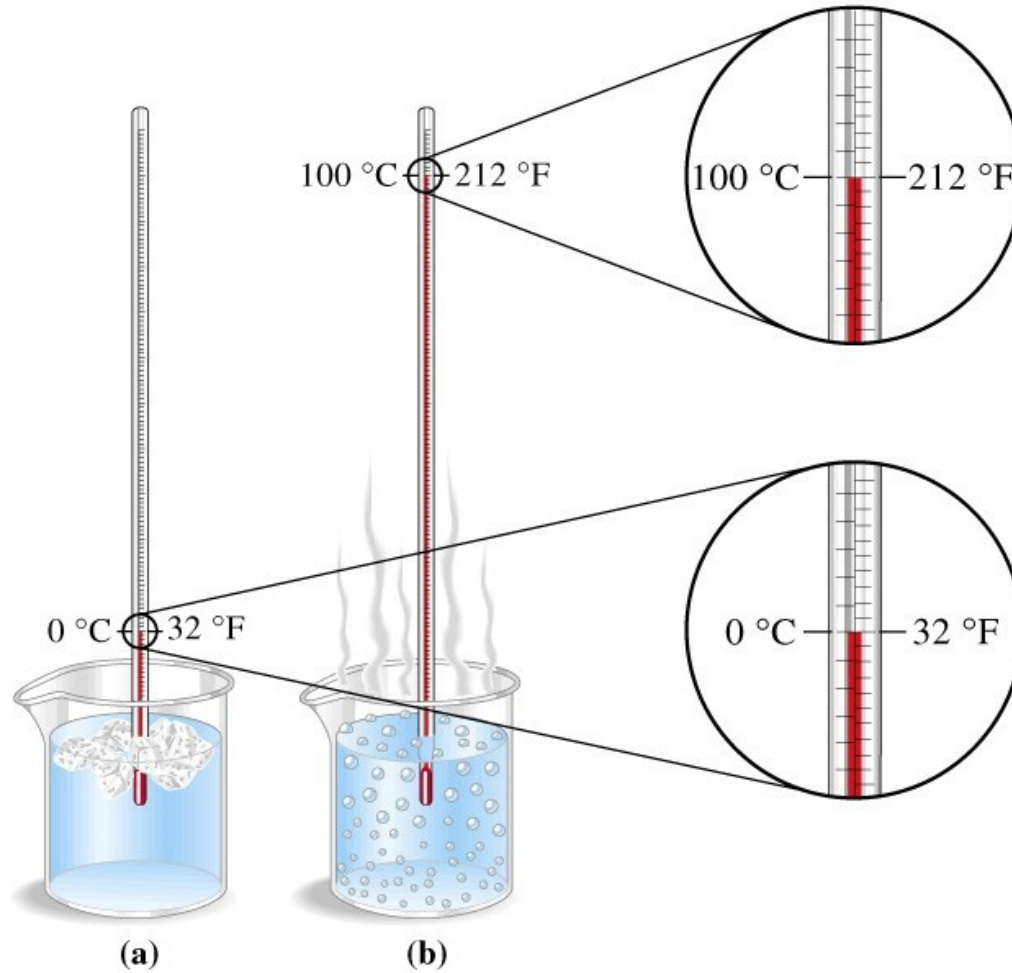
^a Yunan harfi μ ("mü okunur")

- **Kütle**, bir cisimdeki madde miktarını tanımlar.
- **Ağırlık** ise bir cisim üzerindeki yerçekimi kuvvetidir.

$$W = m \times g$$

- Yerçekimi ivmesi (g) yeryüzünde bir yerden başka bir yere az da olsa değişir.
- Cismin ağırlığı bir yerden başka bir yere değişmesine rağmen kütlesi her yerde aynıdır.

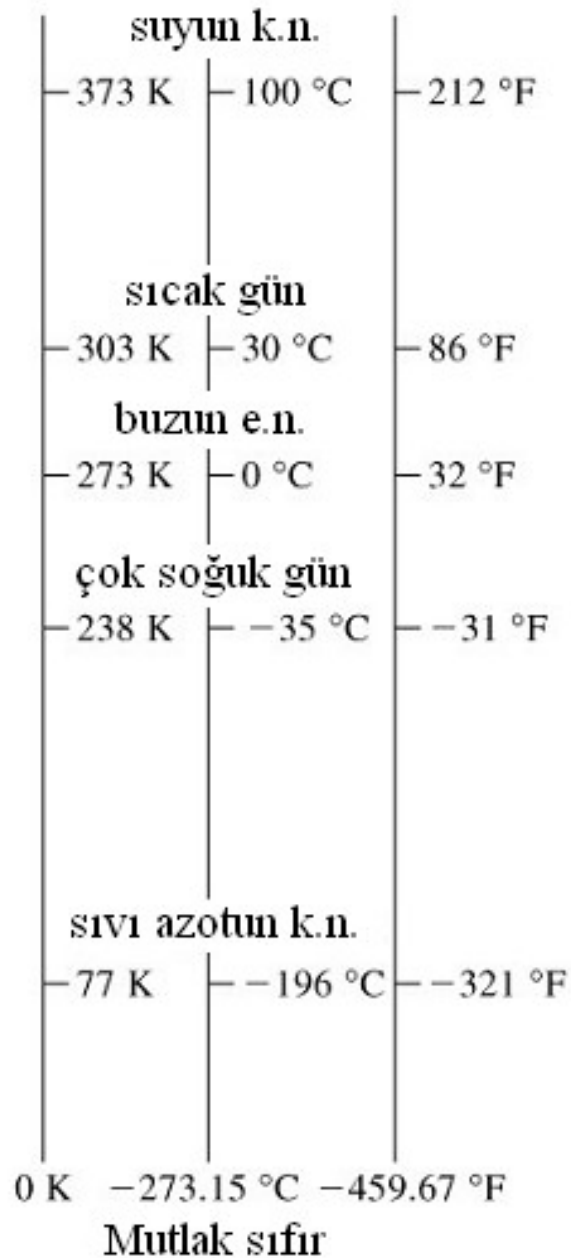
Sıcaklık Eşellerinin Karşılaştırılması



Buzun erime
noktası

Suyun kaynama noktası

Bağıl Sıcaklıklar

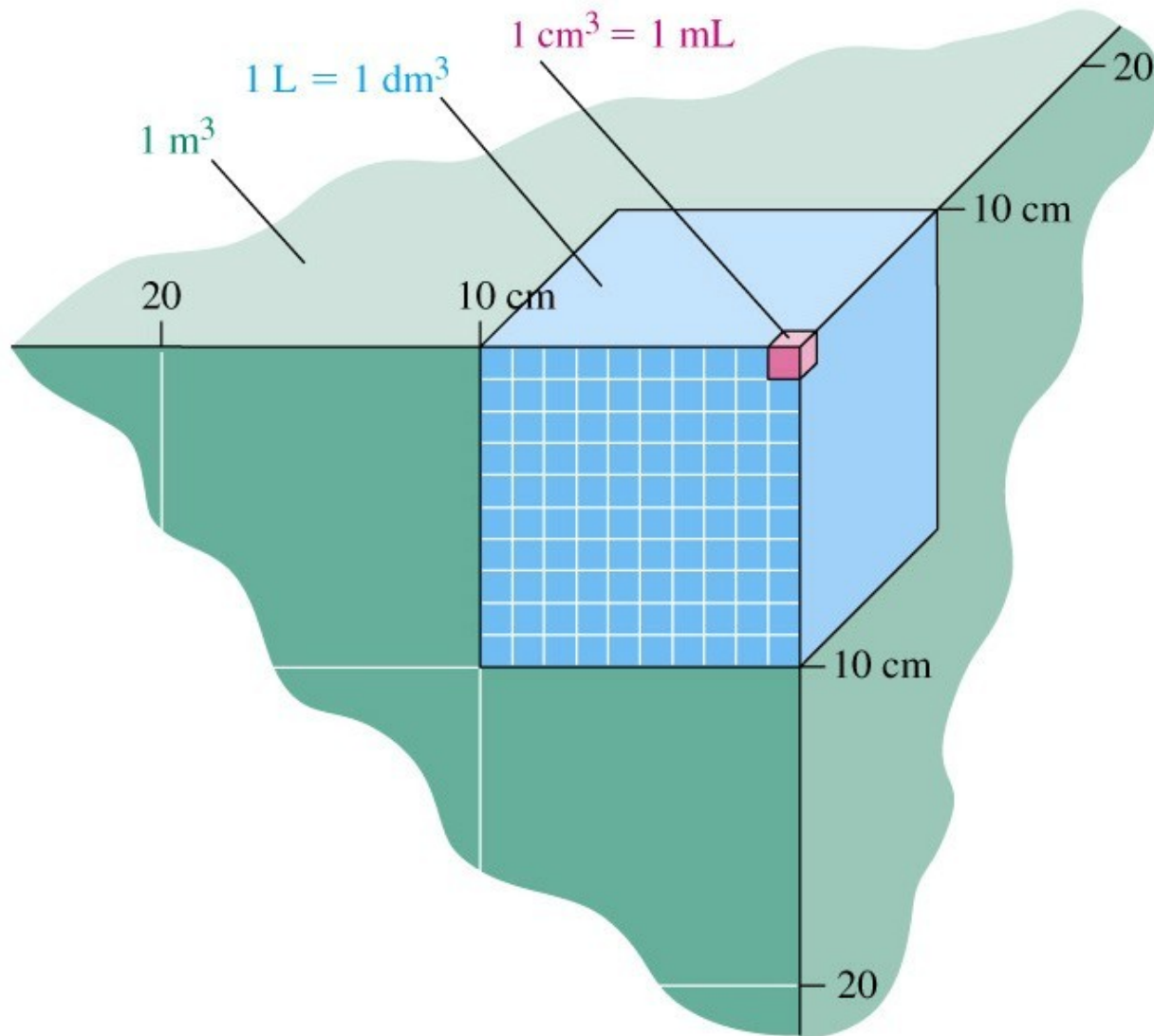


$$T \text{ (K)} = t \text{ (}^{\circ}\text{C)} + 273.15$$

$$t \text{ (}^{\circ}\text{F)} = 9/5 t \text{ (}^{\circ}\text{C)} + 32$$

$$t \text{ (}^{\circ}\text{C)} = 5/9 [t \text{ (}^{\circ}\text{F)} - 32]$$

Hacim



1-5 Yoğunluk ve Yüzde Bileşimin Soru Çözümünde Kullanılması

Yoğunluk, kütlenin hacme oranıdır.

$$d = m/V \text{ (g/mL)}$$

- Kimyacılar genellikle kütleyi gram, hacmi de santimetre küp ya da mililitre cinsinden ifade ederler.
- Kütle ve hacim *kapasite* özellikleridir. *Kapasite özelliği*, gözlenen madde miktarına bağlıdır.
- Yoğunluk *şiddet* özelliğidir. *Şiddet özelliği* gözlenen madde miktarından bağımsızdır.
- Genel olarak katılar sıvılardan, hem katı hem de sıvılar gazlardan daha yoğundur.

* Kenar uzunluğu 1,25 inç. olan osmiyum küpünün kütlesi nedir? (1 inç = 2,54 cm)

$$d = 22,48 \text{ g/cm}^3$$

$$\begin{array}{c}
 \text{(in. cm'ye çevrilir)} \quad \text{(cm cm}^3\text{'e çevrilir)} \quad \text{(cm}^3\text{ g osmiyuma çevrilir)} \\
 ? \text{ g osmiyum} = \left[1,25 \text{ in.} \times \frac{2,54 \text{ cm}}{1 \text{ in.}} \right]^3 \times \frac{22,48 \text{ g osmiyum}}{1 \text{ cm}^3} = 719 \text{ g osmiyum}
 \end{array}$$

1-6 Bilimsel Ölçümlerde Belirsizlikler

- **Sistematik Hatalar:** Ölçme aletlerinin yapısından ya da doğasından ileri gelen hatalara “*sistematik hatalar*” denir.

Örneğin, termometre daima 2°C daha düşük gösterebilir.

- **Tesadüfi (Rastgele) Hatalar:** Deneyi yapan kişinin bilimsel bir aleti okumadaki beceri ve yeteneğindeki sınırlar da hatalara ve verim sonuçlarının çok yüksek ya da çok düşük bulunmasına yol açabilir. Bu hatalara “*tesadüfi hatalar*” denir.

Bilimsel Ölçümlerde Belirsizlikler

- **Kesinlik:** Ölçülen miktarın tekrarlanabilirlik derecesini gösterir. Yani, miktar birkaç kez ölçüldüğünde sonuçlar arasındaki yakınlığı belirtir. Eğer her bir ölçüm serisi ortalamadan az bir miktar saparsa, bu ölçüm serilerinin kesinliği *yüksektir* (ya da iyidir). Aksine, ölçümler arasında büyük sapma varsa kesinlik *zayıftır* (ya da düşüktür).

- **Doğruluk:** Ölçüm değerinin *kabul edilen* ya da “*gerçek*” değere ne kadar yakın olduğunu gösterir. Kesinliği yüksek ölçümler her zaman doğru değildir; büyük bir sistematik hata olabilir. Yine de kesinliği yüksek ölçümlerin düşük olanlarınkine göre doğru olma olasılığı daha fazladır.

1-7 Anlamalı Rakamlar

Mühendislikte sayılarla sürekli olarak uğraşıldığı için rakamların doğru ifade edilmesi çok önemlidir.

Burada standart bir gösterim belirlenmelidir.

4.567,3 Avrupa

4,567.3 ABD

İki gösterim de aynı anlama gelebilir.
Ortak gösterim;

1-7 Anlamalı Rakamlar

- Ölçülen nicelikteki anlamlı rakam sayısı, ölçüm aletinin duyarlılığının ve ölçümlerin kesinliğinin bir göstergesidir.
- **Sıfır** dışındaki tüm rakamlar anlamlıdır.
- **Sıfır** da anlamlıdır; fakat 1'den küçük sayılar için iki önemli istisna vardır. Virgülden (ondalık basamaktan) önce gelen sıfır ve virgülden sonra ilk rakama kadar olan sıfırlar anlamlı değildir.
- Nicelikler 1'den büyük olduğunda ondalık virgülünden önce gelen sıfırların olması durumunda *belirsizlik* vardır. (Örnek: 7500)

Anlamli değil
Ondalık basamak
için kullanılan sıfırlar

Anlamli
sıfırdan farklı sayılar arasındaki sıfırlar

Anlamli değil
(ondalık sıfır)

0,004004500

Anlamli
Sıfır olmayan
tam sayılar

Anlamli
Bir sayıda ondalık
basamağın sağındaki sayılar

Tam sayının sonunda sıfır (0) varsa anlamlı rakam sayısını belirtmek için sayı **üstel** yazılır.

6300 m' nin anlamlı rakam sayısı:

6,300 x 10³ m için ; 4

6,30 x 10³ m için ; 3

6,3 x 10³ m için ; 2

- Sıfır (0) ile başlayan kesirli sayıların anlamlı rakam sayılarını belirlemek için sayı **üstel** olarak yazılabilir.
- 0,00160 m'nin anlamlı rakam sayısı ;
 - $1,600 \times 10^{-3} \text{ m}$ için ; 4
 - $1,60 \times 10^{-3} \text{ m}$ için ; 3
 - $1,6 \times 10^{-3} \text{ m}$ için ; 2

- Sıfır (0) ile başlamayan kesirli sayıların rakamlarının tümü anlamlıdır.
- 1,318 g rakamında anlamlı rakam sayısı ; 4



ÖRNEKLER

Sayı	Anlamlı Sayı	Sayı	Anlamlı Sayı
$0,005\underline{0} \text{ L}$	2	$1,34\underline{000} \times 10^7 \text{ nm}$	6
$18,\underline{00} \text{ g}$	4	5600 ng	2
$0,00012 \text{ kg}$	2	87000 L	2
$83,\underline{000} \text{ L}$	5	$78 \underline{00}2,3 \text{ ng}$	6
$0,006\underline{00}2 \text{ g}$	4	$0,00000078\underline{00} \text{ g}$	4

- Avagadro Sayısı

- Bir elementin 1 molündeki atom sayısı veya bir bileşiğin 1 molündeki molekül sayısı

- 602 213 670 000 000 000 000 000

- Bu sayının daha anlaşılabilir gösterimi şu şekildedir;

- 6,0221367 x 10²³

- Hesaplamalarda 6,02 x 10²³ olarak alınır.

1-7 Anlamalı Rakamlar

Soldan itibaren **sıfır olmayan haneden** başlayarak sayın

TOPLAMA ve ÇIKARMA

En Küçük Sayıda Ondalıklı Kısma Sahip Olan Sayıyı Kullanın.

Sayı	Anlamalı Rakam
6,29 g	3
0,00348 g	3
9,0	2
$1,0 \times 10^{-8}$	2

$$\begin{array}{r} 1,14 \\ 0,6 \\ \hline 11,676 \\ 13,416 \end{array} \rightarrow 13,4$$

Anlamlı Rakamlar

ÇARPMA ve BÖLME

En küçük anlamlı rakamları kullanın.

$$0,01208 \div 0,236$$

$$= 0,0512$$

$$= 5,12 \times 10^{-2}$$

YUVARLAMA

4. sayı hanesi ≥ 5 ise 3. sayı hanesi bir arttırılır

3 anlamlı sayı yazılması.

$$10,235 \rightarrow 10,2$$

$$12,4590 \rightarrow 12,5$$

$$19,75 \rightarrow 19,8$$

$$15,651 \rightarrow 15,7$$

Yuvarlama Kuralları

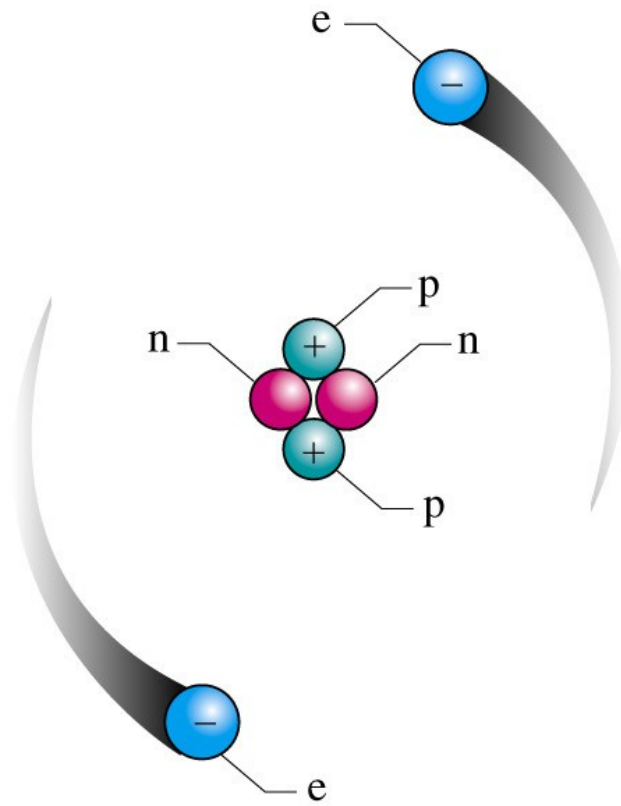
- Kalması istenen son rakamdan sonra gelen rakam 5'ten küçük ise, son rakam olduğu gibi bırakılarak takip eden rakamlar atılır.
 - *Örneğin; 3,6247 sayısının 3 anlamlı rakamla yazılışı 3,62'dir.
- Kalması istenen son rakamdan sonra gelen rakam 5 veya 5'ten büyük ise, son rakam 1 arttırılarak onu takip eden rakamlar atılır.
 - *Örneğin; 7,5647 sayısının 4 anlamlı rakamla yazılışı 7,565 ve örneğin 6,2501 sayısının 2 anlamlı rakamla yazılışı ise 6,3'tür.

Örneğin;

- 54,1875 sayısının 54,2
- 54,1275 sayısının 54,1
- 0,016880 sayısının $1,7 \times 10^{-2}$
- 168,80 sayısının $1,7 \times 10^2$

olarak gösteririz.

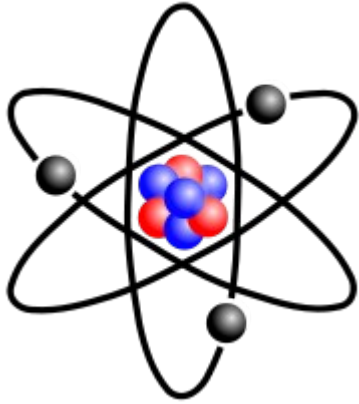




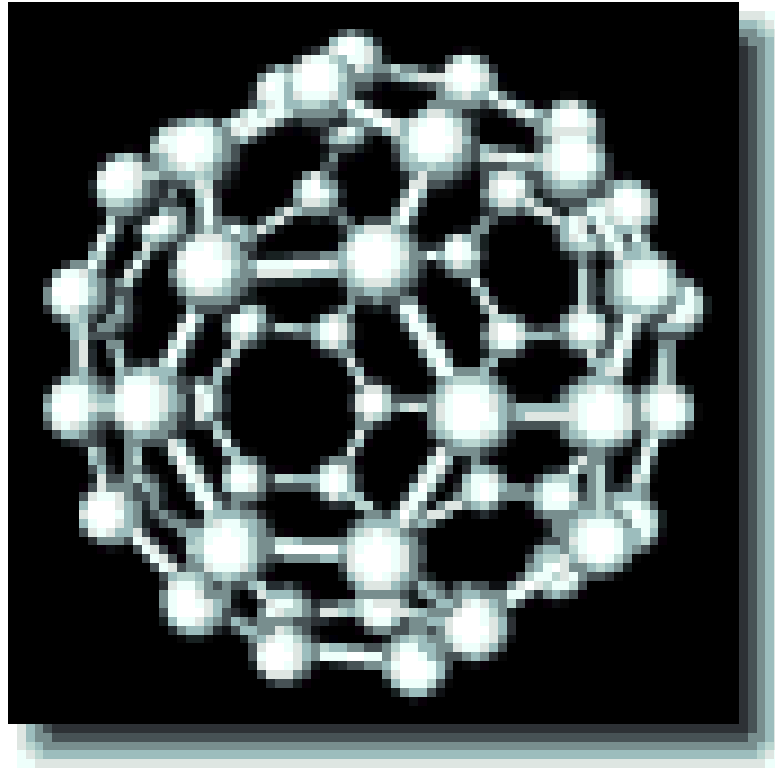
Bölüm 2: Atomlar ve Atom Kuramı

İçindekiler

- 2-1 Kimyada İlk Buluşlar ve Atom Kuramı
- 2-2 Elektronlar ve Atom Fiziğinde Diğer Buluşlar
- 2-3 Atom Çekirdeği
- 2-4 Kimyasal Elementler
- 2-5 Atom Kütleleri
- 2-6 Mol Kavramı ve Avogadro Sayısı
- 2-7 Hesaplamalarda Mol Kavramının Kullanılışı

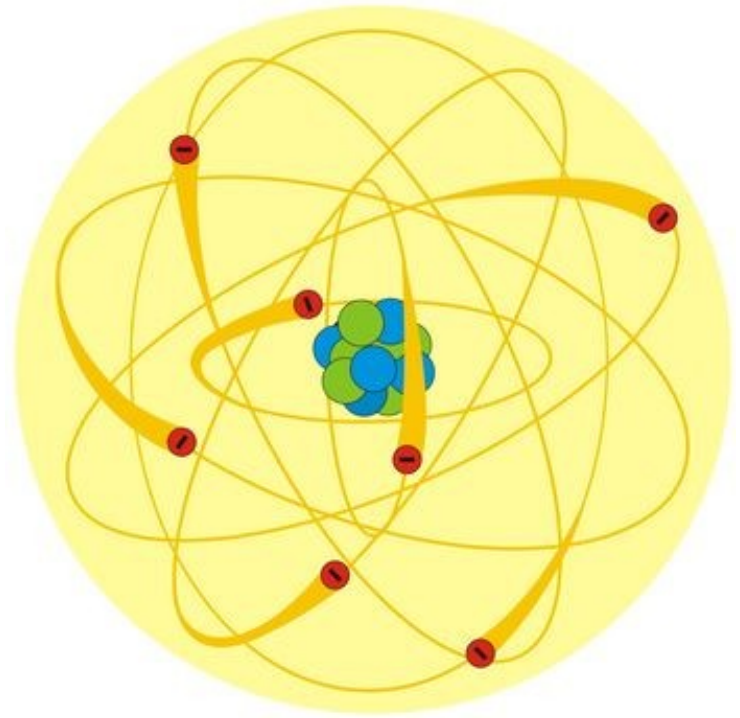


ATOM YAPISI



TARİHÇE

- *DEMOCRITUS*
- *LAVOISIER*
- *DALTON*
- *THOMPSON*
- *MILLIKEN*
- *RUTHERFORD*
- *BOHR*
- *SCHRÖDINGER*



- Maddelerin atom denen bölünemeyen çok küçük parçacıklardan meydana geldiği fikri ilk kez M.Ö. 5. asırda Demokritos tarafından ortaya atılmıştır.
- Bu fikir o zamanlar kabul görmemiştir.

- 19. y.y. başlarında İngiliz bilim insanı John Dalton ilk atom teorisini ortaya atan bilim insanıdır.



1766-1844

2-1 Kimyada İlk Buluşlar ve Atom Kuramı

Antoine Lavoisier (1774) Kütlenin Korunumu Yasası

Tepkimeden çıkan ürünlerin kütleleri toplamı; tepkimeye giren maddelerin kütleleri toplamına eşittir.

Joseph Proust (1799) Sabit Oranlar Yasası

Bir bileşiğin bütün örnekleri aynı bileşime sahiptir. Yani, bileşenler kütlece sabit bir oranda birleşirler.

John Dalton (1803-1808) Katlı Oranlar Yasası

Eğer iki element birden fazla bileşik oluşturuyorsa, bu elementlerin herhangi birinin sabit miktarıyla birleşen diğer elementin kütleleri arasında küçük tamsayılarla ifade edilebilen bir oran vardır.

Dalton Atom Kuramı (Teorisi)

Kimyasal birleşmenin iki yasasından (kütlenin korunumu yasası ve sabit oranlar yasası) yararlanan John Dalton 1803-1808 tarihleri arasında bir atom kuramı geliştirdi. Dalton atom kuramı üç varsayıma dayanır;

1. Her bir element atom adı verilen çok küçük ve bölünemeyen taneciklerden oluşmuştur. Atomlar kimyasal tepkimelerde oluşamazlar ve bölünemezler.
- Buna göre, eğer bir elementin atomu bölünmüyorsa, kimyasal tepkime öncesi var olan atomların aynısı, tepkime sonrasında da var olmalıdır. Bu durumda kütle değişmez. İşte Dalton kuramı kütlenin korunumu yasasını böyle açıklamaktadır.

Dalton Atom Kuramı

2. Bir elementin bütün atomlarının kütlesi (ağırlığı) ve diğer özellikleri aynıdır. Fakat bir elementin atomları diğer bütün elementlerin atomlarından farklıdır.
- Eğer bir elementin bütün atomları kütlece aynı ise, bir bileşiğin yüzde bileşimi tek bir değer olmalıdır ve bu bileşim bileşiğin nasıl sentez edildiğine bağlı olmamalıdır. Demek ki, Dalton kavramı sabit oranlar yasasına da uygundur.

Dalton Atom Kuramı

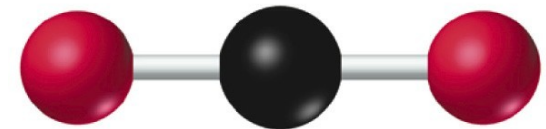
3. Kimyasal bir bileşik iki ya da daha çok sayıda elementin basit sayısal bir oranda birleşmesiyle oluşur. Örneğin, bir atom A ve bir atom B (AB) ya da bir atom A ve iki atom B (AB_2) gibi.
- Dalton atom kuramı katlı oranlar yasasını anlamamızı da sağlamıştır.

Dalton Atom Kuramının Sonuçları

★ **Karbonmonoksit** (CO) oluşumunda,
1,33 g oksijen 1,0 g karbon ile
birleşir.



★ **Karbondiyoksit** (CO₂) oluşumunda,
2,66 g oksijen 1,0 g karbon ile
birleşir.

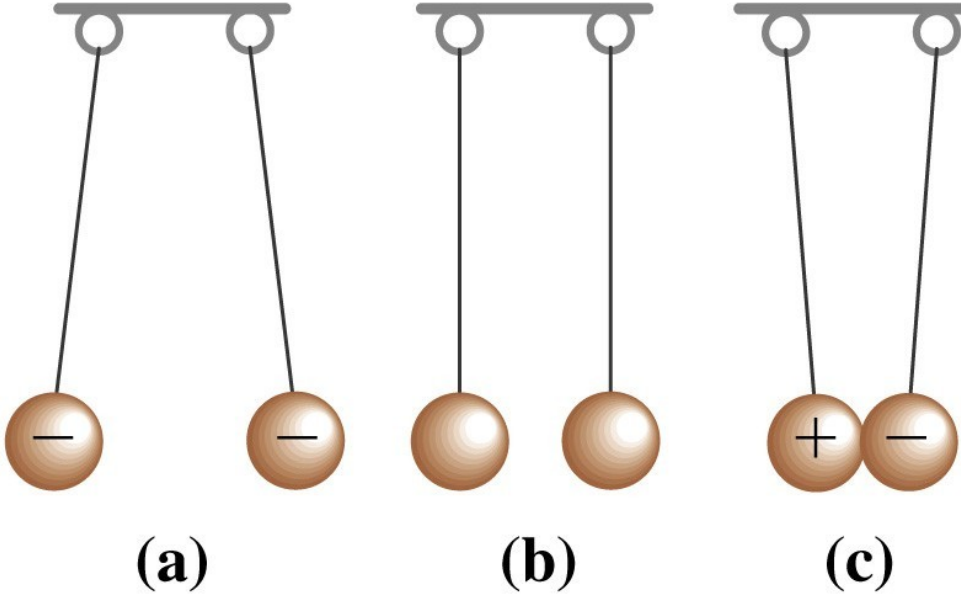


İkinci oksit oksijence daha zengin olup, birinciden iki kat daha fazla oksijen içermektedir. $2,66 \text{ g} / 1,33 \text{ g} = 2,00$

Eğer birinci oksit CO ise, ikincisi için olabilecek oksitler: CO₂,
C₂O₄, C₃O₆ vs.'dir.

2-2 Elektronlar ve Atom Fizikindeki Buluşlar

Elektrik Yüklü Cisimler Arasındaki Kuvvetler

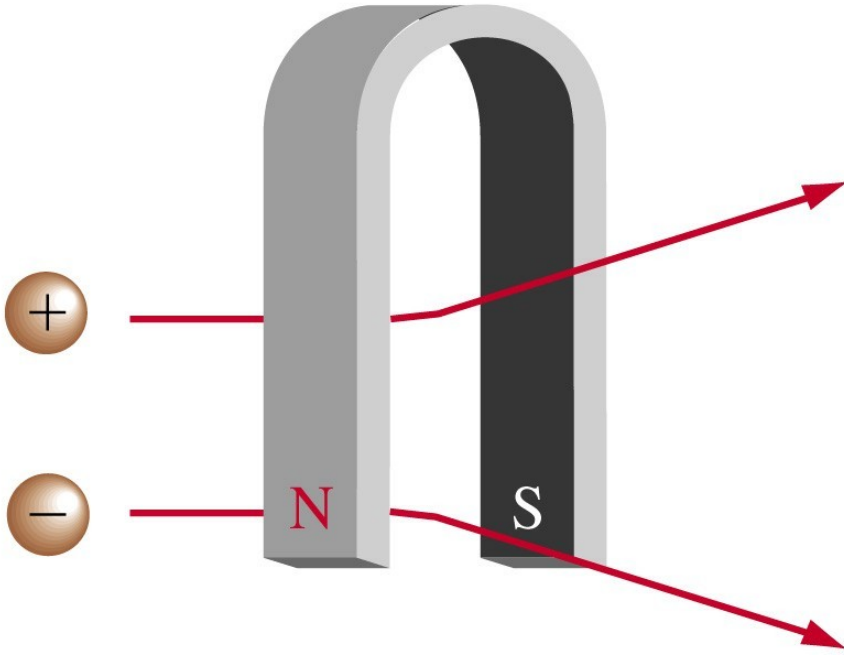


(a) Her iki cisim de negatif elektrik yükü taşır. Benzer yük taşıyan cisimler birbirini iterler.

(b) Cisimler herhangi bir elektrik yükü taşımadığından birbirleri üzerine kuvvet uygulamazlar.

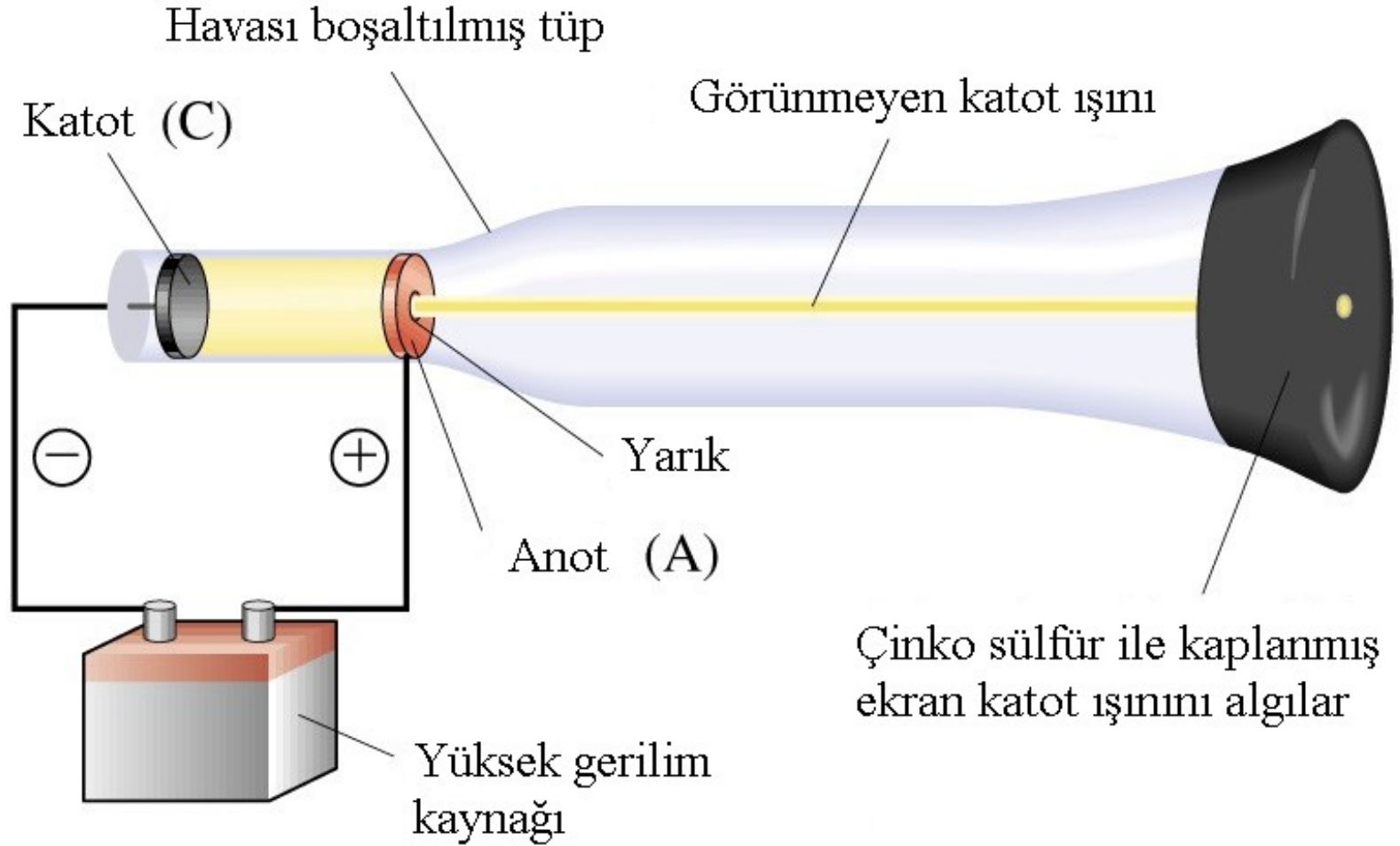
(c) Cisimler zıt yükler taşırlar (biri pozitif ve diğeri negatif) ve birbirlerini çekerler.

Manyetik Alanın Yüklü Parçacıklara Etkisi



- Yüklü parçacıklar bir manyetik alana dik olarak gönderilirse, alan tarafından saptırılırlar. Negatif yüklü parçacıklar bir yöne, pozitif yüklü parçacıklar zıt yöne saparlar.

Elektronların Keşfi



Katot Işını Tüpü

- İlk katot ışını tüpü **Micheal Faraday (1791-1867)** tarafından yaklaşık 150 yıl önce yapılmıştır.
- Yüksek gerilim kaynağı soldaki elektrot (katot) üzerinde negatif yük oluşturur. Sağdaki elektrotta (anot) ise pozitif yük meydana getirir.
- Faraday, havası büyük oranda boşaltılmış bir cam borudan elektrik akımını geçirdiği zaman, negatif uç (katot) tarafından yayılan *katot ışınlarını* keşfetmiştir.
- Gerçekte katot ışınları gözle görülmezler, ancak çarptıkları bir yüzeyden yaydıkları ışıkla görülebilirler.

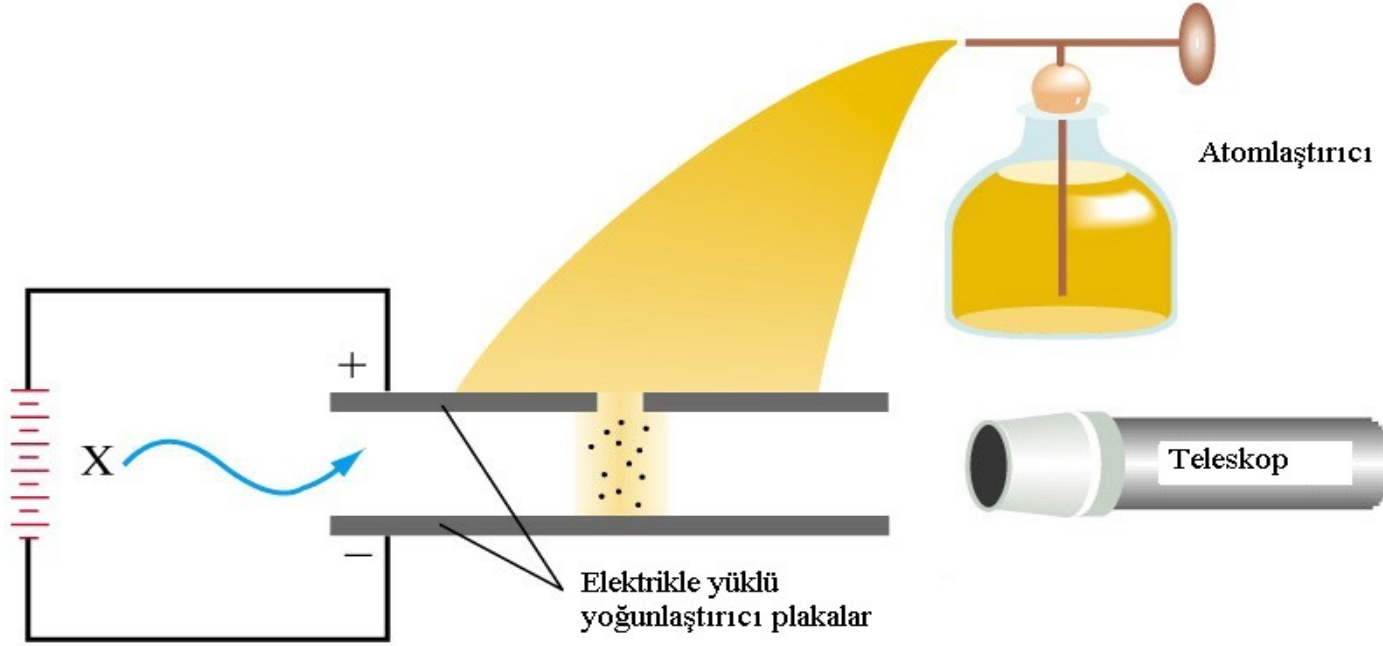
Katot Işınları ve Özellikleri

- Katottan çıkan katot ışını metal bir levhanın yarığından geçerek anoda gider. Katot ışını, ancak, çinko sülfür kaplanmış (ışıldayabilen madde) bir ekran üzerinde oluşturduğu yeşil floresansla görülebilir.
- **(Fluoresans:** Yüksek enerjili bir ışının bir madde yüzeyine çarpmasıyla ışık yayılmasına floresans denir.)
- Katot ışınlarının önemli bir özelliği, elektrik ve manyetik alanlardaki davranışlarıdır. Bu ışınlar elektrik alanında ve manyetik alanda, tıpkı negatif yüklü bir parçacık gibi sapmaya uğrarlar.

Katot ışınlarında kütle-yük, m/e oranının belirlenmesi

- Eğer katot ışınları demetini elektrik ve manyetik alan kuvvetleri ters yönde dengelerse, ekrana çarpan katot ışınları sapmaya uğramazlar.
- 1897'de Thomson katot ışınlarının kütlesinin (m) yüküne (e) oranını, yani m/e değerini hesapladı. Yapılan duyarlı ölçümler sonucunda bu oran $-5,6857 \times 10^{-9}$ g/Coulomb bulunmuştur (katot ışınları negatif yüklü olduklarından, kütle-yük oranda negatiftir).
- Yine Thomson, katot ışınlarının, bütün atomlarda bulunan, negatif yüklü *temel* parçacıklar olduğunu ileri sürdü.
- Bundan sonra katot ışınlarına **elektronlar** adı verildi.
- Bu terimi ilk kullanan George Stoney'dir (1874).

Millikan'ın Yağ Damlaması Deneyi



Millikan elektronun yükünü, iki metal elektrot arasına konulan küçük yüklü yağ damlaları üzerindeki **kütle çekim** ve **elektriksel çekim** kuvvetini dikkatli bir şekilde dengeleyerek buldu.

X-ışınları gibi ışınlar, iyonları (elektrik yüklü atom ya da moleküller) oluşturur. Bu iyonlardan bazıları damlacıklara katılarak, onları yüklü hale getirir. Elektrik yüklü plakalar arasına gelen damlaların **hızı ya artar ya da azalır**. Hızın nasıl değişeceği damlacıklar üzerindeki yükün büyüklüğüne ve işaretine bağlıdır.

Elektronun Yüğü

- ☆ Robert Millikan (1868-1940) 1906-1914 yılları arasında bir dizi ‘yağ damlası’ deneyi yaparak elektron yükünü (e) tayin etmiştir.
- ☆ Millikan, çok sayıda damlacığın davranışını inceleyerek elde ettiği sonuçlardan hareket etmiş ve bu damlacık üzerindeki **yük-büyüküğünün, q , elektron yükünün, e** , katları olduğunu göstermiştir. Yani, $q = n.e$ (burada $n = 1, 2, 3..$) olduğunu saptamıştır.
- ☆ Millikan **elektron yükünü** tayin etmiştir. Elektronun yükü $1,6022 \times 10^{-19}$ C’dur. Bu değeri, elektronun kütle/yük bağıntısında yerine konursa, kütle (m) için, $9,1094 \times 10^{-28}$ g değeri bulunur.
- ☆ Atom fiziğı ile uğraşan bilim insanları bundan sonra elektronların atom içinde nasıl bulunduklarını araştırmaya başlamışlardır.

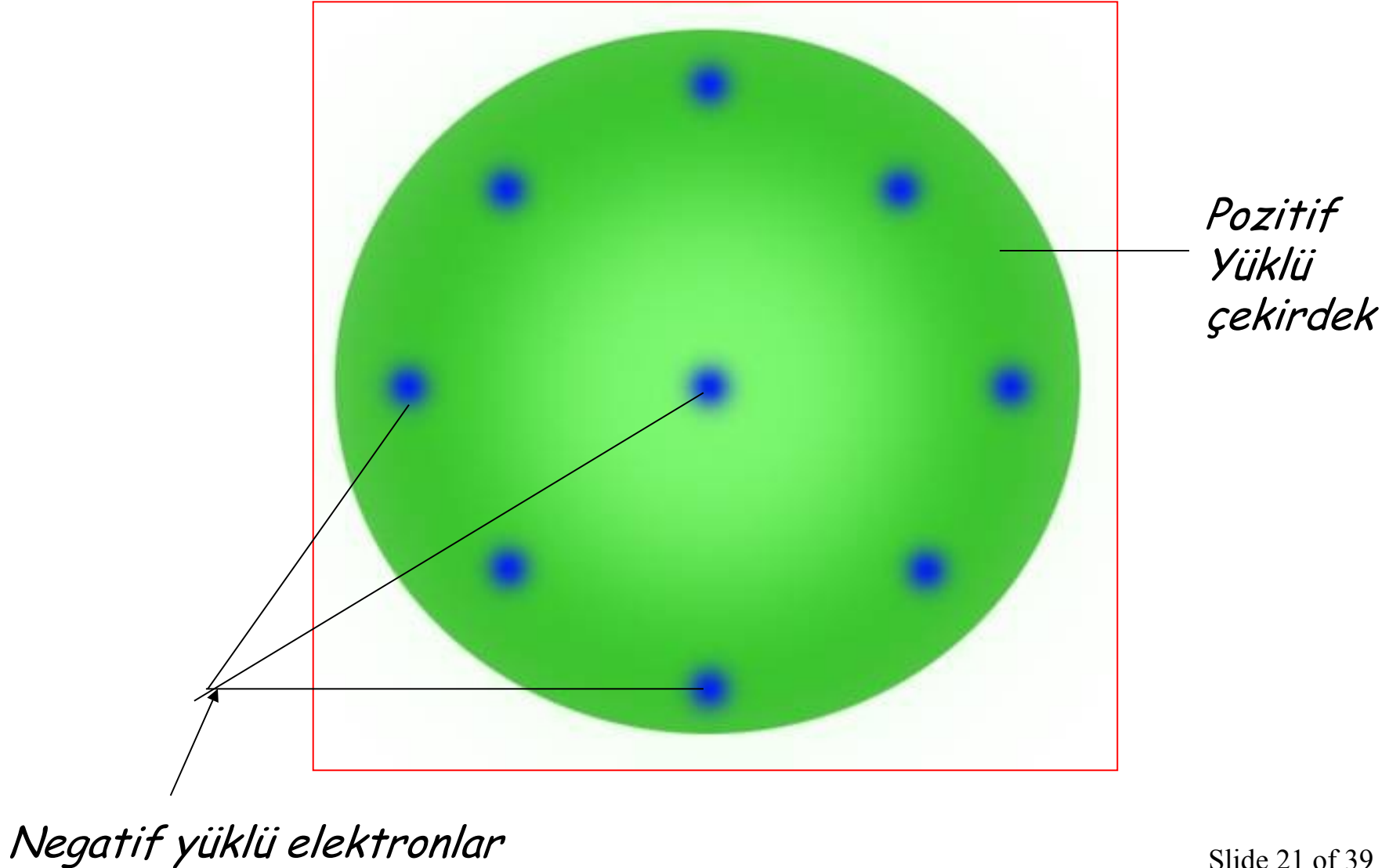
Thomson Atom Modeli

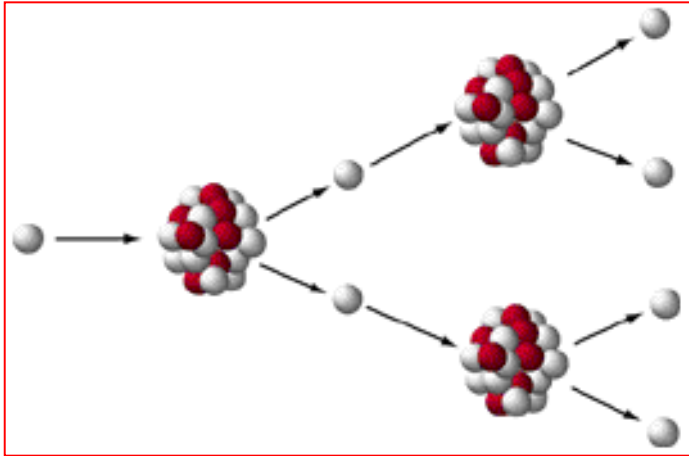
- J.J Thomson atom modeline göre, nötr bir atomda eksi yükü dengeleyen artı yükler bulunmalı ve bu artı yükler bulut şeklinde olmalıdır. Elektronlar bu pozitif yük bulutu içinde yüzmelidir.

Küresel Atom Modeli

- Bu modele göre helyum atomu pozitif bir yük bulutu (+2) ve iki elektron (-2) taşır.
- Eğer helyum atomu bir elektron kaybederse, yük kazanır ve bir iyon olur. Bu iyon He^+ şeklinde gösterilir ve +1 net yüke sahiptir.
- Eğer helyum atomu her iki elektronunu da kaybederse, He^{+2} iyonu oluşur.

Thomson Atom Modeli





RADYOAKTIVITE

X-ışınları ve Radyoaktiflik

- 1895'de **Wilhelm Roentgen** (1845-1923) katot ışını ile çalışırken, katot ışını tüpü *dışında* bulunan bazı maddelerin bir ışıma yaptığını ya da fluoresans ışık yaydığını farketti ve bu fluoresansın, katot ışını tüpünün yaydığı ışıktan ileri geldiğini gösterdi.
- Roentgen, bu ışığın niteliği bilinmediğinden buna *X-ışını* adını verdi.
- **Radyoaktiflik:** Kararsız bir atom çekirdeğinin küçük madde parçacıkları ve elektromanyetik ışınım vermesi olayıdır.

- 1896 yılında **H. Becquerel** Uranyumun gözle görülmeyen ışınlar yaydığını keşfetmiştir.
- **Ernest Rutherford** radyoaktif maddelerin yaydığı ışınlardan ikisini, **alfa** (α) ışını ve **beta** (β) ışınını bulmuştur.
- **M. Curie** ve **P. Curie** uranyum filizlerinden diğer iki radyoaktif izotopu **Polonyum** ve **Radyumu** bulup ayırmayı başarmışlardır.

Alfa, Beta ve Gama Işınları

- **Alfa (α) parçacıkları**, iki temel pozitif yük birimi taşıyan ve helyumun kütlesine sahip olan taneciklerdir ve **He²⁺ iyonu** ile aynı özelliğe sahiptirler.
- **Beta (β) parçacıkları**, radyoaktif atomların çekirdeğinde meydana gelen değişimler sonucu ortaya çıkan negatif yüklü taneciklerdir ve **elektron** ile aynı özellikleri taşırlar.
- **Gama (γ) ışınları**, parçacık değildir ve deliciliği çok fazla olan elektromanyetik ışıındır. Yüksek enerjili ışınlardır. Paul Villard (1900) tarafından keşfedilmiştir.



Wilhelm Röntgen (1845-1923)



Marie Curie (1867 - 1934)

1903 Nobel Fizik Ödülü

Alfa, Beta ve Gama Işınları

- Radyoaktif madde, kurşun bir bloğun içindeki oyuğa konur. Oyuğun ağzından dışarı yayılanlar dışında, bütün ışın kurşun blok tarafından tutulur. Dışarı çıkan ışın bir elektrik alanından geçirilirse, üç ışın demetine ayrılır.
- Sapmayan ışın **gama (γ) ışınıdır.**
- Negatif yüklü plakaya doğru sapan ışın demeti pozitif yüklüdür ve **alfa (α) parçacıklarıdır.**
- Üçüncü demet ise pozitif yüklü plakaya doğru sapar ve **beta (β) parçacıklarından** oluşmuştur.

Rutherford Atom Modeli

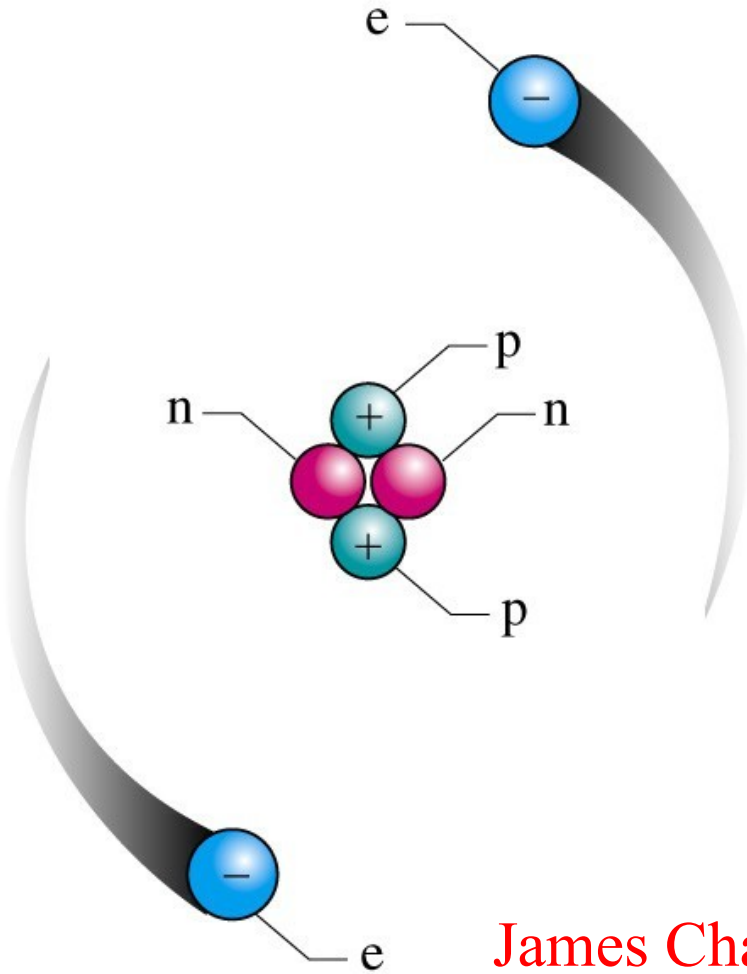
Rutherford 1911'de bu deney sonuçlarına açıklama getirmiştir. **Rutherford atom modeli** şu özelliklere sahiptir;

1. Bir atomun kütesinin çok büyük bir kısmı ve pozitif yükün tümü, çekirdek denen çok küçük bir bölgede yoğunlaşır. *Atomun büyük bir kısmı boş bir uzay parçasıdır.*
2. Pozitif yükün büyüklüğü atomdan atoma değişir ve elementin atom ağırlığının yaklaşık yarısıdır.
3. Çekirdeğin dışında, çekirdek yüküne eşit sayıda elektron bulunur. Atomun kendisi elektrik yükü bakımından nötrdür.

Atom Çekirdeği- Proton ve Nötronların Keşfi

Rutherford protonları keşfetti (1919)

Burada elektronlar çekirdeğe gerçekte olduğundan çok daha yakın çizilmiştir. Gerçekte ise; eğer atom 5m x 5m x 5m boyutlarında bir oda ise, çekirdek sadece bu yazılan cümlemin kapladığı yer kadardır.



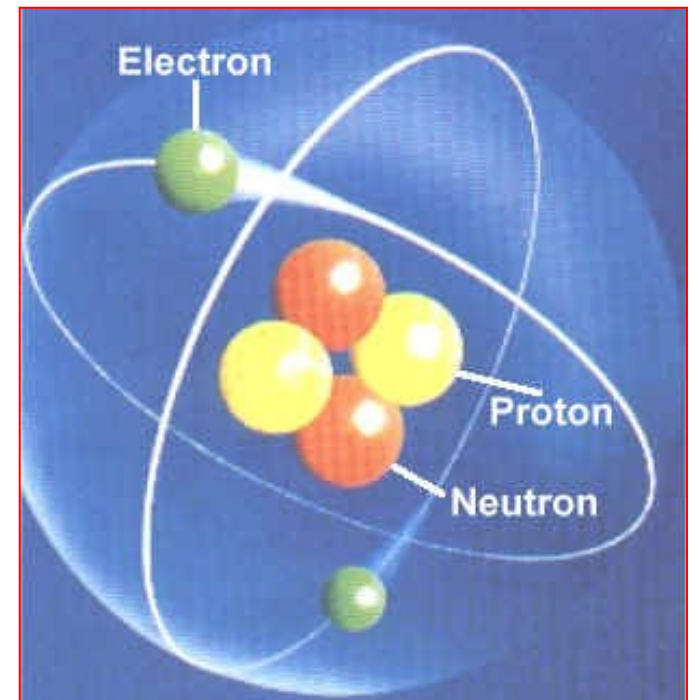
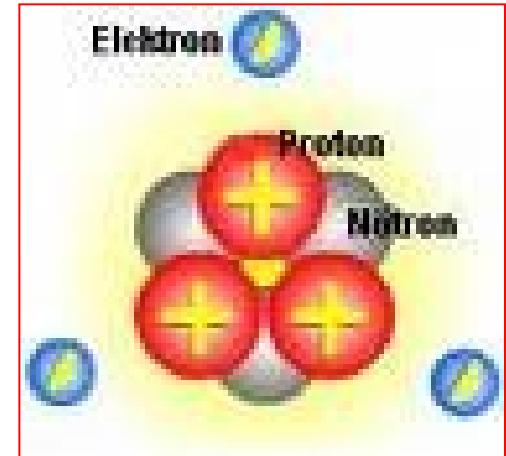
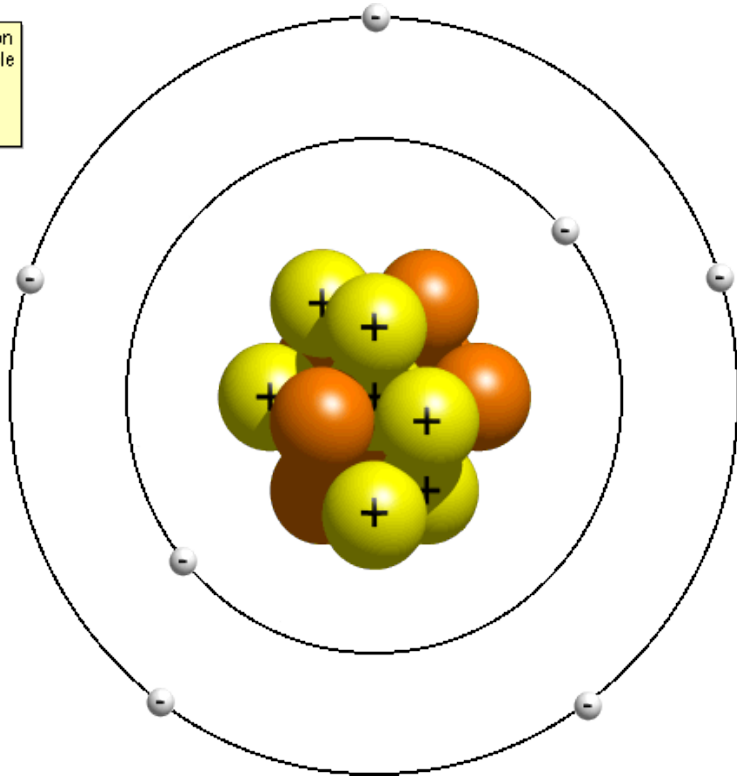
James Chadwick nötronları keşfetti (1932)

ATOMUN YAPISI

- Elektronlar atomun bir parçasıdır. Elektronlar (–) yüklü parçacıklardır, atomlar ise nötrdür (elektrikçe yüksüz).
- Dolayısıyla atomlarda elektronların yükünü dengeleyecek (+) yüklü parçacıkların olması gerekir.

- Çekirdek, atomun bir diğer parçası olup elektronlarla eşit oranda fakat ters işaretli yük taşırlar.
- Atomlar **elektron, proton** ve **nötron** olarak bilinen **üç temel** parçacığın bir araya gelerek oluşturdukları birimlerdir.
- Her atom bir **çekirdek** ve bir ya da daha fazla sayıda **elektronlardan** oluşmuştur.
- **Proton** ve **nötronlar** çekirdeğin içinde bulunurlar.
- Dolayısıyla, çekirdek atomun aşağı yukarı tüm kütleini oluşturur.

Nitrogen's Electron
Configuration Table
 $1s^2$
 $2s^2 2p^3$



Üç Temel Taneciğin Özellikleri

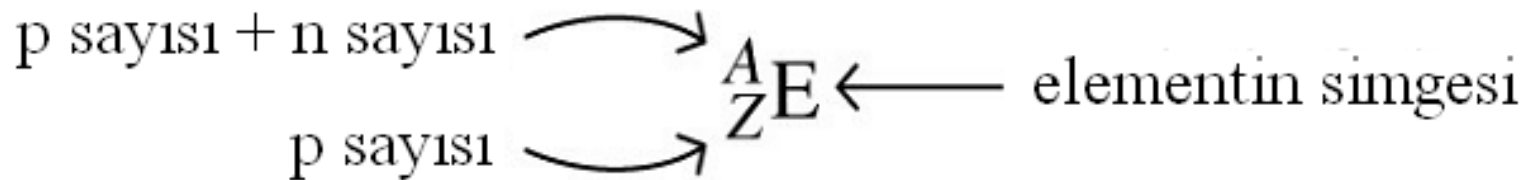
<u>Parçacık</u>	<u>Kütle</u>		<u>Elektrik Yüğü</u>	
	SI(kg)	(akb)	SI(Coulomb)	Atom
Elektron	$9,109 \times 10^{-31}$	0,00054858	$-1,602 \times 10^{-19}$	-1
Proton	$1,673 \times 10^{-27}$	1,0073	$+1,602 \times 10^{-19}$	+1
Nötron	$1,675 \times 10^{-27}$	1,0087	0	0

- Atomik kütle birimi (akb), karbon-12 kütlesinin tam $1/12$ 'si kadardır.
- $1 \text{ akb} = 1,66054 \times 10^{-24} \text{ kg}$
- Günümüzde modern parçacık fiziği nötron ve protonun daha temel atom altı parçacıklardan oluştuğunu varsaymaktadır.

Kimyasal Elementler

(İzotoplar, Atom Numarası ve Kütle Numarası)

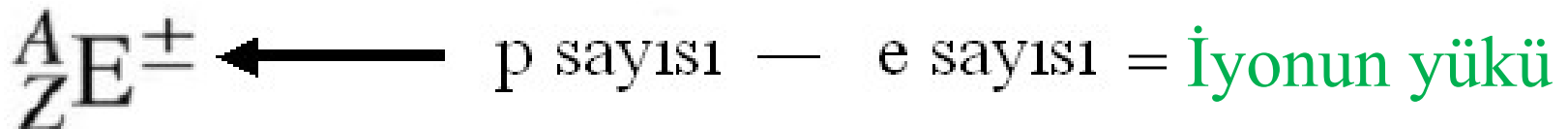
- Her bir elementin bir adı ve simgesi vardır;



A = Kütle numarası

Z = Atom numarası

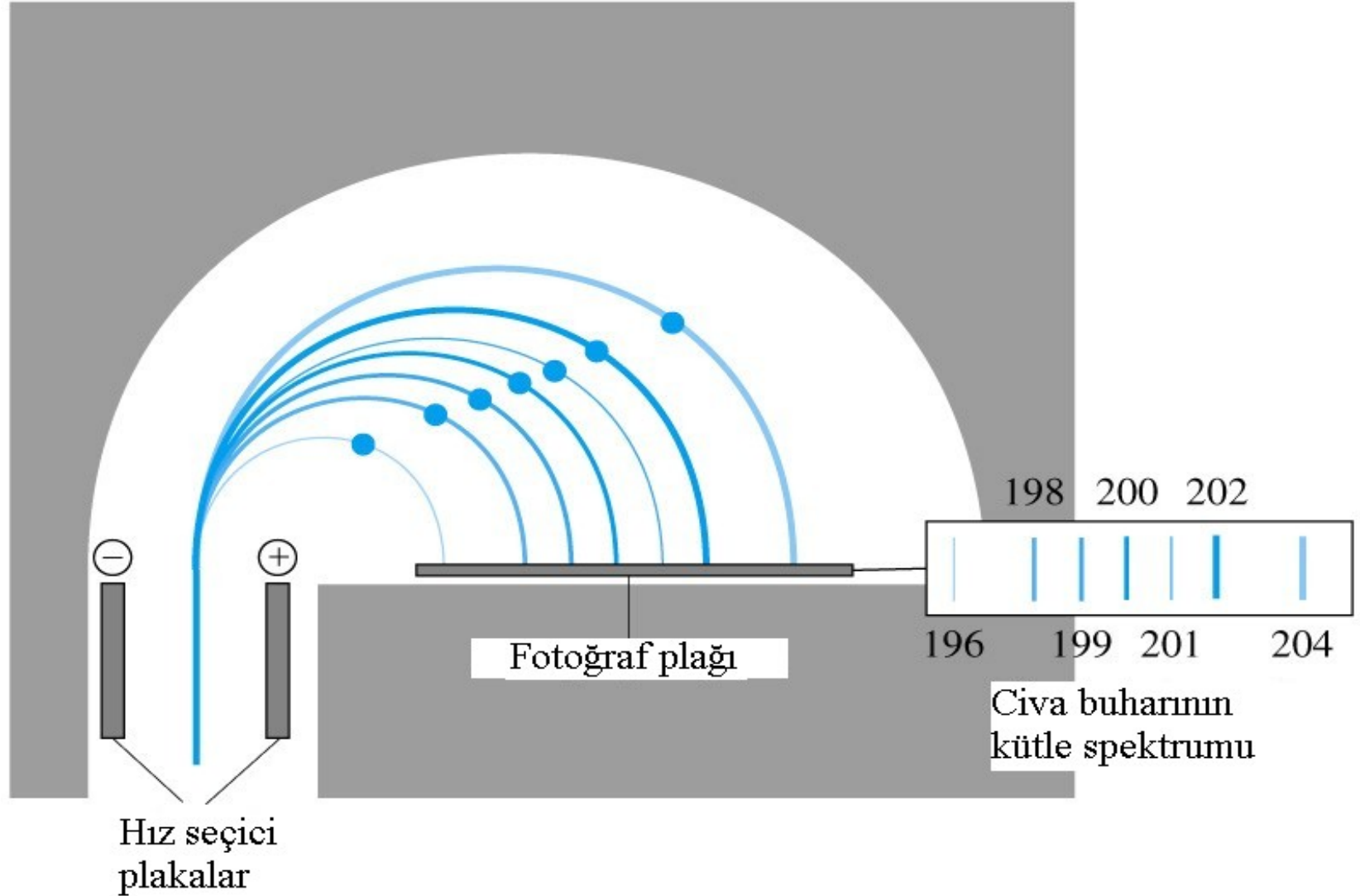
$$\text{nötron sayısı} = A - Z$$



- Aynı atom numarasına (Z), farklı kütle numarasına (A) sahip atomlara **izotoplar** denir.

İzotop Kütlelerinin Saptanması

Kütle Spektrometresi



2-5 Atom Kütlesi

- Atom kütleleri için tam 12 standart alındığı halde, karbonun atom kütlesi 12,011 olarak verilmektedir.
- Doğal karbonda ayrıca karbon ^{13}C -13 de bulunur.
- Bu iki izotopun varlığı gözlenen atom kütlelerinin 12'den büyük olmasını sağlar.
- Bir elementin **atom kütlesi (ağırlığı)**, izotopların doğada bulunma oranlarına göre, *ağırlıklı* atom kütlelerinin ortalamasıdır.
- Ağırlıklı atom kütlesi** aşağıdaki genel eşitliğe göre hesaplanır;

$$\begin{array}{l} \text{Elementin} \\ \text{Atom kütlesi} \end{array} = \begin{array}{l} (\text{İzotop 1'in} \\ \text{bolluk kesri} \end{array} \times \begin{array}{l} \text{İzotop 1'in} \\ \text{kütlesi} \end{array} + \begin{array}{l} (\text{İzotop 2'nin} \\ \text{bolluk kesri} \end{array} \times \begin{array}{l} \text{İzotop 2'nin} \\ \text{kütlesi} \end{array} + \dots$$

2-7 Mol Kavramı ve Avogadro Sayısı

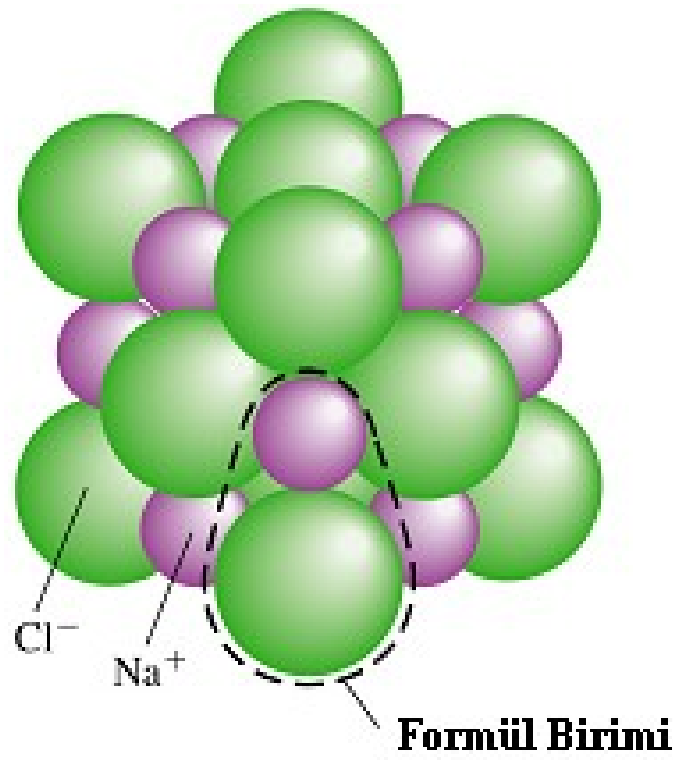
- Atomlar ve moleküller normal yollarla sayılamadığından, miktarlarının kütlelerin ölçülmesi gibi başka yollardan belirlenmesi gerekiyordu.
- Bir elementin ölçülen kütlesiyle, belirli fakat sayılamayan atom sayısı arasında bir bağıntı gerekiyordu.
- Sayılamayacak çokluktaki tek çeşit bir maddenin miktarı SI birim sisteminde *mol* birimiyle ifade edilir.

- **Bir mol**, tam 12 g karbon-12'de bulunan karbon-12 atomlarının sayısı kadar tanecik içeren madde miktarıdır.

- Atom ve molekül gibi taneciklerin bir molünün içerdiği tanecik sayısına **Avogadro sayısı (N_A)** denir.

$$N_A = 6,02214199 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

- Bir mol atomun kütleğine **mol kütleşi, M_A** denir.



Bölüm 3: Kimyasal Bileşikler

İçindekiler

- 3-1** Kimyasal Bileşik Çeşitleri ve Formülleri
- 3-2** Mol Kavramı ve Kimyasal Bileşikler
- 3-3** Kimyasal Bileşiklerin Bileşimi
- 3-4** Yükseltgenme Basamakları: Kimyasal Bileşiklerin Açıklanması
- 3-5** Kimyasal Bileşiklerin Adlandırılması
- 3-6** İnorganik Bileşiklerin Adları ve Formülleri
- 3-7** Organik Bileşiklerin Adları ve Formülleri

3-1 Kimyasal Bileşik Çeşitleri ve Formülleri

- Su, amonyak, karbon monoksit, karbon dioksit, hepimizin bildiği basit kimyasal bileşiklerdir.
- Bütün bileşiklerin genel bir özelliği, iki ya da daha fazla elementten oluşmalarıdır.
- Bütün bileşikler, elementlerin periyodik çizelgedeki özelliklerinden yararlanılarak sınıflandırılırlar.
- Bileşikler kendilerini oluşturan elementlerin simgelerini içeren **kimyasal formüllerle** gösterilirler.
- Kimyasal bileşiklerde atomları bir arada tutan **iki temel kimyasal bağ vardır;**
- Atomlar arasında elektron ortaklaşması ile oluşan ve molekül yapısında bileşikler meydana getiren **kovalent bağlar.**
- Atomların birbirine elektron aktarması ile oluşan ve iyonik bileşikler veren **iyonik bağlar.**

Molekül Bileşikler

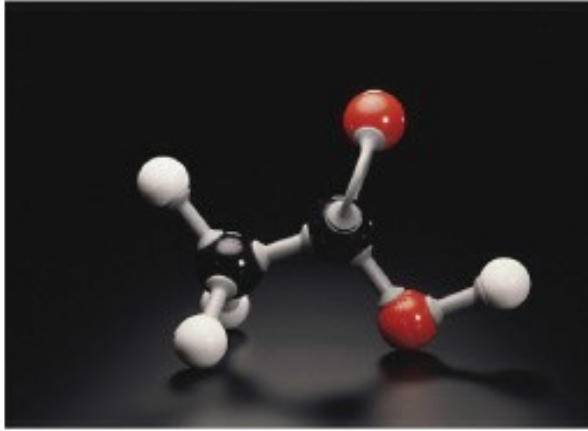
- Molekül yapısındaki bileşik, **molekül** adı verilen bağımsız birimlerden oluşur.
- Bu molekülde az sayıda ametal atomları kovalent bağlarla bir arada tutulurlar.
- Molekül yapısında bileşiği göstermek için, kimyasal formül kullanırız. **Kimyasal formül** simgelerle gösterilir ve bu formül;
 - **bileşikte bulunan elementleri,**
 - **her bir elementin bağl atom sayısını belirtir.**

Kaba formül; bir bileşik için en basit formüldür; bileşikteki atomları ve bunların bağl sayılarını gösterir.

Molekül formülü; bileşiğin gerçek formülüdür. Bazı durumlarda kaba ve molekül formülleri aynıdır. Diğer durumlarda, molekül formülü kaba formülün katlarıdır.

Molekül Bileşikler

Asetik asit bileşiğinin değişik formülleri

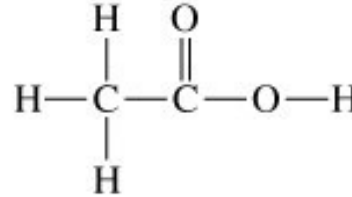


Molekül modeli:
("top ve çubuk modeli")

Kaba formül: CH_2O

Molekül formülü: $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$

Yapı formülü:



Molekül modeli:
("uzay-dolgu modeli")

Yapı formülü (yapısal formül); bir moleküldeki atomların hangi bağ türleriyle ve nasıl bağlandıklarını gösterir.

Yapı formülündeki kovalent bağlar çizgilerle (-) verilir. Bağlardan biri çift çizgiyle (=) yazılır ve *ikili kovalent bağ* adını alır.

Top-Çubuk Modeli

Uzay-Dolgu Modeli

Standart Renk Şeması



H



B



C



N



O



F



Si



P



S



Cl

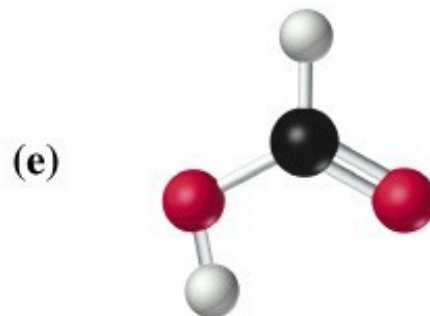
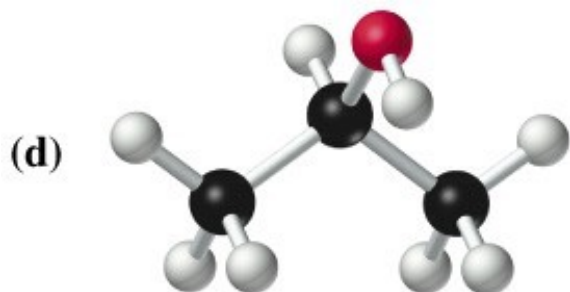
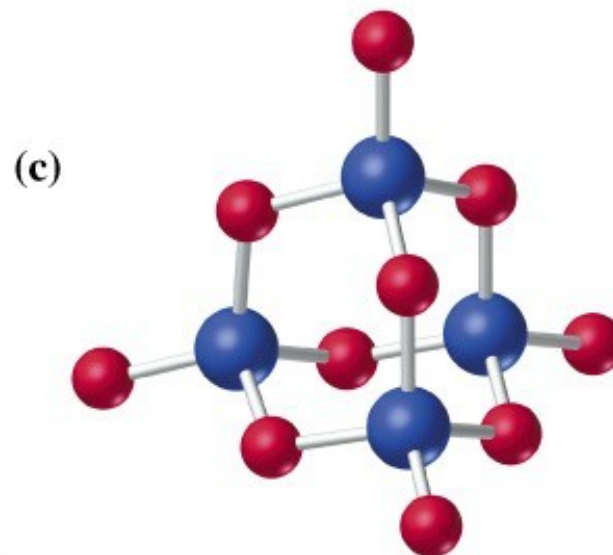
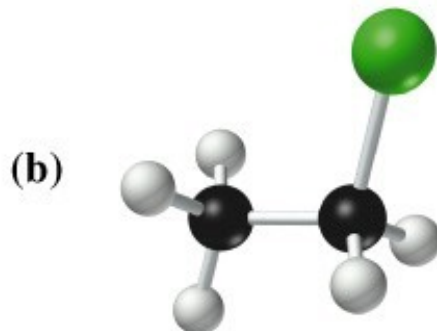
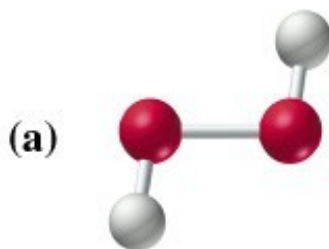
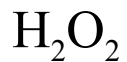


Br



I

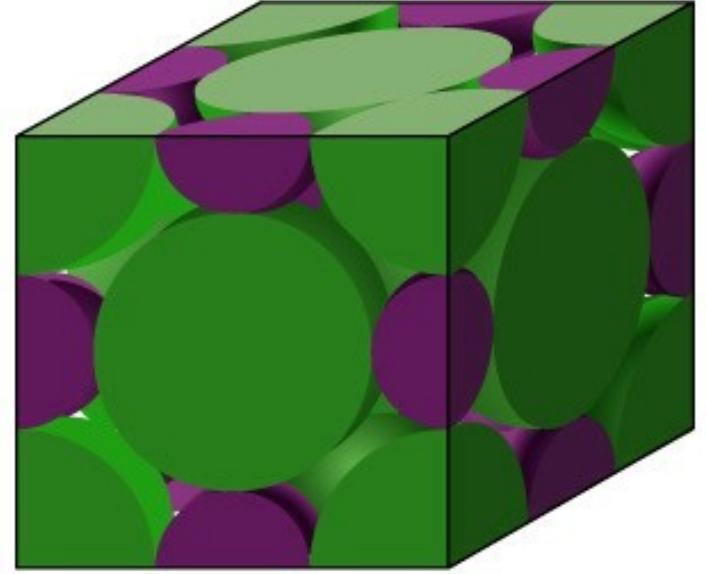
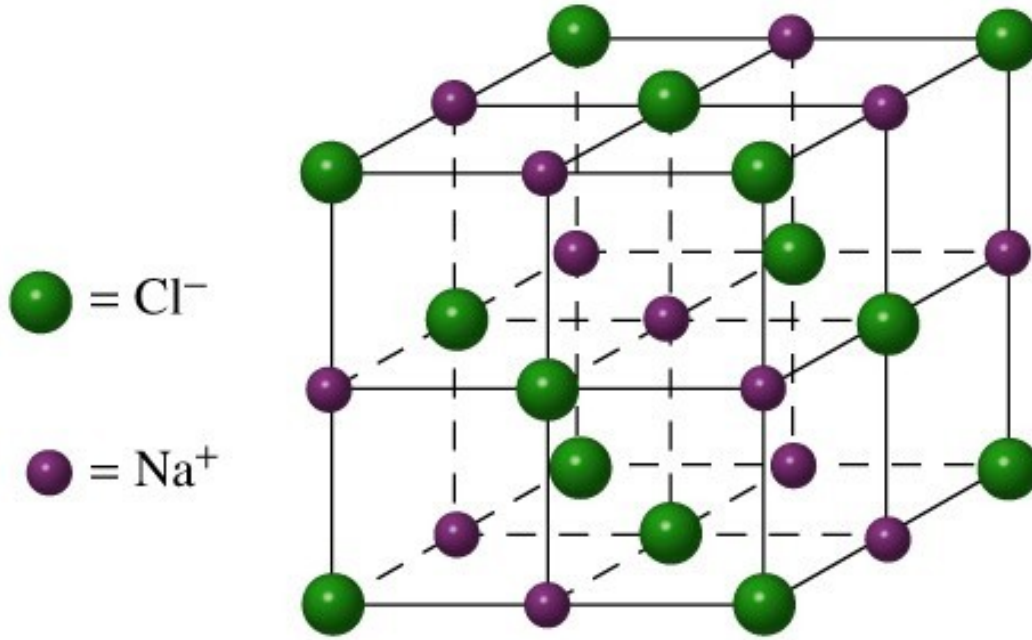
Örnek Moleküller



İyonik Bileşikler

- Bir metal ve ametalin kimyasal olarak birleşmesi *iyonik bir bileşik* verir.
- **İyonik Bileşik** pozitif ve negatif iyonların elektrostatik çekim kuvveti ile bir araya gelmesinden oluşur.
- Metal atomları ametal atomları ile birleştiği zaman, bir ya da daha fazla elektron kaybetme, ametal atomları da bir ya da daha fazla elektron alma eğilimindedirler. Bu elektron aktarımının sonucu olarak, metal atomu pozitif iyon (**katyon**) ve ametal atomu negatif iyon (**anyon**) haline gelir.

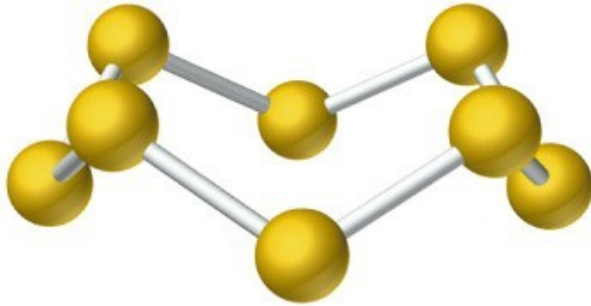
Sodyum Klorür



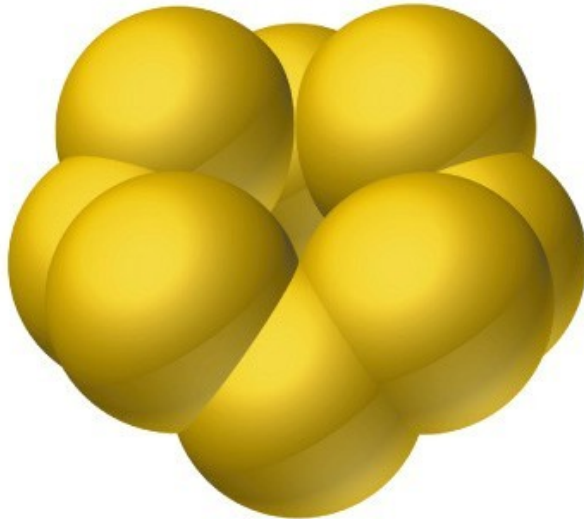
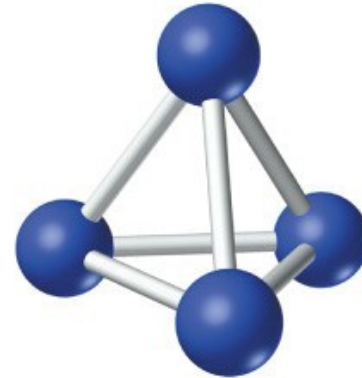
- **Formül birimi** (iyonların en küçük oranı) NaCl 'dir.
- İyonik bir bileşiğin formül birimi, **kristal** adı verilen ve iyonlardan oluşan çok büyük bir ağ örgüsü içinde bulunur.

Moleküler Elementler

S_8

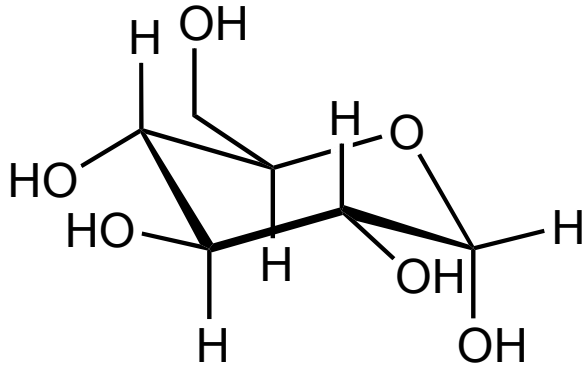


P_4



3-2 Mol Kavramı ve Kimyasal Bileşikler

Molekül Kütlesi



Glukoz:

Molekül formülü (Gerçek Formül)



Kaba formülü (En basit formül) CH_2O

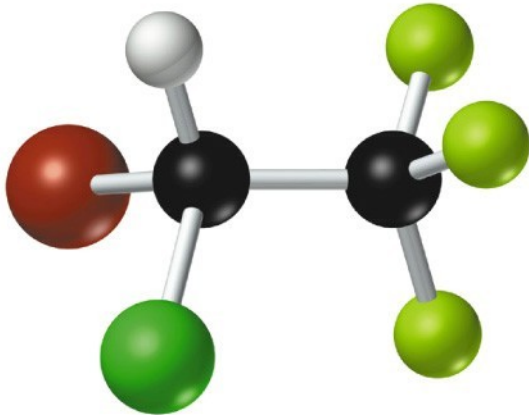
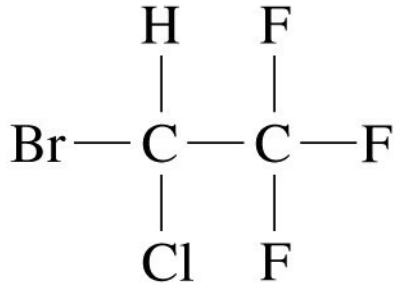
Molekül Kütlesi: İzotoplarının karışımının doğal oluşumlarının kullanılması,

$$6 \times 12,01 + 12 \times 1,01 + 6 \times 16,00 = 180,18$$

Tam Kütlesi: Bol olarak bulunan izotoplarının kullanılması,

$$6 \times 12,000000 + 12 \times 1,007825 + 6 \times 15,994915 = 180,06339$$

3-3 Kimyasal Bileşiklerin Bileşimi



HALOTAN : $\text{C}_2\text{HBrClF}_3$

Mol oranı $n_{\text{C}}/n_{\text{halotan}}$

Kütle oranı $m_{\text{C}}/m_{\text{halotan}}$

Örnek 1

Bileşiğin Yüzde Kütle Bileşiminin Hesaplanması

Halotanın mol kütlelerini hesaplayınız

$$\begin{aligned}M(\text{C}_2\text{HBrClF}_3) &= 2M_{\text{C}} + M_{\text{H}} + M_{\text{Br}} + M_{\text{Cl}} + 3M_{\text{F}} \\&= (2 \times 12,01) + 1,01 + 79,90 + 35,45 + (3 \times 19,00) \\&= 197,38 \text{ g/mol}\end{aligned}$$

Sonra, bir mol bileşikteki kütle oranlarını ve yüzdelerini hesaplayınız:

$$\%C = \frac{(2 \times 12.01)g}{197.38g} \times \% 100 = \% 12.17$$

Örnek 1

$$\%C = \frac{(2 \times 12.01)g}{197.38g} \times \%100 = \%12.17$$

$$\%H = \frac{1.01g}{197.38g} \times \%100 = \%0.51$$

$$\%Br = \frac{79.90g}{197.38g} \times \%100 = \%40.48$$

$$\%Cl = \frac{35.45g}{197.38g} \times \%100 = \%17.96$$

$$\%F = \frac{(3 \times 19.00)g}{197.38g} \times \%100 = \%28.88$$

Örnek Soru

- Soru: Aşağıdaki reaksiyonda 5.00 gram etanol (C_2H_5OH) tamamen yandığında kaç gram su (H_2O) oluşur? Yanma Denklemi:
- $C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$
- **Adım 1:** Etanolün mol kütleini hesapla:
- $C_2H_5OH = (2 \times 12.01) + (6 \times 1.008) + (1 \times 16.00) = 46.08 \text{ g/mol}$
- **Adım 2:** Etanolün mol sayısını hesapla:
- $\text{Mol sayısı} = 5.00 \text{ g} / 46.08 \text{ g/mol} = 0.108 \text{ mol}$
- **Adım 3:** Tepkimeye göre her 1 mol etanol, 3 mol su üretir. O hâlde:
- $\text{Mol sayısı } (H_2O) = 0.108 \text{ mol} \times 3 = 0.324 \text{ mol}$
- **Adım 4:** Suyun mol kütlei 18.02 g/mol olduğuna göre, oluşan suyun kütlei:
- $\text{Kütle} = 0.324 \text{ mol} \times 18.02 \text{ g/mol} = 5.84 \text{ g}$
- **Cevap:** 5.00 gram etanol yandığında **5.84 gram su** oluşur.

Bir Bileşiğin Deneyisel Olarak Bulunan Yüzde Bileşiminden Formülünün Bulunması

1. Elinizdeki örneğin tam 100 g olduğunu varsayınız.
2. 100 g örnekteki kütleleri mollere çeviriniz.
3. Bulunan mol değerlerine uyan formülü yazınız.
4. Bulduğunuz sayıları en küçüğüne bölerek indisleri tam sayı haline getirmeye çalışınız.
5. Bu noktada indisler tam sayılardan çok az farklı ise bu rakamları tam sayıya yuvarlayınız. Bir veya daha fazla indis tam sayılı değilse, bütün indisleri tam sayı yapacak küçük bir tam sayı ile çarpınız.

Örnek 2

Bir Bileşiğin Kaba ve Molekül Formüllerinin Yüzde Bileşimlerinden Bulunması

Dibütil süksinat ev karıncaları ve hamam böceklerine karşı kullanılan bir böcek kovucudur. Bileşimi; % 62,58 C, % 9,63 H ve % 27,79 O'dir. Deneyisel olarak bulunan molekül kütlesi 230 akb'dir. Dibütil süksinatın kaba ve molekül formüllerini bulunuz.

1.Basamak: 100,0 g örnekteki elementlerin kütlelerini belirleyiniz.

62,58 g C; 9,63 g H; 27,79 g O

Örnek 2

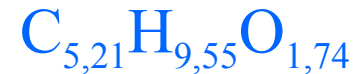
2.Basamak: Bütün bu kütleleri mole çeviriniz.

$$n_C = \frac{65.58 \text{ g C}}{12.011 \text{ g C}} \times \frac{1 \text{ mol C}}{1} = 5.210 \text{ mol C}$$

$$n_H = \frac{9.63 \text{ g H}}{1.008 \text{ g H}} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1} = 9.55 \text{ mol H}$$

$$n_O = \frac{27.79 \text{ g O}}{15.999 \text{ g O}} \times \frac{1 \text{ mol O}}{1} = 1.737 \text{ mol O}$$

3.Basamak: Bulduğunuz mol sayılarına göre geçici bir formül yazınız.

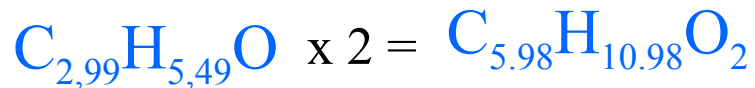


4.Basamak: Geçici formüldeki her bir sayıyı en küçüğüne bölünüz.



Örnek 2

5.Basamak: Bütün sayıları tam sayı yapmak için, indisleri uygun bir tamsayı ile çarpınız. Burada 2 ile çarpmamız gerekir:



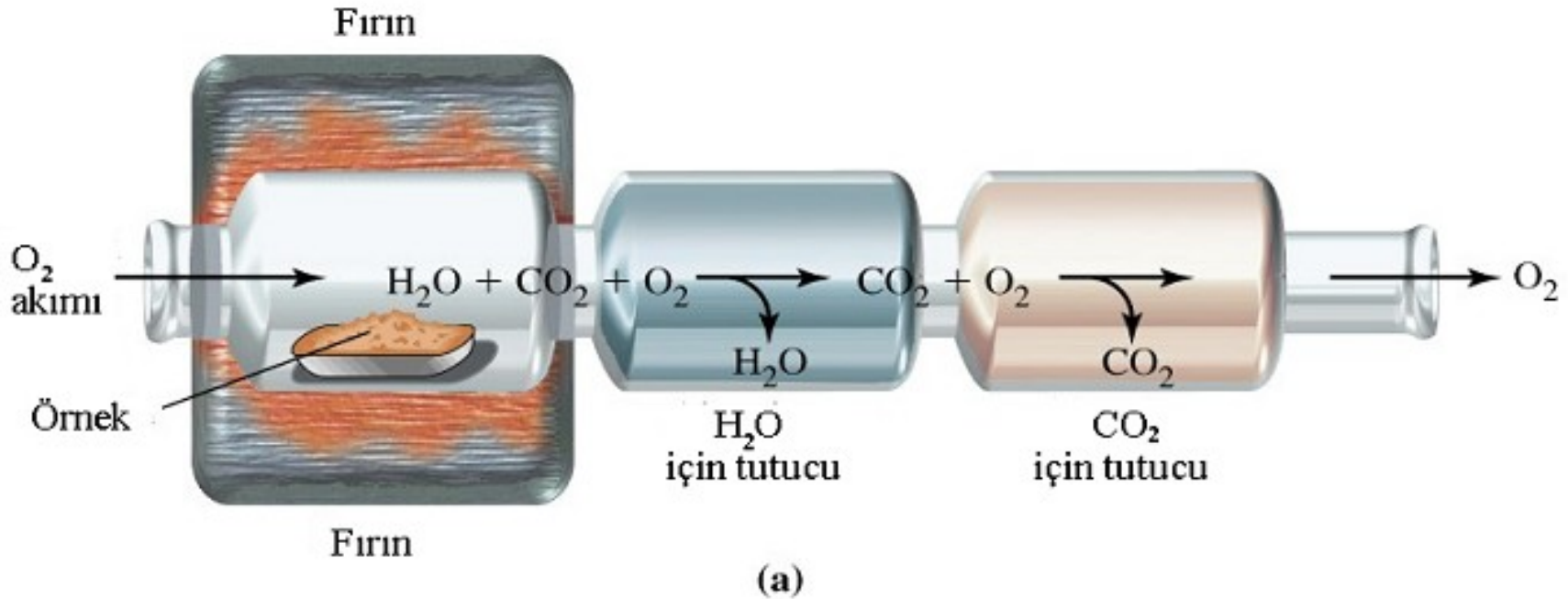
Kaba Formülü $\text{C}_6\text{H}_{11}\text{O}_2$ 'dir.

6.Basamak: Molekül formülünün belirlenmesi.

Kaba formülün kütlesi 115 akb. ($6 \cdot 12 + 11 \cdot 1 + 16 \cdot 2$)
Molekül formülün kütlesi 230 akb.

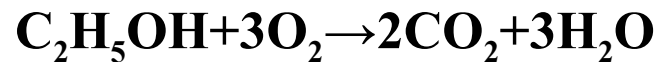
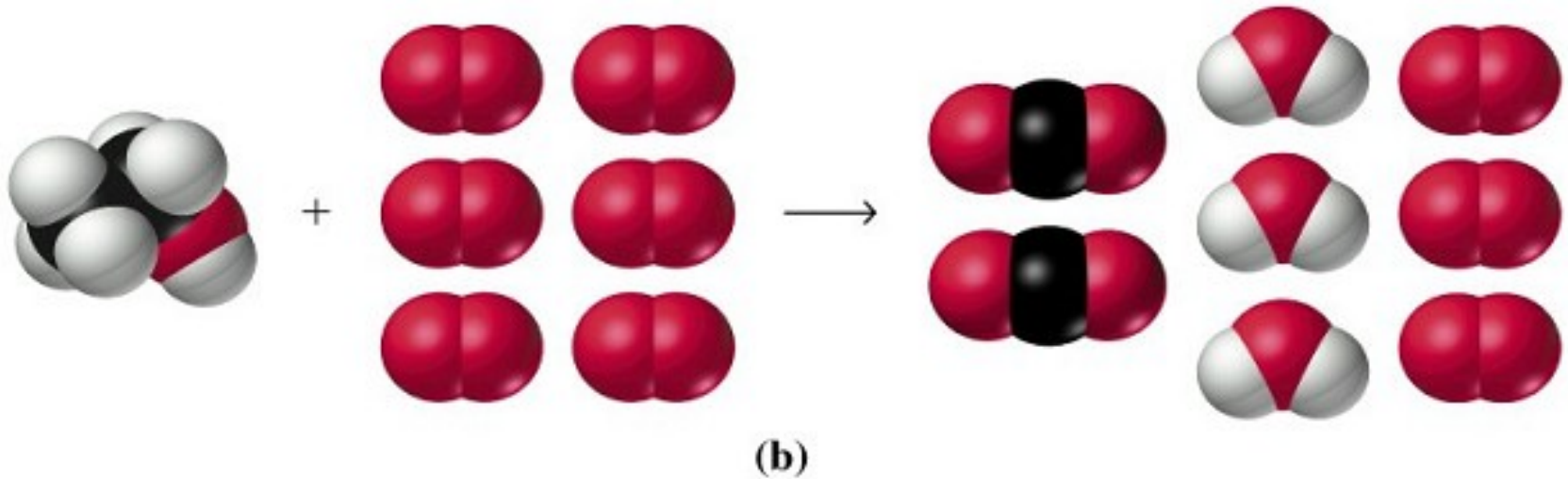
Molekül formülü $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_4$ 'dir.

Yakma Analizi



Kolay yanan bileşiklerin kaba formüllerini belirlemek için bu deney yöntemi kullanılabilir. *Yakma analizinde* belli ağırlıkta bileşik örneği, oksijen gazı akımında yakılır. Oksijen gazı, analiz edilecek örneği içeren yanma tüpünden geçer. Düzenegin bu kısmında yüksek sıcaklık fırını vardır. Yanma ürünleri fırını terk ederken tutulurlar. Su buharı magnezyum perklorat ve CO₂ gazı NaOH (Na₂CO₃ verir) tarafından tutulurlar. Yakmadan önce ve yakmadan sonra tutucuların kütlelerinin farkı, yakma tepkimesinde oluşan H₂O ve CO₂'nin kütlelerini verir (a).

Yakma Analizi



Etanolün Yanmasının Molekül Gösterilişi

Her bir etanol molekülü iki CO_2 ve üç H_2O molekülü oluşturur. Yakma işlemi aşırı oksijenli ortamda olur ve tepkime sonunda O_2 molekülleri artar. Burada kütlenin korunumuna dikkat ediniz (b).

3-5 Bileşiklerin Adlandırılması

Organik ve İnorganik Bileşikler

- Bileşikleri adlandırmada karışıklığa meydan vermemek için bir adlandırma sistemine ihtiyaç vardır.
- Karbon ve hidrojenden ya da karbon, hidrojen, azot, oksijen ve daha birkaç elementten oluşmuş bileşikler **organik bileşikler** adını alırlar. Bunlar özel bir kimya dalı olan *organik kimyada* incelenirler.
- Bu tanımın dışında kalanlar ise **inorganik bileşikler** adını alırlar. Bu bileşiklerin incelendiği kimya dalı ise *inorganik kimyadır*.

3-6 İnorganik Bileşiklerin Adları ve Formülleri

Metal ve Ametallerin İkili Bileşikleri

NaCl = sodyum klorür

Yük olarak nötr

Metalin adını
değiştirmeden

“ür” eki getirilir

MgI_2 = magnezyum iyodür

Al_2O_3 = aluminyum oksit

Na_2S = sodyum sülfür

TABLO 3.1 Bazı Basit İyonlar

İsim	Sembol	İsim	Sembol
Pozitif iyonlar(katyonlar)			
Lityum iyonu	Li^+	Krom(II) iyonu	Cr^{2+}
Sodyum iyonu	Na^+	Krom(III) iyonu	Cr^{3+}
Potasyum iyonu	K^+	Demir(II) iyonu	Fe^{2+}
Rubidyum iyonu	Rb^+	Demir(III) iyonu	Fe^{3+}
Sezyum iyonu	Cs^+	Kobalt(II) iyonu	Co^{2+}
Magnezyum iyonu	Mg^{2+}	Kobalt(III) iyonu	Co^{3+}
Kalsiyum iyonu	Ca^{2+}	Bakır(I) iyonu	Cu^+
Stronsiyum iyonu	Sr^{2+}	Bakır(II) iyonu	Cu^{2+}
Baryum iyonu	Ba^{2+}	Civa(I) iyonu	Hg_2^{2+}
Aluminyum iyonu	Al^{3+}	Civa(II) iyonu	Hg^{2+}
Çinko iyonu	Zn^{2+}	Kalay(II) iyonu	Sn^{2+}
Gümüş iyonu	Ag^+	Kurşun(II) iyonu	Pb^{2+}
Negatif iyonlar (anyonlar)			
Hidrür iyonu	H^-	İyodür iyonu	I^-
Florür iyonu	F^-	Oksit iyonu	O^{2-}
Klorür iyonu	Cl^-	Sülfür iyonu	S^{2-}
Bromür iyonu	Br^-	Nitrür iyonu	N^{3-}

İki Ametalin İkili Bileşikleri

Molekül Bileşikler

- Genellikle pozitif yükseltgenme basamağına sahip element önce yazılır;

HCl ; Hidrojen klorür

- Bazı metal çiftleri birden çok bileşik yaparlar ve bunların adları farklıdır.

mono 1

di 2

tri 3

tetra 4

penta 5

hekza 6

hepta 7

okta 8

Tablo 3.2 İkili Moleküllerin adlandırılması

Formülü	Adı ^a
BCl_3	bor triklorür
CCl_4	karbon tetraklorür
CO	karbon monoksit
CO_2	karbon dioksit
NO	azot monoksit
NO_2	azot dioksit
N_2O	dizot monoksit
N_2O_3	diazot trioksit
N_2O_4	diazot tetroksit
N_2O_5	diazot pentoksit
PCl_3	fosfor triklorür
PCl_5	fosfor pentaklorür
SF_6	kükürt hekzaflorür

^a Örnek "a" ya da "o" ile sona erer ve elementin adı "a" ya da "o" ile başlarsa söylenme kolaylığı için, "a" ya da "o" sesli harfi düşer. Örneğin, karbon monooksit değil, karbon monoksit; diazot tetraoksit değil, diazot tetroksit yazar ve söyleriz. Ama PI_3 için fosfor triyodür değil, fosfor triiyodür deriz.

İkili Asitler

- Suda çözündüklerinde H^+ iyonu oluşturan bileşiklere **asit** denir.
- Asitler suda **iyonize** olurlar.
- Asitlerin sulu çözeltilerini belirlemek istersek, ametal adının başına *-hidro* önekini ve sonuna *-ik* ekini yazarız.

HCl hidrojen klorür hidroklorik asit

HF hidrojen florür hidroflorik asit

Çok Atomlu İyonlar

- Çok atomlu iyonlarda iki ya da daha çok atom kovalent bağla bir arada tutulur.
- Çoğu çok atomlu anyonda, başka ametallerle birleşmiş *oksijen* vardır. Böyle anyonlara **oksianyonlar** denir.
- Asitlerin hidrojeni yerine örneğin sodyum gibi bir metalin geçmesiyle oluşan bileşiklere **tuzlar** denir.

Amonyum iyonu NH_4^+

Asetat iyonu $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$

Karbonat iyonu CO_3^{2-}

Hidrojen karbonat HCO_3^-

Hipoklorit ClO^-

Fosfat PO_4^{3-}

Klorit ClO_2^-

Hidrojen fosfat HPO_4^{2-}

Klorat ClO_3^-

Sülfat SO_4^{2-}

Oksiasitler

TABLO 3.4 Bazı Oksiasit ve Tuzların Adlandırılması

Yükseltgenme Basamağı	Asidin* Formülü	Asidin Adı**	Tuzun Formülü	Tuzun Adı
Cl: +1	HClO	Hipokloröz asit	NaClO	Sodyum hipoklorit
Cl: +3	HClO ₂	Kloröz asit	NaClO ₂	Sodyum klorit
Cl: +5	HClO ₃	Klorik asit	NaClO ₃	Sodyum klorat
Cl: +7	HClO ₄	Perklorik asit	NaClO ₄	Sodyum perklorat
N: +3	HNO ₂	Nitröz asit	NaNO ₂	Sodyum nitrit
N: +5	HNO ₃	Nitrik asit	NaNO ₃	Sodyum nitrat
S: +4	H ₂ SO ₃	Sülfüröz asit	Na ₂ SO ₃	Sodyum sülfid
S: +6	H ₂ SO ₄	Sülfürik asit	Na ₂ SO ₄	Sodyum sülfat

*Bütün bu asitlerde H atomu merkez ametal atoma değil, O atomuna bağlıdır. Bunu belirtmek için formül yazımında, çoğu kez değişiklik yapılarak, örneğin HClO yerine HOCl, HClO₂ yerine HOClO vb. yazılır.

**Genellikle, -ik ve -at adları, merkez ametal atomunun yükseltgenme basamağı periyodik grup numarası -10'a eşit olduğu zaman kullanılır. Halojen bileşikleri bu kuralın dışında olup, -ik ve -at adları (grup 17 olmalarına karşın) +5 yükseltgenme basamağında merkez halojen atomları için kullanılır.

3-7 Organik Bileşiklerin Adları ve Formülleri

- Organik bileşikler doğada çok fazladır.
- Yiyeceklerimizin hemen hemen tamamı organik bileşiklerdir.
- Yağlar, karbonhidratlar ve proteinler yiyeceklerimizde bulunur.
- Propan, gaz yağı, kerosen, madeni yağlar organik bileşiklerdir, ayrıca ilaçlar ve plastikler de organik bileşiklerdir.
- Karbon atomları birbirleriyle birleşerek **bir zincir** ya da **halka yapısı iskeleti** oluşturabilirler ve diğer atomlar bu iskelete bağlanırlar.
- Bütün organik bileşikler, temelde **karbon atomları**, büyük çoğunluğu **hidrojen atomları** ve pek çoğu da **oksijen, azot** ya da **kükürt atomları** içerirler.

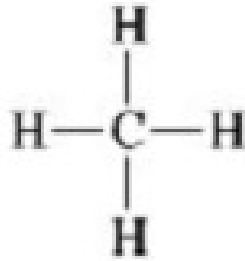
**TABLO 3.5 Basit Organik Moleküllerde
Karbon Sayısını Belirten Kök**

Kök	C atomlarının sayısı
Met	1
Et	2
Prop	3
But	4
Pent	5
Heks	6
Hept	7
Okt	8
Non	9
Dek	10

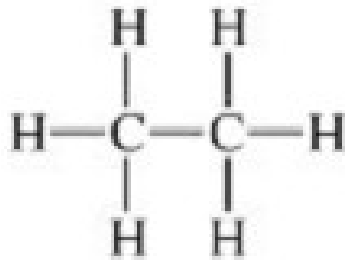
Hidrokarbonlar

- Sadece karbon ve hidrojen içeren bileşikler **hidrokarbonlar** olarak bilinirler.
- En basit hidrokarbon bir karbon ve dört hidrojen atomu içeren **metan**'dır (CH_4).
- Sadece tekli bağlar içeren hidrokarbonlar **alkanlar** olarak adlandırılır.
- Alkanlar, karbon atom sayısını belirten kök ve molekülün *alkan* olduğunu belirten **an** son eki birleştirilerek adlandırılır.
- Karbon atomları arasında bir ya da daha fazla ikili bağ olan hidrokarbon molekülleri **alkenler** olarak adlandırılır.
- En basit alken **eten (etilen)**'dir ve adı *et-* kökünü ve *en* sonekini içerir.
- Benzen molekülü, C_6H_6 , altı karbon atomu altıgen halkada düzenlenmiş bir moleküldür.

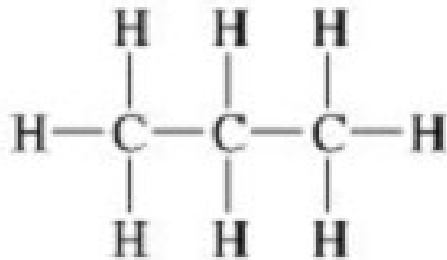
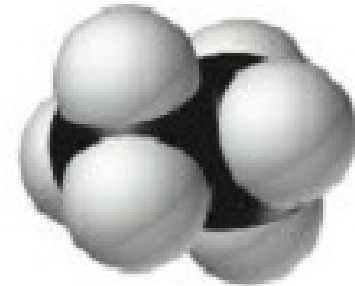
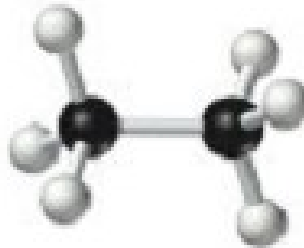
Bazı Hidrokarbonların Gösterilişi



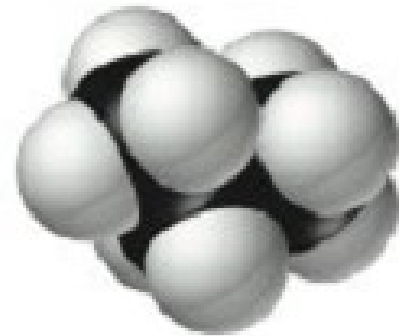
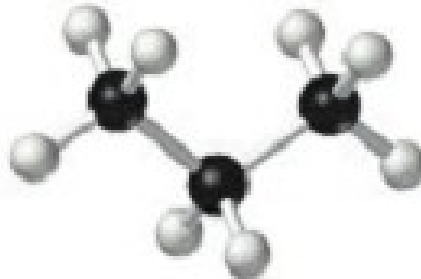
(a) Metan



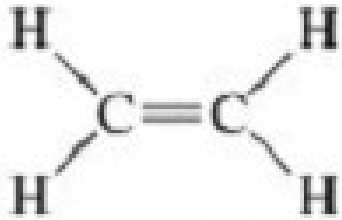
(b) Etan



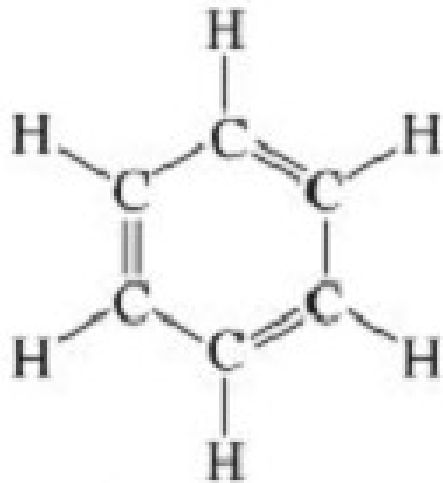
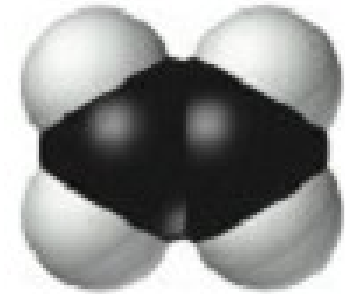
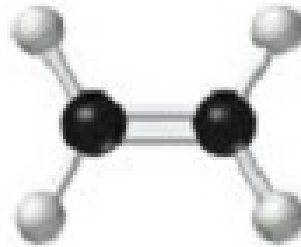
(c) Propan



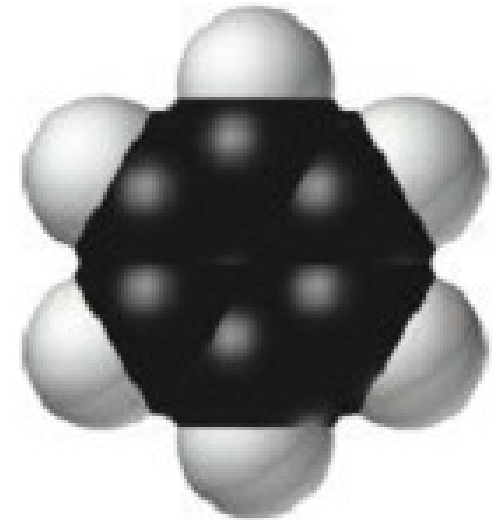
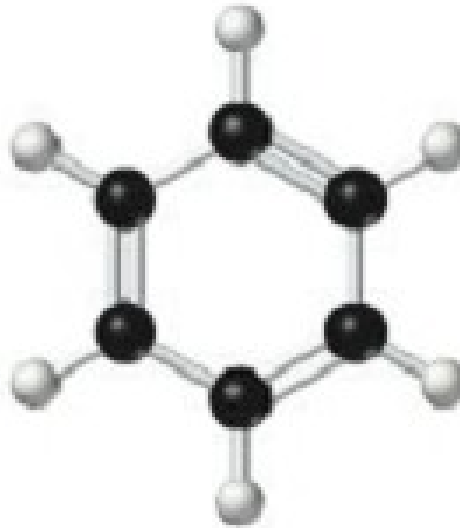
Bazı Hidrokarbonların Gösterilişi



(d) Eten (etilen)



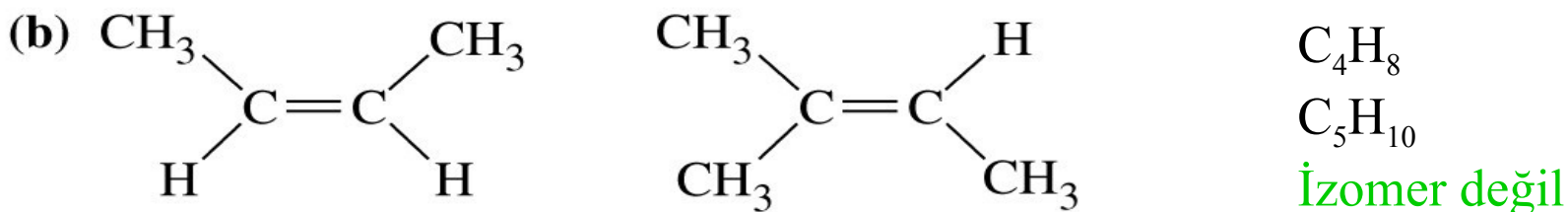
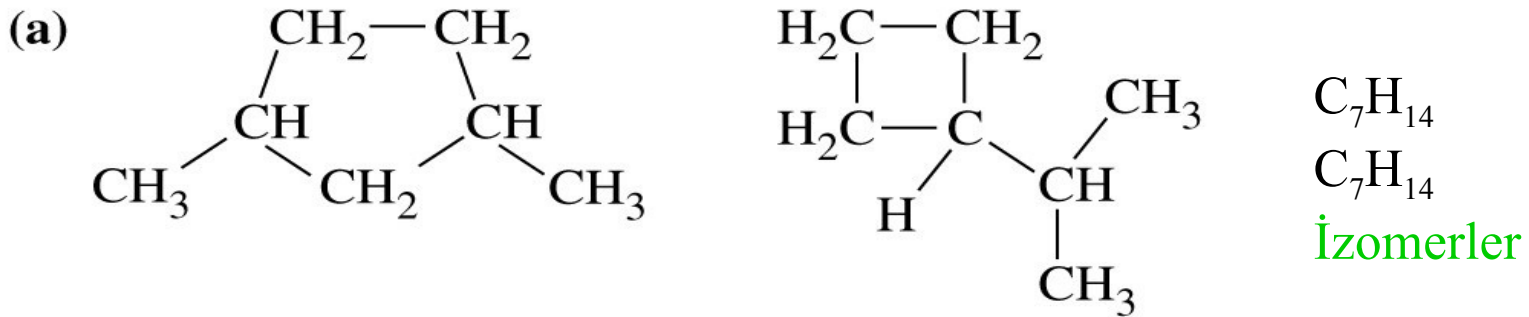
(e) Benzen



İzomerler

- Bazı moleküllerin formülleri aynı fakat yapıları farklıdır.
- Aynı molekül formüllü, ancak uzayda atomlarının düzenlenmesi farklı olan moleküllere **izomerler** denir.
- Örneğin **bütan** ve **metil propanın** (C_4H_{10}) molekül formülleri aynı fakat yapıları farklıdır.

Aşağıdaki molekül çiftleri birbirinin izomeri midir?



Fonksiyonel (İşlevsel) Gruplar

- Karbon zincirleri organik bileşiklerin iskeletini oluşturur; zincirdeki hidrojenlerin yerine başka atomlar yada atom grupları geçerse farklı bileşikler oluşur.
- **Fonksiyonel (işlevsel) gruplar**, organik moleküllerin zincir veya halkasına bağlı atom ya da atom grupları olup moleküllere kendilerine özgü özelliklerini verirler.
- Etandaki bir H yerine bir -OH grubu geçerse **etanol (etilalkol)** ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) oluşur.
- Bütün alkoller en az bir -OH (*hidroksil grubu*) içerirler.
- Diğer önemli işlevsel grup **karboksil grubudur (-COOH)**, bu grup molekülü *asidik* yapar.



(a)



(b)

Bölüm 4: Kimyasal Tepkimeler

İçindekiler

- 4-1 Kimyasal Tepkimeler ve Kimyasal Eşitlikler
- 4-2 Kimyasal Eşitlik ve Stokiyometri
- 4-3 Çözeltide Kimyasal Tepkimeler
- 4-4 Sınırlayıcı Bileşenin Belirlenmesi
- 4-5 Tepkime Stokiyometrisinde Diğer Konular

4-1 Kimyasal Tepkimeler ve Kimyasal Eşitlikler

Kimyasal tepkime, bir ya da bir kaç maddenin **(tepkenler)** yeni bir bileşik grubuna **(ürünlere)** dönüştürülmesi işlemidir. Diğer bir deyişle, kimyasal tepkime, kimyasal değişimin meydana geldiği bir **işlemdir**.

Bir tepkime olduğunu söyleyebilmek için bazı kanıtlara ihtiyaç vardır,

Bunlar;

- Renk değişimi
- Çökelek oluşumu
- Gaz çıkışı
- Isı verilmesi veya soğurulması gibi olaylardır.

Kimyasal Reaksiyon

Elementlerin ve bileşiklerin yazılması için *simgeler* kullanılır. Bu simgeler bir kimyasal tepkime denkleminin kısaca yazılması için yardımcı olur. Tepkime denkleminde tepkenlerin formülleri *sol tarafa*, ürünlerin formülleri *sağ tarafa* yazılır: Denklemin iki tarafı bir ($\rightarrow$) ya da eşit ($=$) işareti ile birleştirilir. Böylece, tepkenlerin ürünlere dönüştüğü ifade edilmiş olur.



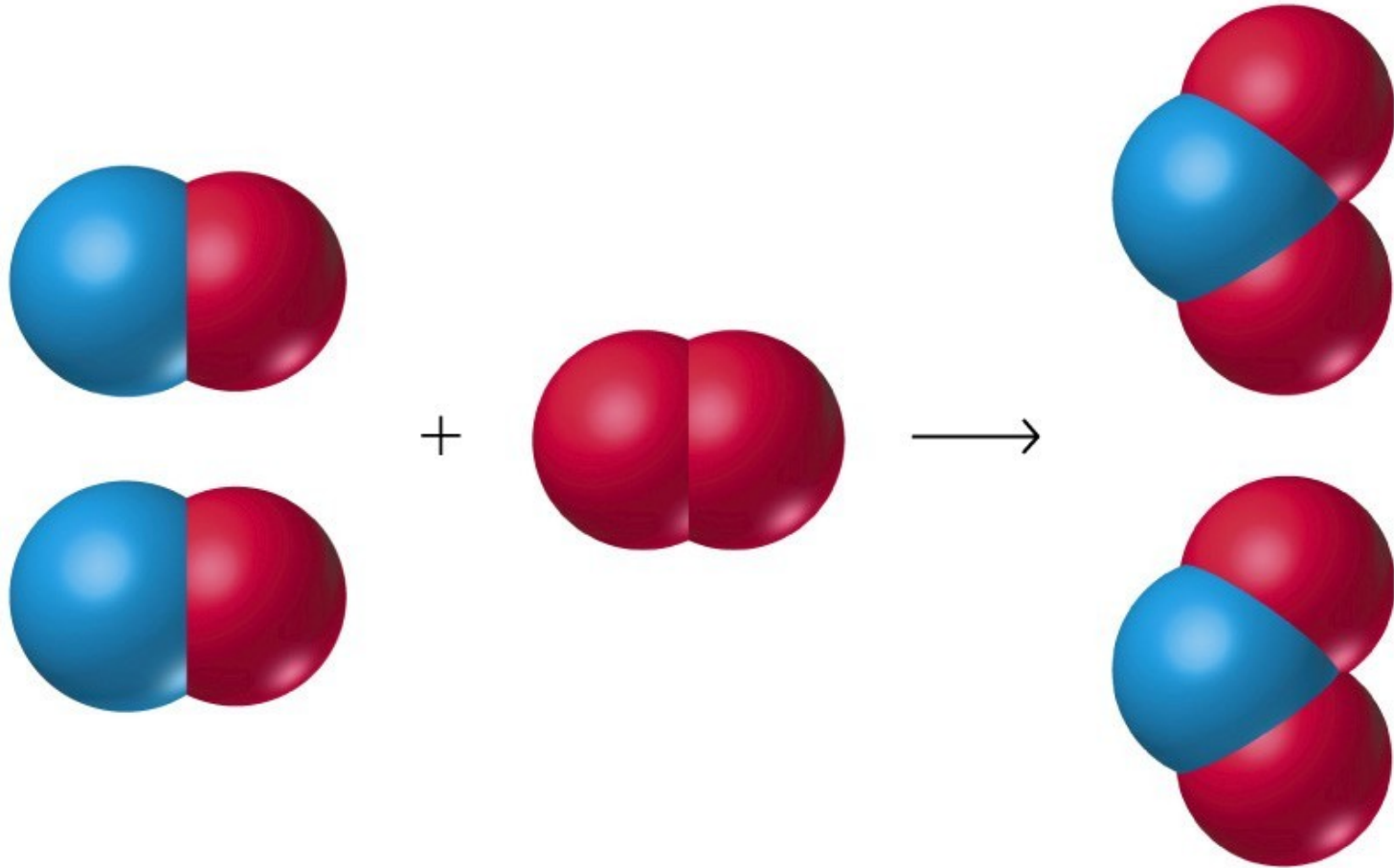
1. Adları, kimyasal formüller ile değiştirirseniz, aşağıdaki ifadeyi elde edersiniz.



2. Kimyasal eşitliği elde etmek için atom sayılarını eşitleyiniz.



Moleküllerin Gösterilişi

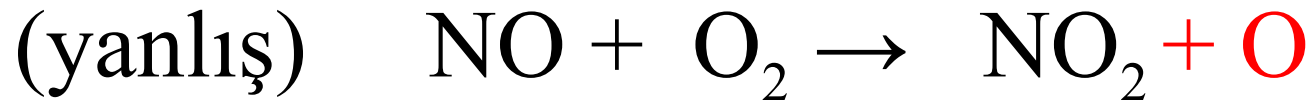


Denklem Denkleştirme Stratejisi

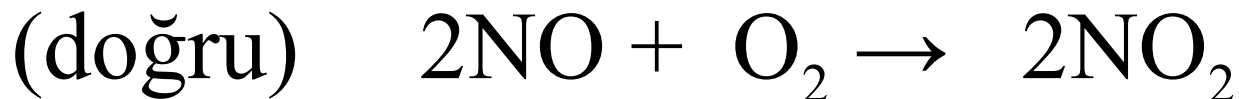
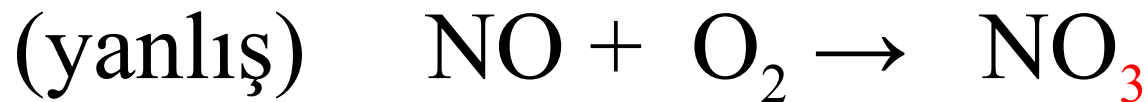
- Denklemin her iki tarafında birer bileşikte aynı element mevcutsa, *önce* onu denkleştiriniz.
- Giren madde veya oluşan ürünlerden biri serbest element olarak bulunuyorsa, onu *en son* denkleştiriniz.
- Bazı tepkimelerde, *belirli atom grupları* (örneğin, çok atomlu iyonlar) değişmeden kalır. Böyle durumlarda bu grupları *değiştirmeden* denkleştirebilirsiniz.
- Katsayılar *tamsayı ya da kesirli sayı* olabilir. Bir denklem bir ya da daha çok kesirli tamsayı ile denkleştirilebilir. Bu durumda, tüm katsayıları uygun bir çarpanla çarparak kesirli sayılardan kurtarabilirsiniz.

Denklem Denkleştirme

- *Asla denklem dışı formüller ilave edilmemelidir.*



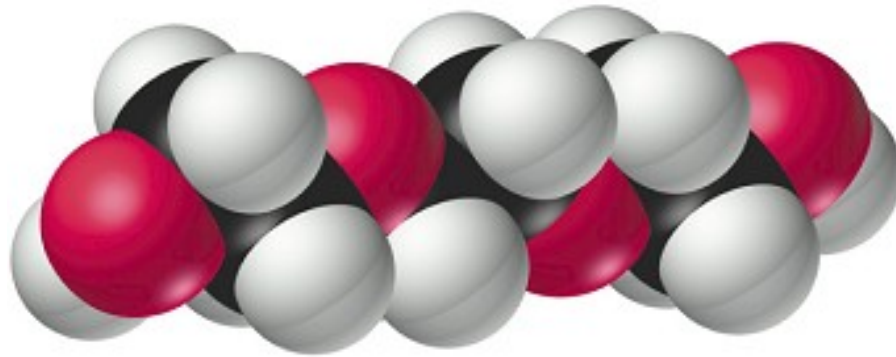
- *Denklemi denkleştirmek amacıyla formüller değiştirilmemelidir.*



Örnek 1

Bir Eşitliğin Yazılıp Denkleştirilmesi: Karbon-Hidrojen-Oksijen İçeren Bir Bileşiğin Yanması

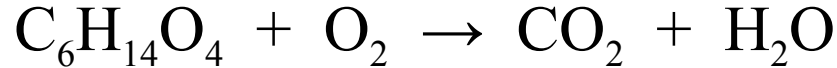
Sıvı trietilen glikol, $C_6H_{14}O_4$, vinil ve poliüretan plastikleri için çözücü olarak kullanılır. Bu bileşiğin tam yanmasına ait denklemi yazıp denkleştiriniz.



Trietilen glikol

Örnek 1

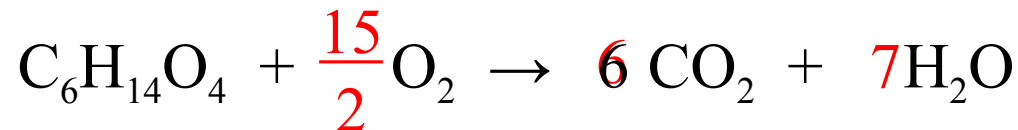
Kimyasal Denklem:



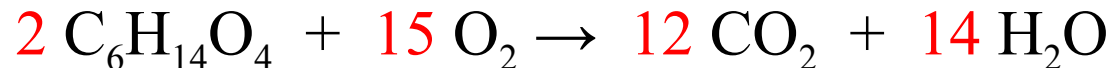
1. *C eşitliği.*

2. *H eşitliği.*

3. *O eşitliği.*



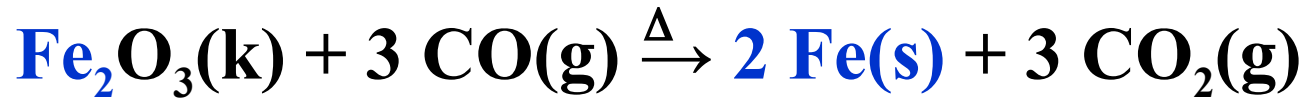
4. *2 ile çarpım.*



5. *Tüm elementlerin kontrolü.*

4-2 Yükseltgenme-İndirgenme (Redoks): Bazı Genel İlkeler

- **Demir cevherleri**, demir içeriği fazla olan minerallerdir. Bunlardan biri olan hematit Fe_2O_3 bildiğimiz demir pasına kimyasal olarak çok benzer. Hematitten demir metali yüksek fırında elde edilir.



- **Yükseltgenme ve indirgenme mutlaka birlikte olur;**

Fe^{3+} , metalik demire indirgenir.



$\text{CO}(\text{g})$, karbon dioksit yükseltgenir.



Yükseltgenme Basamakları

**Metaller
elektron
vermeye
yatkındır.**

$$\mathbf{Na} \rightarrow \mathbf{Na}^+ + e^-$$

1A																										8A																	
¹ H 1.00794		2A																13		14		15		16		17		² He 4.00260															
3 Li 6.941		4 Be 9.01218																5 B 10.811		6 C 12.011		7 N 14.0067		8 O 15.9994		9 F 18.9984		10 Ne 20.1797															
11 Na 22.9898		12 Mg 24.3050		3B		4B		5B		6B		7B		8B		11B		12B		13 Al 26.9815		14 Si 28.0855		15 P 30.9738		16 S 32.066		17 Cl 35.4527		18 Ar 39.948													
19 K 39.0983		20 Ca 40.078		21 Sc 44.9559		22 Ti 47.88		23 V 50.9415		24 Cr 51.9961		25 Mn 54.9381		26 Fe 55.847		27 Co 58.9332		28 Ni 58.693		29 Cu 63.546		30 Zn 65.39		31 Ga 69.723		32 Ge 72.61		33 As 74.9216		34 Se 78.96		35 Br 79.904		36 Kr 83.80									
37 Rb 85.4678		38 Sr 87.62		39 Y 88.9059		40 Zr 91.224		41 Nb 92.9064		42 Mo 95.94		43 Tc (98)		44 Ru 101.07		45 Rh 102.906		46 Pd 106.42		47 Ag 107.868		48 Cd 112.411		49 In 114.818		50 Sn 118.710		51 Sb 121.757		52 Te 127.60		53 I 126.904		54 Xe 131.29									
55 Cs 132.905		56 Ba 137.327		57 *La 138.906		72 Hf 178.49		73 Ta 180.948		74 W 183.84		75 Re 186.207		76 Os 190.23		77 Ir 192.22		78 Pt 195.08		79 Au 196.967		80 Hg 200.59		81 Tl 204.383		82 Pb 207.2		83 Bi 208.980		84 Po (209)		85 At (210)		86 Rn (222)									
87 Fr (223)		88 Ra 226.025		89 *Ac 227.028		104 Rf (261)		105 Db (262)		106 Sg (263)		107 Bh (262)		108 Hs (265)		109 Mt (266)		110 (269)		111 (272)		112 (272)				114 (287)		116 (289)				118 (293)											
*Lanthanide series																58 Ce 140.115		59 Pr 140.908		60 Nd 144.24		61 Pm (145)		62 Sm 151.965		63 Eu 157.25		64 Gd 158.925		65 Tb 162.50		66 Dy 164.930		67 Ho 167.26		68 Er 168.934		69 Tm 173.04		70 Yb 174.967			
†Actinide series																90 Th 232.038		91 Pa 231.036		92 U 238.029		93 Np 237.048		94 Pu (244)		95 Am (243)		96 Cm (247)		97 Bk (247)		98 Cf (251)		99 Es (252)		100 Fm (257)		101 Md (258)		102 No (259)		103 Lr (260)	

Ametaller elektron almaya yatkındır.

$$\text{Cl} + e^- \rightarrow \text{Cl}^-$$

Yükseltgeyiciler

İndirgeyiciler

Yükseltgenme basamağı, bir atomun bileşiklerinde verdiği, aldığı ya da bağ yapmakta kullandığı elektron sayısıdır.

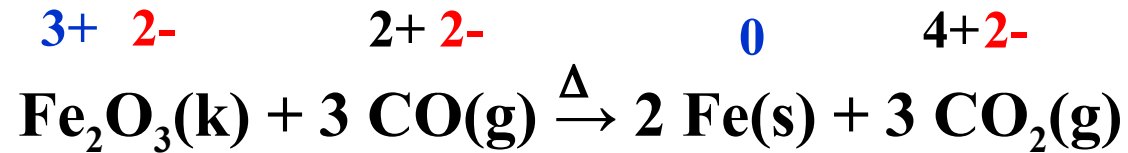
<i>Periyot</i>	<i>Yükseltgenme Basamakları</i>							VIIIA
1	IA H +1 -1	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	He
2	Li +1	Be +2	B +3	C +4,+2 -1,-4	N all from +5 → -3	O -1,-2	F -1	Ne
3	Na +1	Mg +2	Al +3	Si +4,-4	P +5,+3 -3	S +6,+4 +2,-2	-1 Cl +7,+5 +3,+1	Ar
4	K +1	Ca +2	Ga +3, +2	Ge +4,+2 -4	As +5,+3 -3	Se +6,+4 -2	-1 Br +7,+5 +3,+1	Kr +2
5	Rb +1	Sr +2	In +3,+2 +1	Sn +4,+2, -4	Sb +5,+3 -3	Te +6,+4 -2	-1 I +7,+5 +3,+1	Xe +6,+4 +2
6	Cs +1	Ba +2	Tl +3,+1	Pb +4,+2	Bi +3	Po +6,+4 +2,-2	-1 At +7,+5 +3,+1	Rn +2

Geçiş Elementleri

Oksidasyon Basamakları

IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB		IB	IIB	
Sc +3	Ti +4,+3 +2	V +5,+4 +3+2	Cr +6,+3 +2	+2Mn +7,+6 +4,+3	Fe +3,+2	Co +3,+2	Ni +2	Cu +2,+1	Zn +2
Y +3	Zr +4,+3	Nb +5,+4 +2	Mo +6,+5 +4,+3	Tc +7,+5 +4	Ru +8,+5 +4,+3	Rh +4,+3	Pd +4,+2	Ag +1	Cd +2
La +3	Hf +4,+3	Ta +5,+4 +3	W +6,+5 +4	Re +7,+5 +4	+2Os +8,+6 +4,+3	Ir +4,+3 +1	Pt +4,+2	Au +3,+1	Hg +2,+1

- Yükseltgenme basamaklarını belirleyin;



Fe³⁺, metalik demire indirgenir.

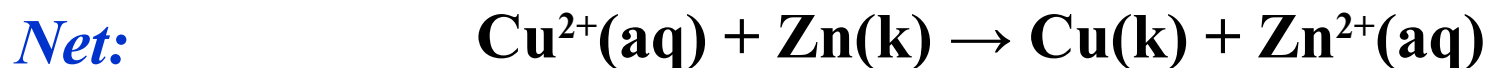
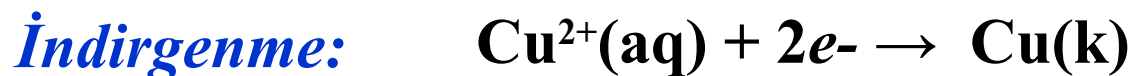
CO(g), karbon diokside yükseltgenir.

Yükseltgenme ve İndirgenme

- Yükseltgenme;
 - Bazı elementlerin Y.B. reaksiyonda *artar*,
 - Elektronlar eşitliğin *sağ* tarafındadır.
- İndirgenme;
 - Bazı elementlerin Y.B. reaksiyonda *azalır*,
 - Elektronlar eşitliğin *sol* tarafındadır.

Yarı Tepkimeler

- Reaksiyon iki yarı tepkime ile gösterilir;



İndirgenme Yükseltgenme (Redoks) Eşitliklerinin Denkleştirilmesi

Bir kimyasal tepkimede kaybedilen elektron sayısı ile kazanılan e- sayısı birbirine eşit olmalıdır. Bu amaçla, elementlerin ve bileşiklerin içindeki atomların yükseltgenme sayıları saptanır.

Bunun için;

1) Element halindeyken tüm atomların yükseltgenme sayıları sıfırdır (H_2 , Cu, C).

2) Basit iyonlardaki (tek atomlu) atomların yükseltgenme sayısı, iyonun yüküne eşittir.

Mg^{2+} (+2), Cl^{1-} (-1).

3) a) Bileşiklerin büyük çoğunluğunda hidrojenin yükseltgenme sayısı (+1)'dir.

(H_2O , HCl , HNO_3).

Elektron kaybetme eğilimleri hidrojeninkinden büyük olan atomlarla yaptığı az sayıda bileşikte, hidrojenin yükseltgenme sayısı (-1)'dir.

(NaH , MgH_2 , CaH_2 gibi metal hidrürler).

b) Oksijenin bileşiklerinde yükseltgenme sayısı (-2)'dir.

(H_2O , CO_2 , Fe_2O_3 , N_2O_5).

Ancak peroksitlerinde yükseltgenme sayısı (-1)'dir.

(H_2O_2 , BaO_2 , Na_2O_2).

c) Bütün bileşiklerinde alkali metallerin yükseltgenme sayısı (+1)'dir. (Li_2O , NaCl , KBr).

Toprak alkalilerinde ise (+2)'dir.

(BeO , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, CaCl_2 , BaSO_4).

4) Bileşiklerde, elementlerin yükseltgenme sayılarının toplamı sıfırdır.

KMnO_4 ; $(+1) + x + 4(-2) = x (\text{Mn}) = +7$

5) Çok atomlu iyonlarda, atomların yükseltgenme sayıları toplamı, iyonun yüküne eşittir.

$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$; $2\text{Cr} + (-2).7 = -2$, $\text{Cr} = +6$

Redoks denklemleri denkleştirilirken; I. Elektron alışveriş denkliği II. İyon yükleri denkliği III. Atom sayıları denkliği sağlanır.

Örnek 2

Yükseltgenme Basamaklarının Belirlenmesi

Aşağıda altı çizilmiş elementlerin yükseltgenme basamaklarını bulunuz ?

a) P₄ b) Al₂O₃ c) MnO₄⁻ d) NaH

a) P₄ serbest elementtir. **P'nin Y.B. = 0**

b) Al₂O₃: O₃ -6'dır. $(+6)/2=(+3)$, **Al'nin Y.B. = +3**

c) MnO₄⁻: net Y.B. = -1, O₄ -8'dir. **Mn'nin Y.B. = +7**

d) NaH: net Y.B. = 0, **Na +1**'dir ve **H'nin Y.B. = -1**

İndirgenme Yükseltgenme (Redoks) Eşitliklerinin Denkleştirilmesi

1) Yarı Reaksiyon Yöntemi (İyon-Elektron Yöntemi)

- Yükseltgenme-indirgenme yarı-eşitliklerini ayrı ayrı yazınız ve denkleştiriniz.
- Her iki yarı eşitlikteki katsayıları her ikisinde **aynı sayıda elektron** bulunacak şekilde ayarlayınız.
- Denkleştirilmiş net eşitliği elde etmek için iki yarı tepkimeyi toplayınız (elektronlar birbirini götürsün).
- **İyon yüklerinin denkliliğini** sağlayınız.
- **Atom sayılarının denkliliğini** sağlayınız.

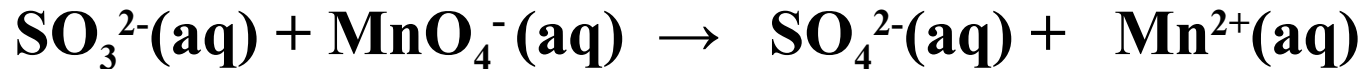
1.a) Asidik Çözeltide Redoks Eşitliklerinin Denkleştirilmesi

- Yükseltgenme ve indirgenme yarı-tepkimleri ile ilgili eşitlikleri yazınız.
- Elektron alışveriş denkliğini sağlayınız.
- Eşitlikleri alt alta toplayınız.
- İyon yükleri denkliğini sağlamak için asidik ortamdaki denkleme H^+ iyonu ekleyiniz.
- Atom sayılarını denkleştirmek için, denklemin gerekli yanına yeterli sayıda H_2O ekleyiniz (H ve O atomları esas alınabilir).

Örnek 3

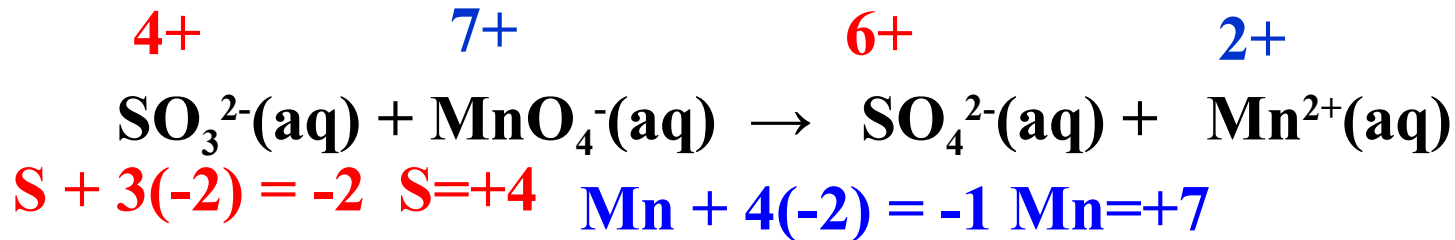
Redoks Tepkimelerinin Asidik Çözeltide Denkleştirilmesi

Aşağıdaki tepkime kağıt sanayi artık sularında sülfite iyonunun saptanmasında kullanılır. Bu tepkime için asidik çözeltide denkleştirilmiş eşitliği yazınız.

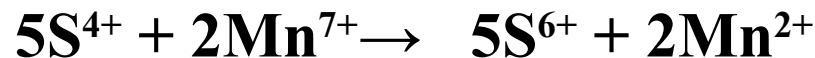
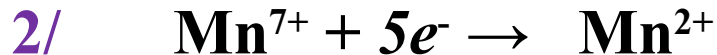
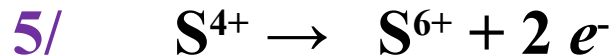


Örnek 3

Yükseltgenme Basamaklarını Belirleyin:

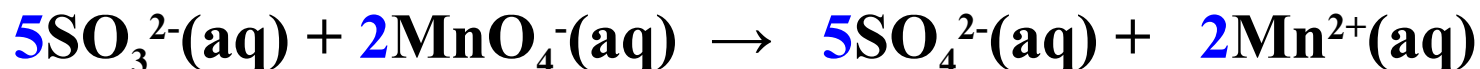


Yarı-Tepkimeleri Yazın:



Tep. Giren iyon yükleri toplamı: $5(-2) + 2(-1) : -12$

Ürünlerin iyon yükleri toplamı: $5(-2) + 2(+2) : -6$

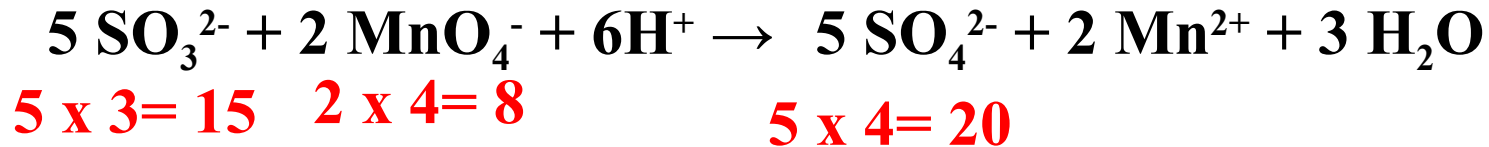


Örnek 3

Yük denklği için asidik ortam olduğundan H^+ ekleyin:



Atom sayılarını denkleştirmek için H_2O ekleyin:



Doğrulayın:

	R: -6	Ü: -6
S	5	5
O	23	23
Mn	2	2
H	6	6

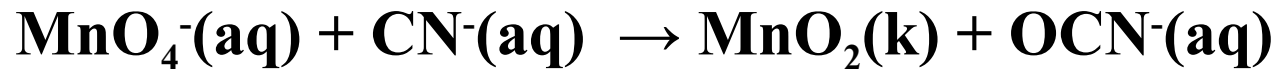
1.b) Bazik Çözeltide Redoks Eşitliklerinin Denkleştirilmesi

- Yükseltgenme ve indirgenme yarı-tepkimeleri ile ilgili eşitlikleri yazınız.
- Elektron alışveriş denkliğini sağlayınız.
- Eşitlikleri alt alta toplayınız.
- İyon yükleri denkliğini sağlamak için asidik ortamdaki denkleme OH^- iyonu ekleyiniz.
- Atom sayılarını denkleştirmek için, denklemin gerekli yanına yeterli sayıda H_2O ekleyiniz (H ve O atomları esas alınabilir).

Örnek 4

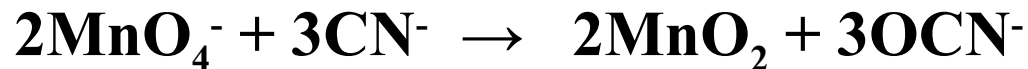
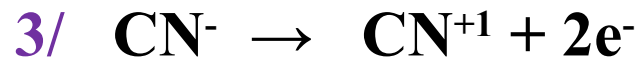
Redoks Tepkimelerinin Bazik Çözeltide Denkleştirilmesi

Bazik bir çözeltide siyanür iyonunun permanganatla siyanata yükseltgenme tepkimesi eşitliğini denkleştiriniz. Bu tepkimede permanganat iyonu, $\text{MnO}_2(\text{k})$ 'ye indirgenmektedir.



Örnek 4

Yarı-Tepkimeleri Yazın:



Yük dengliği için bazik ortam olduğundan OH⁻ ekleyin:



Atom sayılarını denkleştirmek için H₂O ekleyin:



Doğrulayın: R: -5 Ü: -5

Yükseltgenler-İndirgenler

- **Yükseltgen (Yükseltgeyen):**
 - Redoks tepkimesinde yükseltgenme basamağı azalan bir element içerir.
 - Elektron kazanır (yarı-eşitliğin sol yanında elektronlar bulunur).



- **İndirgen (İndirgeyen):**
 - Redoks tepkimesinde yükseltgenme basamağı artan bir element içerir.
 - Elektron kaybeder (yarı-eşitliğin sağ yanında elektronlar bulunur).



Azotun Yükseltgenme Basamakları

Bileşik veya İyon	Yükseltgenme Basamağı
NO_3^-	+5
N_2O_4	+4
NO_2^-	+3
NO	+2
N_2O	+1
N_2	0
NH_2OH	-1
N_2H_4	-2
NH_3	-3

Bu türler daha fazla yükseltgenemez

Bu türler daha fazla indirgenemez

Yükseltgenme yarı-tepkimesi (indirgen)

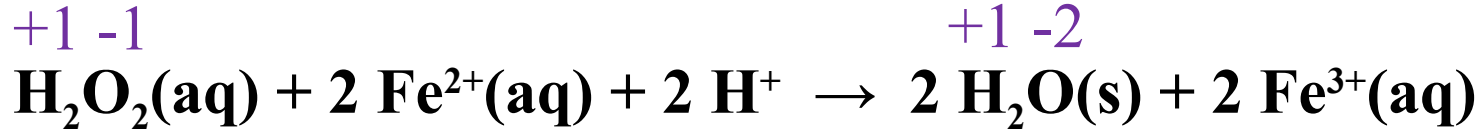
İndirgenme yarı-tepkimesi (yükseltgen)

Örnek 5

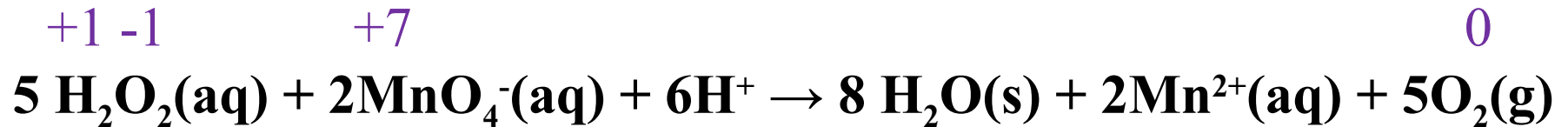
Yükseltgen ve İndirgenlerin Belirlenmesi

Hidrojen peroksit (H_2O_2) çok yönlü bir bileşiktir. Kullanıldığı alanlardan bazıları odun hamuru ve tekstil maddelerinin beyazlatılması ve suyun arıtılmasında klor yerine kullanılmasıdır. Çok yönlü olmasının nedenlerinden biri, hem yükseltgen hem de indirgen olmasıdır. **Aşağıdaki tepkimelerde hidrojen peroksidin indirgen mi, yoksa yükseltgen mi olduğunu belirtiniz.**

Örnek 5



**Demir yükseltgenmiş
ve peroksit
indirgenmiştir**



**Mangan indirgenmiş ve
peroksit yükseltgenmiştir**

4-2 Kimyasal Eşitlik ve Stokiyometri

- Yunancada **stoicheion** sözcüğü **element** anlamına gelir. Anlam olarak **stokiyometri element ölçüsü** demektir.
- **Formüller ve kimyasal denklemlerle** ilgili tüm sayısal ilişkileri içerir.
- **Stokiyometrik faktör**, **mol** esasına göre tepkimeye katılan herhangi iki maddenin miktarları ile ilgilidir.



Burada $x = 6.02214 \times 10^{23}$ ise, x molekül = 1 mol'dür;



NA (Avagadro Sayısı) Örnekleri

1 mol kuruş = 6.022×10^{23} kuruş

1 mol tenis topu = 6.022×10^{23} tenis topu

1 mol glukoz molekülü = 6.022×10^{23} molekül

1 mol helyum atomu = 6.022×10^{23} atom

1 mol potasyum iyonu (K^+) = 6.022×10^{23} iyonu

Örnek 6

Stokiyometrik Hesaplamada Hacim, Yoğunluk ve Yüzde Bileşim gibi İlave Ölçüm Faktörlerinin Kullanılması

Uçak yapımında kullanılan bir alaşım kütlece % 93,7 Al ve % 6,3 Cu içeriyor. Bu alaşımın yoğunluğu $2,85 \text{ g/cm}^3$ 'tür. $0,691 \text{ cm}^3$ alaşım parçası aşırı miktarda HCl(aq) ile tepkimeye giriyor. Eğer Cu'nun tepkimeye girmediği, alüminyumun tamamının HCl(aq) ile tepkimeye girdiği varsayılırsa, elde edilen $\text{H}_2(\text{g})$ 'nin kütlesi ne olur, hesaplayınız.

Örnek 6

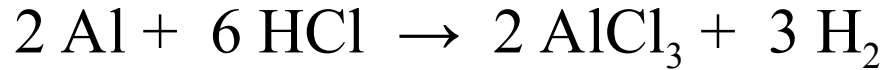


Kimyasal Denklem:

Kimyasal Denklemi Denkleştirin:



Örnek 6



Çözüm stratejisi:

$\text{cm}^3 \text{ alaşım} \rightarrow \text{g alaşım} \rightarrow \text{g Al} \rightarrow \text{mol Al} \rightarrow \text{mol H}_2 \rightarrow \text{g H}_2$

5 çevirme faktörüne ihtiyaç var!

Denklemini yazın ve hesaplayın:

$$m_{\text{H}_2} = 0,691 \text{ cm}^3 \text{ alaşım} \times \frac{2,85 \text{ g alaşım}}{1 \text{ cm}^3} \times \frac{97,3 \text{ g Al}}{100 \text{ g alaşım}} \times$$

$$\frac{1 \text{ mol Al}}{26,98 \text{ g Al}} \times \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Al}} \times \frac{2,016 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 0,207 \text{ g H}_2$$

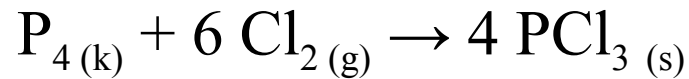
4-4 Sınırlayıcı Bileşenin Belirlenmesi

- Bir kimyasal tepkimede tüm tepkenler aynı zamanda ve tamamen tükeniyorsa, bunların stokiyometrik oranda olduğunu söyleriz.
- Kimyasal reaksiyonda, reaktifin biri tamamen tükendiğinde reaksiyon tamamlanır. Reaksiyonda tamamen (ilk) tükenen reaktife **sınırlayıcı reaktif (bileşen)** denir.
- Çöktürme tepkimeleri gibi birçok tepkimelerde tamamen tükenen maddeye **sınırlayıcı bileşen** denir.
- Bu bileşen, oluşan ürünlerin miktarını belirler.
- Hangi tepkenin sınırlayıcı bileşen olduğunu bulmak için bazı hesaplar yapmak gerekir.

Örnek 7

Bir Tepkimede Sınırlayıcı Bileşenin Bulunması

Fosfor triklorür, PCl_3 , benzin katkı maddesi, pestisit (böcek öldürücü) ve daha bir çok ürünün eldesinde kullanılan ticari bir bileşiktir. Fosfor ve klorun doğrudan doğruya birleşmesinden oluşur.



323 g Cl_2 ve 125 g P_4 'un tepkimesinden kaç gram PCl_3 oluşur?

Strateji:

Tepkenlerin başlangıç mol oranları ile birleşme mol oranlarını karşılaştırın.

Örnek 7

$$n_{\text{Cl}_2} = 323 \text{ g Cl}_2 \times \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{70,91 \text{ g Cl}_2} = 4,56 \text{ mol Cl}_2$$

$$n_{\text{P}_4} = 125 \text{ g P}_4 \times \frac{1 \text{ mol P}_4}{123,9 \text{ g P}_4} = 1,01 \text{ mol P}_4$$

$$\chi = \frac{n_{\text{Cl}_2}}{n_{\text{P}_4}} \quad \begin{array}{ll} \chi_{\text{gerçek}} & = 4,56 \text{ mol Cl}_2 / 1 \text{ mol P}_4 \\ \chi_{\text{teorik}} & = 6,00 \text{ mol Cl}_2 / 1 \text{ mol P}_4 \end{array}$$

P_4 'ün 1 mol'üne karşı 6 mol'den daha az Klor gazı vardır ve klor sınırlayıcı bileşendir.

Örnek 7

Şimdi hesaplama, aşırı P_4 içinde 323 g Cl_2 'nin tepkimesiyle oluşan PCl_3 kütlesinin bulunması şekline dönüşmüştür:

$$\begin{aligned} x \text{ g } PCl_3 &= 323 \text{ g } Cl_2 \times \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{70,91 \text{ g } Cl_2} \times \frac{4 \text{ mol } PCl_3}{6 \text{ mol } Cl_2} \times \frac{137,3 \text{ g } PCl_3}{1 \text{ mol } PCl_3} \\ &= 417 \text{ gram } PCl_3 \end{aligned}$$

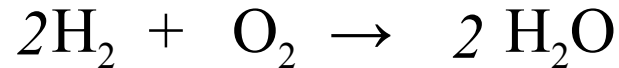
Örnek 8

Tepken ve Ürünlerin Mol Sayıları Arasındaki İlişki

2,72 mol H_2 aşırı O_2 içinde yakıldığında kaç mol H_2O oluşur?



Kimyasal Denklemi Denkleştirin:



Denklemdaki stokiyometrik faktörü veya mol oranını kullanın:

Hesaplama sınırlayıcı bileşene göre yapılır;

$$n_{H_2O} = 2,72 \text{ mol } H_2 \times \frac{2 \text{ mol } H_2O}{2 \text{ mol } H_2} = 2,72 \text{ mol } H_2O$$

4-5 Tepkime Stokiyometrisinde Diğer Konular

- Kimyasal tepkimenin hesaplanan sonucu tam gözlenene uygun olmayabilir.
- Bir tepkimedede elde edilen ürün miktarı, kaçınılmaz olarak beklenenden az olabilir.
- Yine, gereksinim duyulan kimyasal bileşiğin üretim yöntemi, tek bir basamaktan çok, bir kaç basamaklı bir tepkime dizisini içerebilir.

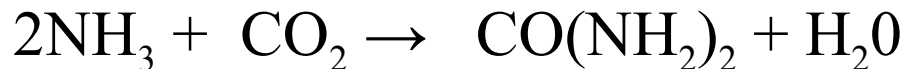
Teorik (Kuramsal) Verim, Gerçek Verim ve Yüzde Verim

- Bir kimyasal tepkimede oluşan ürünün **hesaplanan miktarı**, tepkimenin **teorik (kuramsal) verimi** olarak adlandırılır. Yani sınırlayıcı bileşenin tamamen tükendiğindeki verim teorik verimdir.
- Gerçekte (pratikte) oluşan ürünün miktarına ise **gerçek verim** adı verilir.
- **Yüzde verim** ise aşağıdaki formülle bulunur:

$$\text{Yüzde Verim} = \frac{\text{Gerçek Verim}}{\text{Teorik Verim}} \times \% 100$$

Örnek 9

3 mol NH_3 ve 1 mol CO_2 kullanılarak üre elde edilmek isteniyor. Reaksiyona giren her 1 mol CO_2 'ye karşılık 47,7 g. üre oluşuyorsa, a) Kuramsal Verimi, b) Gerçek Verimi, c) Yüzde Verimi hesaplayınız.



Verilenlere göre : 3 mol NH_3 (aşırı reaktif), 1 mol CO_2 (limit)

Hesaplama 1 mol CO_2 sınırlayıcı bileşene göre yapılır;

1 mol $\text{CO}_2 \rightarrow 1$ mol üre $\rightarrow 60,1$ g. üre

Teorik Verim: 60,1 g üre

Gerçek Verim: 47,7 g üre

$$\text{Yüzde Verim} = \frac{\text{Gerçek Verim}}{\text{Teorik Verim}} \times 100$$

$$= 47,7 / 60,1 = \% 79,4$$

Nicel ve Yan Tepkimeler, Yan Ürünler

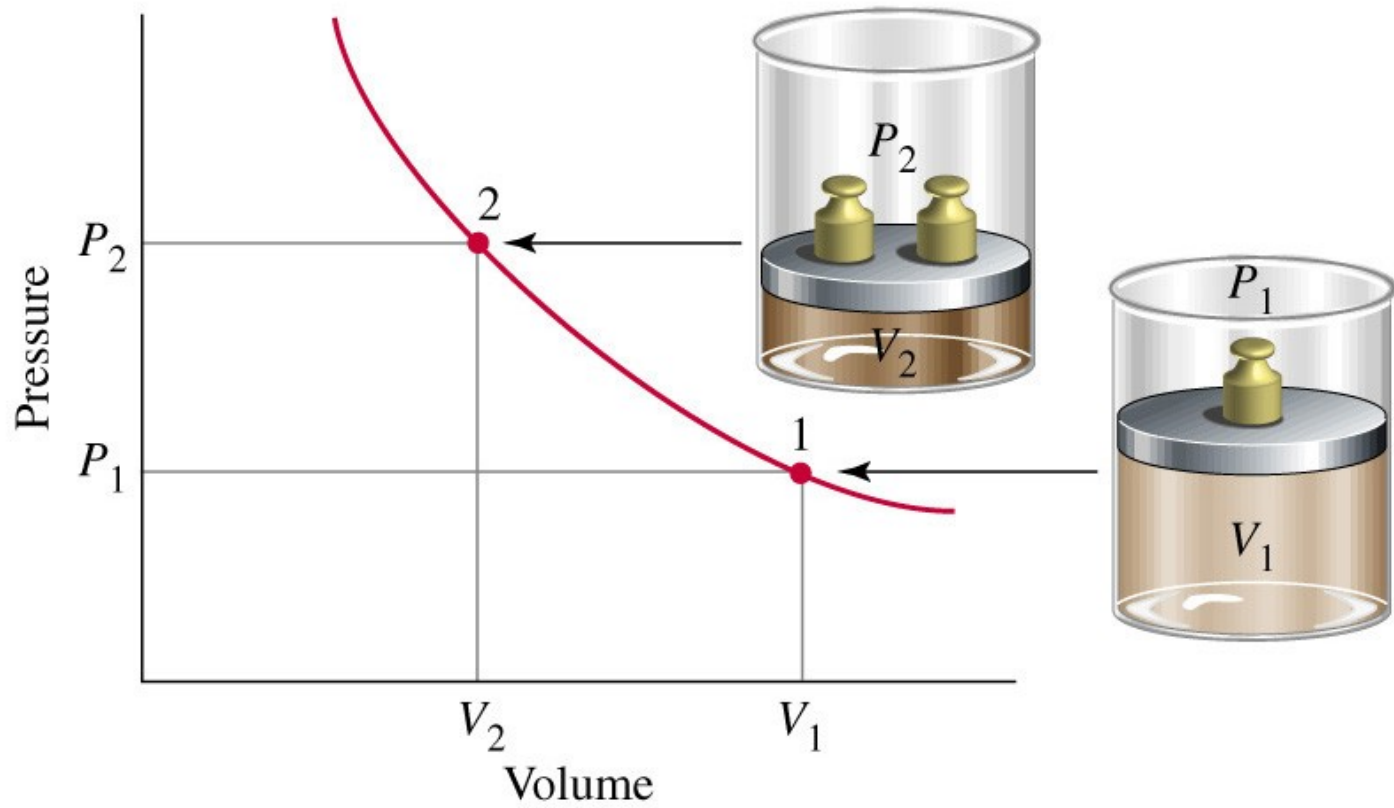
- **Nicel (Kantitatif) Tepkimeler:** Pek çok tepkimede gerçek verim hemen hemen teorik verime eşit olur ve böyle tepkimelere **nicel (kantitatif) tepkimeler** denir.
- **Yan Tepkimeler:** Çoğu zaman, tepkimeye giren maddeler, beklenenden başka tepkimeler de verebilir. Bu tepkimelere **yan tepkimeler**, oluşan ürünlere de **yan ürünler** denir.

Ardışık Tepkimeler ve Eşzamanlı Tepkimeler

- **Ardışık Tepkimeler:** Bir ürünü elde etmek için art arda gerçekleştirilmesi gereken tepkimeler dizisine **ardışık tepkimeler** denir.
- **Eşzamanlı Tepkimeler:** İki ya da daha fazla madde bağımsız olarak, birbiri ile aynı zamanda ayrı tepkimeler oluşturunca, bu tepkimelere **eşzamanlı tepkimeler** denir.

Net Tepkimeler ve Ara Ürün

- **Net Tepkimeler:** Genellikle, ardarda oluşan kimyasal tepkimeleri birleştirebilir ve tepkime dizisinin türünü simgeleyen bir tek kimyasal eşitlik elde edebiliriz. Bu birleştirilmiş tepkimeye **net tepkime** ve bu net tepkimenin eşitliğine **net eşitlik** denir.
- **Ara Ürün:** Çok basamaklı bir tepkimenin bir basamağında üretilip diğer basamağında tüketilen herhangi bir bileşiğe **ara ürün** adı verilir.



Bölüm 5: Gazlar

İçindekiler

- 5-1 Gazların özellikleri: **Gaz Basıncı**
- 5-2 Basit Gaz Yasaları
- 5-3 Gaz Yasalarının Birleşimi: **İdeal Gaz Denklemi ve Genel Gaz Denklemi**
- 5-4 İdeal Gaz Denkleminin Uygulamaları
- 5-5 Kimyasal Tepkimelerde Gazlar
- 5-6 Gaz Karışımları
- 5-7 Gazların Kinetik-Molekül Kuramı
- 5-8 Kinetik-Molekül Kuramına Bağlı Gaz Özellikleri
- 5-9 Gerçek (İdeal Olmayan) Gazlar

5-1 Gazların Özellikleri

- Gazlar bulundukları kabın şeklini alırlar.
- Gazlar diğer bir gaz içinde yayılır ve her oranda karışırlar.
- Renkli gazları gözle görebilsek de, gaz taneciklerini gözle göremeyiz.
- Hidrojen ve metan gibi bazı gazlar yanıcıdır, diğer taraftan, helyum ve neon gibi bazı gazlar kimyasal tepkimeye duyarlıdır.
- Gazların fiziksel davranışını dört özellik belirler: mol sayıları, hacimleri, sıcaklıkları ve basınçları.

5-1 Gazların Özellikleri: Gaz Basıncı

- **Basınç**, birim alana düşen kuvvettir, yani, bir yüzeye uygulanan kuvvetin, o yüzeyin alanına bölünmesiyle bulunan değerdir.

- **Gaz Basıncı;**
$$P \text{ (Pa)} = \frac{F \text{ (N)}}{A \text{ (m}^2\text{)}}$$

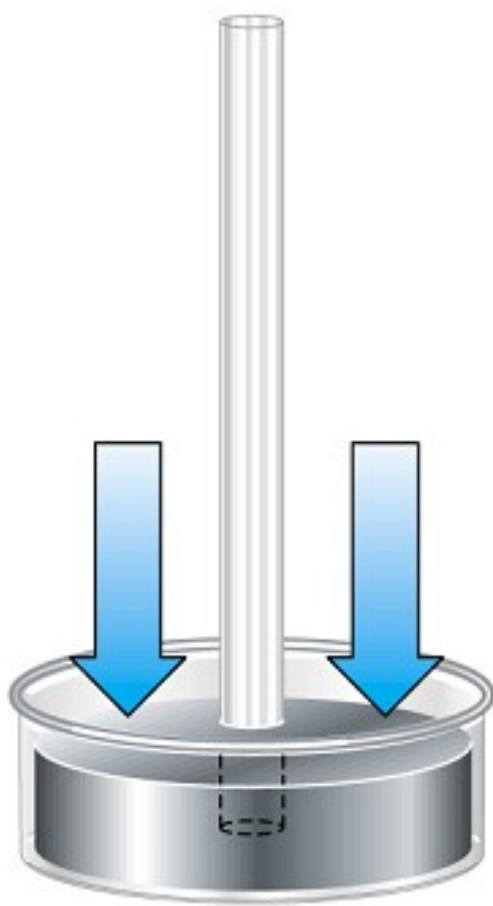
P: Basınç
F: Kuvvet
A: Alan

- **Sıvı Basıncı;**
$$P = g \cdot h \cdot d$$

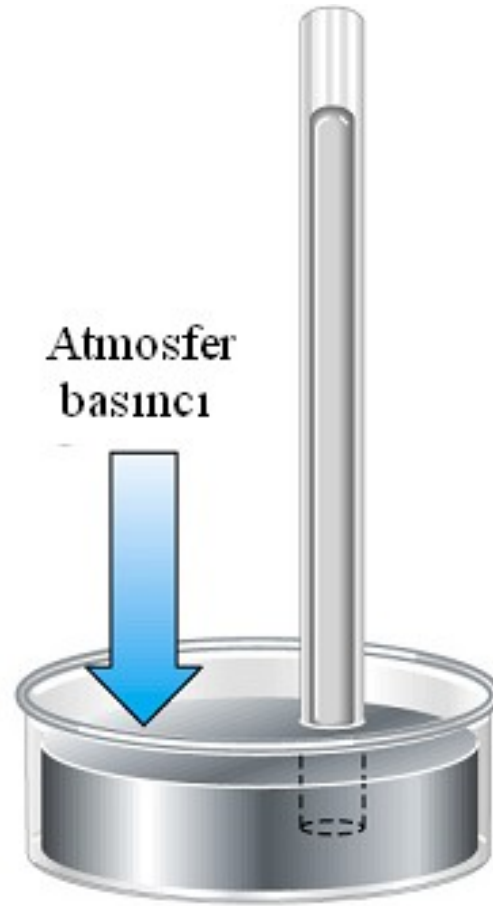
g: Yerçekimi ivmesi
h: Yükseklik
d: Yoğunluk

Sıvı basıncı sadece sıvı sütununun yüksekliğine ve yoğunluğuna bağlıdır.

Barometrik Basınç



(a)



(b)

Standart Atmosfer Basıncı

1,00 atm

760 mm Hg, 760 torr

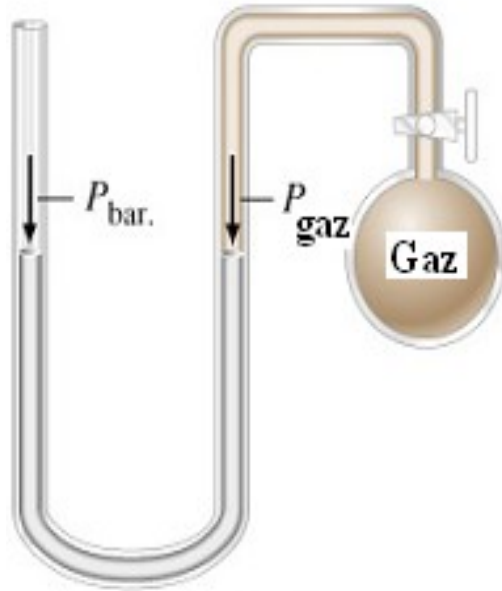
101,325 kPa

1,01325 bar

1013,25 mbar

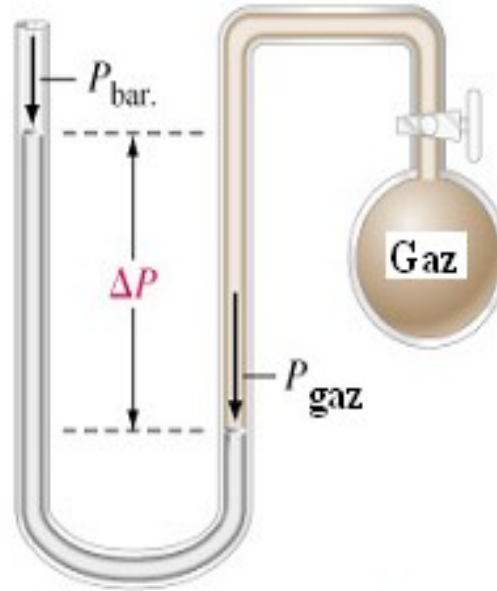
1643 yılında **Evangelista Torricelli**'nin atmosferin uyguladığı basıncı ölçmek üzere geliştirdiği düzeneğe **barometre** denir.

Manometre



$$P_{\text{gaz}} = P_{\text{bar.}}$$

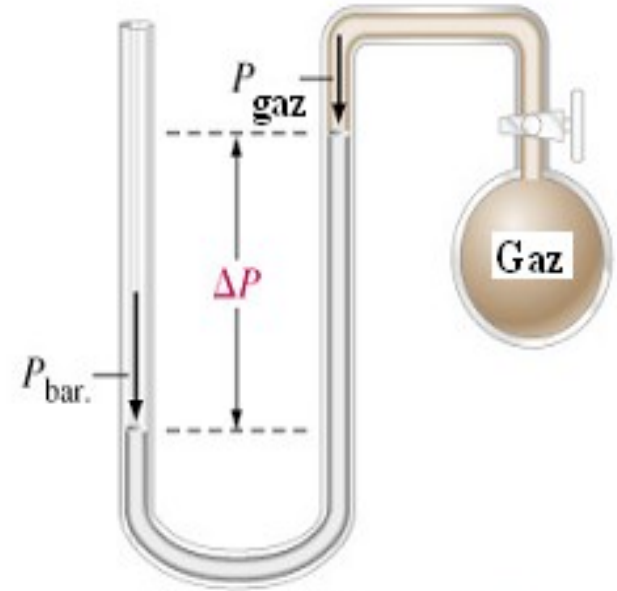
(a) Gaz basıncı barometre basıncına eşit



$$P_{\text{gaz}} = P_{\text{bar.}} + \Delta P$$

$(\Delta P > 0)$

(b) Gaz basıncı barometre basıncından büyük



$$P_{\text{gaz}} = P_{\text{bar.}} + \Delta P$$

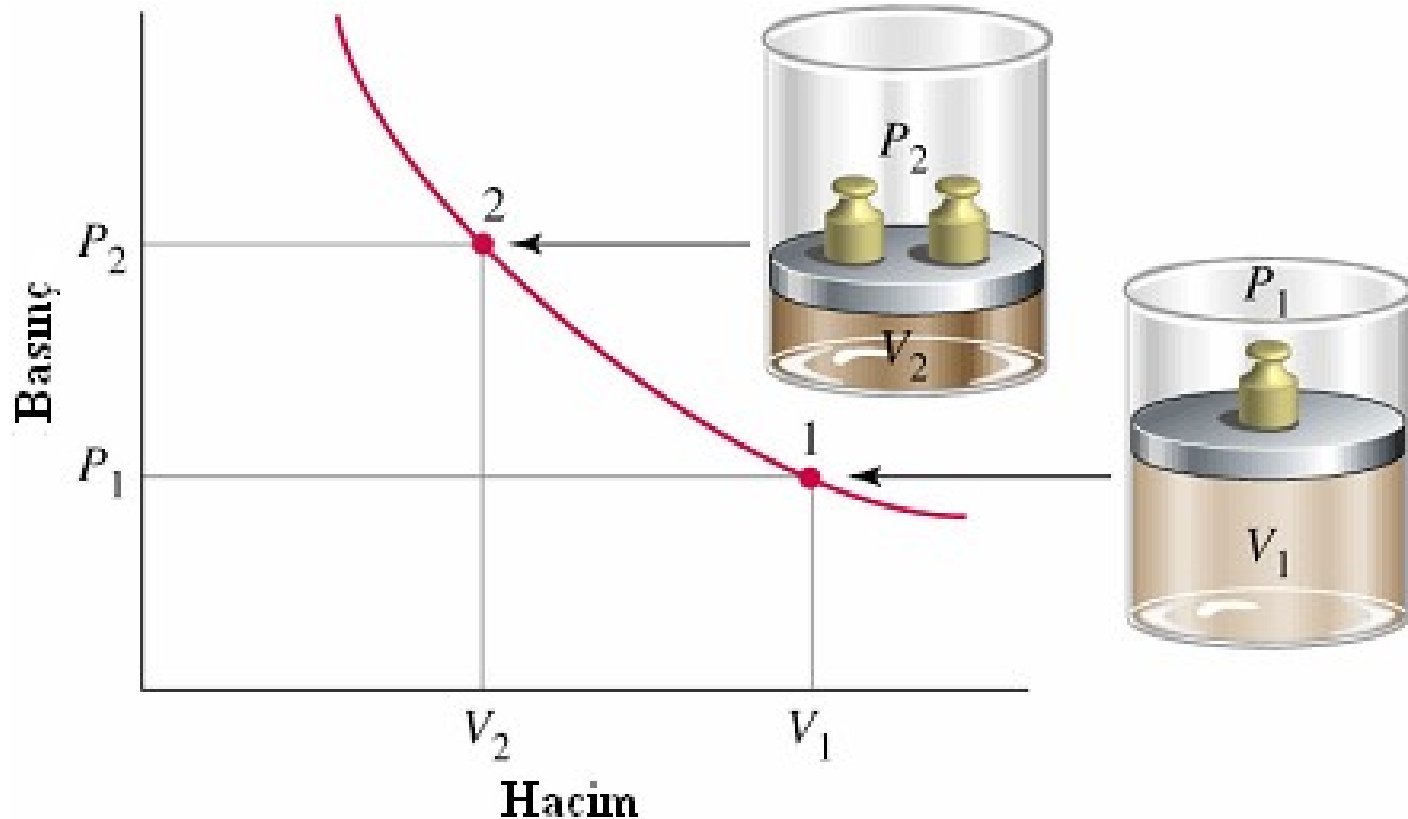
$(\Delta P < 0)$

(c) Gaz basıncı barometre basıncından küçük

Gaz basıncı ve barometre basıncı bir manometre yardımıyla kıyaslanabilir.

5-2 Basit Gaz Yasaları

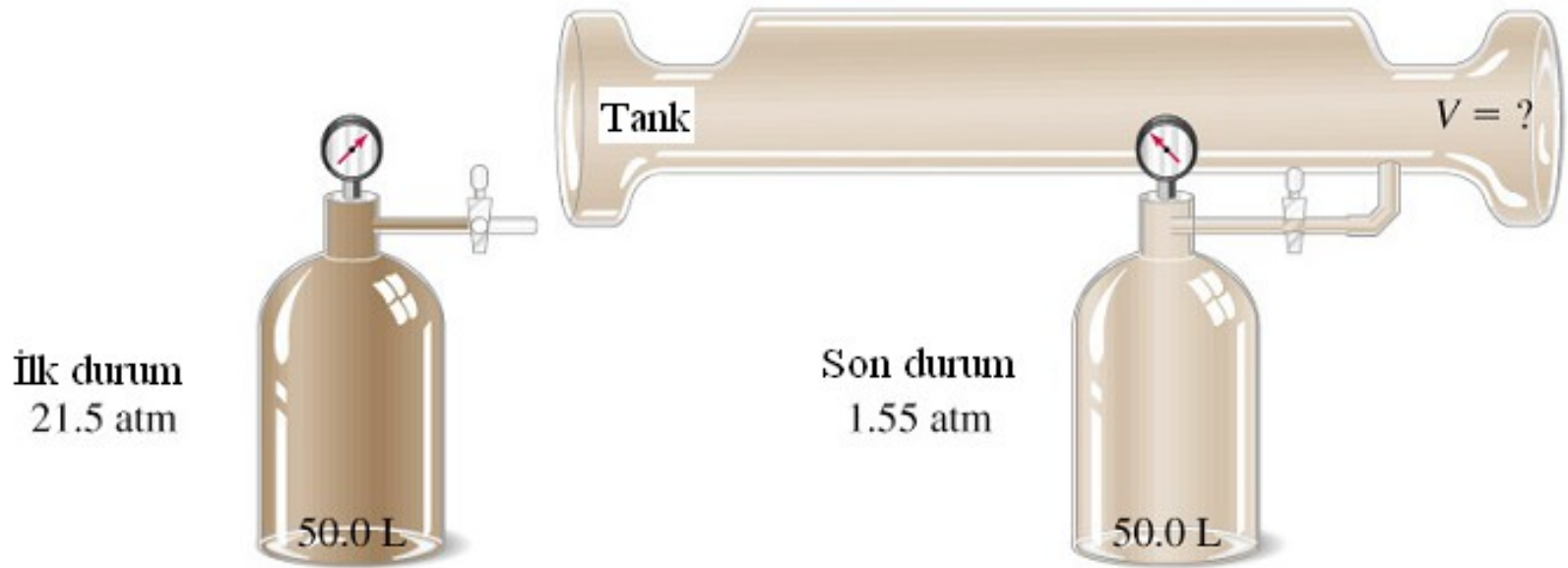
- Boyle Yasası, (1662)** $P \propto \frac{1}{V}$ ya da $PV = a$ (a sabit)



Sabit sıcaklıkta, sabit miktardaki gazın hacmi, basıncı ile ters orantılıdır.

Örnek 1

Bir Gazın Hacim ve Basınç İlişkisi: Boyle Yasası



$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \quad V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2} = 694 \text{ L} \quad V_{\text{tank}} = 644 \text{ L}$$

$694 - 50 = 644 \text{ L}$

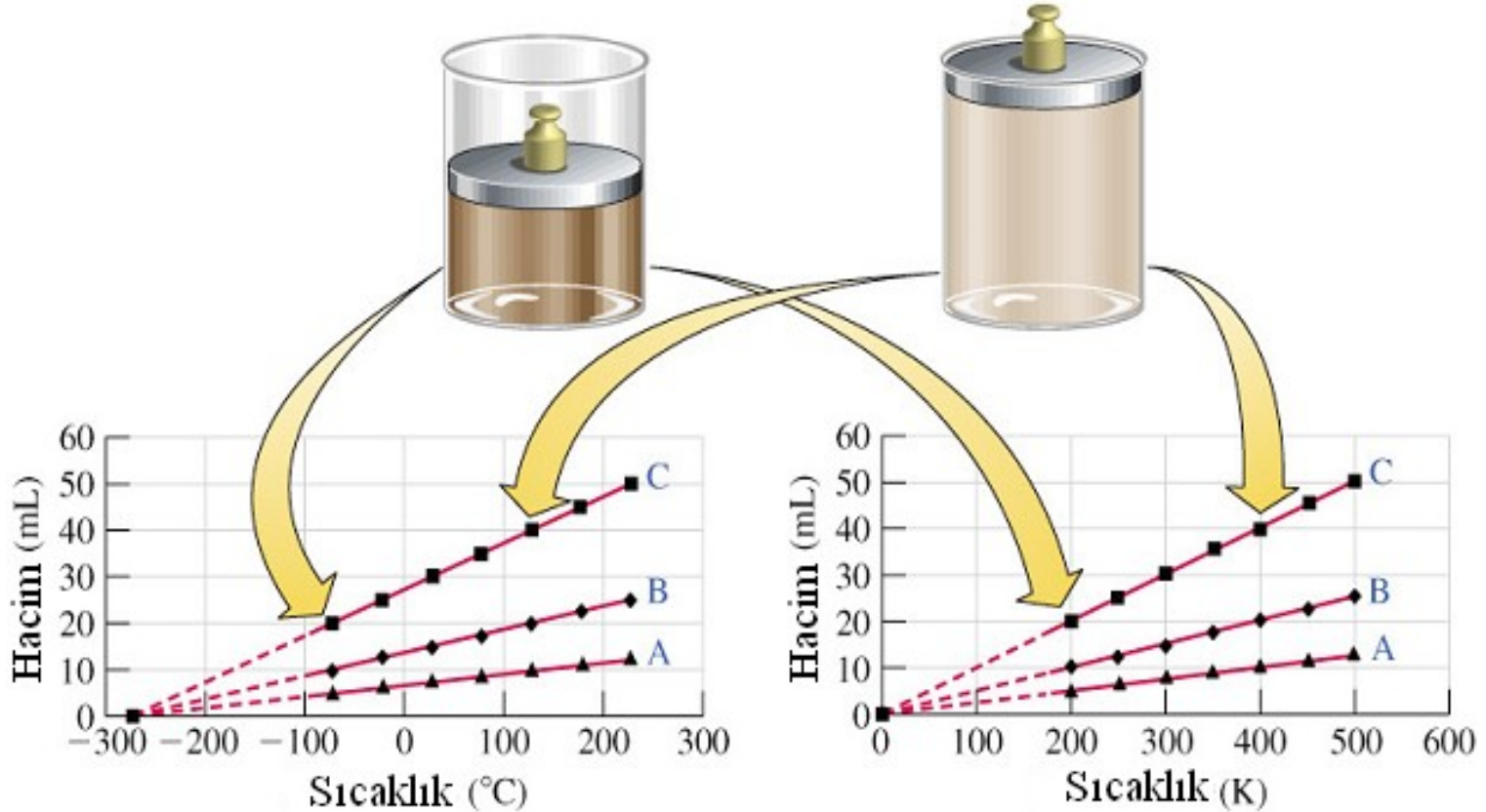
Charles Yasası

Charles (1787)

Gay-Lussac (1802)

$$V \propto T$$

$$V = b T \text{ (} b \text{ sabit)}$$



Sabit basınçtaki, belli bir miktar gazın hacmi, sıcaklıkla doğru orantılıdır.

STP (Standart Sıcaklık ve Basınç)

- Gazların özellikleri sıcaklık ve basınca bağlı olduğundan, farklı gazların karşılaştırılmasında kullanılmak üzere, sıcaklık ve basınç için **standart (normal) koşullar (şartlar)** tanımlamamız gerekir.
- Sıcaklık ve basıncın standart koşulları genellikle (STP) biçiminde kısaltılır;

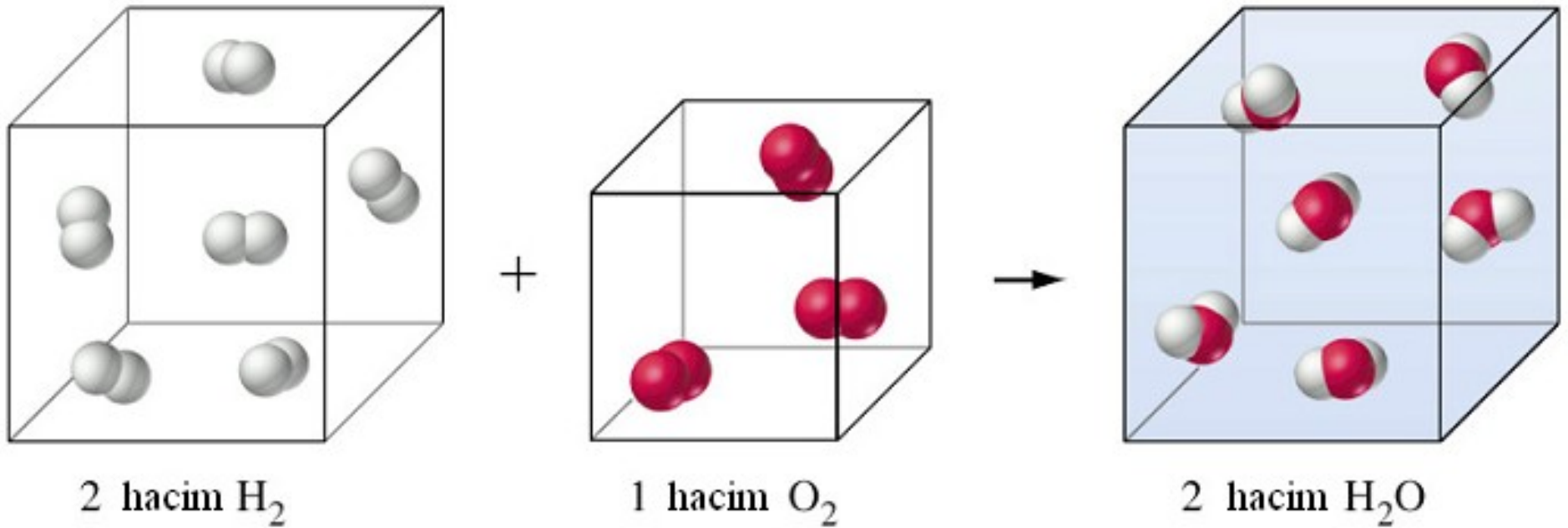
$$P = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$$

$$T = 0^{\circ}\text{C} = 273,15 \text{ K}$$

Avogadro Yasası

- **Gay-Lussac 1808:** Gazlar basit tamsayılarla ifade edilen hacim oranlarıyla tepkimeye girerler. Yani, aynı sıcaklık ve basınçta eşit hacimdeki gazlar eşit sayıda atomlar içerir.
- **Avogadro 1811: Eşit hacim- eşit sayı kuramı;**
Bir gaz molekülü tepkimeye girdiğinde yarım moleküllere bölünebilir. Sabit sıcaklık ve basınçta, bir gazın hacmi miktarı ile doğru orantılıdır.

Suyun Oluşumu



Avogadro Yasası

- Sabit sıcaklık ve basınçta, bir gazın hacmi miktarı ile doğru orantılıdır;

$$V \propto n$$

- Eğer gazın mol sayısı (n) iki katına çıkarılırsa, hacim de iki katına çıkar.
- Bir gazın molar hacmi standart (normal) koşullarda yani 0°C ve 1 atm basınçta **22,4 Litredir.**

5-3 Gaz Yasalarının Birleştirilmesi: İdeal Gaz Denklemi ve Genel Gaz Denklemi

- **Boyle yasası**, basıncın etkisini tanımlar:
 $V \propto 1/P$
- **Charles yasası**, sıcaklığın etkisini tanımlar: $V \propto T$
- **Avogadro yasası**, gaz miktarının etkisini tanımlar: $V \propto n$

$$\left. \begin{array}{l} V \propto 1/P \\ V \propto T \\ V \propto n \end{array} \right\} V \propto \frac{nT}{P}$$

İdeal Gaz Denklemi: Üç basit gaz yasasına göre, bir gazın hacmi ve miktarı sıcaklıkla doğru orantılı, basınç ile ters orantılıdır.

$$PV = nRT$$

Gaz Sabiti

$$PV = nRT$$

$$R = \frac{PV}{nT}$$

$$R = 0,082057 \text{ L. atm. mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$= 8,3145 \text{ m}^3 \cdot \text{Pa. mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$= 8,3145 \text{ J.mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$= 1,987 \text{ cal. mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

Genel Gaz Denklemi

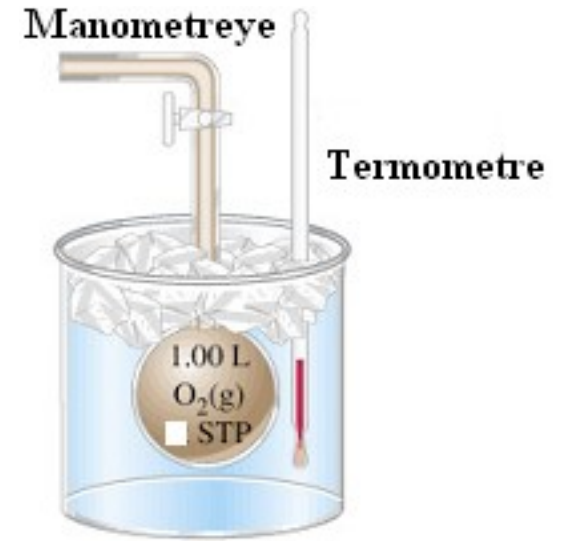
$$R = \frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$$

Gaz miktarı ve hacim sabittir;

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

(a) STP de 1,00 L O₂(g)

(b) 100°C de 1,00 L O₂(g)

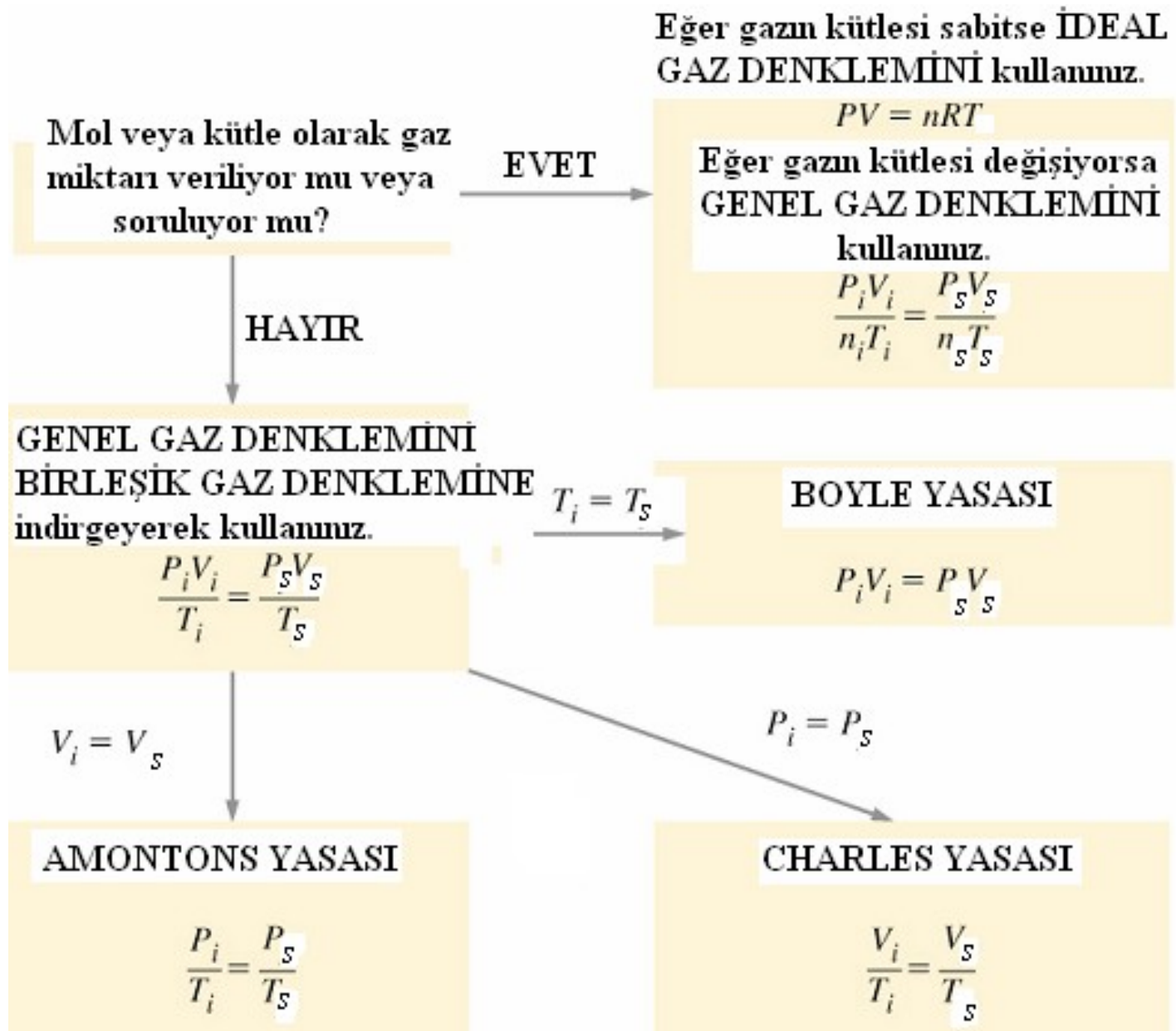


(a) Buz banyosu



(b) Kaynar su

5-4 İdeal Gaz Denkleminin Uygulamaları



Gazın Mol Kütlesinin Tayini

$$PV = nRT \quad \text{ve} \quad n = \frac{m}{M_A}$$

$$PV = \frac{m}{M_A} RT$$

$$M_A = \frac{m RT}{PV}$$

Örnek

Farz edelim ki 1 g bir gazın hacmi 24 L, STP koşullarında, sıcaklık 273.15 K ve basınç 1 atm. Bu durumda mol kütlelerini bulalım.

$$m = 1 \text{ g}$$

$$R = 0,0821 \text{ L x atm / (mol . K)}$$

$$T = 273,15 \text{ K}$$

$$P = 1 \text{ atm}$$

$$V = 24 \text{ L}$$

$$M_a = mRT/PV = (1 \text{ g}) \times (0,0821 \text{ L x atm / (mol x K)}) \times (273,15 \text{ K}) / (1 \text{ atm}) \times (24 \text{ L})$$

$$M_a = 0,934 \text{ g/mol}$$

Örnek 2

İdeal Gaz Denklemiyle Mol Kütlesi Tayini

Propilen ticari önemi olan bir gazdır (en çok kullanılan kimyasal maddeler arasında dokuzuncudur). Bu gaz diğer organik maddelerin sentezinde ve plastiklerin (polipropilen) üretiminde kullanılır. Temiz ve kurutulmuş bir cam tüp 40,1305 g ağırlığa sahiptir. Suyla doldurulduğunda (suyun yoğunluğu = 0,9970 g cm⁻³) 25°C'de 138,2410 g ve propilen gazı ile doldurulduğunda 740,3 mm Hg ve 24,1°C'de 40,2959 g gelmektedir. Propilenin mol kütlesi ne kadardır?

Çözüm:

İlk amaç cam tüpün ve dolayısıyla gazın hacmini belirlemektir.

Örnek 2

Suyun hacmi (tüpün hacmi) $V_{\text{tüp}}$:

Tüp içinde suyun kütlesi: 98,1105 g

$$V_{\text{tüp}} = (138,2410 \text{ g} - 40,1305 \text{ g}) = 98,41 \text{ cm}^3 (\text{ml}) = 0,09841 \text{ L}$$

Tüp hacmi (cm^3): $m_{\text{su}}/d_{\text{su}} = 98,1105 / 0,9970 = 98,4057 \text{ cm}^3$

Gaz kütlesi ve diğer değişkenler m_{gaz} :

$$m_{\text{gaz}} = m_{\text{dolu}} - m_{\text{boş}} = (40,2959 \text{ g} - 40,1305 \text{ g}) = 0,1654 \text{ g}$$

$$\text{Sıcaklık} = 24,0^\circ\text{C} + 273,15 = 297,2 \text{ Kelvin}$$

$$\text{Basınç} = 740,3 \text{ mmHg} \times 1 \text{ atm} / 760 \text{ mmHg} = 0,9741 \text{ atm}$$

Örnek 2

Gaz Eşitliği:

$$PV = nRT \quad PV = \frac{m}{M} RT \quad M = \frac{m RT}{PV}$$

$$M = \frac{(0,1654 \text{ g}).(0,08206 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}).(297,2 \text{ K})}{(0,9741 \text{ atm}) . (0,09841 \text{ L})}$$

$$M_A = 42,08 \text{ g/mol}$$

Gaz Yoğunlukları

$$PV = nRT \quad \text{ve} \quad d = \frac{m}{V}, \quad n = \frac{m}{M_A}$$

$$P \mathbf{V} = \frac{\mathbf{m}}{M_A} RT$$

$$\frac{\mathbf{m}}{\mathbf{V}} = d = \frac{M_A \cdot P}{R \cdot T}$$

5-5 Kimyasal Tepkimelerde Gazlar

- Gazların tepken ya da ürün olarak yer aldığı tepkimeler bizlere yabancı değildir.
- Şimdi stokiyometri hesaplamalarına uygulayabileceğimiz bir araca (ideal gaz denklemine) sahibiz.
- Gazlarla ilgili bilgiler hacim, basınç, sıcaklık, kütle ve mol sayısıdır.
- *Birleşen hacimler yasası*, gaz yasası kullanılarak geliştirilebilir.

Örnek 3

Tepkime Stokiyometrisi Hesaplamalarında İdeal Gaz Denkleminin Kullanılması

Sodyum azidin, NaN_3 , yüksek sıcaklıkta parçalanması $\text{N}_2(\text{g})$ verir. Bu tepkime hava yastıklı güvenlik sistemlerinde kullanılır. 70,0 g NaN_3 bozunduğunda 735 mmHg ve 26°C 'de kaç litre $\text{N}_2(\text{g})$ oluşur?



Örnek 3

N₂'nin mol sayısı:

$$n_{\text{N}_2} = 70 \text{ g NaN}_3 \times \frac{1 \text{ mol NaN}_3}{65,01 \text{ g N}_3/\text{mol N}_3} \times \frac{3 \text{ mol N}_2}{2 \text{ mol NaN}_3} = 1,62 \text{ mol N}_2$$

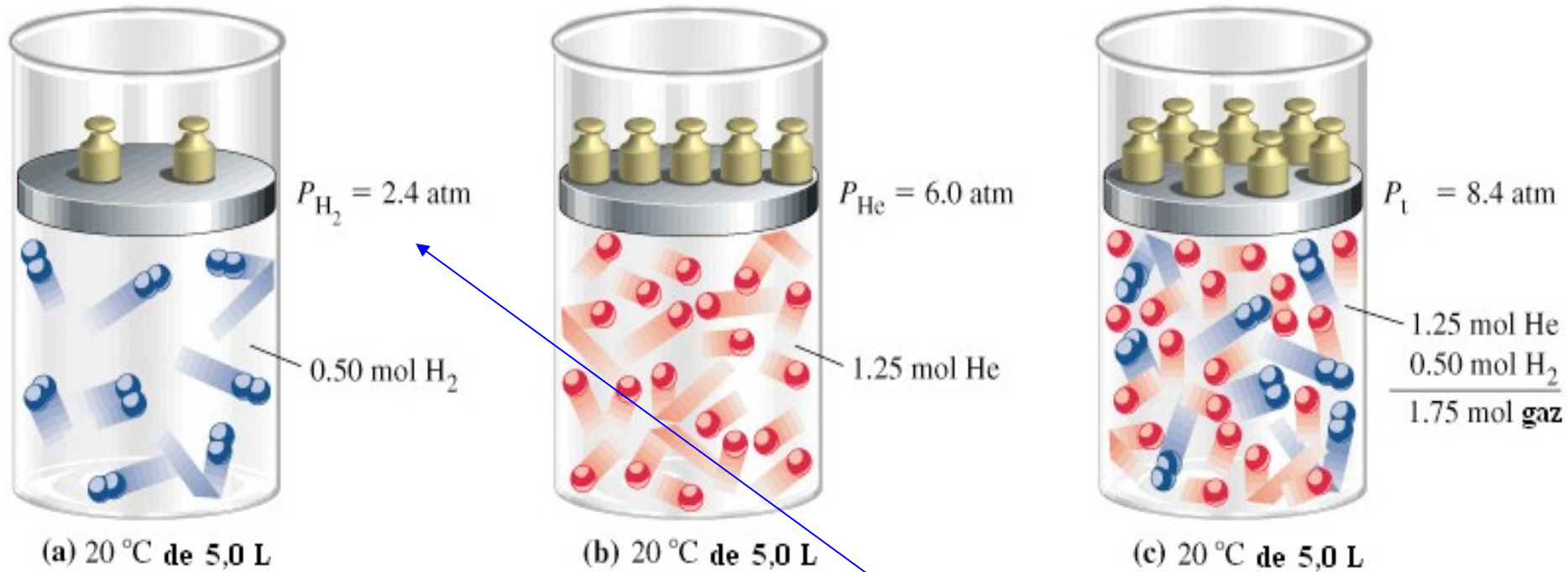
N₂'nin hacmi:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(1,62 \text{ mol})(0,08206 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1})(299,15 \text{ K})}{\left\{ (735 \text{ mmHg}) \frac{1.00 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \right\}}$$
$$= 41,1 \text{ L}$$

5-6 Gaz Karışımları

- Basit gaz yasaları ve ideal gaz denklemi tek tek gazlara uygulandığı gibi, birbirleriyle etkileşmeyen *gaz karışımlarına da* uygulanabilir.
- En basit yaklaşım, gaz karışımlarının *toplam mol sayısını* kullanmaktır (n_t). Burada n mol sayısıdır.
- Kısmi Basınç;
 - Bir gaz karışımında, gazlardan birinin, diğerlerinden etkilenmeyen basıncıdır. Karışımındaki her bir gaz kabı doldurur ve kendi kısmi basıncına sahiptir.

Dalton'un Kısmi Basınçlar Yasası



$$P_{H_2} = n_{H_2} \times R \times T / V = 0,5 \times 0,0821 \times (273,15+20)/5 = 2,4 \text{ atm}$$

Dalton'un Kısmi Basınçlar Yasası; bir gaz karışımının toplam basıncı karışımın bileşenlerinin kısmi basınçlarının toplamına eşittir.

Kısmi Basınç

$$P_{\text{top}} = P_a + P_b + \dots$$

$$V_a = n_a RT / P_{\text{top}} \quad \text{ve} \quad V_{\text{top}} = V_a + V_b + \dots$$

$$\frac{V_a}{V_{\text{top}}} = \frac{n_a RT / P_{\text{top}}}{n_{\text{top}} RT / P_{\text{top}}} = \frac{n_a}{n_{\text{top}}}$$

$$\frac{n_a}{n_{\text{top}}} = \chi_a$$

$$\frac{P_a}{P_{\text{top}}} = \frac{n_a RT / V_{\text{top}}}{n_{\text{top}} RT / V_{\text{top}}} = \frac{n_a}{n_{\text{top}}}$$

Kısmi Hacimler

n_A mol A, n_B mol B ve diğer gazlardan oluşan bir karışımda, her bir gazın P_T basıncında kaplayacağı hacim;

$$V_A = n_A \cdot R \cdot T / P_T, \quad V_B = n_B \cdot R \cdot T / P_T \text{ v.b'dir.}$$

Gaz karışımının toplam hacmi;

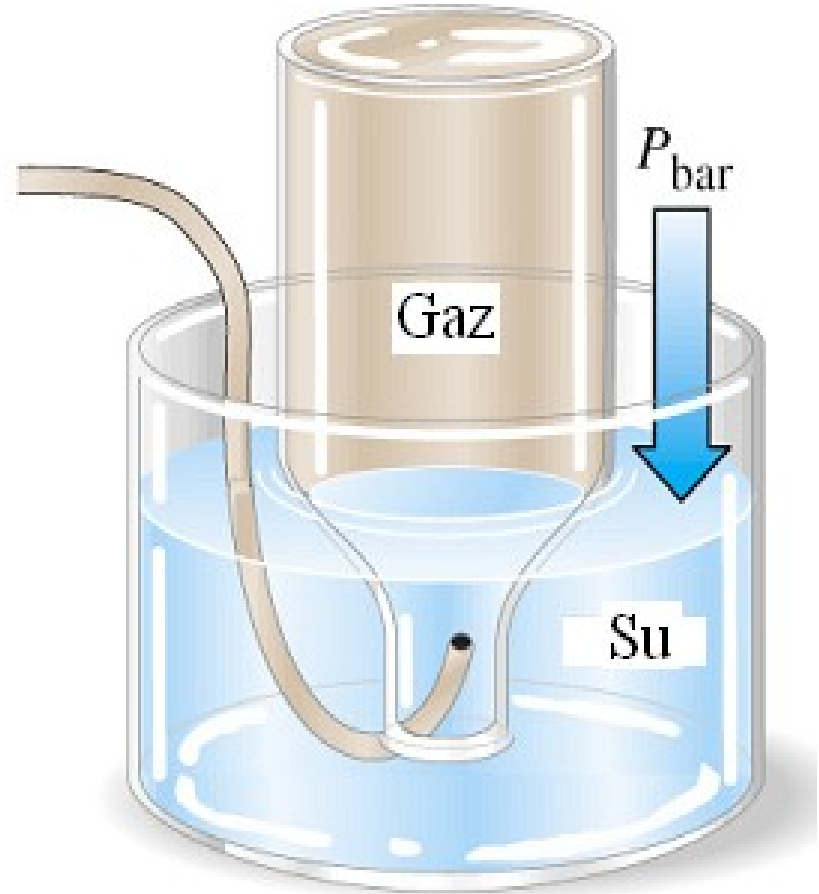
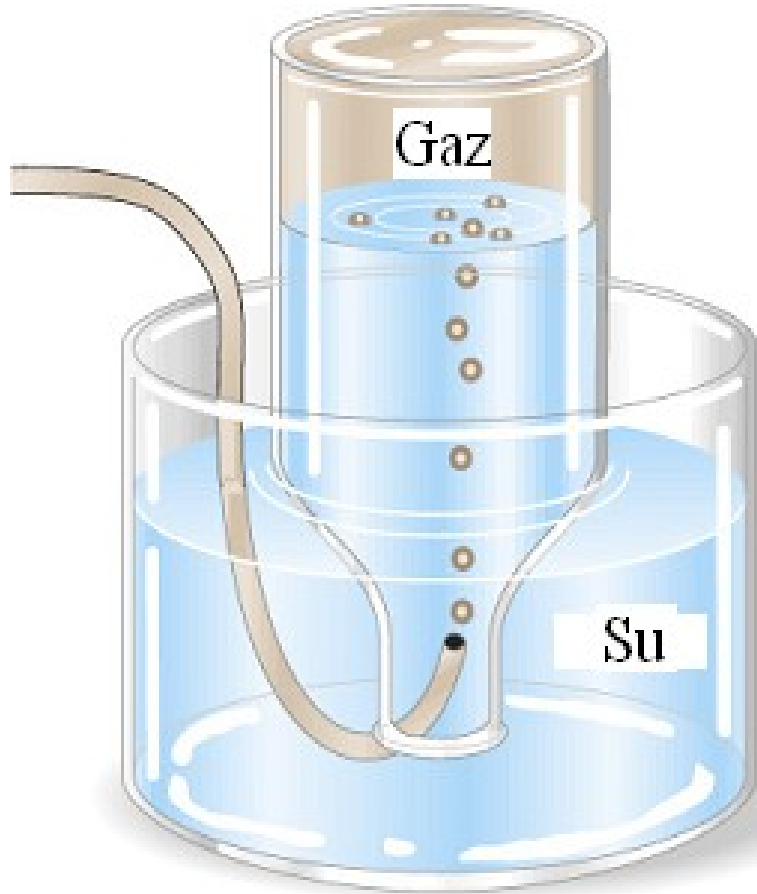
$$V_{\text{top.}} = V_A + V_B + \dots$$

Sonuçta;

$$n_A/n_T = P_A/P_T = V_A/V_T = \chi_a$$

n_A/n_T terimine A'nın **mol kesri** denir, karışım içindeki bu

Bir Gazın Su Üzerinde Toplanması



$$P_{\text{top}} = P_{\text{bar}} = P_{\text{gaz}} + P_{\text{H}_2\text{O}}$$

5-7 Gazların Kinetik-Molekül Kuramı

- Gazlar sabit hızla, gelişi güzel ve doğrusal harekete sahip, çok çok küçük, çok sayıda taneciklerin (moleküller ya da bazı durumlarda atomlar) bir araya gelmesiyle oluşmuşlardır.
- Gaz molekülleri birbirinden çok uzaktadırlar. Yani gaz hemen hemen tümüyle bir boşluk olarak düşünülebilir (moleküller sanki kütlesi olan, ama hacmi olmayan tanecikler olarak kabul edilir. Bu taneciklere *nokta kütleler* adı verilir.



Gazların Kinetik-Molekül Kuramı

- Moleküller birbirleri ile ve bulundukları kabın çeperleri ile *çarpışırlar*. Ancak bu çarpışmalar çok hızlıdır ve moleküller arası çarpışmalar çok azdır.
- Moleküller arasında, çarpışma sırasında oluşan zayıf kuvvetler dışında, hiçbir kuvvet olmadığı kabul edilir. Yani, bir molekül diğerlerinden *bağımsız* olarak hareket eder ve etkilenmez.
- Bağımsız moleküller çarpışma sonucu enerji kazanabilirler ya da kaybedebilirler. Ancak, moleküllerin tümü göz önüne alındığında, sabit sıcaklıkta *toplam enerji sabittir*.

Basınç-Molekül Hızlarının Dağılımı

- Öteleme Kinetik Enerjisi;

$$e_k = \frac{1}{2} mu^2$$

m : Molekülün kütlesi,

u : Molekülün hızı

- Çarpışma frekansı α

(molekül hızı) $\times$ (birim hacimdeki moleküller)

Çarpışma frekansı $\alpha(u) \times (N/V)$

$$\nu = u \frac{N}{V}$$

Basınç-Molekül Hızlarının Dağılımı

- Momentum transferi $\propto$
(birim hacimdeki molekül) x (molekül hızı)

$$\text{Momentum transferi} \propto (mu) \qquad I = mu$$

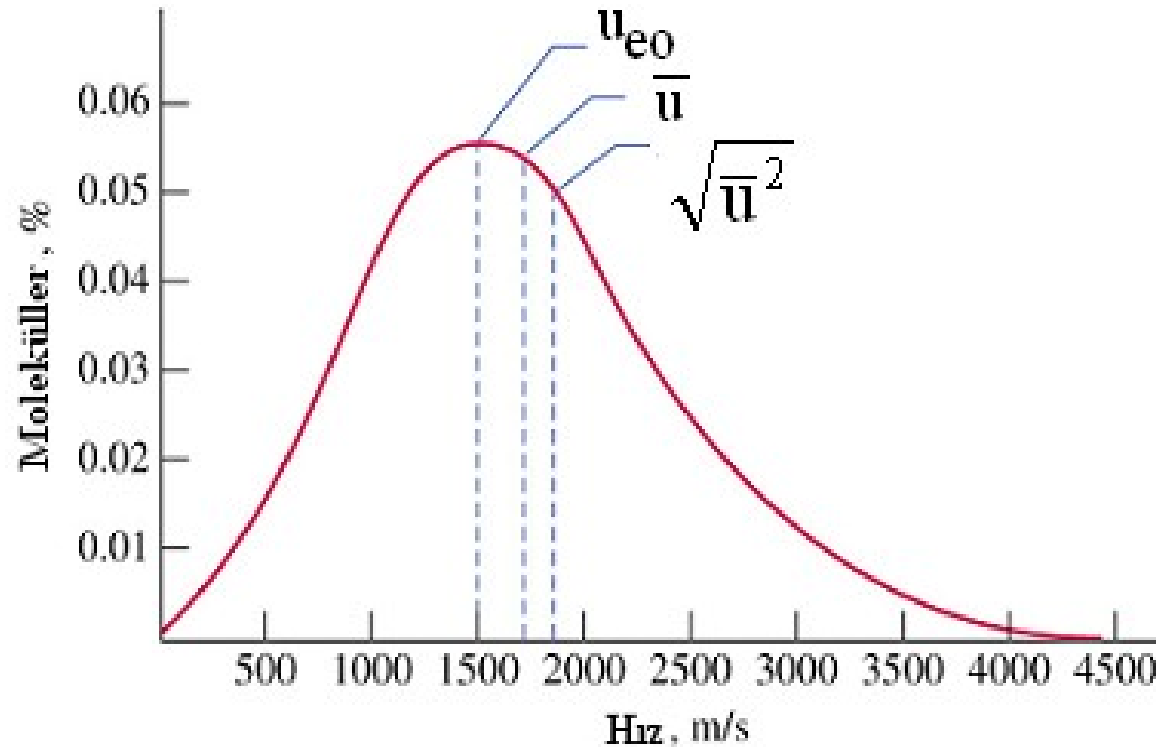
- Basınç için orantısal ifade;

$$P \propto \frac{N}{V} m \bar{u}^2$$

$\bar{u}^2$ hız kareleri ort.

Basınç ve Molekül Hızı

- Üç boyutlu sistem sonucunda;
$$P = \frac{1}{3} \frac{N}{V} m \bar{u}^2$$



u_{eo} en olası hız

$\bar{u}$ ortalama hız

$\sqrt{\bar{u}^2}$ hız kareleri ort.

Basınç

1 mol ideal gaz düşünelim;

$$PV = \frac{1}{3} N_A m \bar{u}^2$$

$PV=RT$, böylece;

$$3RT = N_A m \bar{u}^2$$

$N_A m = M$:

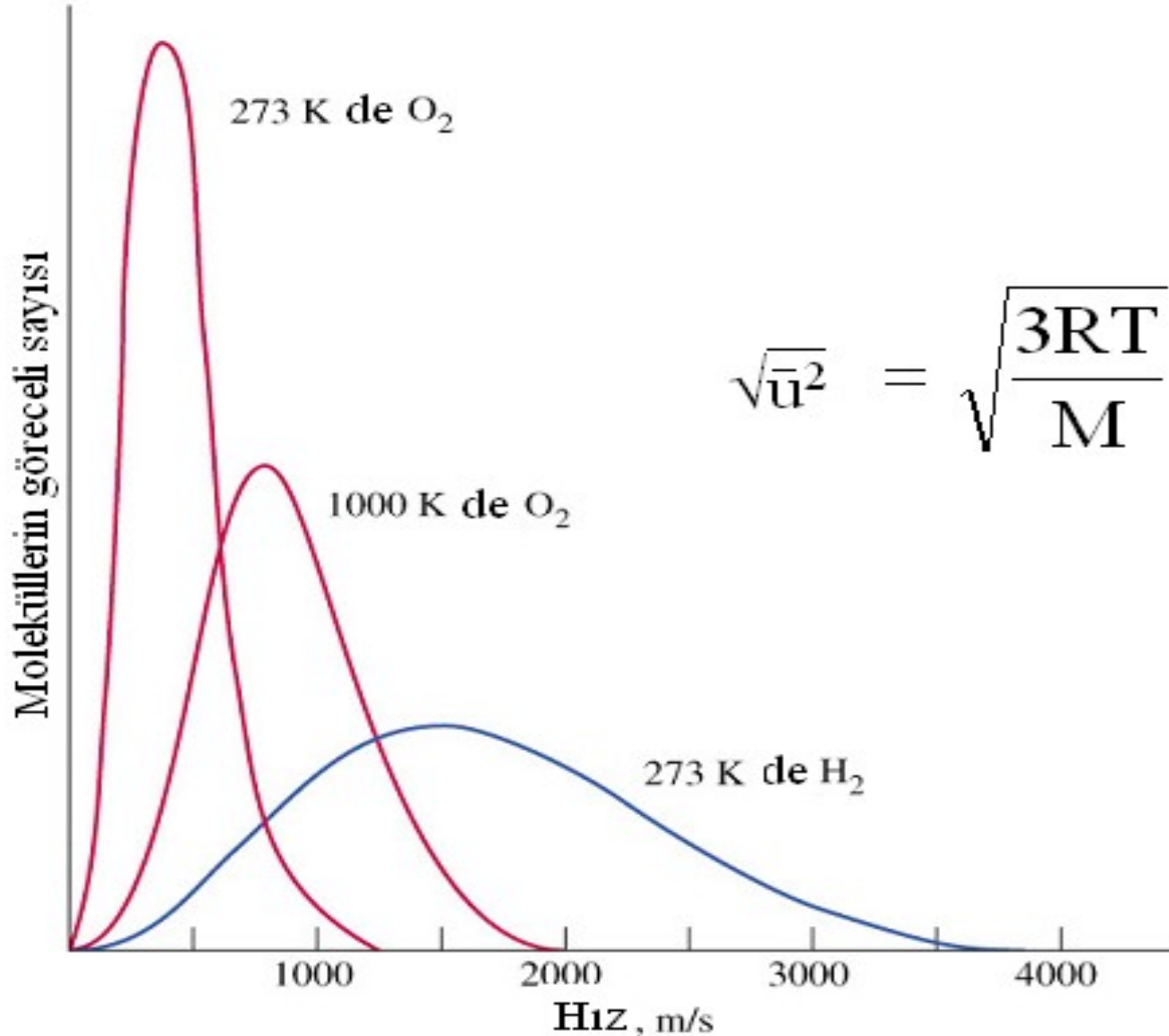
$$3RT = M \bar{u}^2$$

Sonuç;

$$\sqrt{\bar{u}^2} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

Molekül Hızlarının Dağılımı

Kütle ve Sıcaklığın Etkisi



Sıcaklık

1/3 çarpanını 2/3x1/2
eşdeğer ürünü ile
değiştirdiğimizde;

$$PV = \frac{1}{3} N_A m \bar{u}^2 = \frac{2}{3} N_A \left(\frac{1}{2} m \bar{u}^2 \right)$$

PV=RT, böylece;

$$RT = \frac{2}{3} N_A \bar{e}_k$$

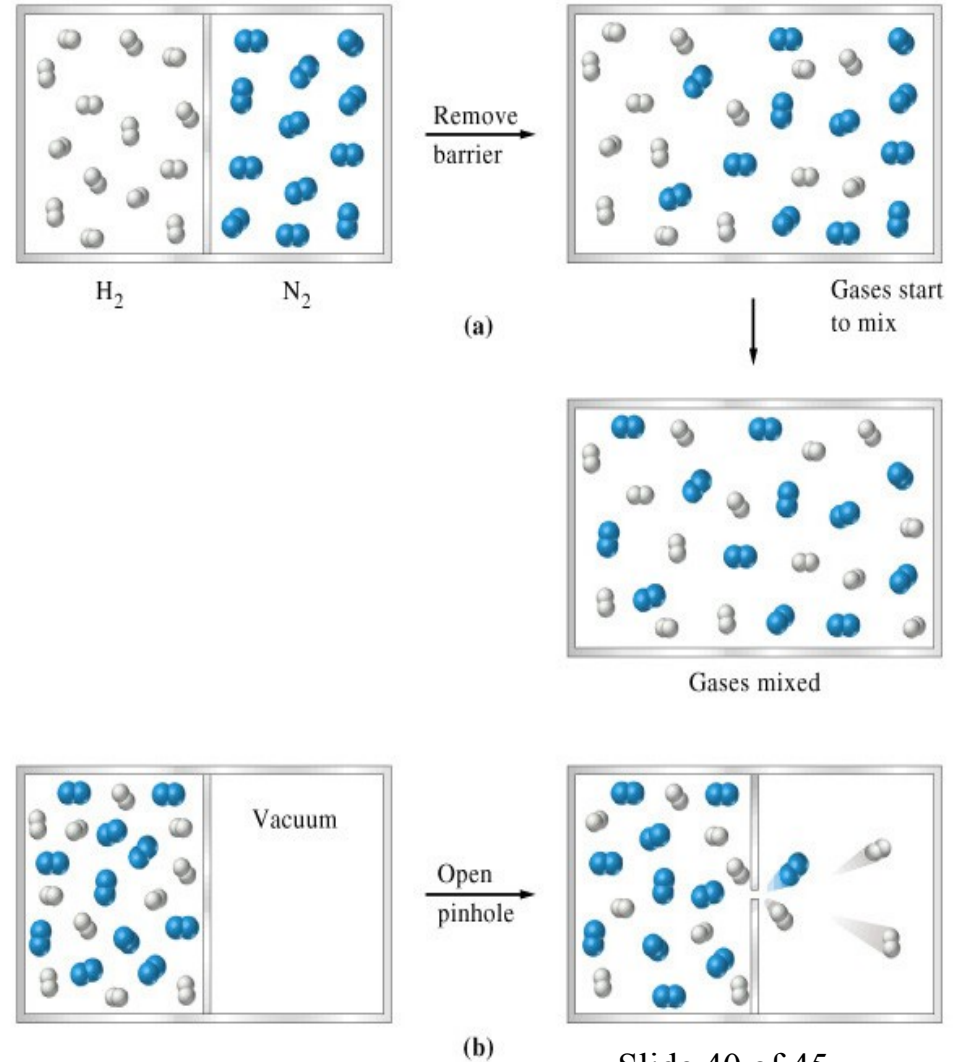
Bu denklemden $\bar{e}_k$ çözülür;

$$\bar{e}_k = \frac{3}{2} \frac{R}{N_A} (T)$$

Bir gazın Kelvin sıcaklığı (T) o gazın moleküllerinin ortalama kinetik enerjisi (e_k) ile doğru orantılıdır.

5-8 Kinetik-Molekül Kurama Bağlı Gaz Özellikleri

- **Difüzyon (yayılma):** Rastgele molekül hareketi sonucu moleküllerin göç etmesidir. İki veya daha fazla gazın yayılması, moleküllerin karışmasıyla sonuçlanır ve kapalı bir kap içinde kısa sürede homojen bir karışıma dönüşür.



5-8 Kinetik-Molekül Kurama Bağlı Gaz Özellikleri

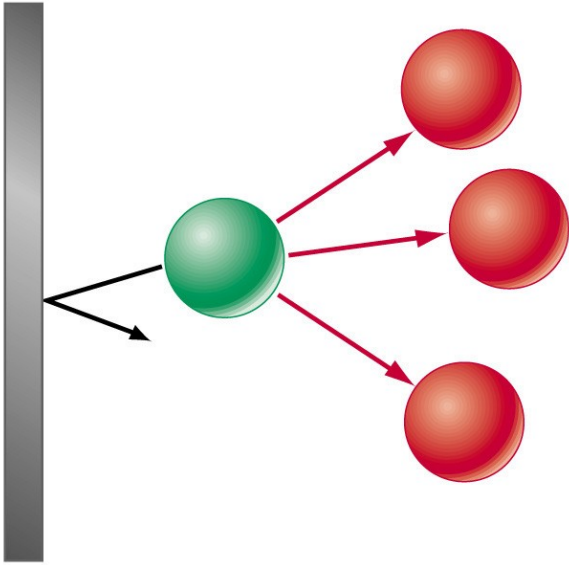
- **Efüzyon (dışa yayılma):** Gaz moleküllerinin bulundukları kaptaki küçük bir delikten kaçmasıdır. Dışa yayılma hızı doğrudan molekül hızları ile orantılıdır. Bu, yüksek hızlı moleküllerin düşük hızlı moleküllerden daha hızlı yayılması demektir.

Graham Yasası

$$\frac{A'nin\ dışa\ yayılma\ hızı}{B'nin\ dışa\ yayılma\ hızı} = \frac{(u_{rms})_A}{(u_{rms})_B} = \sqrt{\frac{3RT/M_A}{3RT/M_B}} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

- Gaz basıncı *çok küçük* olmalıdır.
- Delikler moleküller geçerken çarpışma olmayacak şekilde *küçük* olmalıdır.
- Gerçekte kuram yayılmaya *uygulanamaz*.
- Formülde değişiklik yapılabilir;
 - *molekül hızlarının*
 - *dışa yayılma hızlarının*
 - *dışa yayılma sürelerinin oranı = $\sqrt{\text{iki mol kütlerinin oranı}}$*
 - *moleküllerin aldığı yolların*
 - *dışa yayılan gaz miktarlarının*

5-9 Gerçek (İdeal Olmayan) Gazlar

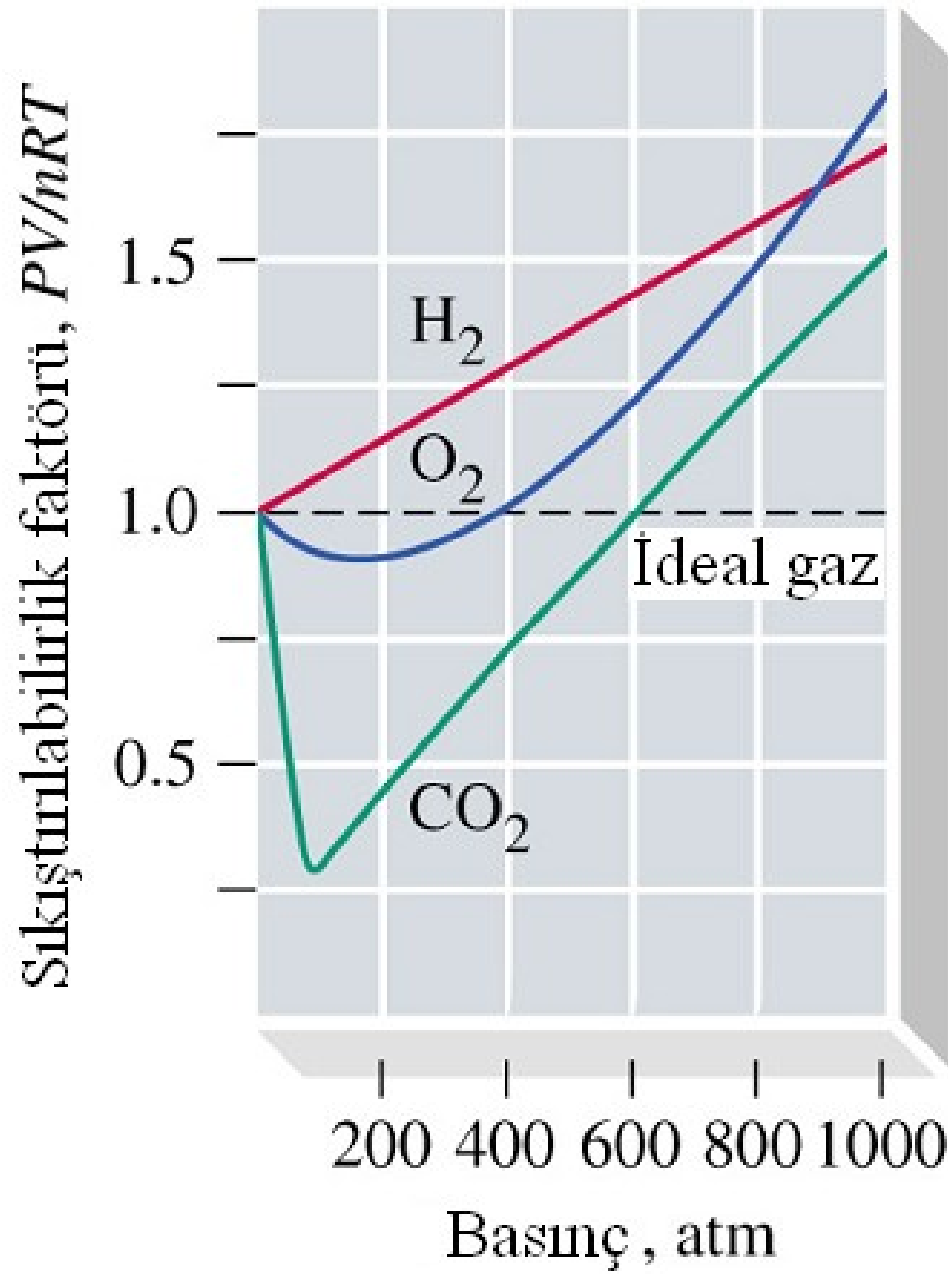


- Bir gazın ideal gaz koşulundan ne kadar saptığının ölçüsü sıkıştırılabilirlik faktörü ile belirlenir. PV/nRT oranıdır ve ideal gaz için 1'dir.

- Gerçek gazlarda:

- $PV/nRT > 1$ moleküllerin kendilerinin de bir hacmi vardır ve bu hacim bastırılmaz.
- $PV/nRT < 1$ moleküller arası çekim kuvvetleri sıkıştırılabilirlik faktörünün 1'den küçük olmasına neden olur.

Gerçek (İdeal Olmayan) Gazlar



Van der Waals Denklemi

- Moleküllerin öz hacimlerine ve moleküller arası kuvvetlere bağlı düzeltme terimleri taşıyan *Van der Waals denklemi* şöyledir:

$$\left(P + \frac{n^2 a}{V^2} \right) \left(V - nb \right) = nRT$$

V : n mol gazın hacmi,

$n^2 a/V^2$: moleküller arası çekim kuvveti ile ilgilidir,

a ve b değerleri gazdan gaza değişir. Sıcaklık ve basınca az çok bağlıdır.



BÖLÜM 6: TERMOKİMYA

İçindekiler

- 6-1 Termokimyada Bazı Terimler
- 6-2 Q_p
- 6-3 Tepkime Q_p ve Kalorimetri
- 6-4 İş
- 6-5 Termodinamiğin Birinci Yasası
- 6-6 Tepkime Q_p : ΔU ve ΔH
- 6-7 ΔH 'ın Dolaylı Olarak Bulunması: Hess Yasası
- 6-8 Standart Oluşum Entalpisi

6-1 Termokimya

- Fiziksel ve kimyasal reaksiyonlarda reaksiyon sırasında alınan veya dışarıya verilen ısıнын ölçülmesi ve hesaplanması ile ilgilenir.
- Genelde termokimya; Termodinamiğin I. yasasının kimyasal işlemlere uygulanmasıdır.

6-1 Termokimyada Bazı Terimler

EVREN: Doğanın tümü.

SİSTEM: Evrenin incelenmek üzere seçilen bölümü.

ÇEVRE: Sistemin içinde bulunduğu koşullar.

Termokimyada Bazı Terimler

- **Açık sistem:** Çevresiyle madde ve enerji alışverişi yapan sistemdir. **Beherde bulunan sıcak kahve** soğurken çevresine ısı verir; aynı zamanda su buharı şeklinde madde aktarımı olur.
- **Kapalı sistem:** Çevresiyle enerji alışverişi yapar, madde alışverişi yapmaz. **Kapalı erlende bulunan sıcak kahve** soğurken çevresine ısı verir. Kapağı kapalı olduğu için su buharı şeklinde madde aktarımı olmaz.
- **Yalıtılmış sistem:** Çevresiyle etkileşimde bulunmaz. **Yalıtılmış bir cam kapta (termos) kahve** yaklaşık olarak yalıtılmış sistemi gösterir, su buharının atmosfere kaçışı yoktur ve çevreye çok az ısı yayılır (kahve zamanla oda sıcaklığına kadar soğur).

Enerji

- Bir cismin iş yapabilme yeteneğidir (kapasitesidir), Yunancada *içteki iş* demektir.
- Bir araç, bir yerden bir yere giderken bir kuvvet harcar ve yol alır ve bir enerji harcar.
- Bir silahtan çıkan mermi, önüne çıkan cisimleri tahrip eder veya deler.
- Bir insan bir masayı alıp başka yere taşırsa bir enerji harcamıştır.
- Yani iş yapabilecek durumda olan her şeyin bir enerjisi vardır.

- Enerji kullanılmadığı durumlarda potansiyel enerji iken kullanılma durumunda kinetik enerji halindedir. Kinetik, Yunancada *hareket* demektir.
- İş yapabilmek için mutlaka enerjiye ihtiyaç vardır. Yapılacak işlem ile enerji işe dönüşecektir.
- Kuvvet uygulanarak iş yapıldığında cisim enerji kazanmaktadır. Bu nedenle enerji ile işin birimleri aynıdır yani *joule*' dür.

- Su akış halinde iken **kinetik enerjiye** sahiptir.
- Suyun bu enerjisinden farklı enerjiler elde edilerek yararlanılır.
- Hidroelektrik santrallerinde suyun türbinleri döndürmesi sağlanarak suyun bu enerjisi ilk olarak **hareket enerjisine** dönüşür daha sonra ise **elektrik enerjisi** elde edilir.

Potansiyel Enerji

- Cisimlerin hareket halinde olmadıkları durumlarda sahip oldukları enerjiye **potansiyel enerji** denir.
- Cisimler arasındaki itme ya da çekme kuvvetlerinden veya konumundan ileri gelen bir enerji çeşididir. **Depo edilen «konum enerjisi» dir.**
- Bir cismi yerden daha yüksek bir noktaya kaldırdığımızda yer çekimine karşı bir iş yapar. Yapılan bu iş cisimde enerji olarak depolanır ve cismin iş yapabilecek duruma gelmesine neden olur. Potansiyel enerjinin simgesi E_p ve birimi **joule**’dür.

Potansiyel Enerji

- Yeryüzünden h yüksekliğinde olan ve m kütlesine sahip bir cismin potansiyel enerjisi:

$$E_p = m \cdot g \cdot h$$


$$9,8 \text{ m/s}^2$$

Örneğin, 10 kg kütleli bir cismi yerden 5 metre yüksekliğe çıkardığımızda potansiyel enerjisi şöyle hesaplanır:

$$E_p = 10 \text{ kg} \times 9,8 \text{ m/s}^2 \times 5 \text{ m} = 490 \text{ J}$$

Bu durumda cisim, 490 joule potansiyel enerjiye sahip olur. Bu enerji, cisim serbest bırakıldığında kinetik

Kinetik Enerji

- Akan su, hareket halindeki araba, fırlatılan bir taş, yüksekte uçmakta olan bir kuşun kinetik enerjileri vardır.
- Duran cisimlerin potansiyel enerjileri, cisimler hareket haline geçtiklerinde **kinetik enerji**'ye dönüşür.
- Bir v hızı ile hareket eden m kütleli bir cismin kinetik enerjisi;

$$E_k = \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2 \quad (kg \, m^2 \, s^{-2} \equiv joule)$$

Enerjinin Korunumu

- Yerden yukarı doğru fırlatılan bir cisim ilk atıldığında daha hızlı hareket edecek, yukarı çıktıkça hızı azalacaktır.
- Burada da ilk başta kinetik enerji fazla olmasına rağmen bu enerji potansiyel enerjiye dönüşür.
- Bu cismin hızı bir noktada durur ve bu esnada potansiyel enerjisi maksimum noktaya ulaşır.
- Cisim yerçekiminin etkisi ile tekrar yeryüzüne doğru hareket eder ve potansiyel enerji kinetik enerjiye dönüşür.

- Cisim hareket ederken ortamdaki sürtünme önemsiz ise ısı şeklinde enerji kaybı olmaz.
- Fakat **kinetik enerji** artarken **potansiyel enerji** azalır, **potansiyel enerji** artarken **kinetik enerji** azalır.
- Bu iki enerjinin toplamı ise sürtünmesiz ortamda hiçbir zaman değişmez.

Termal (Isı) Enerji

- Isı enerjisi moleküllerin hareketiyle oluşan Kinetik (Hareket) Enerji'dir. Sistemin sıcaklığıyla orantılıdır.
- Sıcaklık arttıkça molekül hareketi de artar, sıvı ve gaz olma hali oluşur.
- Isı, sistemdeki parçacık sayısına da (atom, molekül) bağlıdır.

Isı

- Sıcaklık farkının bir sonucu olarak, bir sistemle çevresi arasında aktarılan enerjidir.
- Sıcak cisimden soğuğa akar.
- Soğuk ve sıcak cisim moleküllerinin ortalama kinetik enerjileri eşit oluncaya kadar ısı akışı devam eder.
- Isının miktarı (q), bir maddenin sıcaklığını ne kadar değiştirdiğine bağlıdır. **Yani ısı miktarı;**
 - sıcaklığın ne kadar değiştiğine, $q=m \times c \times \Delta T$
 - maddenin miktarına,
 - maddenin niteliğine (atom ya da molekül türüne) bağlıdır.

Isının birimi; cal, kcal, J, erg..

İzotermal İşlem

- Sabit sıcaklıkta cereyan eden bir işleme **izotermal işlem** denir
- Erime, Donma ve Kaynama gibi fiziksel olayların bitimine kadar enerji alışverişi (ısı akışı) devam ettiği halde sıcaklığın sabit kalmasıdır.
- Sistem ısıya sahip değildir sistemin **İÇ ENERJİSİ** vardır.

Isı Birimleri

- **Kalori (cal);** Bir gram suyun sıcaklığını bir derece santigrat (Celsius) yükseltmek için gerekli ısı miktarına **kalori (kal)** denir. Kalori küçük bir enerji birimi olduğundan genellikle *kilokalori (kcal)* şeklinde kullanılır.
- Yiyeceklerin enerji içeriğini belirtmede kilokalori terimi yaygın olarak kullanılmaktadır.
- **Joule (J);** SI birim sistemindeki ısı birimi ise joule (J)'dür.

$$1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$$

Isı Kapasitesi

- Bir sistemin sıcaklığını bir derece değiştirmek için gerekli ısı miktarına, o sistemin **ısı kapasitesi** denir.
- Sistem bir mol madde ise, ısı kapasitesi **molar ısı kapasitesi** adını alır.
- Sistem bir gram madde ise ısı kapasitesine **özellik ısı kapasitesi, c**, ya da kısaca **özellik (spesifik) ısı** adı verilir.
- Suyun özellik ısı az da olsa sıcaklığa bağlıdır ve 0-100°C arasında yaklaşık 4,18 J g⁻¹ °C⁻¹'dir.

Isı miktarı = (madde kütlesi).(özellik ısı).(sıcaklık değişimi)

$$q = (m).(\text{özellik ısı}).(\Delta T)$$

$$q = C.\Delta T \quad (C = \text{Isı kapasitesi})$$

Örnek 1

Isı Miktarının Hesaplanması

7,35 g suyun sıcaklığını 21°C'dan 98°C'a yükseltmek için gerekli ısı miktarı ne kadardır (suyun özgül ısı $c_s = 4,18 \text{ J/g}^\circ\text{C}$ dir.

$$1 \text{ gram suyun özgül ısı } c_s = 4,18 \text{ J/g su}^\circ\text{C}.$$

$$7,35 \text{ g su} \times 4,18 \text{ J/g su}^\circ\text{C} = 30,7 \text{ J/}^\circ\text{C}.$$

$$\begin{aligned} q &= C \cdot \Delta T \\ &= 30,7 \cdot (98 - 21) \\ &= 2,36 \times 10^3 \text{ Joule} \end{aligned}$$

Örnek: 10 g su (özgül ısı $c_s = 4,18 \text{ J/g}^\circ\text{C}$) ve 15 g demir (özgül ısı $c_d = 0,45 \text{ J/g}^\circ\text{C}$) içeren bir karışımın sıcaklığını 25°C'den 75°C'ye çıkarmak için toplam ne kadar ısı gerekir?

Enerjinin Korunumu Yasası

- Sistem ve çevre arasındaki etkileşimlerde toplam enerji sabit kalır (*enerji yoktan var edilemez, var olan enerji yok edilemez, sadece birbirine dönüşür*).

$$q_{\text{sistem}} + q_{\text{çevre}} = 0$$

- Buna göre, sistemin kaybettiği ısı çevresi tarafından kazanılır, çevrenin kaybettiği ısı sistem tarafından kazanılır. Yani;

$$q_{\text{sistem}} = -q_{\text{çevre}}$$

6-3 Tepkime Isısı ve Kalorimetre

- **Kimyasal Enerji;** Sistemin iç enerjisiyle ilişkili olan bir enerji türüdür. Bu enerji türü kimyasal bağlar ve moleküller arası çekimlerle ilgilidir. Bu enerji değişimi ısı enerjisindeki değişimle olabilir.
- **Tepkime Isısı (q_{tep});** Sabit sıcaklıkta yürüyen bir kimyasal tepkimede sistem ile çevresi arasında alınıp verilen ısı miktarıdır. Sistemlerde en yaygın olarak izlenen tepkimeler **yanma tepkimeleridir**. Bu tür yanma tepkimeleri ile açığa çıkan ısıya **“yanma ısısı”** denir.

Tepkime Isısı

- **Ekzotermik Tepkime:** Yalıtılmış bir sistemde sıcaklık artışına neden olan ya da yalıtılmamış bir sistemde çevreye ısı veren bir tepkimeye “ekzotermik tepkime” denir. Tepkime ısısı, $q_{\text{tep}} < 0$ ’dır.
- **Endotermik Tepkime:** Yalıtılmış bir sistemde sıcaklığın azalmasına neden olan ya da yalıtılmamış bir sistemde çevreden ısı alan bir tepkimeye de “endotermik tepkime” denir. Tepkime ısısı, $q_{\text{tep}} > 0$ ’dır.
- **Kalorimetre:** Tepkime ısıları, ısı miktarlarını ölçmeye yarayan bir düzenek olan «kalorimetre» ile deneysel olarak tayin edilebilir.

KALORİMETRE

Kalorimetre ısı ölçen bir cihazdır.

BOMBA KALORİMETRESİ

Bir reaksiyondaki yanma ısısını ölçmek için kullanılır.

Kalorimetre Bombası

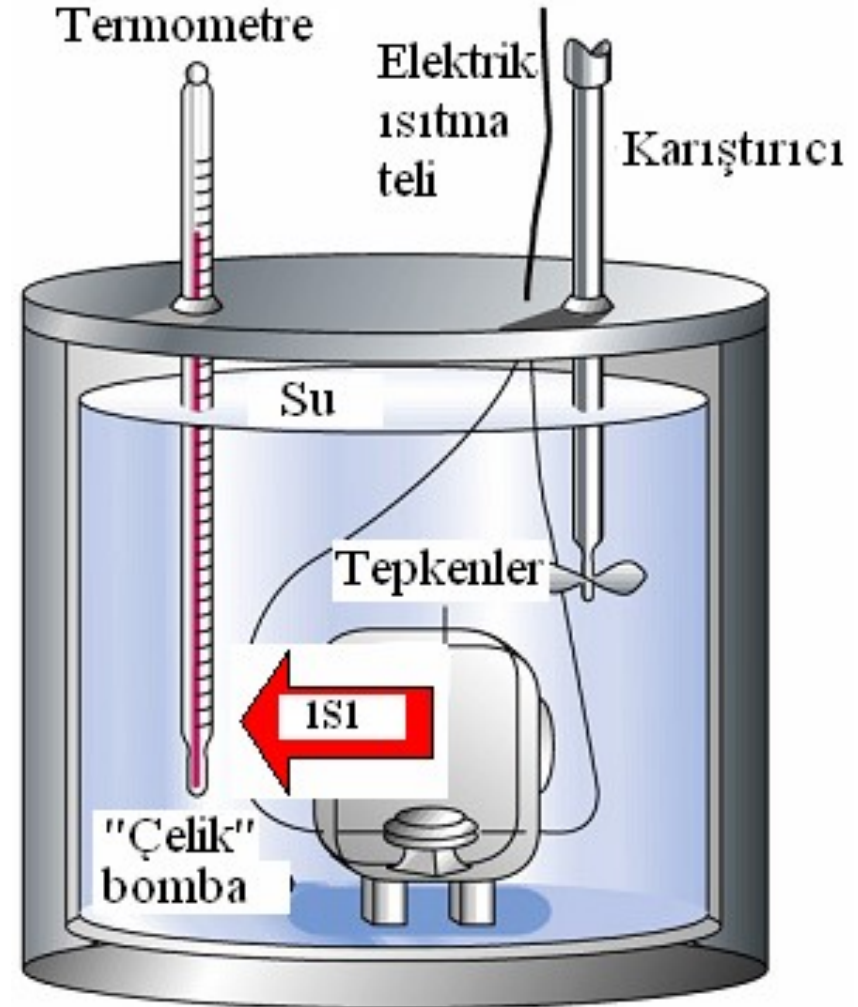
Kalorimetre bombası; yanma tepkimelerinde açığa çıkan ısıyı ölçmede kullanılır. Kalorimetrenin ceketi içindekiler *sistemi* meydana getirirler. Sistem çevresinden *yalıtılmıştır*. Yanma tepkimesi sonucunda, kimyasal enerji ısı enerjisine dönüşür ve sistemin sıcaklığı artar. Hacim sabittir.

$$q_{\text{tep}} = -q_{\text{kal}}$$

$$(q_{\text{kal}} = q_{\text{bomba}} + q_{\text{su}} + q_{\text{tel}} + \dots)$$

Kalorimetrenin ısı kapasitesi (C) şu şekilde bulunabilir:

$$q_{\text{kal}} = m \cdot c \cdot \Delta T = C_{\text{kal}} \cdot \Delta T$$



“Kahve Fincanı” Kalorimetresi

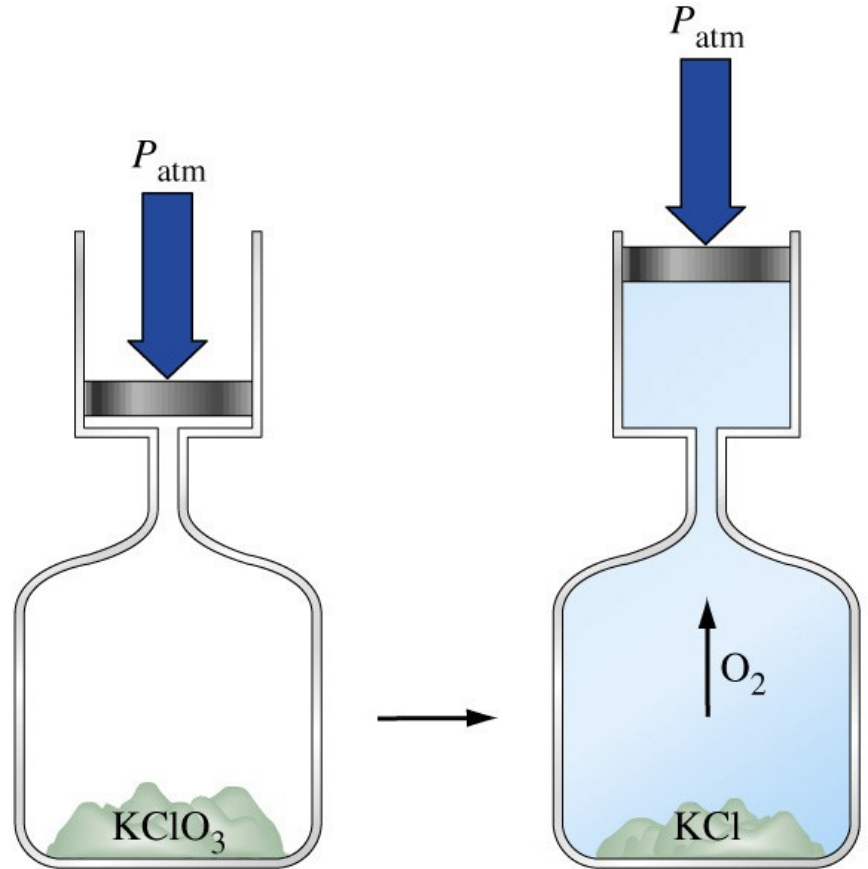
- Genel kimya lab.’larında kalorimetre bombası yerine daha basit bir kalorimetre kullanılabilir.
- Poliüretan köpük iyi bir ısı yalıtkanıdır. Bu yüzden fincan ve içeriği *yalıtılmış* bir sistem olarak düşünülebilir.
- Tepkime karışımı iç kaptadır. Dış kap havadan yalıtıma yardımcı olur. Kap, üzerinde tepkime karışımına daldırılan bir termometre ve karıştırıcı bulunan lastik bir tıpa ile kapatılmıştır.
- Kalorimetrede tepkime sabit atmosfer basıncında gerçekleşir.
- Tepkime ısısı, kalorimetredeki sıcaklık değişimini sağlayan ısı miktarının negatif işaretlisi olarak alınır.



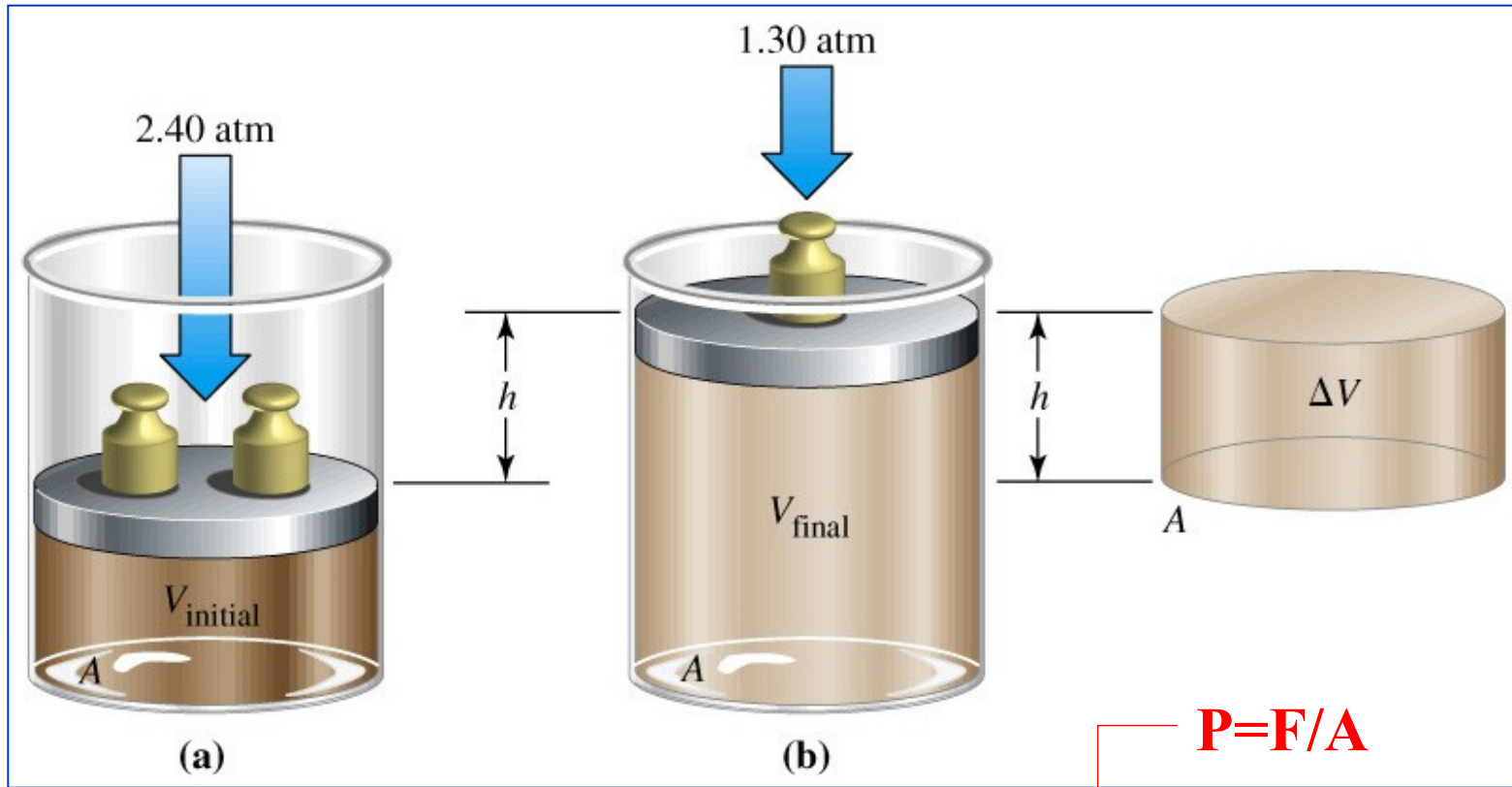
$$q_{\text{tep}} = -q_{\text{kal}}$$

6-4 İş

- Kimyasal tepkimeler ısı değişimleri ile yürür. Bazı tepkimelerde iş alışverişi de olur, yani sistem çevresine iş yapabilir veya tersi gerçekleşir.
- Gazların genişmesi ya da sıkışması ile ilgili işe **basınç-hacim (P-V)** işi denilir.
- Gazın genişlemesinden sonra piston yükselir, gazın hacmi artar, basıncı azalır.



Basınç-Hacim İş



Gaz genişlediğinde ΔV pozitif ve w negatiftir.

Gaz sıkıştırıldığında ΔV negatiftir ve w pozitiftir, enerjinin sisteme girdiğini gösterir (iş olarak).

$$\begin{aligned} w &= \text{Kuvvet} \times \text{Yol} = F \times h \\ &= (P \cdot A) \cdot h \\ &= P \cdot \Delta V \end{aligned}$$

$$w = -P_{\text{dış}} \Delta V$$

6-5 Termodinamiğin Birinci Yasası

İç Enerji (U): Sistemdeki toplam enerji (potansiyel ve kinetik) olup moleküllerin;



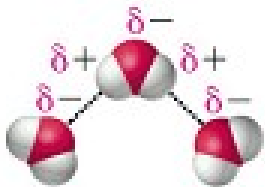
Öteleme



Dönme



Titreşim



Elektrostatik

(Moleküller arası çekmeler)

- Öteleme kinetik enerjilerini,
- Dönme ve Titreşim enerjilerini,
- Bağlarda depo edilmiş kimyasal enerjiyi,
- Moleküllerarası
- Atomlardaki elektronlara eşlik eden enerjiyi içine alır.

Isı alınması ya da salınması ve bir iş yapılması sistemin ve çevrenin enerjisinde değişmelere neden olur. Bir sistemin enerjisini ifade ederken, iç enerji kavramını ve onun ısı ve iş ile ilişkisini belirtiriz.

Termodinamiğin Birinci Yasası

- Bir sistem **enerjiyi** yalnız **iç enerji olarak** içerir. Bir sistem enerjiyi, ısı veya iş şeklinde içermez.
- Isı ve iş, sistemin çevresi ile ilgili değişimlerindeki bir araçtır.
- **Enerjinin Korunumu Kanunu;** Isı (q), iş (w) ve iç enerji değişimi (ΔU) arasındaki ilişki, enerjinin korunumu yasasına uyar ve termodinamiğin birinci yasası olarak bilinir;

$$\Delta U = q + w$$

- Çevresiyle ısı ve iş değişimi yapmayan yalıtılmış bir sistemin enerjisi sabittir.

$$\Delta U_{\text{yalıtılmış sistem}} = 0 \text{ 'dır.}$$

Örnek 2

Termodinamiğin Birinci Yasası

Bir gaz genişirken 25 Jul'luk ısı almakta ve dışarıya 243 Jul'luk iş yapmaktadır. Gazdaki iç enerji değişimi nedir?

Çözüm:

Sisteme ısı girdiği için q (pozitif), sistem dışarıya iş yaptığı için yani sistemden enerji çıktığı için w (negatif) olmalıdır.

$$\Delta U = q + w$$

$$\Delta U = (+25) + (-243)$$

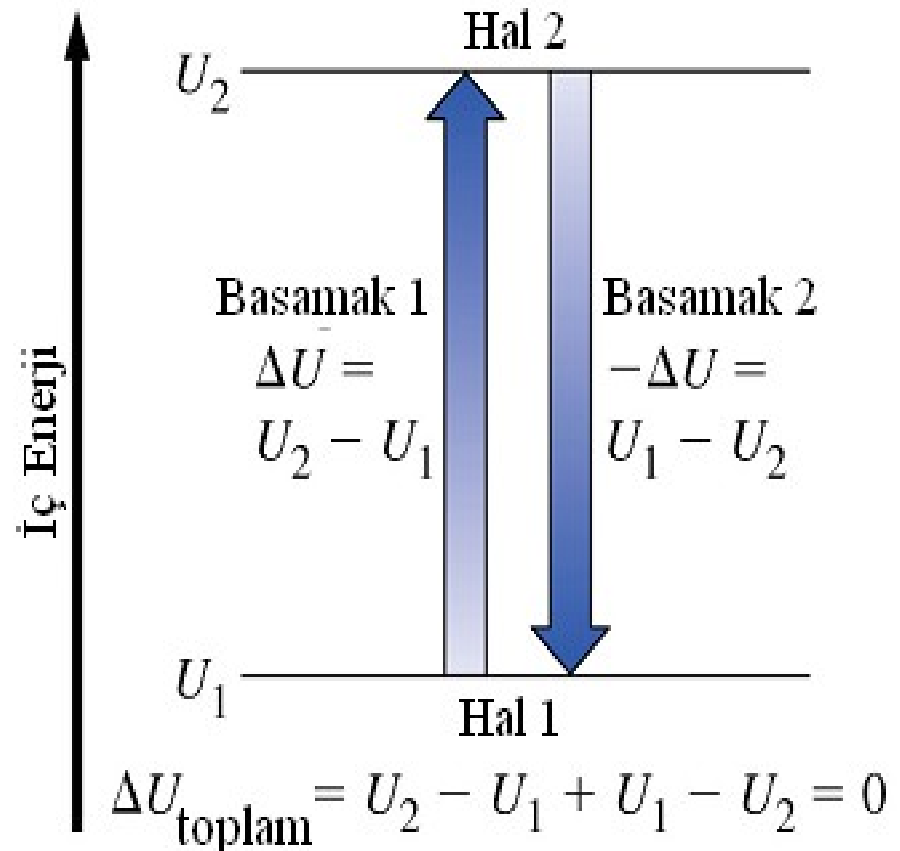
$$\Delta U = 25 - 243 = -218 \text{ jul}$$

Hal Fonksiyonları

- Bir sistemi sıcaklık, basınç ve içerdiği madde miktarı ile tanımlarız. Bu bilgiler sistemin *halini* belirtir. Sistemin belirli bir hali için belli bir değeri olan özelliğe *hal fonksiyonu* denir.
 - 293,15 K'de ve standart 1,00 atm basınçtaki bir su örneğinin halini belirtir.
 - Bu haldeki suyun yoğunluğu 0,99820 g/mL'dir.
 - Yoğunluğun bu değerini tek değer olarak saptarız.
 - Yani hal fonksiyonu olan yoğunluk sadece sistemin haline bağlıdır. O halde nasıl ulaşıldığına bağlı değildir.

Hal Fonksiyonları

- Bir sistemin **iç enerjisi (U)** bir **hal fonksiyonudur**.
- İç enerjinin değerini belirlemek için basit bir ölçme ve hesaplama yöntemi yoktur.
- İki hal arasındaki iç enerji farkı ΔU 'dur.
- Bu şekilde hassas olarak ölçülebilir.
- Burada, iç enerji ilk değeri olan U_1 değerine geri dönmektedir.



Yola Bağlı Fonksiyonlar

- İç enerji ve iç enerji değişimlerinin aksine *ısı* (q) ve *iş* (w) hal fonksiyonları değildirler. Bu fonksiyonların değeri sistemdeki değişiklik için izlenen *yola bağlıdır*.

6-6 Tepkime Isıları: ΔU ve ΔH

- Bir kimyasal tepkimede tepkenlerin sistemin ilk halini, ürünlerin sistemin son halini gösterdiğini düşünebiliriz;

Tepkenler $\rightarrow$ Ürünler

(ilk hal) (son hal)

U_i

U_s

$$\Delta U = U_s - U_i$$

1. Yasaya göre; $\Delta U = q_{\text{tep}} + w$

- Bir kalorimetre bombasındaki yanma tepkimesini ele alırsak, tepkime sbt. hacimde meydana geldiğinden iş yapılmaz;

$$\Delta U = q_{\text{tep}} + 0 = q_{\text{tep}} = q_v \text{ (Tepkime ısısı)}$$

- Kalorimetre bombasında ölçülen tepkime ısısı tepkimenin iç enerjisindeki değişime (ΔU) esittir.

Tepkime Isıları

$$q_V = q_P + w \quad \longrightarrow \quad w = - P_{\text{dış}} \Delta V$$

$\Delta U = q_P$, ve $w = - P \Delta V$ yazalım ve düzenleyelim;

$$\Delta U = q_P - P \Delta V$$

$$q_P = \Delta U + P \Delta V$$

U, P ve V değişkenleri birer hal fonksiyonudur.

$$H = U + PV \text{ ise}$$

$$\Delta H = H_f - H_i = \Delta U + \Delta PV \text{ 'dir.}$$

Eğer işlem sabit sıcaklık ve basınçta gerçekleştirilirse

($P_{\text{ilk}} = P_{\text{son}}$) ve iş, hacim-basınç işi ile

sınırlı ise, entalpi değişimi;

Hal Değişimlerinde Entalpi Değişimi (ΔH)

- Hava ile temasta bulunan sıvı yüzeyindeki moleküller, komşu moleküllerin çekim kuvvetlerini yenerek gaz ya da buhar fazına geçerler. Bu duruma **sıvının buharlaşması** denir.
- Belirli bir miktar sıvının buharlaşması için gerekli ısıya **buharlaşma entalpisi (ya da ısı)** denir.
- 1 mol madde için **molar buharlaşma entalpisi** adını alır.

Örneğin;



- 1 mol buzun erimesi durumunda; *molar erime entalpisi*;



Örnek 3

Hal Değişimlerinde Entalpi Değişimi

50,0 gram suyun 10°C'da sıvı halden 25°C'da buhar haline gelmesi işlemindeki entalpi değişimini hesaplayınız ($c_{p_{su}} = 4,18 \text{ J/g.}^\circ\text{C}$, $\Delta H_b \text{ su} = 44 \text{ kJ/mol}$).

1.basamak: 10°C su $\rightarrow$ 25°C su;

$$q = m.c_p.\Delta T = 50 \text{ g} \times 4,18 \text{ J/g.}^\circ\text{C} \times (25-10)^\circ\text{C} = 2090 \text{ J.}$$

2.basamak: 25°C su $\rightarrow$ 25°C buhar;

$$q = n.\Delta H_b = 50 \text{ g su} \times 1 \text{ mol su}/18 \text{ g su} \times 44 \text{ kJ/mol} = 122 \text{ kJ}$$

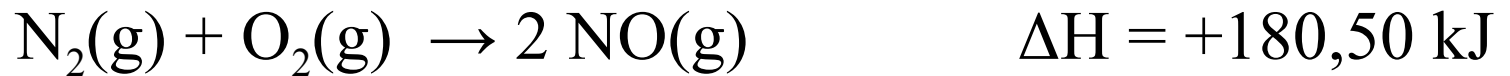
$$\Delta H_{\text{top.}} = 2,09 + 122 = 124 \text{ kJ}$$

6-7 ΔH 'ın Dolaylı Yoldan Belirlenmesi: Hess Yasası

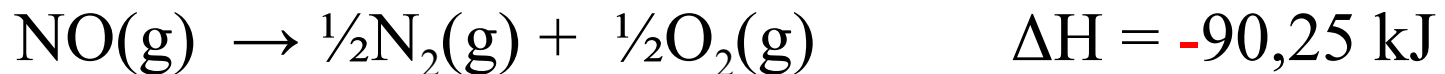
Entalpi değişiminin (ΔH) Özellikleri

ΔH Bir Kapasite Özelliğidir:

Entalpi değişimi sistemdeki madde miktarı ile doğru orantılıdır.



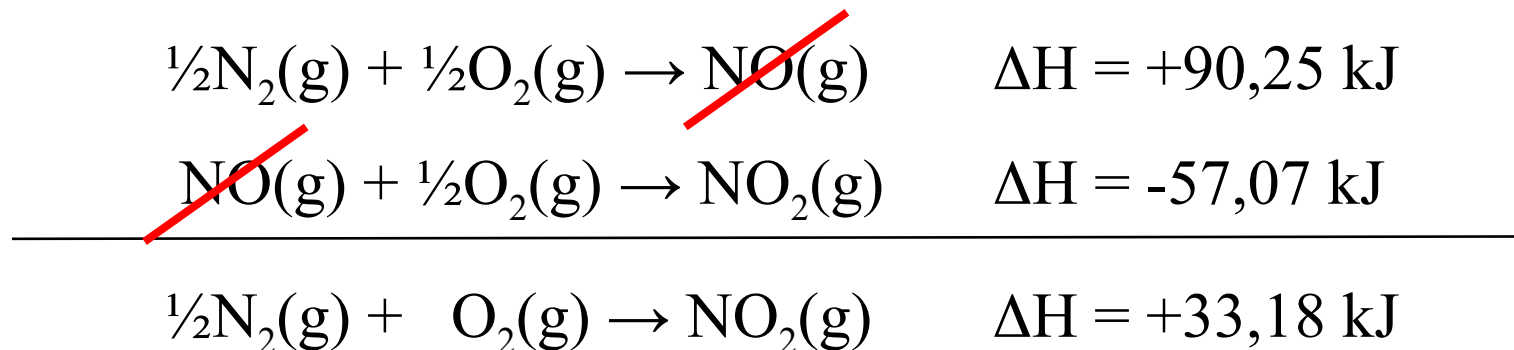
Tepkime Tersine Döndüğünde ΔH 'ın İşareti Değişir:



Hess Yasası

Hess'in Tepkime Isılarının Toplanabilirliği Yasası:

Bir işlem basamaklar ya da kademeler şeklinde yürüyorsa (düşünsel basamak ya da kademeler bile olsa), toplam (net) işlemin entalpi değişimi, tek tek basamakların ya da kademelerin entalpi değişimleri toplamına eşittir.



Hess Yasası diye anılan bu yasaya göre, bir tepkime ister tek bir adımda, ister çok değişik adımlar izleyerek sonuçlansın, onun ΔH değeri hep aynıdır.

6-8 Standart Oluşum Entalpisi

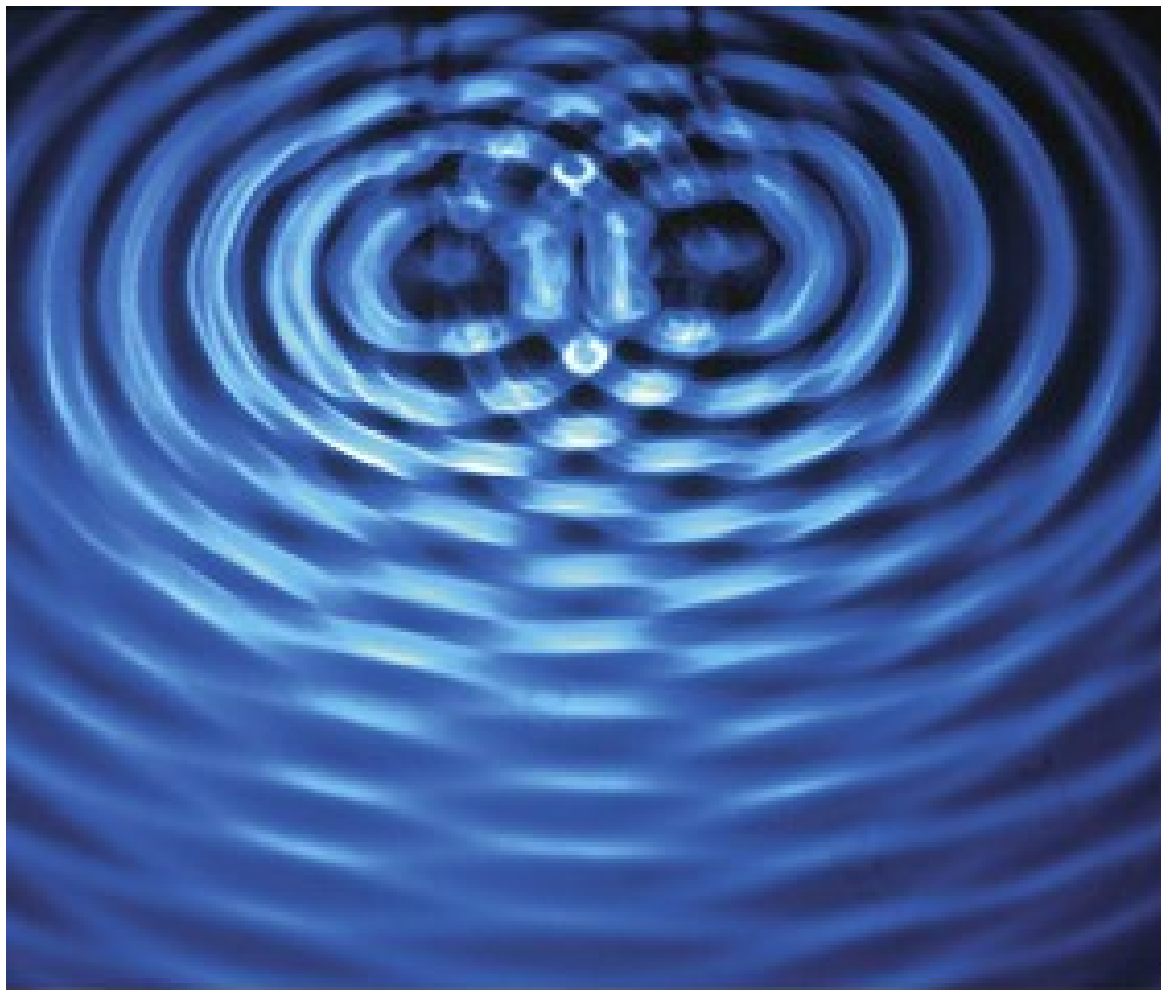
- Elementlerin bazı hallerinin entalpileri keyfi olarak sıfır kabul edilerek bu sıfır noktasına göre bileşiklerin oluşum entalpileri belirlenir.
- **Bir maddenin standart oluşum entalpisi (ΔH_{ol}°)** standart halde bir mol maddenin standart haldeki elementlerinin *referans (en kararlı)* hallerinden oluşması sırasındaki entalpi değişimidir.
- Elementlerin referans halleri verilen bir sıcaklıkta (genellikle **25°C**) ve **1 bar (1 atm)** basınçta en kararlı halleridir.
- **Saf elementlerin en kararlı (referans) hallerinde standart oluşum entalpileri Sıfır'dır.**
- Karbon için örneğin;

$$\Delta H_{ol}^\circ(\text{grafit}) = 0 \quad \Delta H_{ol}^\circ(\text{elmas}) = 1,9 \text{ kJ/mol}$$

Standart Tepkime Entalpisi

- İlk hal (tepkenler) ve son hal (ürünler) kesin olarak belirli ise bir tepkimenin ölçülen entalpi değişimi belirli bir değerdedir.
- Tepkenler ve ürünler için bir standart hal belirlersek, entalpi değişimini de «standart entalpi değişimi» olarak adlandırırız ($\Delta H^\circ_{\text{tep}}$).
- Standart entalpilerin en çok kullanıldığı yer kimyasal tepkimelerin entalpi değişimlerinin hesaplanmasıdır.
- Bu değişime kısaca «tepkime standart entalpisi» denir;

$$\Delta H^\circ_{\text{tep.}} = \Delta H^\circ_{\text{ol ürünler}} - \Delta H^\circ_{\text{ol tepkenler}}$$



Bölüm 7: Atomun Elektron Yapısı

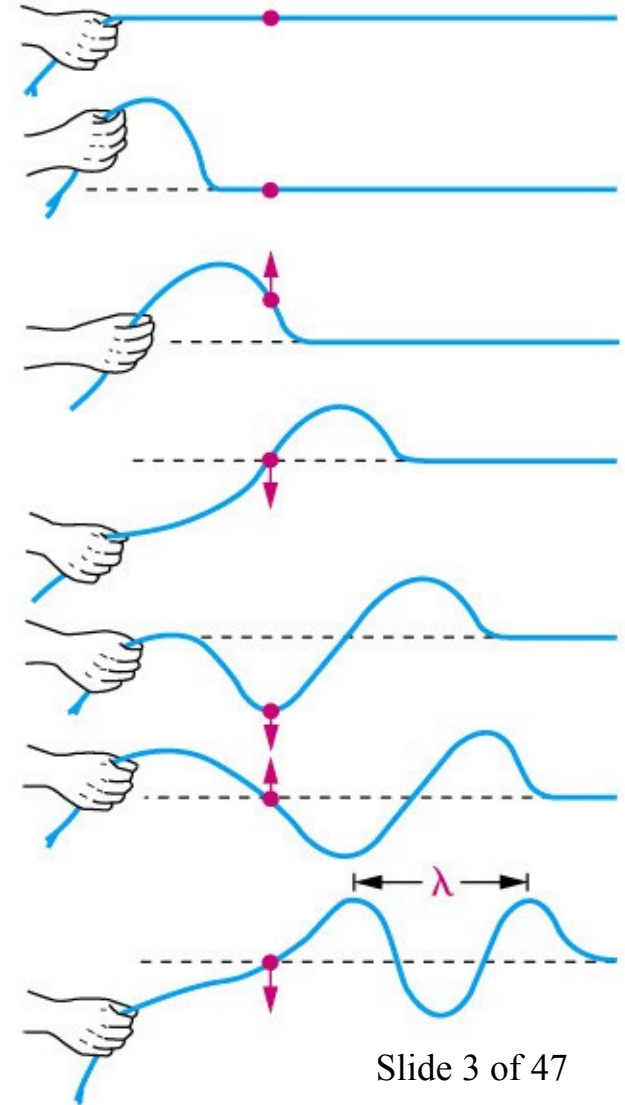
İçindekiler

- 7-1 Elektromanyetik Işıma
- 7-2 Atom Spektrumları
- 7-3 Kuantum Teorisi
- 7-4 Bohr Atom Modeli
- 7-5 Yeni Bir Kuantum Mekaniğine Yol Açan İki Kavram
- 7-6 Kuantum Sayıları ve Elektron Orbitalleri
- 7-7 Elektron Spini: **Dördüncü Kuantum Sayısı**
- 7-8 Çok Elektronlu Atomlar
- 7-9 Elektron Dağılımı
- 7-10 Elektron Dağılımları ve Periyodik Tablo

7-1 Elektromanyetik Işıma

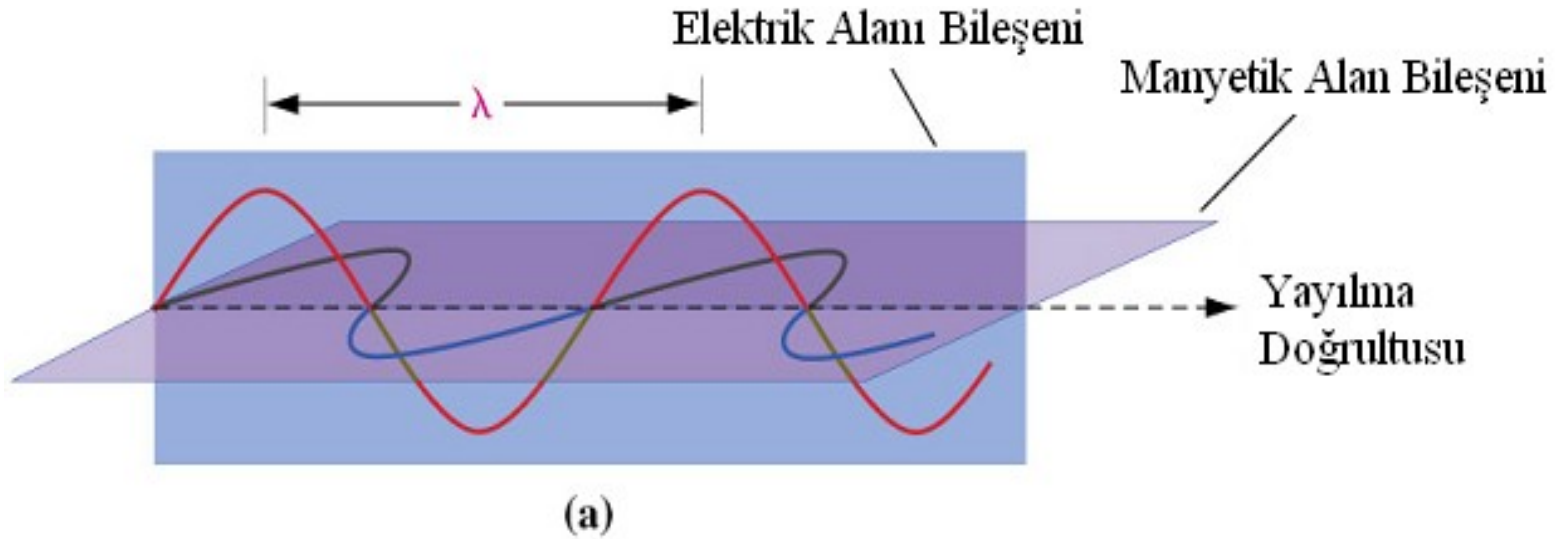
Elektromanyetik ışıma, elektrik ve manyetik alanların dalgalar şeklinde yayıldığı bir ortam (örneğin cam) veya vakumdan yayınlanan enerji şeklidir.

Dalga, bir ortamda enerji taşıyan bir uyarıcıdır.

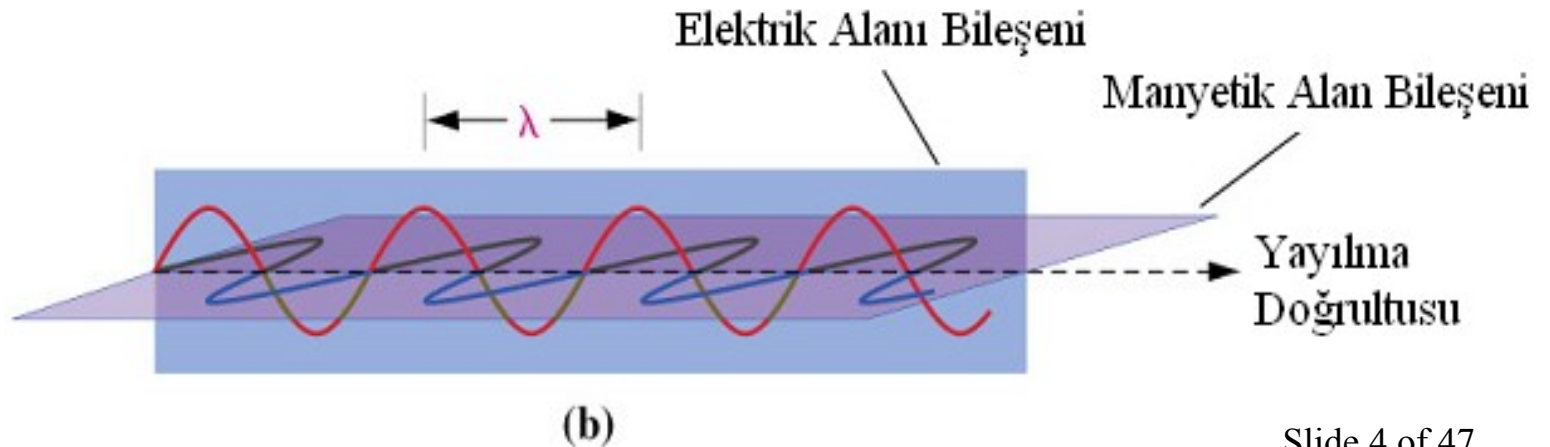


Elektromanyetik Dalgalar

Düşük ν



Yüksek ν



Frekans, Dalgaboyu ve Elektromanyetik Işımanın Hızı

Frekans (ν); birim zamanda geçen tepe ya da dalga sayısıdır. SI biriminde birimi (s^{-1}) **Hertz (Hz)**'dir.

Dalgaboyu (λ); birbirini izleyen iki tepenin en üst noktaları arasındaki uzaklıktır, birimi **metredir (m)**.

cm	μm	nm	$\text{\AA}$
(10^{-2} m)	(10^{-6} m)	(10^{-9} m)	(10^{-10} m)

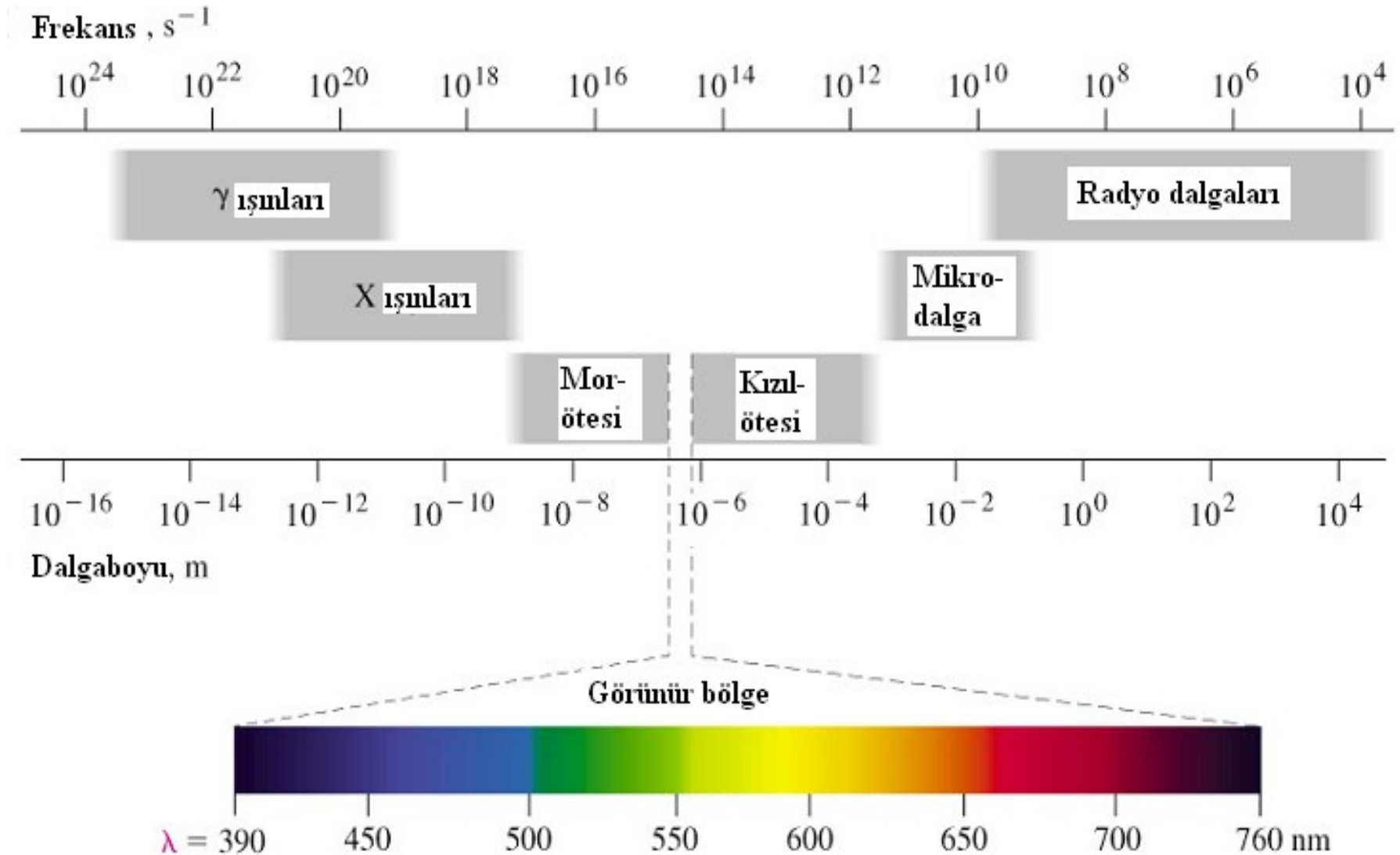
Genlik; dalganın orta çizgisinin üstündeki maksimum yüksekliktir.

Işık Hızı (c); $2,997925 \times 10^8$ m/s

$$\nu = c/\lambda$$

$$\lambda = c/\nu$$

Elektromanyetik Spektrum



Görünür Bölge



Kırmızı

Turuncu

Sarı

700 nm

Yeşil

450 nm

Mavi

Çivit mavisi

Mor

Örnek 1

Bir sodyum buharı lambasından yayılan ışığın büyük bir bölümü 589 nm dalgaboyuna sahiptir. Bu ışığın frekansı nedir?

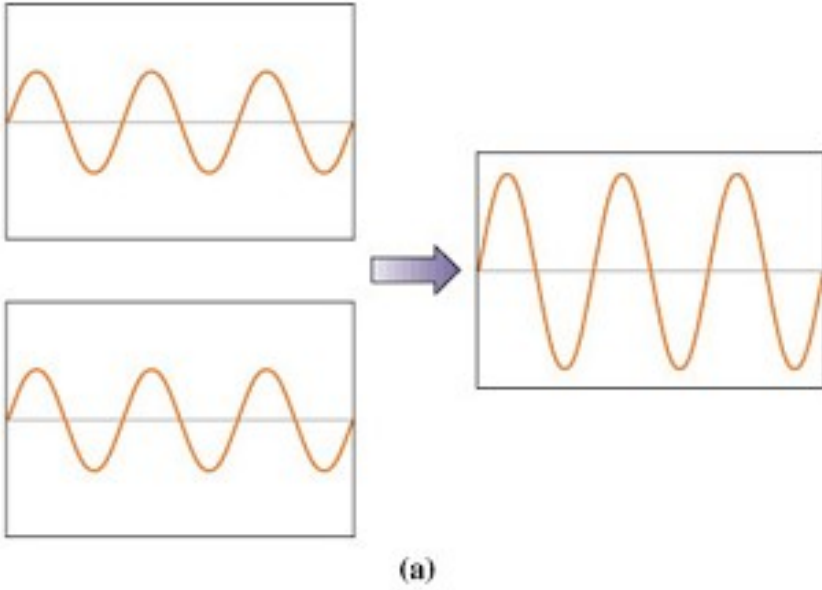
Çözüm:

$$\lambda = 589 \text{ nm} \times 10^{-9} \text{ m/1 nm} = 5,89 \times 10^{-7} \text{ m.}$$

$$\nu = c / \lambda$$

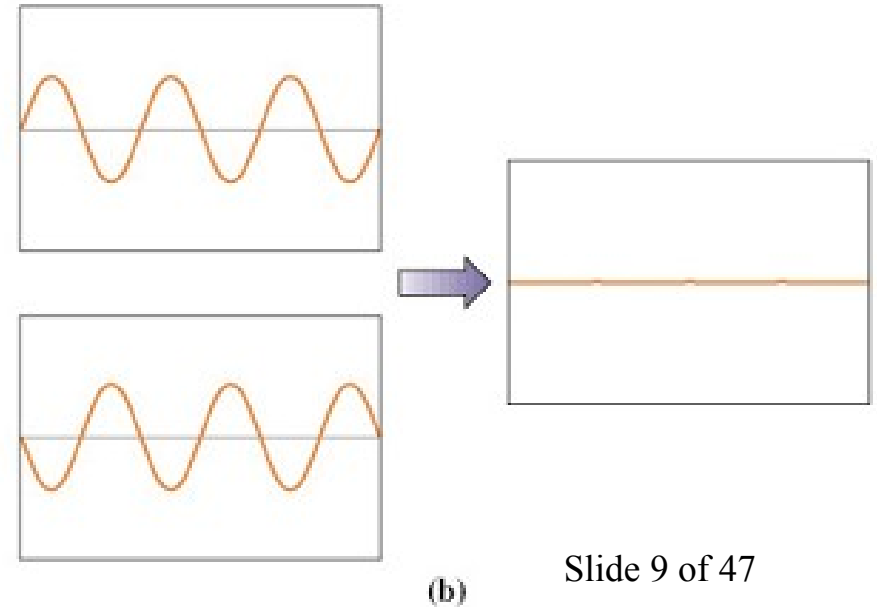
$$\begin{aligned} \nu &= 2,99 \times 10^8 / 5,89 \times 10^{-7} = 5,09 \times 10^{14} \text{ s}^{-1} \\ &= 5,09 \times 10^{14} \text{ Hz} \end{aligned}$$

Birbiri Üzerine Binen İki Işık Dalgasında Girişim



Şiddetlendirici girişimde, her iki dalganın tepeleri ve çanakları birbiri ile çakışmıştır (aynı fazda) ve bunun sonucu iki dalganın tepe ve çanakları birbirine eklenmiştir.

Yok edici girişimde iki dalganın tepe ve çanakları birbiriyle çakışmaz (aynı fazda değil) ve dalgalar söner.



Girişim Örnekleri



(a)

Taşlar ve dalgacıklar

Eğer iki çakıl taşını aynı anda ve birbirine yakın atarsak, iki taşın suya çarptığı noktalardan çıkan dalgalar görürüz. İki dalga grubu birbiri ile kesişir ve dalgaların devam ettiği ve yok olduğu yerler oluşarak engebeli desenler ortaya çıkar. Her iki dalga tepeleri ve çanakları birbirine denk gelecek şekilde karşılaştığında, suda en yüksek tepeleri ve en derin çukurları oluşturarak birleşirler. Bu durumda dalgalar aynı **fazdadır** ve dalgaların toplamı **şiddetlendirici girişim** olarak adlandırılır.

Girişim Örnekleri



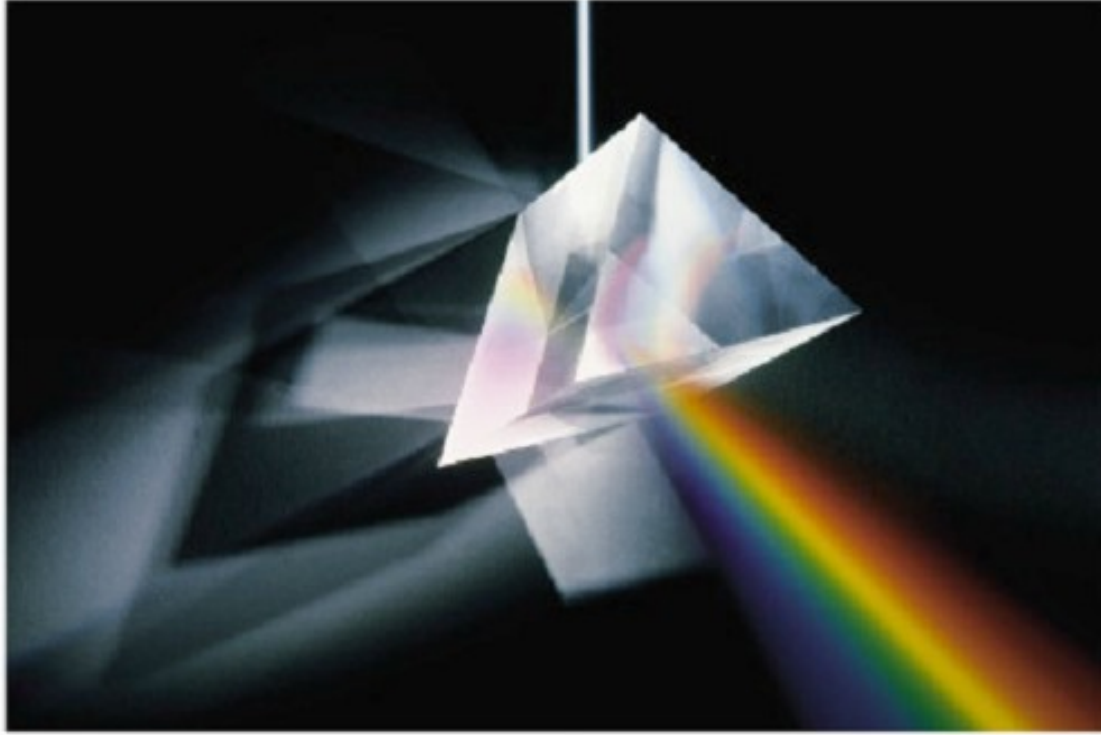
(b)

CD'den yansıma

CD üzerinde görülen gökkuşakı renkleri, elektromanyetik dalgaların girişimine, günlük yaşamdan bir örnek olarak verilebilir.

Kırınım (difraksiyon): Bir ışın demetinin, bir yüzeyden yansımasıyla oluşan girişimden kaynaklanan, farklı dalgaboyundaki bileşenlerinin saçılmasına denir.

Işığın Yansıması



(a)

Işığın bir prizmadan dağılımı: Beyaz ışık bir cam prizmadan geçirildiğinde ışık. Görünür bölge spektrumunun renkleri kırmızı ile mor arasında bulunur.

Işığın Yansıması



(b)

Bir şelalenin önündeki “gök kuşağı”.

Burada su damlacıkları dağıtıcı ortamdır.

7-2 Atom Spektrumları

- Dağılıma uğrayan ışık çok sayıda dalgaboyu bileşeninden oluştuğundan, görünür bölge spektrumu **sürekli spektrum** olarak tanımlanabilir.
- Eğer spektrumu meydana getiren ışık görelî olarak az sayıda dalgaboyu bileşeni içerirse **kesikli spektrum** gözlenir.
- Eğer ışık kaynağı bir gaz içerisinde geçen elektrik boşalımından oluşuyorsa, spektrumda yalnızca belirli renkler gözlenebilir. Ya da ışık kaynağı, içerisinde bir iyonik bileşik bulunan gaz alevi ise alev, ortamdaki metal iyonuna özgü bir renge boyanır. Bu durumlarda spektrumlar sınırlı sayıda kesikli dalgaboyu bileşeninden oluşur ve aralarında karanlık boşluklar bulunan renkli çizgiler gözlenir. Bu spektrumlar **atom** ya da **çizgi spektrumları** olarak adlandırılır.

Işık Yayınlayan Kaynaklar



(a)



(b)



(c)



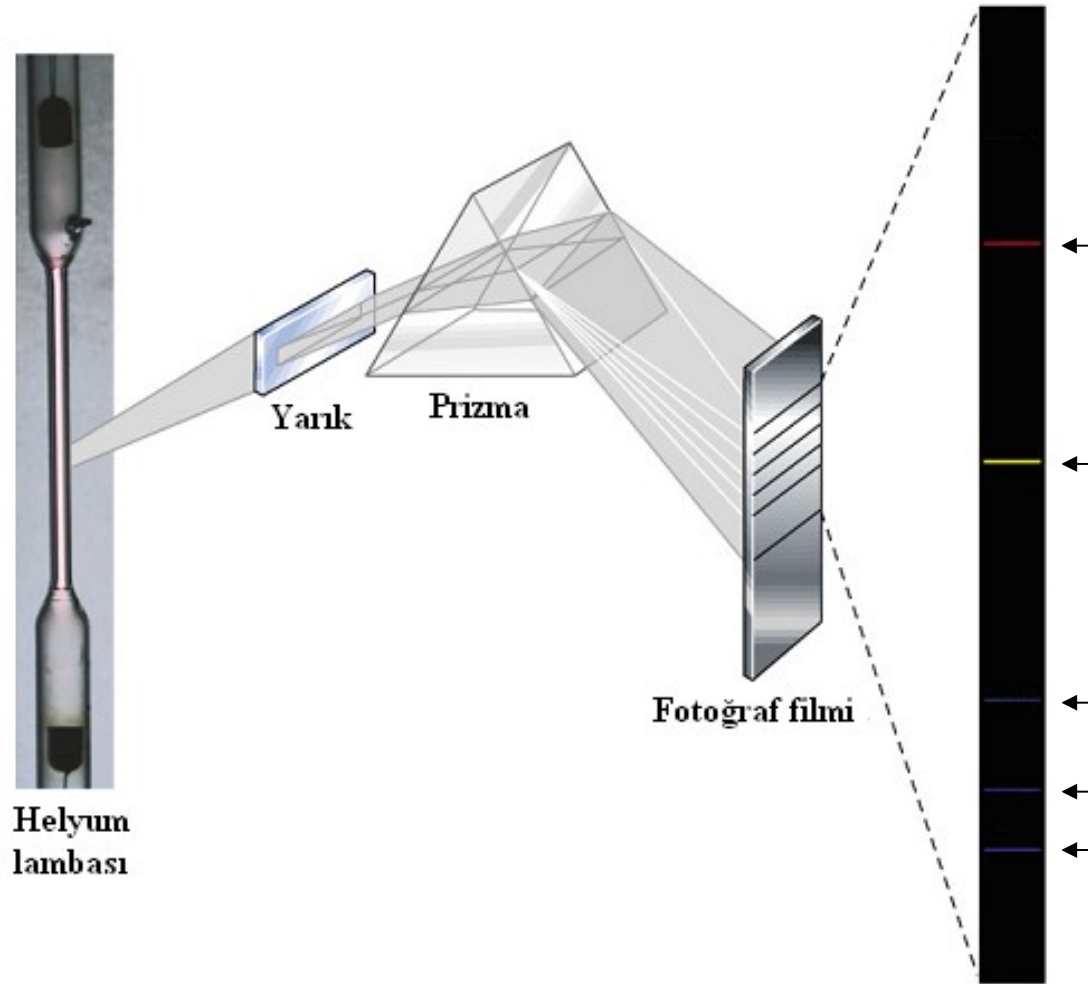
(d)



(e)

(a) Hidrojen, (b) Helyum gazı arasında bir elektrik boşalımı sonucu yayınlanan ışık, (c) Lityum, (d) Sodyum ve (e) Potasyum alkali metal bileşiklerinin gaz alevinde uyarılması sonucu yayınlanan ışık.

Helyumun Atom ya da Çizgi Spektrumları



Spektral çizgilerin fotoğraflandığı şekilde görülen düzeneğe **spektrograf** adı verilir. Eğer gözlem sadece çıplak gözle yapılırsa düzenek **spektroskop** adını alır. Eğer çizgilerin konumu ve parlaklığı ölçülür ve kaydedilirse, bu kez düzenek için **spektrometre** adı kullanılır.

7-3 Kuantum Teorisi

- 1900 yılında Max Planck (1858-1947) devrim niteliğinde bir sav ileri sürdü: «Enerji de madde gibi sürekli değildir».
- Klasik fizik bir sistemin sahip olabileceği enerji miktarı için bir sınırlama getirmezken, kuantum kuramı bu enerjiyi belirli değerlerdeki özel paketler şeklinde sınırlamıştır.
- Bir sistemin izin verilen iki enerji düzeyi arasındaki fark belirli bir değere sahiptir ve bu fark, enerji **kuantumu** olarak adlandırılır.

Frekans

$$E = h\nu$$

$$E = h.c/\lambda$$

E: Enerji, h: Planck sabiti, $6,62 \times 10^{-34}$ J.s, ν : Frekans

Fotoelektrik Olayı

- 1888'de Heinrich Herz, belirli metallerin yüzeyine ışık çarptığında metalden elektron boşalımı olduğunu keşfetti. Bu olgu **fotoelektrik olayı** olarak adlandırılır ve bu olayda göze çarpan olgular şunlardır:
 - Elektron yayınlanması yalnızca gelen ışığın frekansı belirli bir eşik değerin üzerine çıktığında gerçekleşir ($\nu > \nu_0$).
 - Yukarıdaki koşul sağlandığında yayınlanan e^- sayısı gelen ışığın şiddetine bağlıdır ($e^- \approx I$).
 - Yayınlanan e^- 'lerin kinetik enerjisi ışığın frekansına bağlıdır ($e_k \approx \nu$).

Fotoelektrik Olayı

- Albert Einstein'ın tanecik modelinde, $h\nu$ enerjisine sahip bir foton (belli enerjideki ışık paketleri) bir bağ elektronuna çarptığında fotonun enerjisi elektron tarafından soğurulur.
- Eğer $h\nu$ foton enerjisi elektronu yüzeye bağlayan enerjiden (iş fonksiyonu) daha büyükse elektron serbest hale geçer. Bu şekilde fotoelektrik olayı oluşturan en düşük ışık frekansına **eşik frekansı** denir ve iş fonksiyonunun enerji fazlası yayınlanan fotoelektronlardaki kinetik enerji şeklinde ortaya çıkar.

Örnek 2

Işık Fotonunun Enerjisinin Hesaplanması

Oksijenin foto ayrışmasını sağlayacak en uzun dalgaboylu ışımının dalgaboyu 242,2 nm'dir. Bu ışığın;

a) bir fotonunun b) bir mol fotonunun enerjisi nedir?

$$a) \quad \nu = c/\lambda \quad \nu = 2,99 \times 10^8 / 242,2 \times 10^{-9} \text{m} = 1,237 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

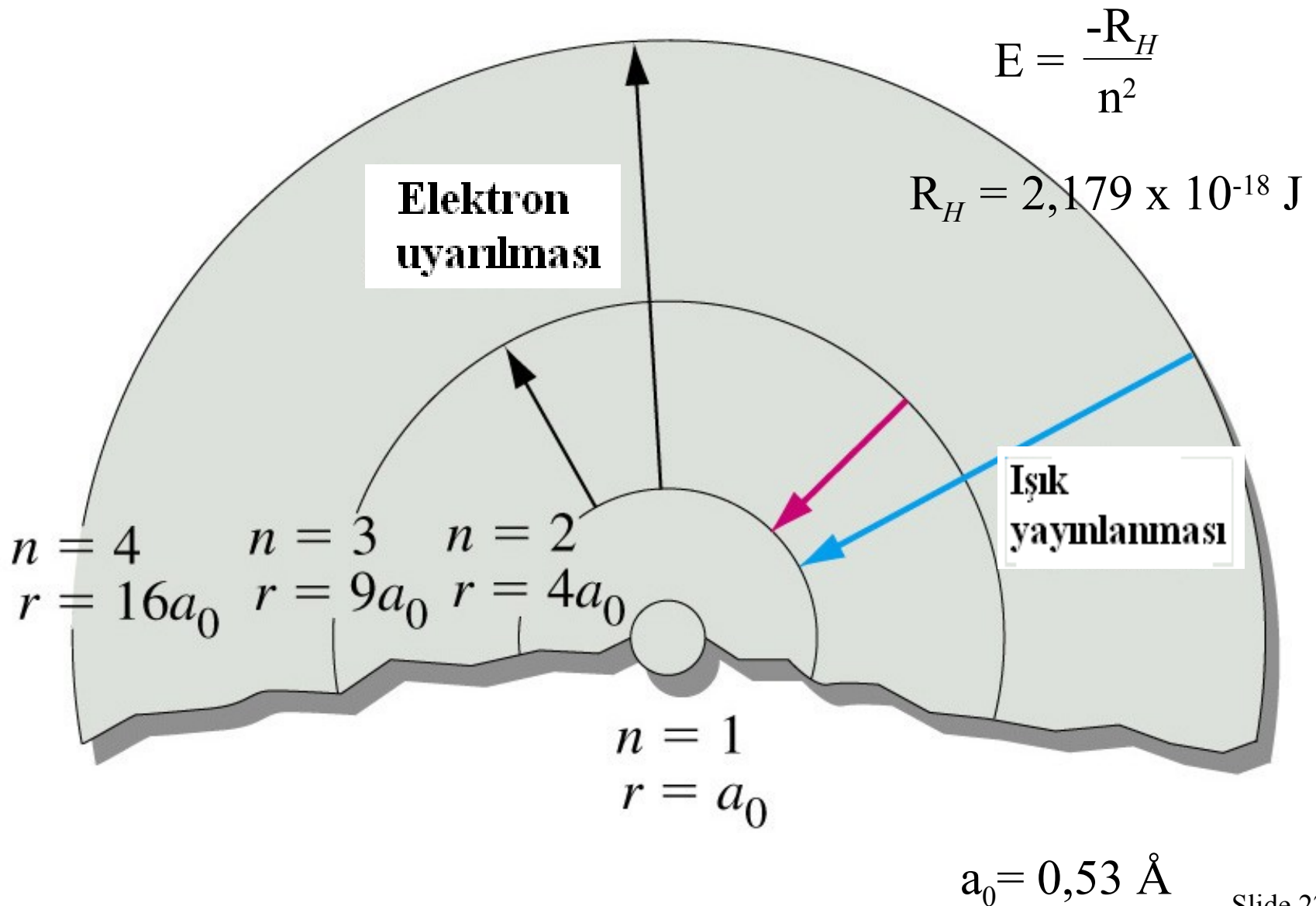
$$E = h \cdot \nu \quad E = (6,62 \times 10^{-34} \cdot 1,237 \times 10^{15}) = 8,196 \times 10^{-19} \text{ J/foton}$$

$$\begin{aligned} b) \quad 1 \text{ mol foton için; } E &= N \cdot h \cdot \nu \\ &= 6,02 \times 10^{23} \times 8,196 \times 10^{-19} \\ &= 4,936 \times 10^5 \text{ J/mol} \end{aligned}$$

7-4 Bohr Atom Modeli

- Elektron, çekirdeğin çevresindeki dairesel yörüngede, klasik fiziğin tarif ettiği şekilde hareket eder.
- Elektron izin verilen sabit bir yörünge dizisinde bulunabilir ve buna “durağan hal” denir. İzin verilen yörüngeler, elektronun belirli özelliklerinden kendine özgü değerler aldığı yörüngelerdir. Bir elektron belirli bir yörüngede ne kadar kalırsa kalsın, enerji yayınlamaz ve enerjisi sabit kalır. Elektronun belirli yörüngeler dizisine yol açan ve sadece izin verilen değerleri alabilen özelliğine “açısal momentum” denir.
- Elektron yalnızca izin verilen bir yörüngeden, izin verilen diğer bir yörüngeye geçebilir. Bu tür geçişte Planck eşitliği ile hesaplanabilen, belirli değere sahip bir enerji paketi (kuanta) alınır ya da verilir.

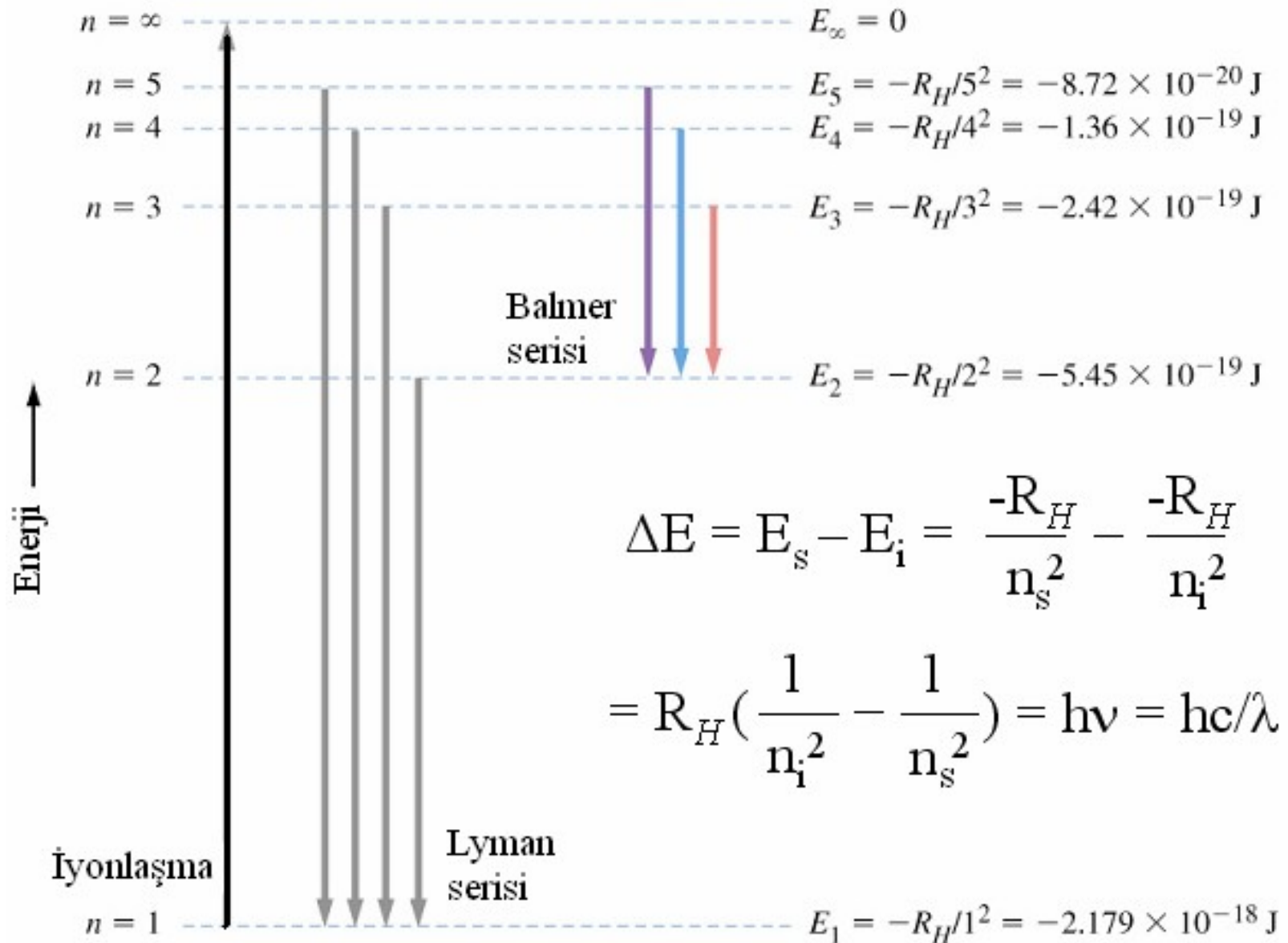
Bohr Atom Modeli



Bohr Atom Modeli

- Çekirdek merkezde, elektron ise bağımsız yörüngelerden ($n = 1, 2, \dots$) birinde bulunur.
- Atom uyarıldığında elektron siyah oklarla gösterildiği gibi, daha yüksek sayılı yörüngelere çıkar. Elektron tekrar daha düşük sayılı bir yörüngeye dönerken ışık yayınlanır.
- Hidrojen spektrumunun Balmer serilerindeki çizgileri meydana getiren iki elektron geçişi, spektrum çizgilerini temsil eden renklerle şekilde gösterilmiştir.

^1H Atomunun Enerji Düzeyi Diyagramı



^1H Atomunun Enerji Düzeyi Diyagramı

- Eğer elektron $2,179 \times 10^{-18}$ J değerinde bir enerji kazanırsa, $n=\infty$ yörüngesine geçer, yani hidrojen atomu iyonlaşır (siyah ok).
- Elektron yüksek sayılı bir yörüngeden $n=1$ yörüngesine inerse morötesi ışık şeklinde enerji yayınlar ve bu da **Lyman serisi** olarak adlandırılan bir spektral seri meydana getirir (gri çizgiler).
- Elektron geçişi $n=2$ yörüngesinde olursa, meydana gelen çizgiler **Balmer serisinde** olur. Bu çizgilerden üçü burada görülmektedir (**renkli**).
- $n=3$ yörüngesine geçişler ise, kızılötesi bölgede spektrum çizgileri oluşturur.

Hidrojenin İyonlaşma Enerjisi

- Normal olarak, hidrojen atomundaki elektron çekirdeğe en yakın yörüngede bulunur ($n=1$). Bu, en düşük izin verilen enerji düzeyi, yani “temel hal”dir.
- Elektron bir enerji kuantumu kazandığında daha yüksek enerji düzeyine geçer ($n=2,3,..$) ve hidrojen atomu “uyarılmış hal”e gelir.
- Elektron çekirdeğe yakın bir yörüngeye indiği zaman, iki enerji düzeyi arasındaki fark kadar enerji yayınlanır.

Hidrojenin İyonlaşma Enerjisi

$$\Delta E = R_H \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_s^2} \right) = h\nu$$

n_s son, n_i ise ilk enerji düzeyidir. $R_H = 2,179 \times 10^{-18}$ J Rydberg sabitidir.

Yayınlanan ve soğurulan fotonun enerjisi Planck eşitliği ile hesaplanır;

$$h\nu = R_H \left(\frac{1}{n_i^2} \right) = R_H$$

Bohr atom modeli, hidrojen gibi tek elektron içeren He^+ ve Li^{2+} gibi iyonlar için de geçerlidir.

$$h\nu = -Z^2 R_H$$

Z: Etkin çekirdek yükü

Örnek 3

Hidrojen Spektrumunda bir Çizginin Dalgaboyunun Hesaplanması

Hidrojenin Balmer serisinde $n=5$ 'ten $n=2$ 'ye geçiş sırasındaki spektrum çizgisinin dalgaboyunu hesaplayınız.

$$\Delta E = R_H (1/n_i^2 - 1/n_s^2) = h\nu$$

$$\Delta E = 2,179 \times 10^{-18} \text{ J } (1/5^2 - 1/2^2) = -4,576 \times 10^{-19} \text{ jul (enerji yayılıyor)}$$

$$\Delta E = E_{\text{foton}} = h\nu \quad \text{frekans} \quad \nu = E_{\text{foton}}/h = 4,576 \times 10^{-19} / 6,626 \times 10^{-34} \text{ J.s}$$

$$\nu = 6,906 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

$$\lambda = c/\nu \quad \lambda = 2,99 \times 10^8 / 6,906 \times 10^{14} = 4,341 \times 10^{-7} \text{ m} = 434,1 \text{ nm}$$

7-5 Yeni Bir Kuantum Mekaniğine Yol Açan İki Kavram

Dalga-Tanecik İkiliği

- Einstein, fotoelektrik olayı açıklayabilmek için, ışığın fotonlardan oluşan tanecikli bir yapıya sahip olduğunu ileri sürmüştü.
- Oysa, örneğin ışığın bir prizma tarafından spektrum şeklinde saçılması gibi olaylar, ışığı dalga olarak kabul etmekle daha iyi açıklanıyordu.
- Louis de Broglie 1924 yılında;

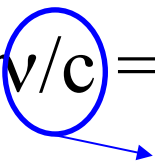
Küçük tanecikler bazen dalgaya benzer özellikler gösterebilirler, şeklinde bir düşünce ileri sürdü.

de Broglie ve Madde Dalgaları

- de Broglie, maddesel taneciklerle bir arada kabul edilen dalgalara “**madde dalgaları**” adını verdi.

$$E = mc^2$$

$$h\nu = mc^2$$

$$h\nu/c = mc = p$$

$$h/\lambda = p$$

$$\lambda = h/p = h/mu$$

p (momentum) = e⁻'nin kütlesi (m) x hızı (u) Slide 30 of 47

Örnek 4

Hızı 1×10^7 m/s olan $9,11 \times 10^{-31}$ kg kütleli elektronun dalga boyunu bulunuz. Bu dalgaboyunu, 0,1 kg ve hızı 35 m/s olan topun yaptığı hareketin dalgaboyu ile karşılaştırınız.

($h: 6,626 \times 10^{-34}$ J.s)

$$\lambda = h/p = h/mu = 6,626 \times 10^{-34} / 9,11 \times 10^{-31} \cdot 1 \times 10^7 = 7,27 \times 10^{-11} \text{ m}$$

elektron

$$\lambda = h/p = h/mu = 6,626 \times 10^{-34} / 0,1 \cdot 35 = 1,893 \times 10^{-34} \text{ m}$$

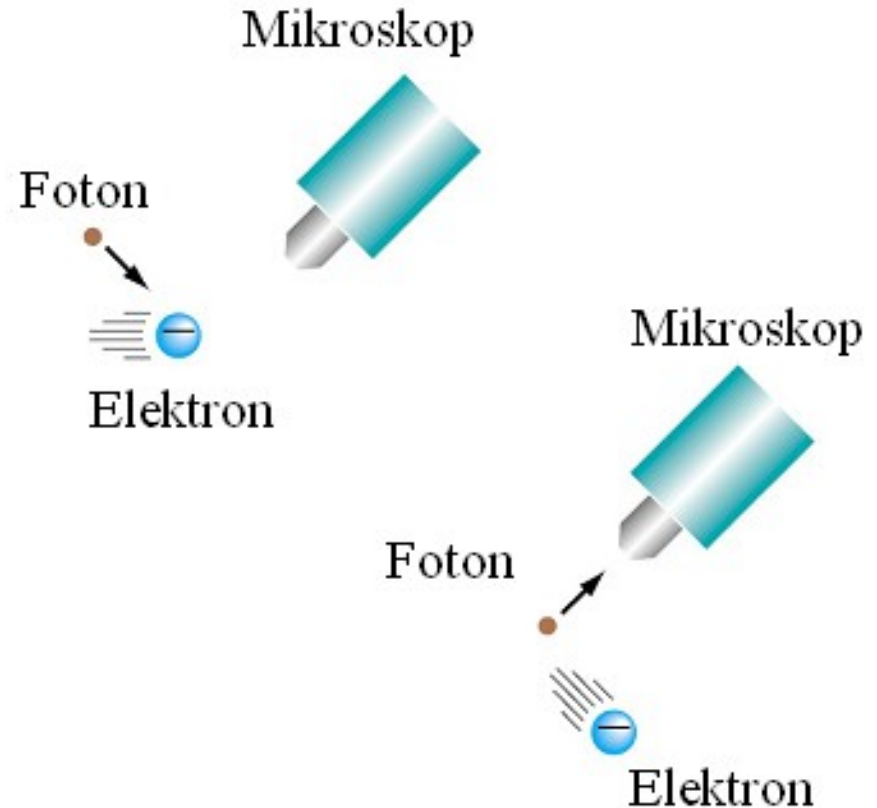
top

$$\lambda_e > \lambda_{\text{top}}$$

Heisenberg Belirsizlik İlkesi

- **Werner Heisenberg (1920)** : Bir taneciğin konumu ve momentumu aynı anda büyük bir duyarlılıkla ölçülemez. Konumdaki belirsizlik ile momentumdaki belirsizlik çarpımı;

$$\Delta x \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$$



Örnek 5

12 eV'luk bir elektron $2,05 \times 10^6$ m/s'lik bir hıza sahiptir. Bu değerin belirsizliği %1,5 kabul edilirse elektronun o andaki konumu ne kadar bir duyarlılıkta ölçülebilir? (e^- 'nin kütlesi: $9,109 \times 10^{-31}$ kg)

Momentum: $P = m \cdot u = 9,109 \times 10^{-31} \cdot 2,05 \times 10^6 = 1,87 \times 10^{-24}$ kg.m/s

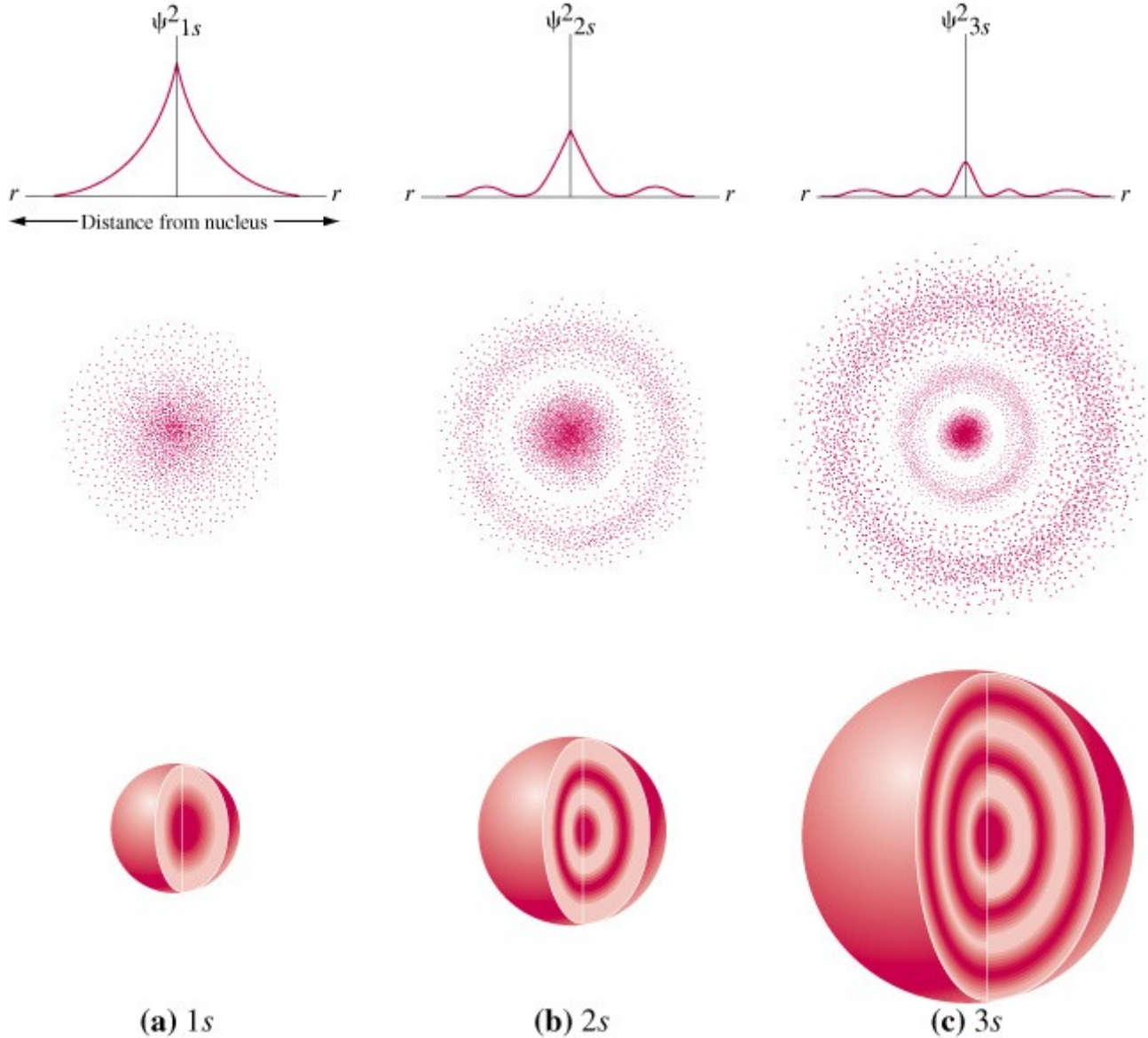
$$\Delta P = \frac{1,5}{100} \cdot 1,87 \times 10^{-24} = 2,80 \times 10^{-26} \text{ kg.m/s}$$

Elektronun konumundaki belirsizlik : $\Delta X = \frac{h}{4\pi \cdot \Delta P}$

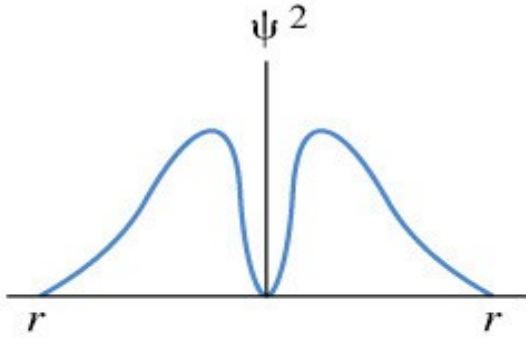
$$\Delta X = 6,63 \times 10^{-34} / (4)(3,14)(2,80 \times 10^{-26})$$

$$\Delta X = 1,89 \times 10^{-9} \text{ m}$$

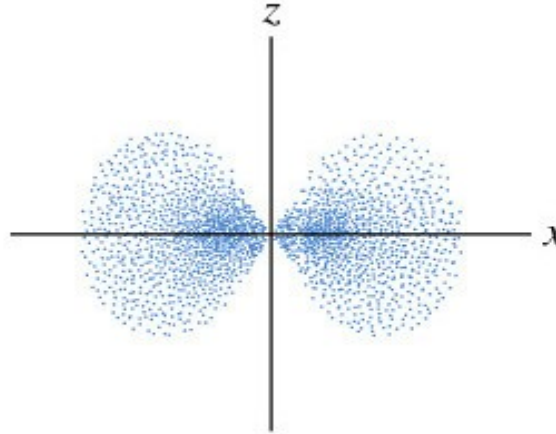
$1s$, $2s$ ve $3s$ Orbitallerinin Elektron Olasılığı ve Yük Yoğunluğunun Üç Gösterim Şekli



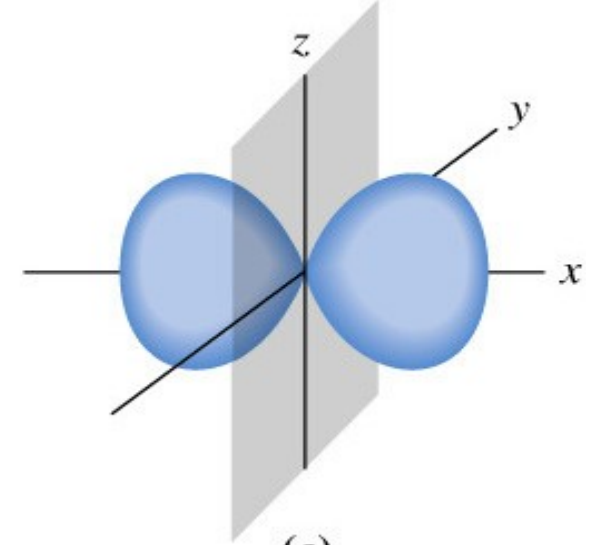
Bir $2p$ Orbitalinin Yük Yoğunluğu ve Elektron Olasılığı



(a)



(b)



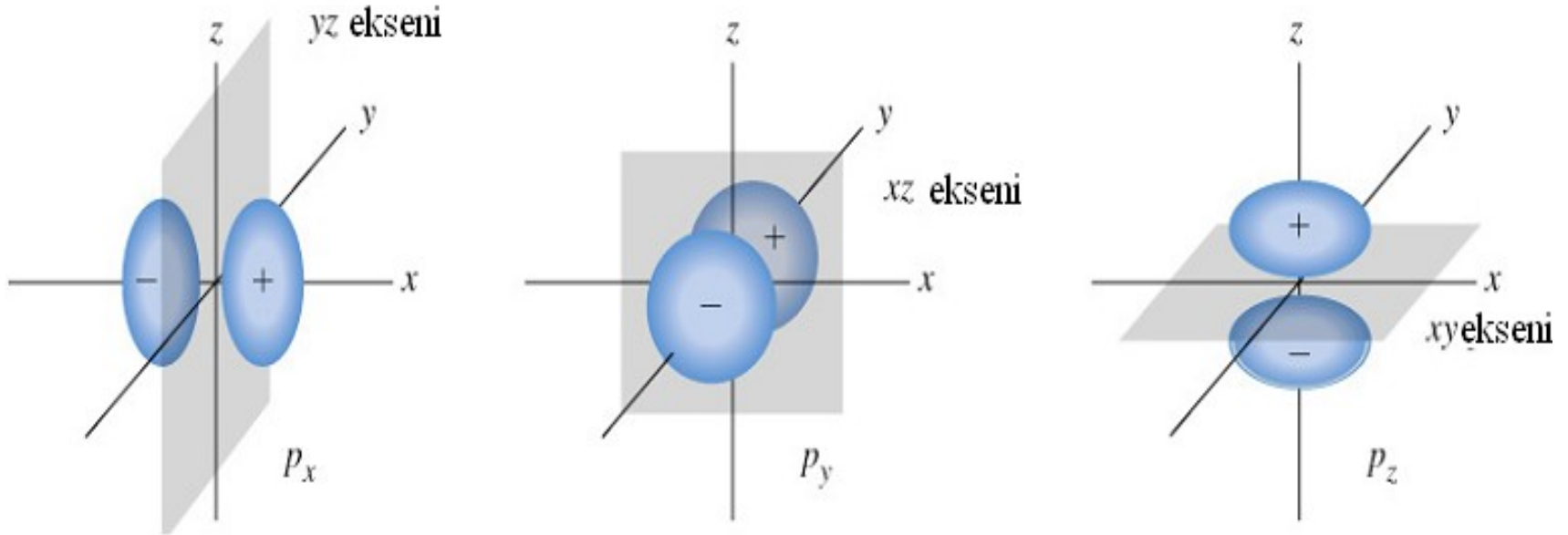
(c)

(a) ψ^2 nin değeri çekirdekte sıfırdır, her iki tarafta maksimum değere ve çekirdekten geçen bir çizgi üzerinde (örneğin x , y veya z eksenini) çekirdekten (r) uzaklığında tekrar sıfıra erişir.

(b) Noktalar, çekirdekten geçen bir düzlemde, örneğin xz düzleminde yük yoğunluğu ve elektronun bulunma olasılığını göstermektedir.

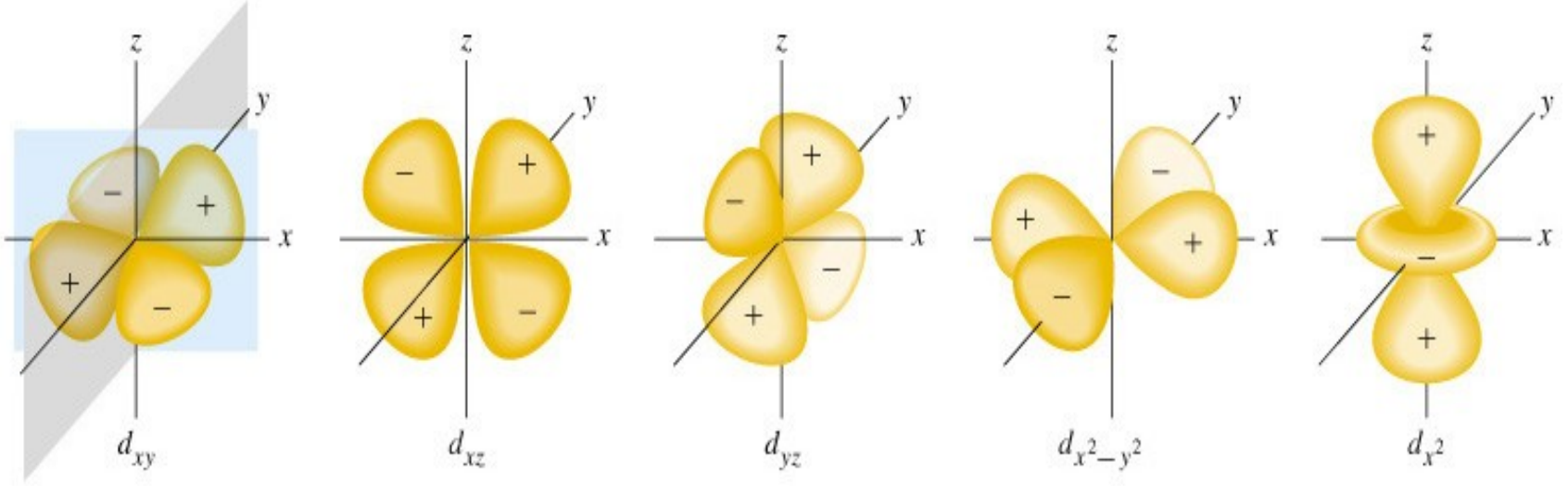
(c) Elektron bulunma olasılıklarının ve yük yoğunluklarının üç boyutlu olarak gösterimi.

Üç 2p Orbitali



p orbitalleri genellikle birbirine dik x , y ve z eksenleri üzerinde gösterilirler ve p_x , p_y ve p_z ile simgelenirler. p_z orbitalinin manyetik kuantum sayısı $m_l = 0$ 'dır.

Beş Tür d Orbitalinin Gösterimi



xy , xz , yz ve diğerlerinin gösterimi ml kuantum sayılarına bağlıdır. Bir orbitalin düğüm yüzeyi sayısı, l kuantum sayısına eşittir. d orbitalleri için, bu tür iki düzlem vardır. Bu şekilde d_{xy} orbitalinin düğüm düzlemleri gösterilmiştir (d_{z^2} orbitalinin düğüm yüzeyleri gerçekte koni şeklindedirler)

7-6 Kuantum Sayıları ve Elektron Orbitalleri

1) Baş kuantum sayısı: Enerji seviyesini (katmanını) gösterir. Elektronun çekirdeğe uzaklığını belirtir.

$$n = 1, 2, 3 \dots$$

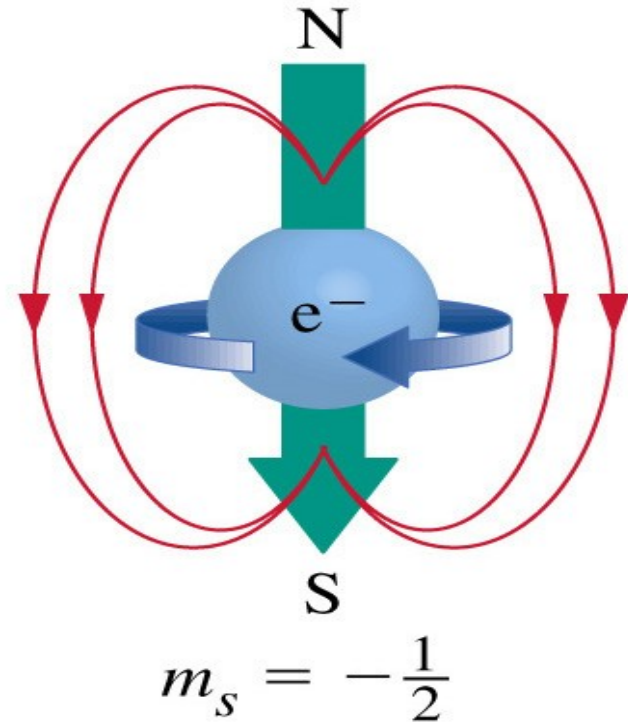
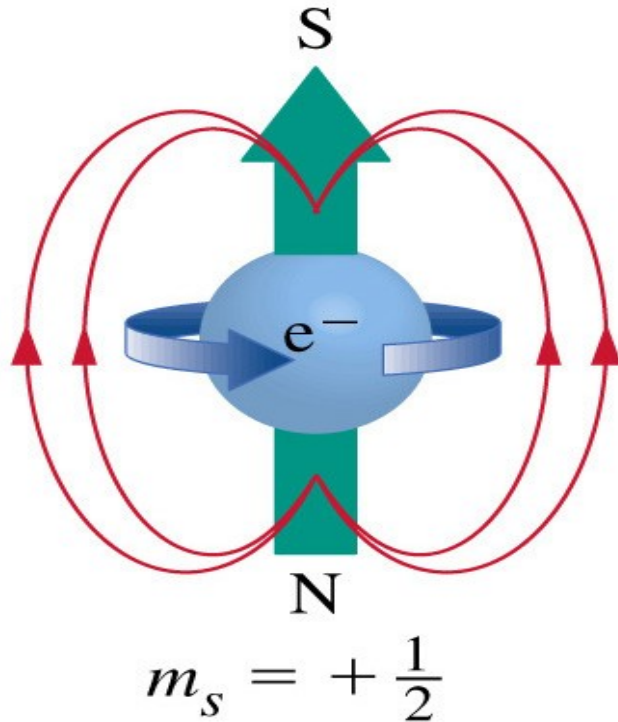
2) Açısal momentum kuantum sayısı: Orbitalin türünü gösterir. $l = 0, 1, 2 \dots (n-1)$

$$l = 0, s \quad l = 1, p \quad l = 2, d \quad l = 3, f$$

3) Manyetik kuantum sayısı: Orbitalin yönünü belirtir. $m_l = -l \dots -2, -1, 0, 1, 2 \dots +l$

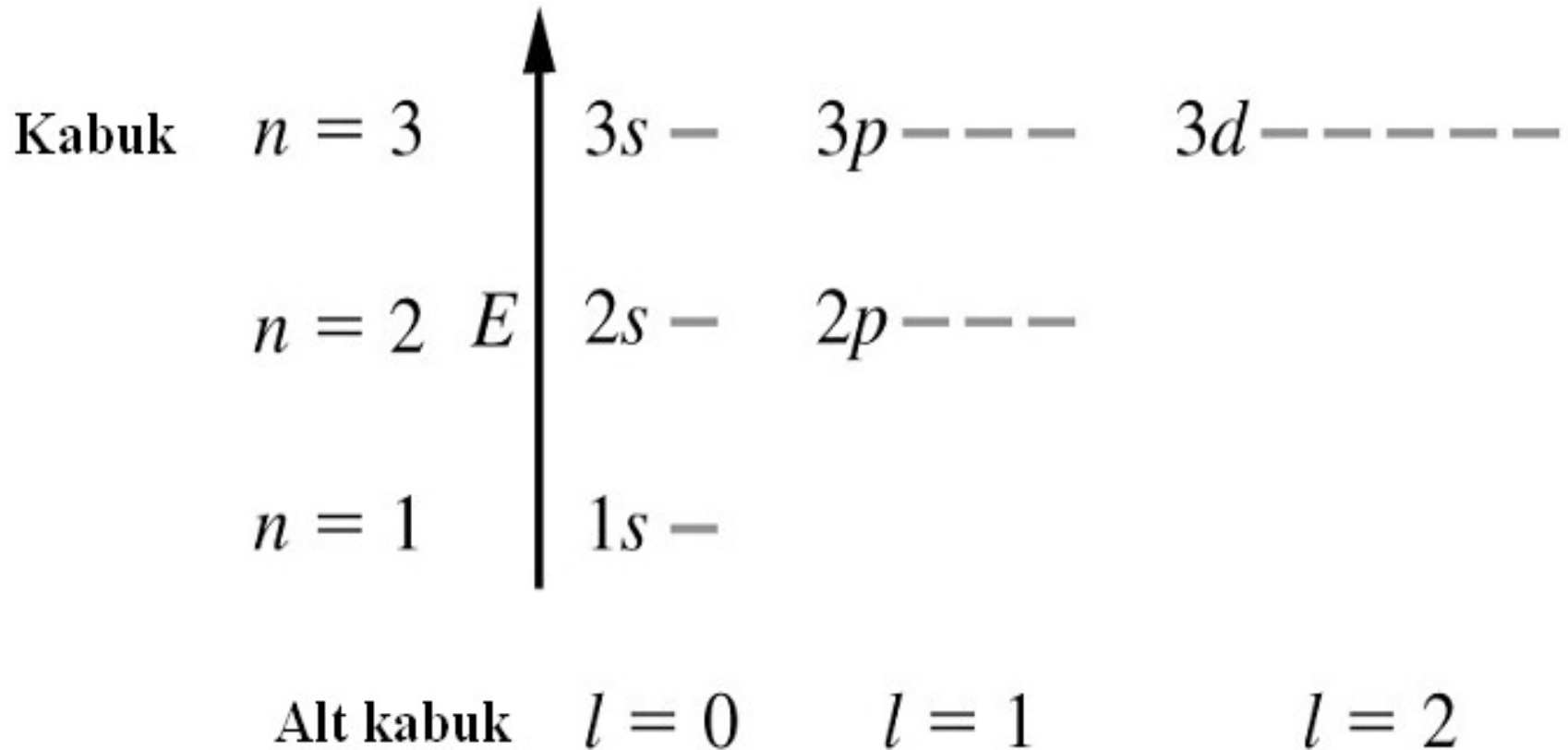
4) Manyetik spin kuantum sayısı: $m_s = +1/2, -1/2$

7-7 Elektron Spini: Dördüncü Kuantum Sayısı



Elektron spininin iki olasılığı ve bunlara eşlik eden manyetik alanlar görülmektedir. Zıt spinli iki elektron, birbirini söndüren zıt manyetik alanlara sahiptirler. Bunun sonucu olarak elektron çiftlerinde net manyetik alan söz konusu değildir.

Orbital Enerjileri



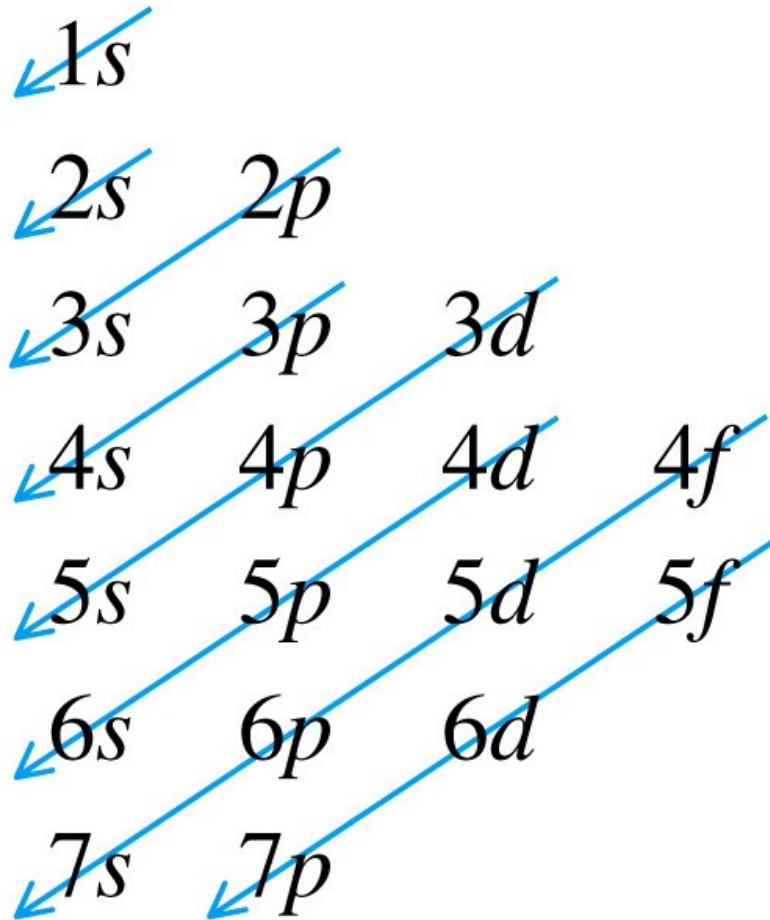
Bir alt kabuktaki toplam orbital sayısı $(2l + 1)$ 'dir.

7-9 Elektron Konfigürasyonları

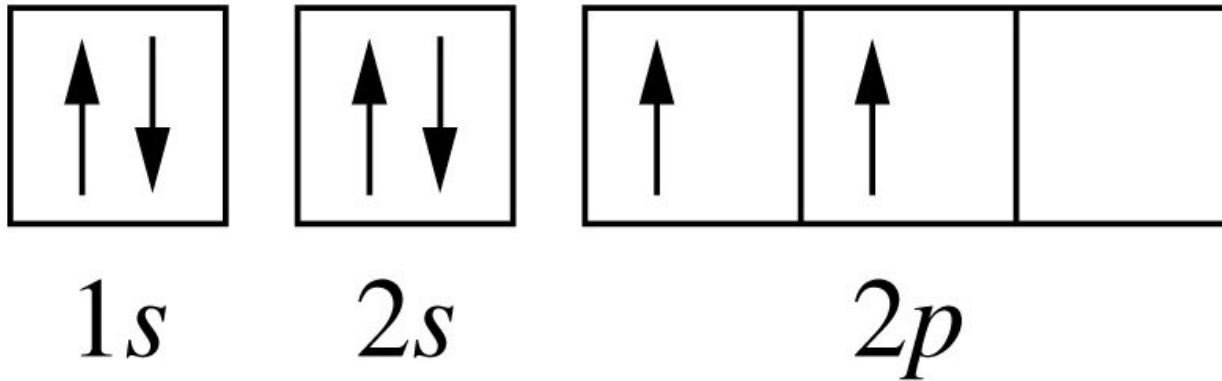
Elektronların Orbitallere Yerleşim Kuralları

- Elektronlar her zaman enerjisi en düşük orbitallere şekilde yerleşmeyi tercih ederler (**Aufbau işlemi**).
- Bir atomda hiçbir zaman dört kuantum sayısı da aynı olan iki elektron bulunamaz (**Pauli dışlama ilkesi**).
(Bir orbitalde yalnızca iki elektron bulunabilir ve bu elektronlar zıt spinlere sahip olmalıdırlar).
- Elektronlar eşenerjili orbitallere öncelikle birer birer yerleşirler (**Hund kuralı**).

Elektron Alt Kabuklarının Dolma Sırası



Aufbau İşlemi ve Hund Kuralı



Bu görsel, elektronların atom orbitallerine yerleşimini açıklamak için kullanılan **Aufbau İlkesi** ve **Hund Kuralı** ile ilgilidir.

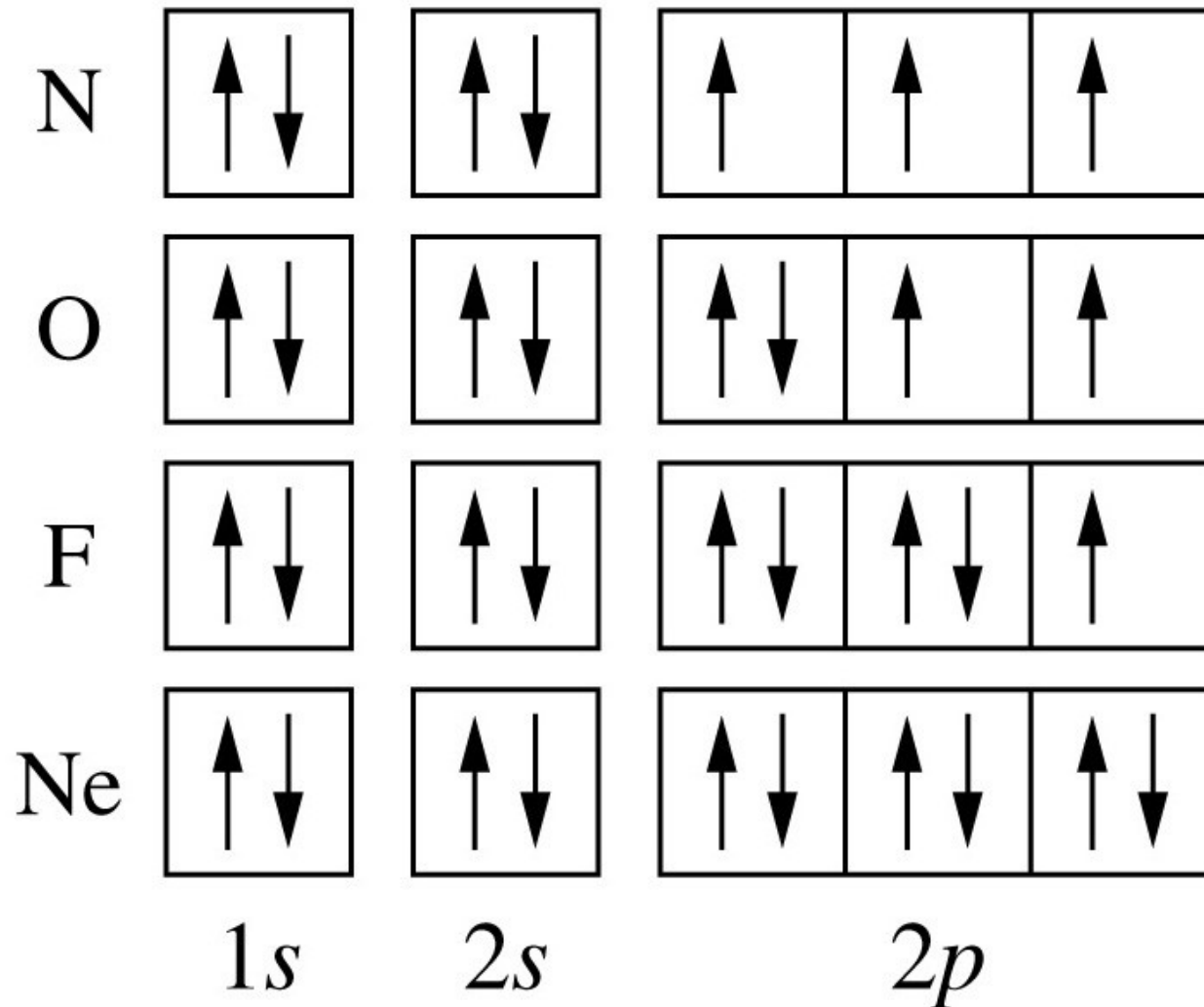
1.Aufbau İlkesi:

Bu ilkeye göre, elektronlar atom orbitallerine en düşük enerjili orbitalden başlayarak yerleşir.

2.Hund Kuralı:

Aynı enerji seviyesindeki orbitallerin (örneğin, 2p orbitalleri) doldurulmasında elektronların önce tek tek ve paralel spinlerle yerleşmesi gerektiğini belirtir.

p Orbitallerinin Doldurulması



d Orbitallerinin Doldurulması

Sc:	[Ar]			[Ar] $3d^1 4s^2$
Ti:	[Ar]			[Ar] $3d^2 4s^2$
V:	[Ar]			[Ar] $3d^3 4s^2$
Cr:	[Ar]			[Ar] $3d^5 4s^1$
Mn:	[Ar]			[Ar] $3d^5 4s^2$
Fe:	[Ar]			[Ar] $3d^6 4s^2$
Co:	[Ar]			[Ar] $3d^7 4s^2$
Ni:	[Ar]			[Ar] $3d^8 4s^2$
Cu:	[Ar]			[Ar] $3d^{10} 4s^1$
Zn:	[Ar]			[Ar] $3d^{10} 4s^2$
		$3d$	$4s$	

TABLO 9.2 Bazı Element Gruplarının Elektron Dağılımı

Grup	Element	Elektron Dağılımı
1	H	$1s^1$
	Li	$[\text{He}]2s^1$
	Na	$[\text{Ne}]3s^1$
	K	$[\text{Ar}]4s^1$
	Rb	$[\text{Kr}]5s^1$
	Cs	$[\text{Xe}]6s^1$
	Fr	$[\text{Rn}]7s^1$
17	F	$[\text{He}]2s^2 2p^5$
	Cl	$[\text{Ne}]3s^2 3p^5$
	Br	$[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^5$
	I	$[\text{Kr}]4d^{10} 5s^2 5p^5$
	At	$[\text{Xe}]4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^5$
18	He	$1s^2$
	Ne	$[\text{He}]2s^2 2p^6$
	Ar	$[\text{Ne}]3s^2 3p^6$
	Kr	$[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^6$
	Xe	$[\text{Kr}]4d^{10} 5s^2 5p^6$
	Rn	$[\text{Xe}]4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6$

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
Azot grubuKalkojenHalojenler																		
1 H Hidrojen 1,008	Atomic Simgesi Ad Ağırlık																2 He Helyum 4,0026	
3 Li Lityum 6,94	4 Be Berilyum 9,0122																	
11 Na Sodyum 22,990	12 Mg Magnezyum 24,305																	
19 K Potasyum 39,098	20 Ca Kalsiyum 40,078	21 Sc Skandiyum 44,956	22 Ti Titanyum 47,867	23 V Vanadyum 50,942	24 Cr Krom 51,996	25 Mn Manganez 54,938	26 Fe Demir 55,845	27 Co Kobalt 58,933	28 Ni Nikel 58,693	29 Cu Bakır 63,546	30 Zn Çinko 65,38	31 Ga Galyum 69,723	32 Ge Germanyum 72,630	33 As Arsenik 74,922	34 Se Selenyum 78,971	35 Br Brom 79,904	36 Kr Kripton 83,798	
37 Rb Rubidyum 85,468	38 Sr Stronsiyum 87,62	39 Y İttriyum 88,906	40 Zr Zirkonyum 91,224	41 Nb Niyobyum 92,906	42 Mo Molibden 95,95	43 Tc Teknesyum (98)	44 Ru Rutenyum 101,07	45 Rh Rodyum 102,91	46 Pd Paladyum 106,42	47 Ag Gümüş 107,87	48 Cd Kadmiyum 112,41	49 In İndiyum 114,82	50 Sn Kalay 118,71	51 Sb Antimon 121,76	52 Te Tellür 127,60	53 I iyot 126,90	54 Xe Ksenon 131,29	
55 Cs Sezyum 132,91	56 Ba Baryum 137,33	57–71 89–103	72 Hf Hafniyum 178,49	73 Ta Tantal 180,95	74 W Tungsten 183,84	75 Re Renyum 186,21	76 Os Osmiyum 190,23	77 Ir İridyum 192,22	78 Pt Platin 195,08	79 Au Altın 196,97	80 Hg Cıva 200,59	81 Tl Talyum 204,38	82 Pb Kurşun 207,2	83 Bi Bizmut 208,98	84 Po Polonyum (209)	85 At Astatin (210)	86 Rn Radon (222)	
87 Fr Fransiyum (223)	88 Ra Radyum (226)		104 Rf Rutherfordyum (267)	105 Db Dubniyum (268)	106 Sg Seaborgiyum (269)	107 Bh Bohriyum (270)	108 Hs Hassiyum (277)	109 Mt Meitneriyum (278)	110 Ds Darmstadtium (281)	111 Rg Röntgenyum (282)	112 Cn Kopernikyum (285)	113 Nh Nihoniyum (286)	114 Fl Flerovyum (289)	115 Mc Moscoviyum (290)	116 Lv Livermoryum (293)	117 Ts Tennesin (294)	118 Og Oganesson (294)	
Kararlı bir izotopu olmayan elementlerin en uzun yarı ömürlü izotopunun kütle numarası parantez içindedir.																		
			57 La Lantan 138,91	58 Ce Seryum 140,12	59 Pr Praseodim 140,91	60 Nd Neodimyum 144,24	61 Pm Prometyum (145)	62 Sm Samaryum 150,36	63 Eu Evropiyum 151,96	64 Gd Gadolinyum 157,25	65 Tb Terbiyum 158,93	66 Dy Disprozyum 162,50	67 Ho Holmiyum 164,93	68 Er Erbiyum 167,26	69 Tm Tuliyum 168,93	70 Yb İterbiyum 173,05	71 Lu Lutesyum 174,97	
			89 Ac Aktinyum (227)	90 Th Torium 232,04	91 Pa Protaktinyum 231,04	92 U Uranyum 238,03	93 Np Neptünyum (237)	94 Pu Plütünyum (244)	95 Am Amerikyum (243)	96 Cm Küriyum (247)	97 Bk Berkelyum (247)	98 Cf Kaliforniyum (251)	99 Es Aynsteynyum (252)	100 Fm Fermiyum (257)	101 Md Mendeleviyum (258)	102 No Nobelyum (259)	103 Lr Lavrensiyum (266)	



Periyodik Çizelge ve Bazı Atom Özellikleri

İçindekiler

- 1 Elementlerin Sınıflandırılması: **Periyodik Yasa ve Periyodik Çizelge**
- 2 Metaller, Ametaller ve Bunların İyonları
- 3 Elementlerin Periyodik Özellikleri
- 4 İyonlaşma Enerjisi
- 5 Atomlar ve İyonların Büyüklüğü
- 6 Elektron İlgisi
- 7 Elektronegativite
- 8 Manyetik Özellikler

1. Elementlerin Sınıflandırılması: Periyodik Yasa ve Periyodik Çizelge

- Periyodik cetvel elementlerin kimyasal ve fiziksel özelliklerini periyodik olarak gösteren çizelge.
- Altın, gümüş, kalay, bakır, kurşun ve cıva gibi elementler eski çağlardan beri biliniyordu.
- Bir elementin ilk bilimsel olarak bulunması 1669 yılında Henning Brand'ın fosforu bulmasıyla başlar.

- Bundan sonraki 200 yıl boyunca elementler ve onların bileşikleri hakkında [kimyacılar](#) tarafından pek çok bilgi elde edildi.
- Bununla beraber [1869](#) yılına kadar toplam 63 [elem](#)
[ent](#) bulunabilmişti.
- Bilinen elementlerin sayısı arttıkça, bilim insanları elementlerin özelliklerinin belli kalıplara oturduğunu anlamaya başladılar.

- 1817 yılında Johann Dobereiner benzer kimyasal özelliklere sahip olan stronsiyum, kalsiyum ve baryum bakarak, stronsiyumun atom ağırlığının kalsiyum ve baryum atom ağırlıklarının ortasında olduğuna dikkat çekti.

<i>Ca</i>	<i>Sr</i>	<i>Ba</i>
<i>40</i>	<i>88</i>	<i>137</i>

$$(40 + 137) \div 2 = 88$$

- 1829 yılında klor, brom ve iyot üçlüsünün de benzer özellikler gösterdiği bulundu.
- Yine benzer davranış lityum, sodyum ve potasyum için de gözleniyordu.

<i>Li</i>	<i>Na</i>	<i>K</i>	<i>Cl</i>	<i>Br</i>	<i>I</i>
<i>7</i>	<i>23</i>	<i>39</i>	<i>35</i>	<i>80</i>	<i>127</i>

- İlk periyodik tabloyu oluşturma şerefi Fransız bilim insanı A. E. Beguyer de Chancourtois'e düştü.
- De Chancourtois,
"Elementlerin özellikleri sayıların özellikleri ile ilişkilidir"
- Her yedi elementte bir özelliklerin tekrarlandığının farkına vardı.
- Bu tablo kullanılarak birkaç metal oksidin stokiyometrisi önceden tanımlanabildi. Ancak bu cetvel üzerinde elementlerden başka bazı iyonlar ve elementler de yer alıyordu.



- İngiliz kimyacı John Newlands 1863 bir yazısında atom ağırlıkları sekizin katı kadar olan elementlerin özelliklerinin birbirine benzediğini yazdı.
- Bu kanuna göre herhangi bir element tablodaki **sekizinci** elementle benzerlikler gösteriyordu.

1. Elementlerin Sınıflandırılması: Periyodik Yasa ve Periyodik Çizelge

- 1869'da **Dimitri Mendeleev** ve **Lothar Meyer**, birbirinden bağımsız olarak aynı *periyodik yasayı* önerdiler.



Elementler artan atom kütlelerine göre sıralandıklarında bazı özellikler periyodik olarak tekrarlanmaktadır.

TABELLE II

REIHEN	GRUPPE I. — R ² O	GRUPPE II. — RO	GRUPPE III. — R ² O ³	GRUPPE IV. RH ⁴ RO ²	GRUPPE V. RH ³ R ² O ⁵	GRUPPE VI. RH ² RO ³	GRUPPE VII. RH R ² O ⁷	GRUPPE VIII. — RO ⁴
1	H = 1							
2	Li = 7	Be = 9,4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27,3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35,5	
4	K = 39	Ca = 40	— = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu = 63.
5	(Cu = 63)	Zn = 65	— = 68	— = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
6	Rb = 85	Sr = 87	? Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	— = 100	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 108.
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 125	J = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	? Di = 138	? Ce = 140	—	—	—	— — — —
9			—	—			—	
10			? Er = 178	? La = 180	Ta = 182	W = 184	—	Os = 195, Ir = 197, Pt = 198, Au = 199.
11	(Au = 199)	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 208	—	—	
12	—	—	—	Th = 231	—	U = 240	—	— — — —

Mendeleev'in ilk periyodik tablosu. Çizgilerle gösterilen boş alanlar, tablonun hazırlandığı tarihte henüz varlığı bilinmeyen elementlere ait. Dikey sütunların üzerinde yer alan sembollerse, 19. yüzyıl stilinde yazılmış molekül formülleri.

- Lothar Meyer isimli araştırmacı,

1886 yılında, Mendeleev'den bağımsız olarak, atom kütlelerine göre bir periyodik tablo oluşturmuş ve "valans (değerlik, dış kabuk)" kavramını ortaya atmıştı.

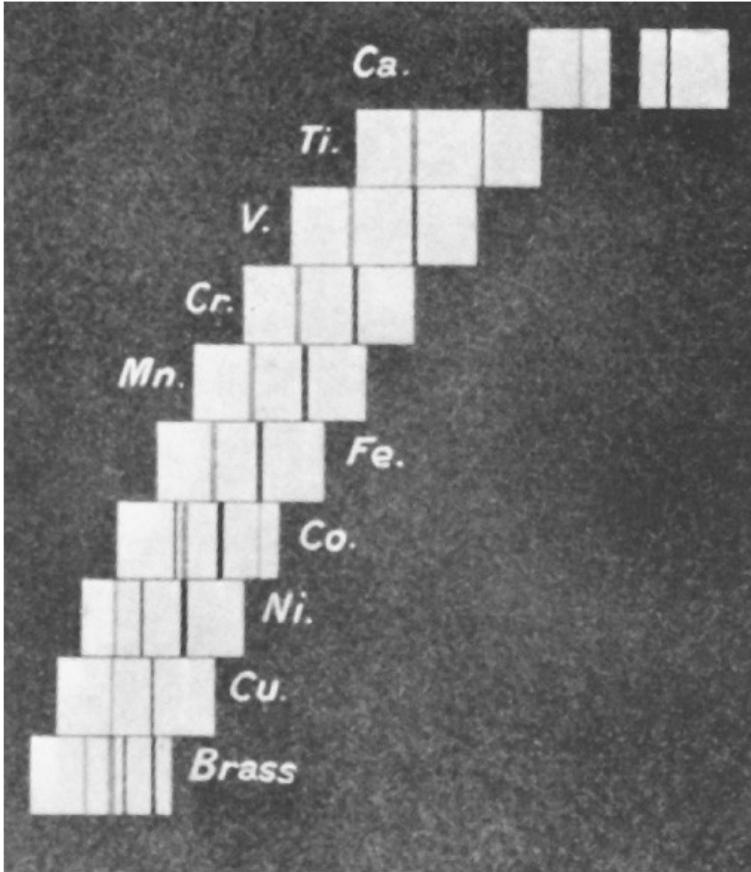
- Günümüzde kullandığımız tablo, yeni elementlerin de yerleştirilebilmesine olanak tanıyan Mendeleev'in periyodik tablosudur.
- Ancak ilk halinden farklı olarak, elementler atom kütesine değil, atom numarasına göre düzenlenmiştir.

- Buna göre periyodik tabloda, soldan sağa ve yukarıdan aşağıya doğru atom numarası artar.
- Sıklıkla, buna paralel olarak bağlı atom kütlesi de artış gösterir.
- Tablodaki yatay sıralar «**periyot**»,
düşey sıralar ise “**grup**” olarak adlandırılır.

- Bir elementin **periyot numarası**,
o elementin sahip olduğu elektronların bulunduğu
en yüksek enerji seviyesini gösterir.
- Bir elementin **grup numarası**,
o elementin son yörüngesindeki elektron sayısını
yani değerlik elektronlarını gösterir.

- Yatay Sütun **Periyot** : 7 tane periyot
- Düşey Sütun **Grup** : 8 tane A grubu
8 tane B grubu
- B grubu elementleri **geçiş elementleri** olarak isimlendirilir.

X-Işını Spektrumları



- Moseley 1913'te X-ışınları frekansı ile elementlerin çekirdeklerindeki yük sayısı ve Mendeleev'in periyodik çizelgesindeki yerleri arasında bir ilişkinin olduğunu buldu.

- Moseley eşitliği;

$$\nu = A (Z - b)^2$$

ν : X-ışını frekansı

Z : atom numarası

A ve b : sabit sayı

- Moseley, üç yeni elementi önceden tahmin etmiştir. ($Z= 43, 61$ ve 75).

Alkali Metaller

Periyodik Tablo

Soygazlar

Toprak Alkaliler

Halojenler

Baş Grup

Geçiş Metalleri

1 1A	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
1 H 1.00794	4 Be 9.01218											5 B 10.811	6 C 12.011	7 N 14.0067	8 O 15.9994	9 F 18.9984	10 Ne 20.1797
3 Li 6.941	12 Mg 24.3050	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	13 Al 26.9815	14 Si 28.0855	15 P 30.9738	16 S 32.06	17 Cl 35.4527	18 Ar 39.948
19 K 39.0983	20 Ca 40.078	21 Sc 44.9559	22 Ti 47.88	23 V 50.9415	24 Cr 51.9961	25 Mn 54.9381	26 Fe 55.847	27 Co 58.9332	28 Ni 58.693	29 Cu 63.546	30 Zn 65.39	31 Ga 69.723	32 Ge 72.61	33 As 74.9216	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80
37 Rb 85.4678	38 Sr 87.62	39 Y 88.9059	40 Zr 91.224	41 Nb 92.9064	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.906	46 Pd 106.42	47 Ag 107.868	48 Cd 112.411	49 In 114.818	50 Sn 118.710	51 Sb 121.757	52 Te 127.60	53 I 126.904	54 Xe 131.29
55 Cs 132.905	56 Ba 137.327	57 *La 138.906	72 Hf 178.49	73 Ta 180.948	74 W 183.84	75 Re 186.207	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.967	80 Hg 200.59	81 Tl 204.383	82 Pb 207.2	83 Bi 208.980	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra 226.025	89 †Ac 227.028	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (263)	107 Bh (262)	108 Hs (265)	109 Mt (266)	110 (269)	111 (272)	112 (272)		114 (287)		116 (289)		118 (293)
*Lanthanide series La		58 Ce 140.115	59 Pr 140.908	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.965	64 Gd 157.25	65 Tb 158.925	66 Dy 162.50	67 Ho 164.930	68 Er 167.26	69 Tm 168.934	70 Yb 173.04	71 Lu 174.967		
†Actinide series Ac		90 Th 232.038	91 Pa 231.036	92 U 238.029	93 Np 237.048	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (260)		

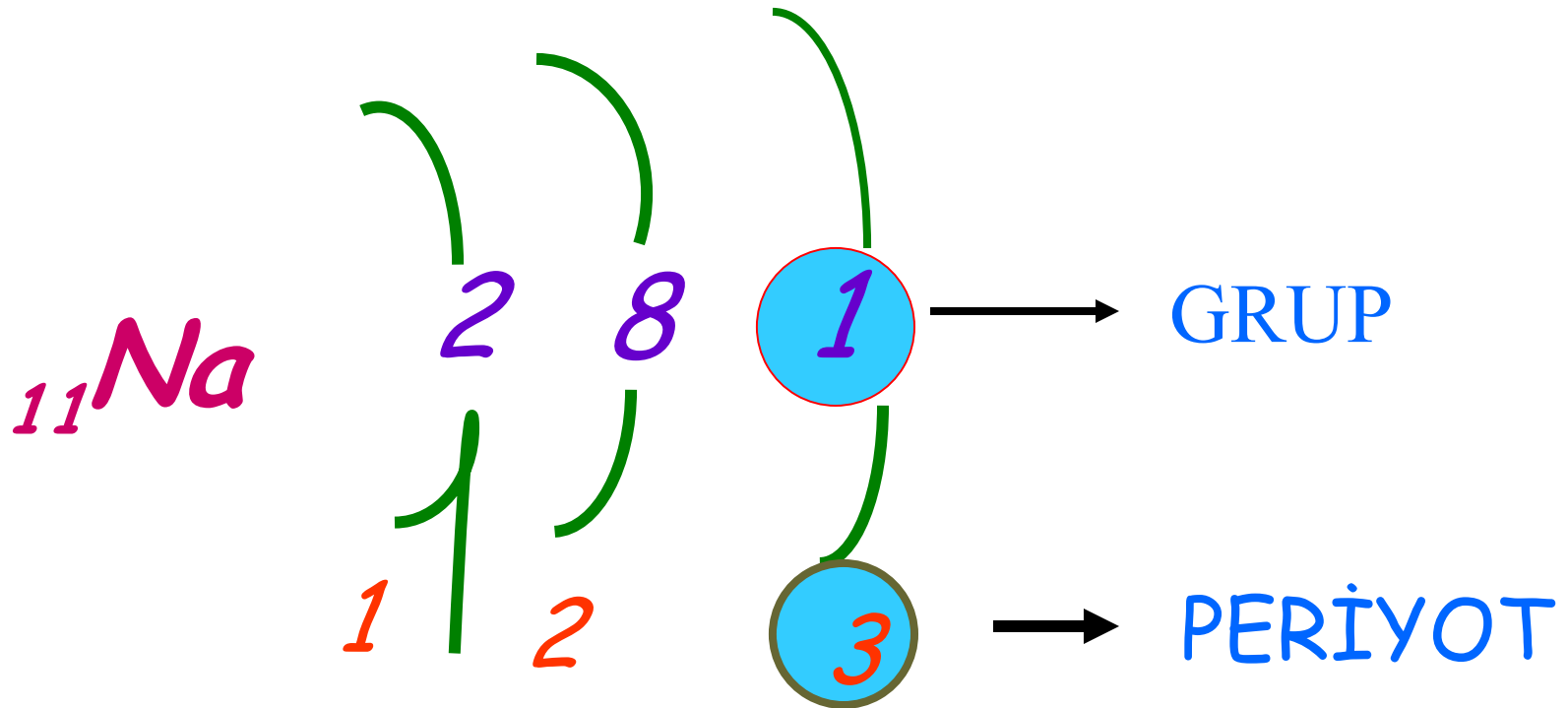
Baş Grup

Lantanit ve Aktinitler

Periyodik Cetvelde Periyot Ve Grup Bulma

- Periyodik cetvelde bir elementin periyot ve grubunu bulmak için o elementin elektronlarının yörüngesindeki dağılımı yapılır.
- Son yörüngesi **periyodunu**, son yörüngedeki elektron sayısı **grubunu** belirtir.

Örnek: Atom numarası 11 olan Na elementinin periyot ve grubunu bulunuz.



Na : 3. Periyot ve 1A grubundadır.

2. Metaller ve Ametaller ve Onların İyonları

- **Metaller**

- Çoğu metaller ısı ve elektriği iyi iletir.
- Dövülebilir ve tel haline getirilebilir.
- Oldukça **düşük** elektronegatiflik (*e.n.*) ve *iyonlaşma enerjisi* sahiptirler.
- Genellikle parlak bir yüzeye sahiptirler.

- **Ametaller**

- Isı ve elektriği iletmezler.
- Dövülemez katılardır (kırılgan).
- Bir kısım ametaller oda sıcaklığında gaz halindedirler.

*Metaller soygaz yapısına ulaşabilmek için e^- verir,
Ametaller soygaz yapısına ulaşabilmek için e^- alır.*

	1	2	13	14	15	16	17	18
H^+	H							He
He	Li	Be						
Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Ar	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Kr	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe

Red arrows indicate electron loss from metals (left side) to achieve noble gas configuration. A thick black line separates metals from non-metals.

1	2	13	14	15	16	17	18
H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe

Red arrows indicate electron gain from non-metals (right side) to achieve noble gas configuration. A thick black line separates metals from non-metals.

- **Yarımetaller**

- Metal ile Ametaller arasında basamak şeklinde yer alır.
- Her iki grubunda özelliklerini taşırlar.
- Hepsi KN yüksek katıdır.

Alkali Metaller

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
Na	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
K	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
	Ba	*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Rb	Ra	**	Rf	Ha	Unh	Uns											
Cs																	
Fr	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

Alkali Metaller

- Periyodik cetvelin 1A grubu elementleridir
- Li , Na , K , Rb , Cs , Fr bu grubun elementleridir.
- En yüksek temel enerji düzeylerinde bir elektron vardır.
- Bileşiklerinde (+1) değerlik alırlar.
- Yumuşak, bıçakla kesilebilen, hafif metallerdir.
- Elektrik akımını ve ısıyı iyi iletirler, özkütleleri düşüktür.
- Erime ve kaynama noktaları diğer metallerden düşüktür.
- Grupta yukarıdan aşağıya doğru erime ve kaynama noktaları düşer.
- İyonlaşma enerjileri, en düşük olan elementlerdir.
- Tepkime verme yatkınlıkları çok fazladır.
- Doğada daha çok bileşikleri halinde bulunurlar.

Alkali Metaller

- Alkali metaller, havanın oksijeni ile etkileşerek oksit oluştururlar.



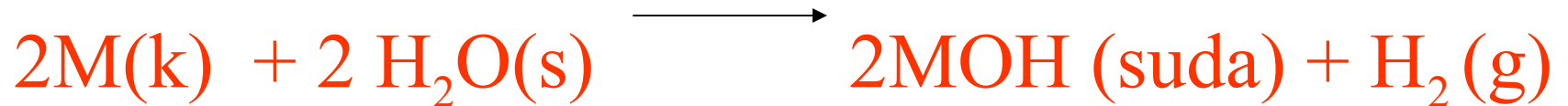
- Halojenlerle birleşerek tuzları oluştururlar.



(Burada **X** bir halojeni temsil eder; örneğin, Cl, Br veya I.)

Alkali Metaller

- Su ile hızlı tepkimeye girerler ve hidrojen gazı (H_2) oluştururlar.



Toprak Alkali Metaller

	Be																He
H																	
Li	Mg											B	C	N	O	F	Ne
Na												Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs		*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ba	*	Rf	Ha	Unh	Uns											
	Ra																
		La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
		Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

Toprak Alkali Metaller

- Periyodik cetvelin 2A grubunda yer alan elementlere toprak alkali metaller adı verilir.
- Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra bu grubun elementleridir.
- Bileşiklerinde +2 değerliklidirler.
- Isı ve elektrik akımını iyi iletirler.
- Alkali metallerden daha serttir. Erime ve kaynama noktaları daha yüksektir.
- İyonlaşma enerjileri alkali metallerden daha yüksektir.

Toprak Alkali Metaller

- Özkütleleri de alkali metallerden daha büyüktür.
- Oksijenle birleşerek oksitleri oluştururlar.



- Halojenlerle birleşerek tuzları oluştururlar.



- Su ile tepkimeye girerek hidrojen gazı (H_2) oluştururlar.



Soygazlar

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Ar
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Kr
Cs	Ba	*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Kr
Fr	Ra	**	Rf	Ha	Unh	Uns											Xe
																	Rn
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu			
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr			

Soygazlar

- Periyodik cetvelin 8A grubu elementleridir.
- He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn bu grubun elementleridir.
- Grupta He dışındaki tüm elementler kararlı elementlerdir.
- Erime ve kaynama noktaları çok düşüktür. Grupta yukarıdan aşağıya gidildikçe erime ve kaynama noktaları yükselir.
- Tümü tek atomlu renksiz gaz halindedir.
- Yalnız Rn (radon) radyoaktif olup çekirdeği dayanaksızdır.
- Doğada çok az bulunurlar.
- İyonlaşma enerjileri, sıralarında en yüksek olan elementlerdir.

Halojenler

H																		F	He
Li	Be												B	C	N	O		Cl	Ne
Na	Mg												Al	Si	P	S		Br	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se			Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te			I	Xe
Cs	Ba	*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po			I	Rn
Fr	Ra	**	Rf	Ha	Unh	Uns												At	

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Halojenler

- Periyodik cetvelin 7A grubunda yer alan elementlerdir.
- F, Cl, Br, I, At, bu grubun elementleridir.
- Bileşiklerinde -1 ile +7 arasında çeşitli değerlikler alabilirler.
- Ancak F bileşiklerinde sadece -1 değerlik alır.
- Erime ve kaynama noktaları grupta aşağıdan yukarıya doğru azalır.
- Elektron alma istekleri en fazla olan elementlerdir.
- Tümü renklidir.
- Tümü zehirli ve tehlikelidir.
- Element halinde 2 atomlu moleküllerden oluşurlar.



Üçüncü Sıra Elementleri

H																	He	
Li	Be												B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg												Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
Cs	Ba	*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
Fr	Ra	**	Rf	Ha	Unh	Uns												
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu				
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr				

Üçüncü Sıra Elementleri

- Periyodik cetvelin üçüncü sırası **Na (sodyum)** metali ile başlar **Ar (argon)** soygazı ile biter.
- Periyodik cetvelin aynı grubundaki elementlerin değerlik elektron sayıları aynı, özellikleri de birbirine benzerdir.
- Ancak bir sırada bulunan elementlerin başta değerlik elektron sayıları olmak üzere birçok özellikleri farklılık gösterir.
- Dolayısıyla da fiziksel ve kimyasal özelliklerde önemli değişiklikler söz konusudur.

Üçüncü Sıra Elementleri

- Üçüncü sıranın elementleri şunlardır: Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, Ar.
- İlk üç element Na, Mg ve Al metal, dördüncü element olan Si yarı metal, daha sonra gelen P, S, Cl ve Ar ametaldir.
- Soldan sağa doğru sırada özkütle, erime ve kaynama noktası gibi özelliklerde büyük farklılık vardır.
- Yine soldan sağa doğru genel olarak iyonlaşma enerjileri arttığından metal özelliği azalıp ametal özelliği artar.

Dördüncü Sıra Geçiş Elementleri

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Se	Br				Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	**	Rf	Ha	Unh	Uns											

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Dördüncü Sıra Geçiş Elementleri

- Buraya kadar incelediğimiz gruplar ve sırada değerlik elektronları s ya da p orbitallerinde bulunuyordu. Yani A gruplarındaydı.
- Geçiş elementlerindeyse değerlik elektronları d orbitallerinde bulunur ve bu elementler 2A ve 3A grubu arasında yer alır.
- Periyodik cetvelin 21 atom numaralı skandiyum (**Sc**) ile başlayıp 30 atom numaralı çinko (**Zn**) ile biten sıradaki elementler ile bunların altında kalan tüm elementler, **geçiş elementleri** grubuna girer.

Dördüncü Sıra Geçiş Elementleri

- Dördüncü sıra geçiş elementleri: Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn .
- Tümü metaldir.
- 1A ve 2A grubu metallerinden farklı olup, sert ve özkütlesi büyük metallerdir.
- Erime ve kaynama noktaları çok yüksektir.
- Elektrik akımını ve ısıyı iyi iletirler.
- Kimyasal tepkimelere yatkınlık bakımından aralarında çok büyük farklılık vardır.

- 1A, 2A, 3A grubundaki metallerin yalnız bir tür değeri söz konusuyken geçiş elementlerinin farklı değerlikli birçok bileşikleri vardır. Geçiş elementlerini diğer metallerden farketkiren özellik yalnız s orbitalinden değil, tam dolu olmayan d orbitalinin de bileşik oluşturma ile ilgili olmalarıdır.
- Periyodik cetvelin altına iki sıra halinde yazılan elementlere İç Geçiş Elementleri ya da İç Geçiş Metalleri denir.

ELEMENTLERİN PERİYODİK ÖZELLİKLERİ

İyonlaşma Enerjisi

Ortalama Atomik Yarıçap

Elektron İlgisi (Elektron Affinitesi)

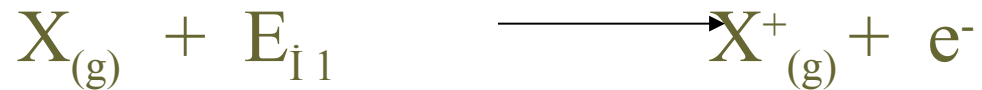
Metallik Özelliği

Elektronegatiflik

İyonlaşma Enerjisi

- Gaz halinde nötral bir atomdan bir elektron uzaklaştırmak için verilmesi gerekli enerjiye **iyonlaşma enerjisi** denir.
- İyonlaşma enerjisi bir atomun elektronlarından birini koparıp sonsuz uzaklığa götürmek ve bir fazla artı yüklü yeni bir atom iyon oluşturmak için gerekli enerji olarak da tanımlanabilir.
- Elektronu çekirdekten uzaklaştırmak için enerji verilmesi gerekeceğinden olay **endotermiktir**.
- Hidrojen dışında diğer bütün atomlardan birden fazla elektron kopartmak mümkündür

Bir atomdan ilk elektronu koparmak için gerekli olan enerjiye, **Birinci İyonlaşma Enerjisi (E_{i1})** denir:

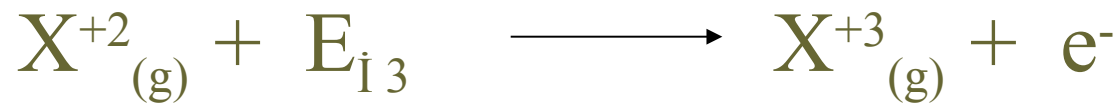


+1 yüklü iyondan bir elektron koparmak için gerekli enerjiye, **İkinci İyonlaşma Enerjisi** denir:

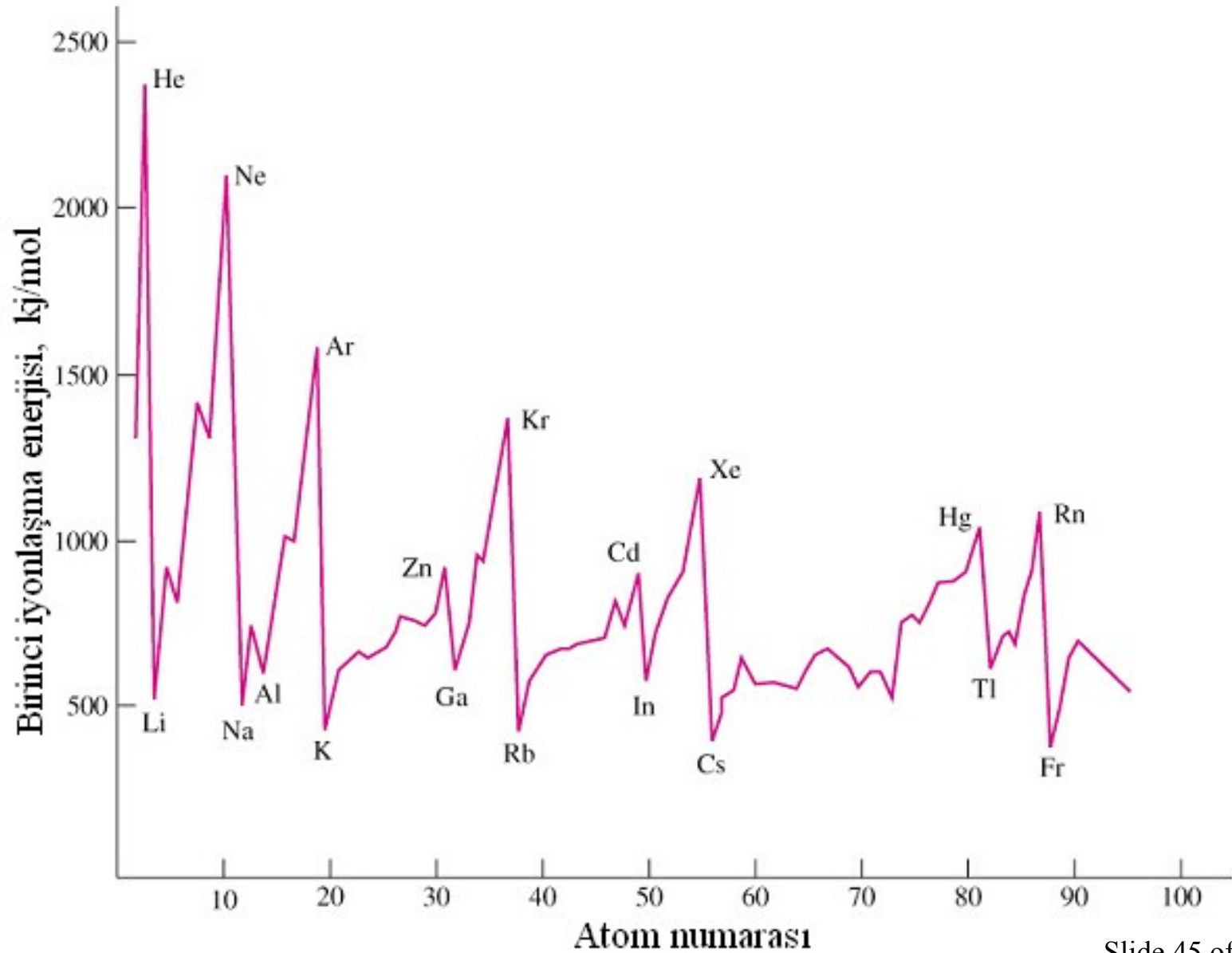


+2 yüklü iyondan bir elektron (üçüncü elektron)
koparmak için gereken enerjiye de;

Üçüncü İyonlaşma Enerjisi denir:



Birinci İyonlaşma Enerjisi



TABLO 10.4 Üçüncü Periyot Elementlerinin İyonlaşma Enerjileri (kJ/mol)

	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
I_1	495.8	737.7	577.6	786.5	1012	999.6	1251.1	1520.5
I_2	4562	1451	1817	1577	1903	2251	2297	2666
I_3		7733	2745	3232	2912	3361	3822	3931
I_4			11580	4356	4957	4564	5158	5771
I_5				16090	6274	7013	6542	7238
I_6					21270	8496	9362	8781
I_7						27110	11020	12000

İyonlaşma Enerjisi

- Elektronu çekirdekten uzaklaştırmak için verilecek enerji elektronun çekirdekten uzaklığına bağlı olduğundan bir grupta yukarıdan aşağıya inildiğinde atom büyüklüğü arttığından iyonlaşma enerjisi artar.
- Bir periyotta soldan sağa doğru çekirdek yükünün artmasıyla dış tabaka elektronlarının daha çok çekilmesi iyonlaşma enerjisinin artmasına neden olur.

İyonlaşma Enerjisi

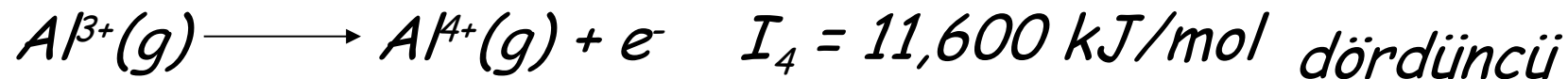
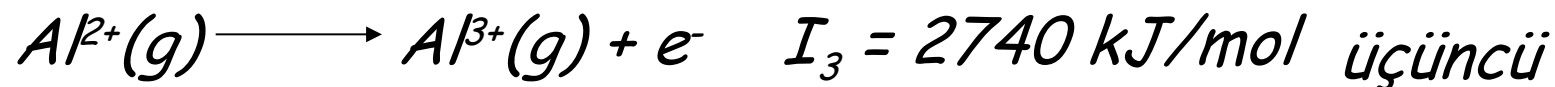
- Bir atomda kaç tane elektron bulunuyorsa o kadar iyonlaşma enerjisi vardır.
- Bunlardan en küçüğü birinci iyonlaşma enerjisidir.
- Çünkü ilk kopan elektron yüksüz bir elektrondan kopmaktadır.
- İkinci elektron $+1$ yüklü bir iyondan koptuğu için bir elementin ikinci iyonlaşma enerjisi, birinci iyonlaşma enerjisinden daha büyüktür.
- Atom çapı küçülmekte, elektron koparmak güçleşmektedir.

İyonun yükü arttıkça atom çapı küçülür.
İyonlaşma enerjisi artar. Buna göre de;

$$E_{i1} < E_{i2} < E_{i3} < E_{i4} < \dots$$

İyonlaşma enerjisi periyodik cetvelde aşağıdan yukarıya, soldan sağa doğru artar. Bunun nedeni çekim kuvvetinin artmasıdır.

$$EI_1 < EI_2 < EI_3 < EI_4$$



Eİ (+) işaretli olup endotermiktir (Sistem enerji soğurur)

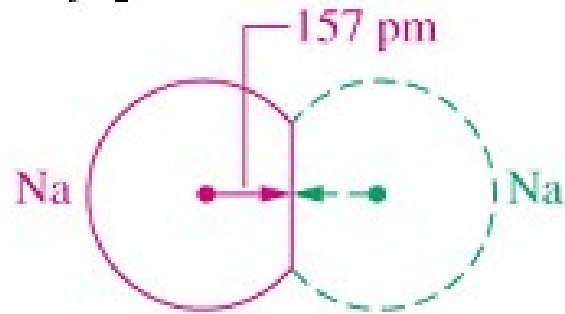
Ortalama Atomik Yarıçap

- Bir atomda en üst enerji seviyesindeki elektronların atom çekirdeğine olan ortalama uzaklığına **Ortalama Atomik Yarıçap** denir.
- Periyodik cetvelde soldan sağa doğru gittikçe atom numarası (çekirdek yükü) arttığından en dıştaki elektron daha çok çekilir, ortalama atomik yarıçap küçülür.
- Gruplarda ise yukarıdan aşağıya gidildikçe temel enerji seviyesi arttığından dıştaki elektronlar daha az çekilir, ortalama atomik yarıçap artar.

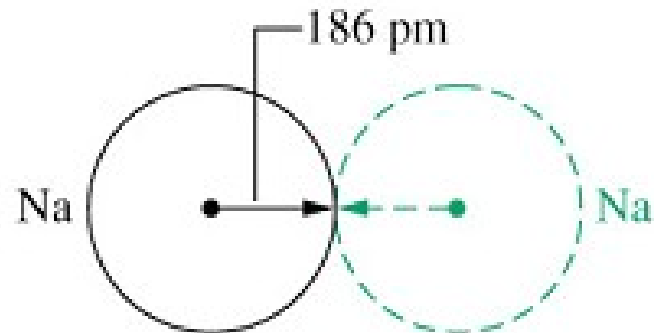
Ortalama Atomik Yarıçap

- Elektron veren atomun yarıçapı küçülür.
- İzotop atomlarda (proton sayıları aynı olan atomlarda) kütle numarası büyük olan atomun yarıçapı daha küçüktür.
- Elektron sayıları aynı olan atomlarda proton sayısı büyük olan atomun yarıçapı daha küçüktür.
- Öncelikle bağ yapmış atomlarla ilgilendiğimizden, atom yarıçapları, kimyasal bağlarla bağlı iki atom arasındaki uzaklık olarak dikkate alınır.
- **Kovalent Yarıçap:** Tek bir kovalent bağla bağlanmış iki atomun çekirdekleri arasındaki uzaklığın yarısıdır.
- **İyon Yarıçapı:** İyonik bağla bağlanmış iyonların çekirdekleri arasındaki uzaklıktır.

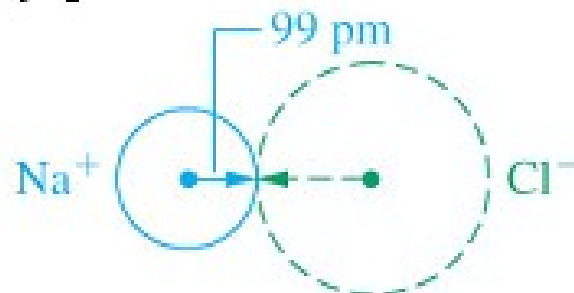
Kovalent Yarıçapı:



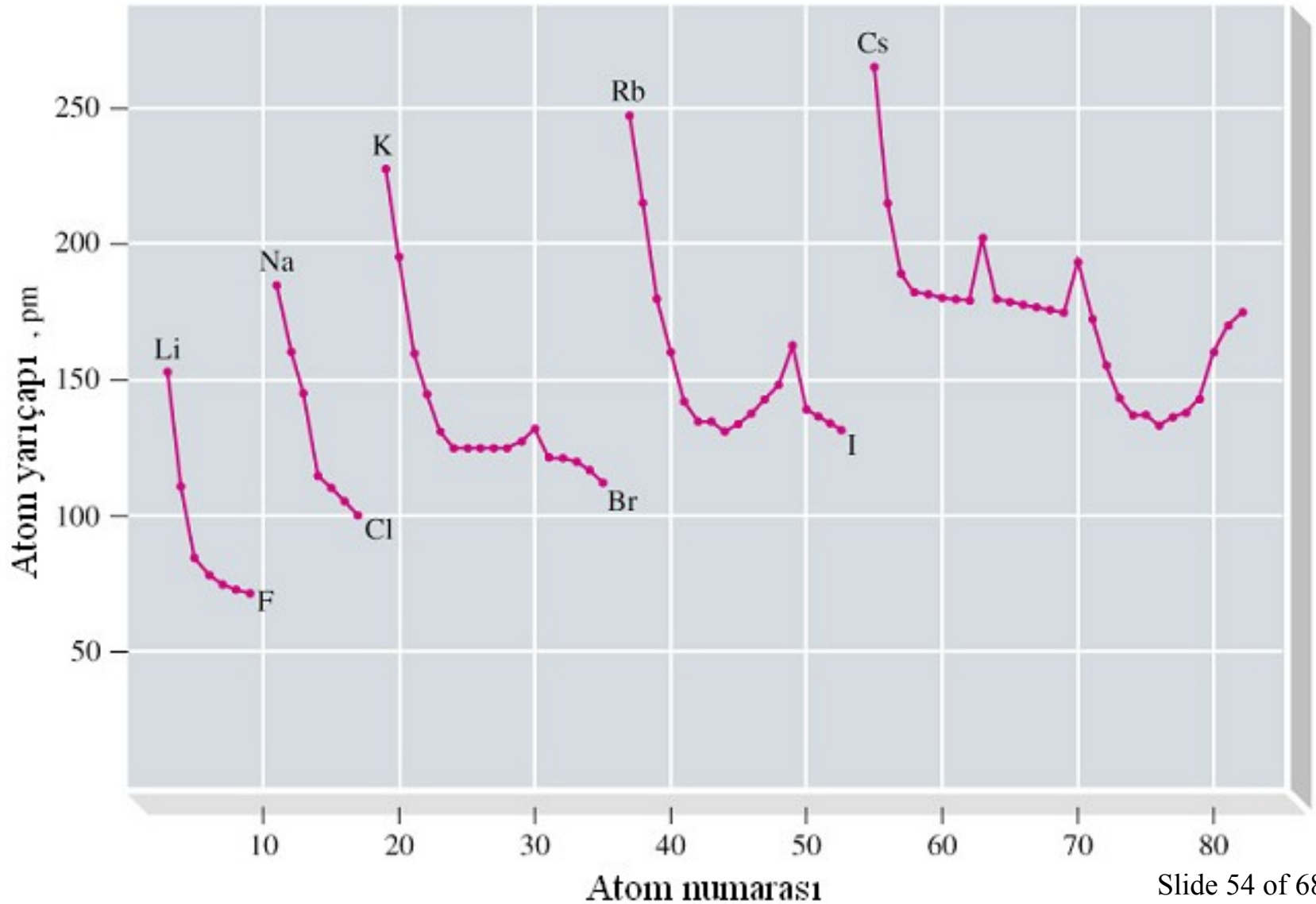
Metal Yarıçapı:



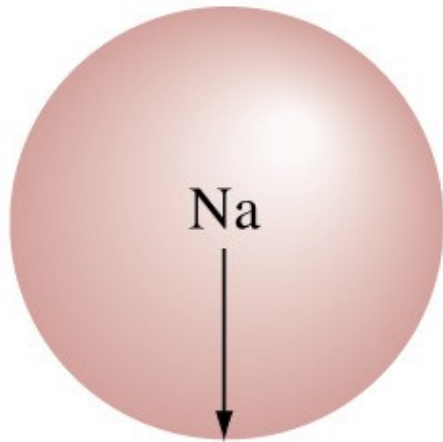
İyon Yarıçapı:



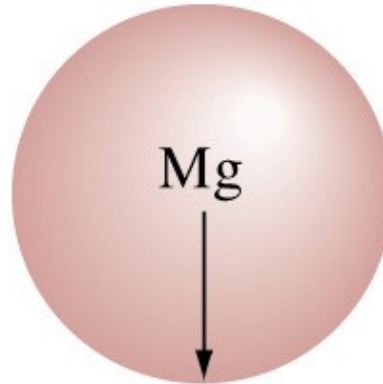
Atom Yarıçapları



Kasyon Yarıçapları

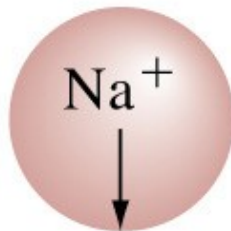


186 pm

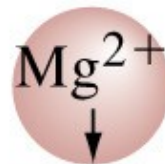


160 pm

Kasyonlar
oluştukları
atomlardan daha
küçüktürler.

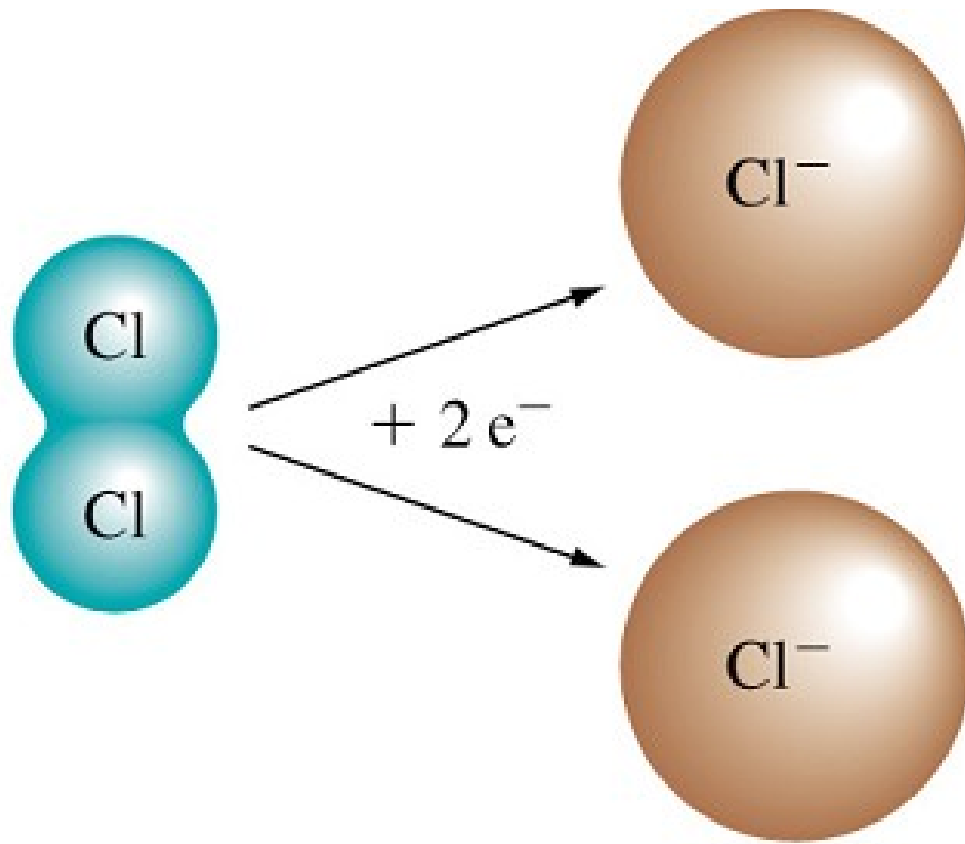


99 pm



72 pm

Anyon Yarıçapları



Anyonlar kendilerini oluşturan atomlardan daha büyüktürler.

Kovalent
yarıçapı

99 pm

İyon
yarıçapı

181 pm

Atom ve İyon Yarıçapları

Li 152 Li⁺ 59	Be 111 Be²⁺ 27											B 88	C 77	N 75 N³⁻ 171	O 73 O²⁻ 140	F 71 F⁻ 133		
Na 186 Na⁺ 99	Mg 160 Mg²⁺ 72											Al 143 Al³⁺ 53	Si 117	P 110 P³⁻ 212	S 104 S²⁻ 184	Cl 99 Cl⁻ 181		
K 227 K⁺ 138	Ca 197 Ca²⁺ 100	Sc 161 Sc³⁺ 75	Ti 145 Ti²⁺ 86	V 132 V²⁺ 79 V³⁺ 64	Cr 125 Cr²⁺ 82 Cr³⁺ 62	Mn 124 Mn²⁺ 83	Fe 124 Fe²⁺ 77 Fe³⁺ 65	Co 125 Co²⁺ 75 Co³⁺ 61	Ni 125 Ni²⁺ 70	Cu 128 Cu⁺ 96 Cu²⁺ 73	Zn 133 Zn²⁺ 75	Ga 122 Ga³⁺ 62	Ge 122	As 121	Se 117 Se²⁻ 198	Br 114 Br⁻ 196		
Rb 248 Rb⁺ 149	Sr 215 Sr²⁺ 113											Ag 144 Ag⁺ 115	Cd 149 Cd²⁺ 95	In 163 In³⁺ 79	Sn 141 Sn²⁺ 93	Sb 140 Sb³⁺ 76	Te 137 Te²⁻ 221	I 133 I⁻ 220

Elektron İlgisi (Affinitesi)

- Gaz halindeki bir atomun elektron kazanması sırasındaki enerji değişiminin bir ölçüsüdür.
- Periyodik cetvelde soldan sağa, yukarıdan aşağıya doğru gidildikçe elektron ilgisi artar, çünkü çekim arttığı için elektronun bağlanması kolaylaşır.
- Elektron artı yüklü çekirdek tarafından çekileceğinden dışarıya enerji verilir, olay **ekzotermiktir**.
- Artı yüklü bir atomun elektron ilgisi, nötral atomun iyonlaşma enerjisine eşittir.

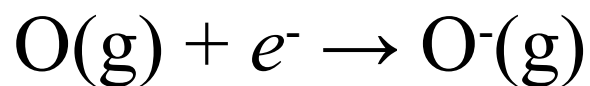
Elektron İlgisi (Affinitesi)

- Atomlara birden fazla elektron da ilave edilebilir.
- Ama ikinci elektron ilavesi endotermiktir.
- Elektron ilgileri de, iyonlaşma enerjilerinde olduğu gibi atomun büyüklüğü ile ilişkilidir, bunun nedeni, elektron atoma yaklaştıkça çekirdek yükünün artmasıdır.
- Bu nedenle periyodik tablodaki elementlerin elektron ilgileri sağa ve yukarı doğru gidildikçe artar.

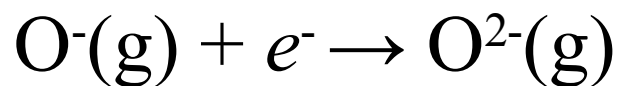
Birinci Elektron İlgisi

1							18
H -72.8							He --
	2	13	14	15	16	17	
Li -59.6	Be --	B -26.7	C -153.9	N -7	O -141.0	F -328.0	Ne --
Na -52.9	Mg --	Al -42.5	Si -133.6	P -72	S -200.4	Cl -349.0	Ar --
K -48.4	Ca --	Ga -28.9	Ge -119.0	As -78	Se -195.0	Br -324.6	Kr --
Rb -46.9	Sr --	In -28.9	Sn -107.3	Sb -103.2	Te -190.2	I -295.2	Xe --
Cs -45.5	Ba --	Tl -19.2	Pb -35.1	Bi -91.2	Po -186	At -270	Rn --

İkinci Elektron İlgisi



$$EI_1 = -141 \text{ kJ/mol}$$



$$EI_2 = +744 \text{ kJ/mol}$$

Elektronegativite

- **Elektronegatiflik**, bir kimyasal bağda atomun elektronları çekme yeteneği (çekme kapasitesi) olarak tanımlanır.
- Elektron ilgisi arttıkça elektronegatiflik artar.
- Elektron ilgisi fazla olan elementler daha elektronegatifdir.
- Bilinen en elektronegatif element flordur (F).
- Elektronegatiflik periyodik cetvelde soldan sağa, aşağıdan yukarıya doğru artar.



(Karşılaştırmalarda A grupları dikkate alınmıştır.)



Atom numarası artar.



Oksitlerin bazlığı artar.



Ametalik özellik azalır.



Metalik özellik artar.



İyonlaşma enerjisi azalır.



Atom hacmi artar.



Değerlik elektron sayısı değişmez.



Elektron alma eğilimi genellikle azalır.



Elektronegatiflik azalır.



İndirgenlik artar.

Manyetik Özellikler

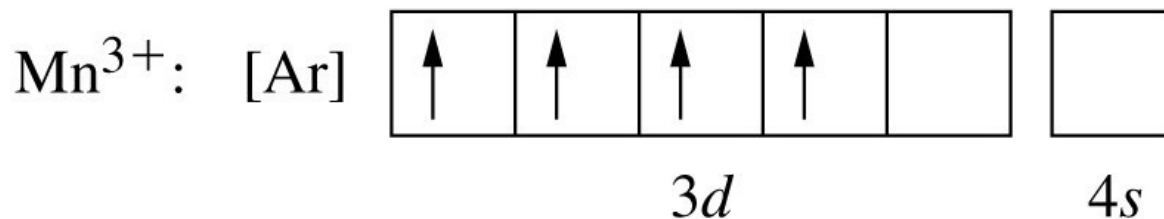
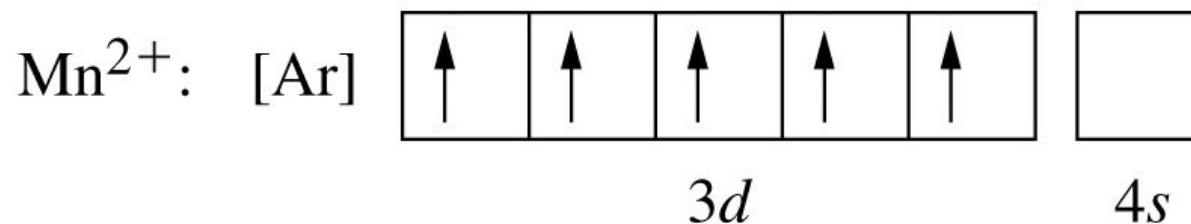
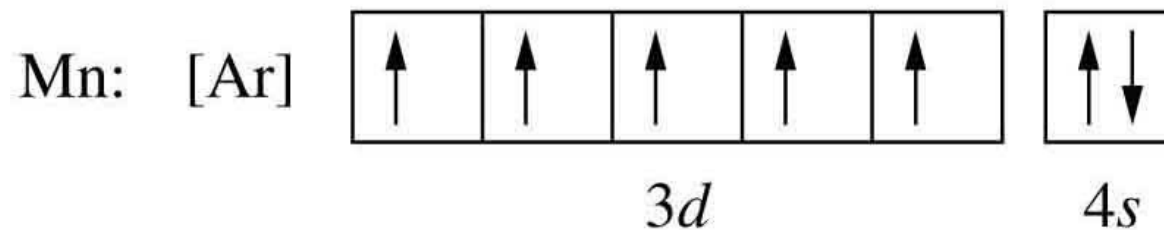
- **Diyamanyetik** bir atom ya da iyonda tüm elektronlar eşleşmiştir ve bunlar birbirinin manyetik etkilerini yok ederler.
- Diyamanyetik bir tanecik manyetik alandan *çok az etkilenir*.
- **Paramanyetik** bir atom ya da iyon eşleşmemiş elektronlara sahiptir ve birbirlerinin manyetik etkilerini yok etmezler.
- Eşleşmemiş elektronlar manyetik alanı etkileyerek, bir dış manyetik alan etkisiyle, atom ya da iyonların birbirlerini çekmelerine sebep olurlar. Ne kadar çok eşleşmemiş elektron varsa, çekme etkisi o denli kuvvetli olur.

Ferromanyetik Özellik: Fe grubu (8B) de görülür.

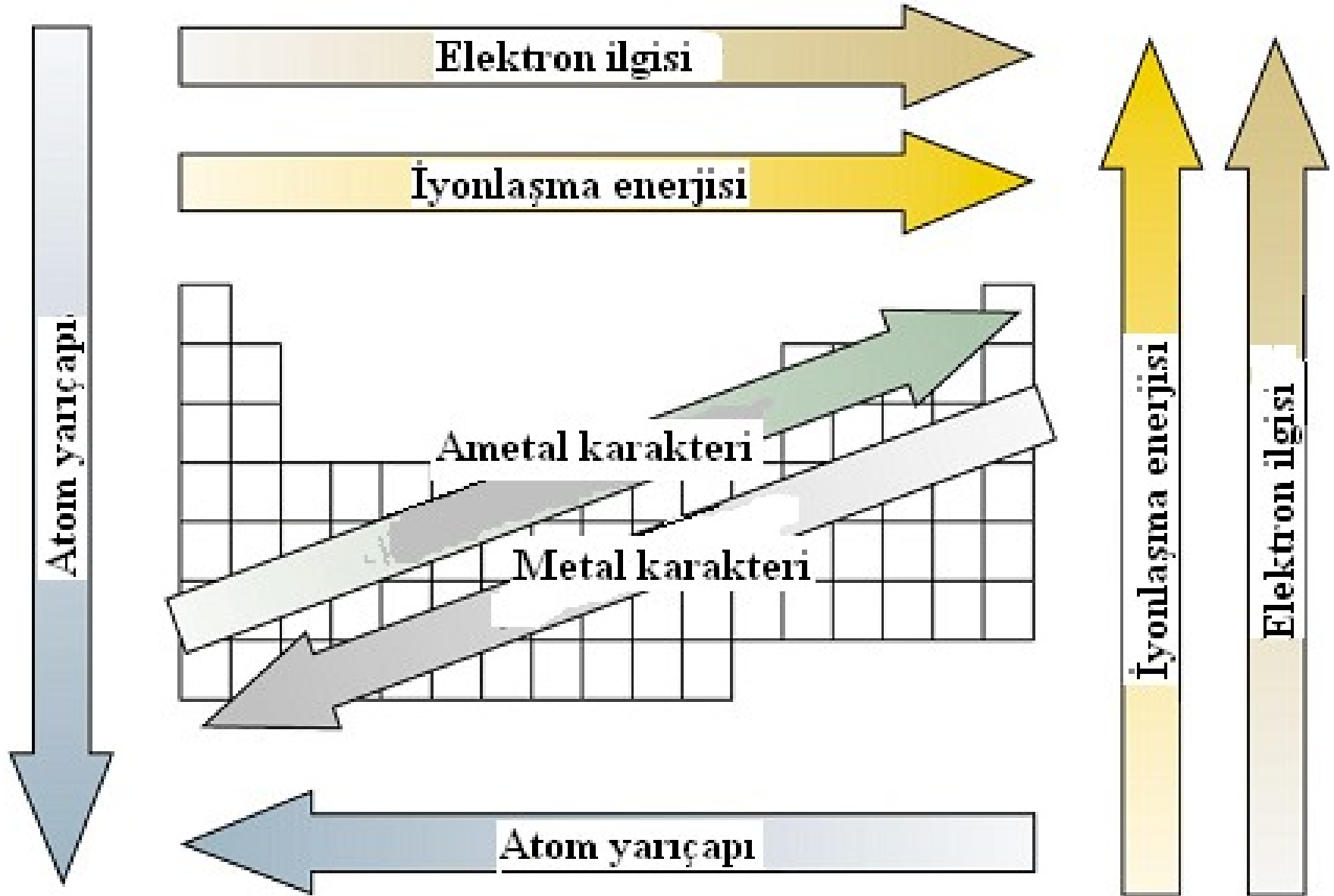
Kendileri de mıknatıs olabilen maddelerdir.

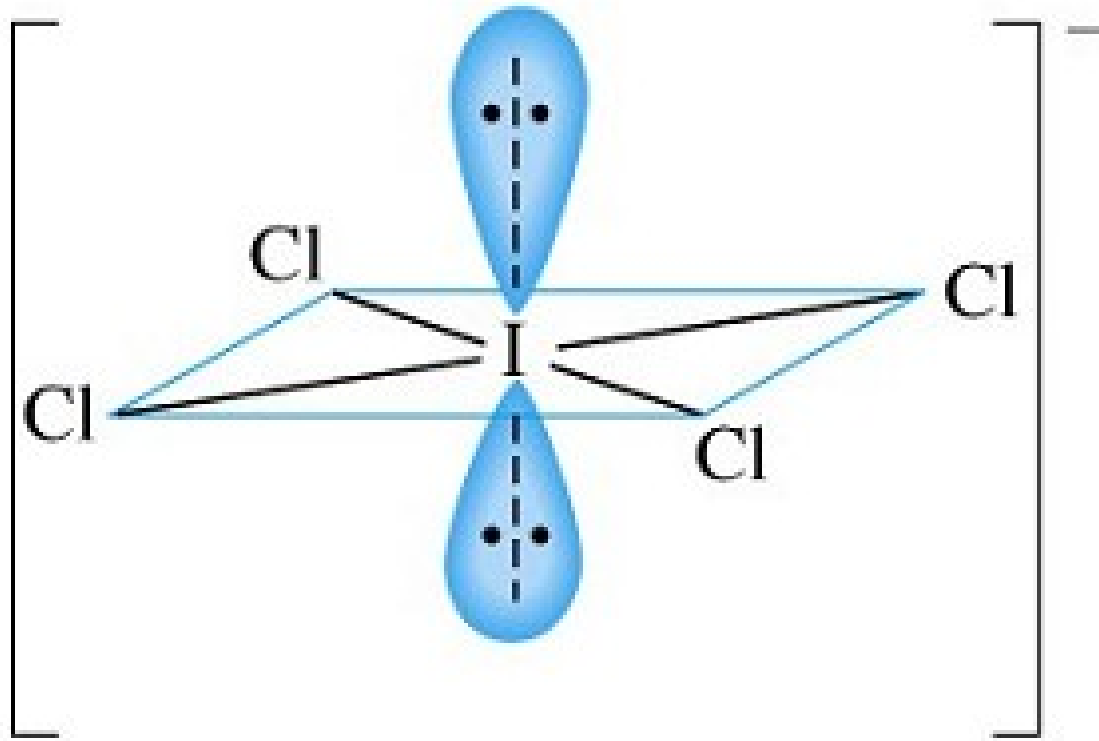
Manyetik alan tarafından kuvvetle çekilirler, alan kalktığı zamanda yönlenmiş spinli bölgeler oluşmasıyla bu tür maddelerde mıknatıslık devam eder.

Paramanyetizma



Elementlerin Periyodik Özellikleri





Bölüm 9: Kimyasal Bağlar

İçindekiler

- 9-1 Lewis Teorisi: Genel Bakış
- 9-2 Kovalent Bağlanma: Giriş
- 9-3 Polar Kovalent Bağlar
- 9-4 Lewis Yapılarının Yazılması
- 9-5 Rezonans
- 9-6 Oktet Kuralından Sapmalar
- 9-7 Moleküllerin Biçimleri
- 9-8 Bağ Derecesi ve Bağ Uzunlukları
- 9-9 Bağ Enerjileri

- Moleküllerde atomları bir arada tutan kuvvettir.
- Atomlar daha düşük enerjili duruma erişmek için bir araya gelirler.
- Bir bağın oluşabilmesi için atomlar tek başına bulundukları zamankinden **daha kararlı** olmalıdırlar.
- Bağlar oluşurken dışarıya enerji verirler.
- Atomlar bağ yaparken, elektron dizilişlerini soy gazlara benzetmeye çalışırlar.

- Bir atomun yapabileceği bağ sayısı, sahip olduğu veya az enerji ile sahip olduğu veya az enerji ile sahip olabileceği yarı dolu orbital sayısına eşittir.
- Soy gazların bileşik oluşturmamasının sebebi bütün orbitallerinin dolu olmasıdır.
- Elektron yapıları farklı olan atomlar değişik biçimlerde bir araya gelerek kimyasal bağ oluştururlar.

İyonik Bağlar

- Elektron alışverişi ile gerçekleşir. Elektron kaybeden atom (+) yüklü, elektron kazanan atom da (-) yüklü iyon haline geçer.
- Oluşan iyonlar elektrostatik çekimle bir arada tutulur. İyonlar arasındaki bu çekim kuvvetine **iyonik bağ** denir.
- Bu tür bağlar **metal-ametal** arasında gerçekleşir.

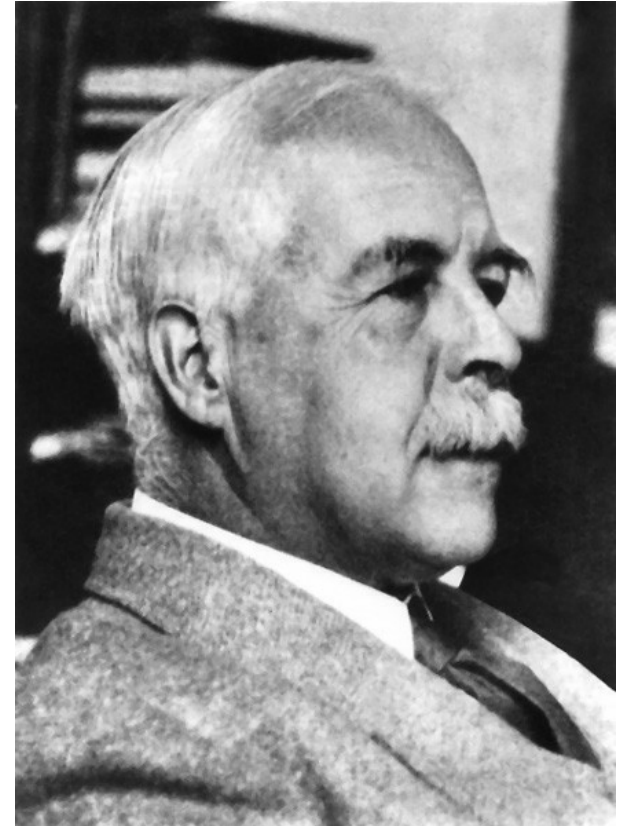


Kovalent Bağlar

- Ametaller genellikle soygaz elektron düzeyine ulaşabilmek için elektron **almak** isterler.
- Bu nedenle **iki ametal** bileşik oluştururken elektron alışverişi olmaz.
- Atomlar değerlik elektronlarının bazılarını ortaklaşa kullanarak soygaz elektron düzeyine ulaşır.
- Elektron ortaklaşması ile gerçekleşen bu bağa **kovalent bağ** denir.

9-1 Lewis Teorisi: Genel Bakış

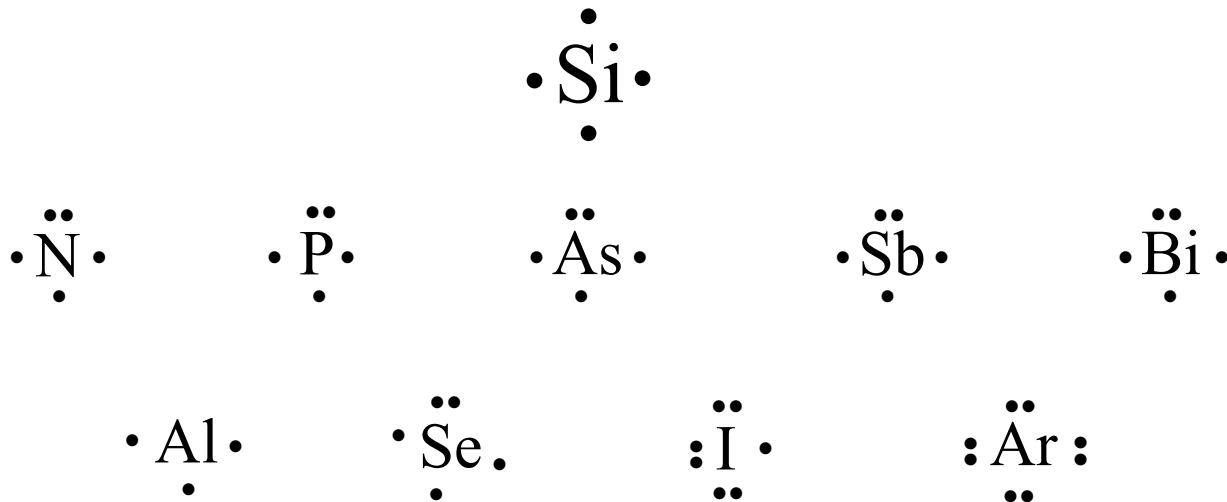
- Değerlik e^- 'ları kimyasal bağlanmada temel rol oynar.
- e^- transferi **iyonik bağlara** sebep olurlar.
- e^- 'ların paylaşılması **kovalent bağlara** sebep olur.
- e^- 'ların transferi ya da paylaşılması her atomun kararlı e^- dağılımına (soygaz) sahip olması şeklinde olur.



Gilbert Newton Lewis

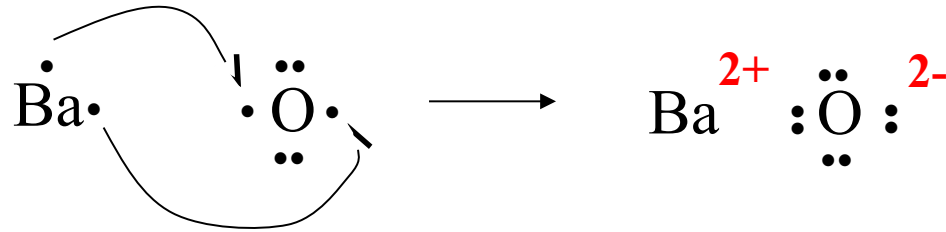
Lewis Simgeleri ve Lewis Yapıları

- **Lewis simgesi**, iç kabuk e⁻’ları ve çekirdeği gösteren bir simge ile dış kabuk (değerlik) e⁻’larını gösteren noktalardan oluşur.

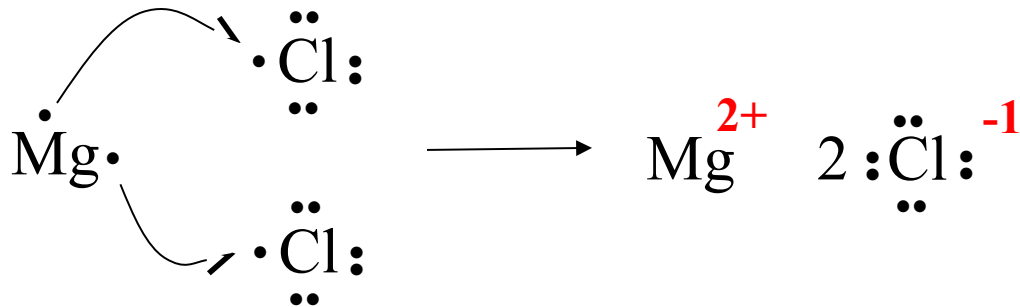


İyonik Bileşiklerin Lewis Yapılarının Yazılması

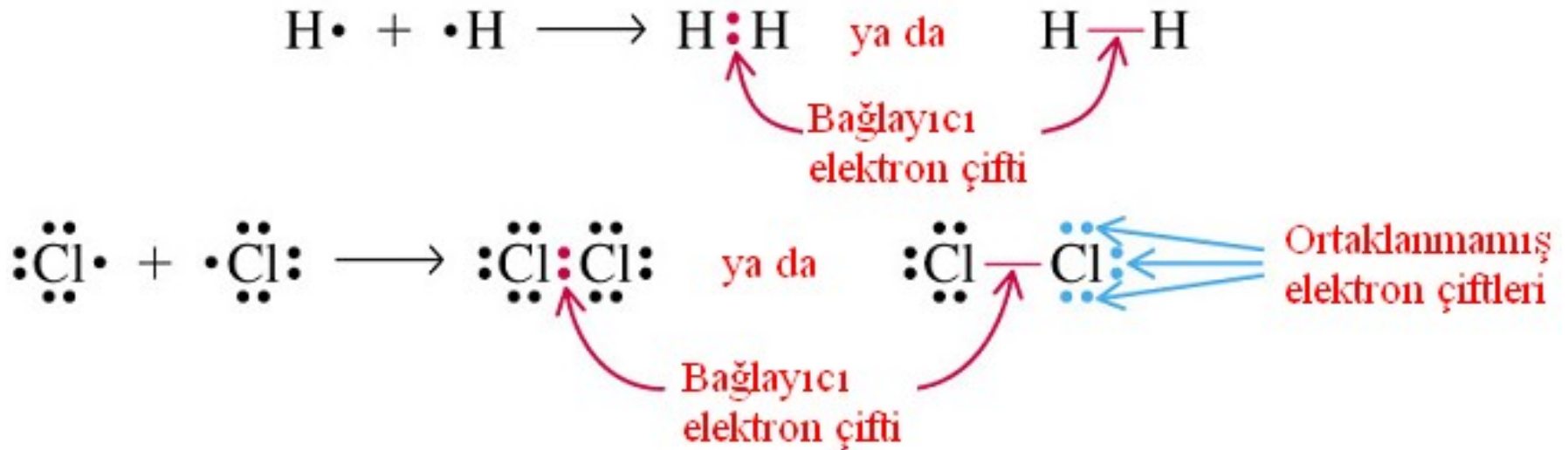
BaO:



MgCl₂:



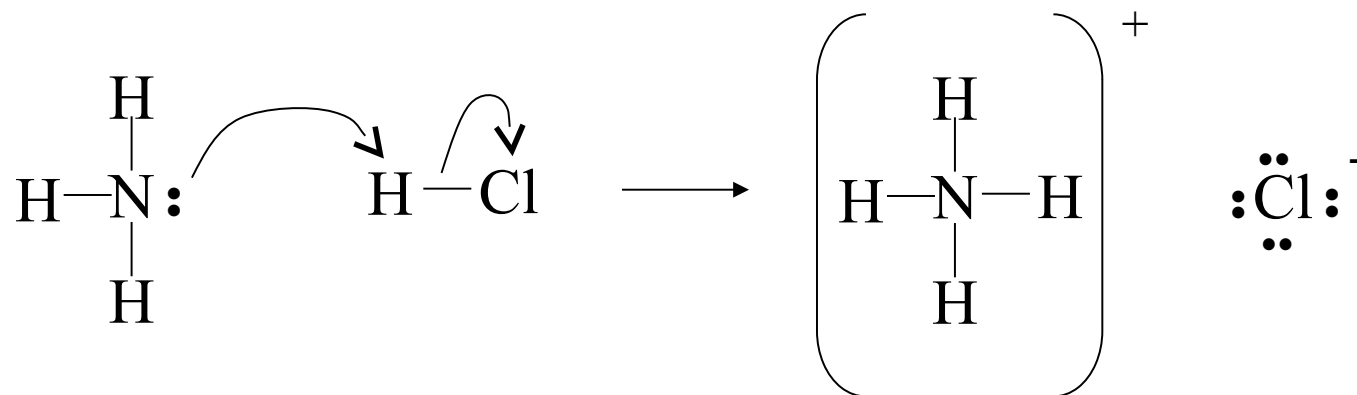
9-2 Kovalent Bağlanma



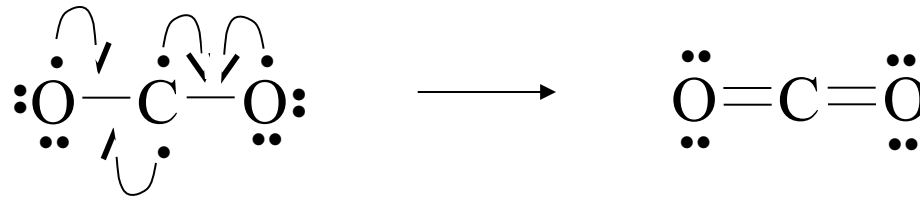
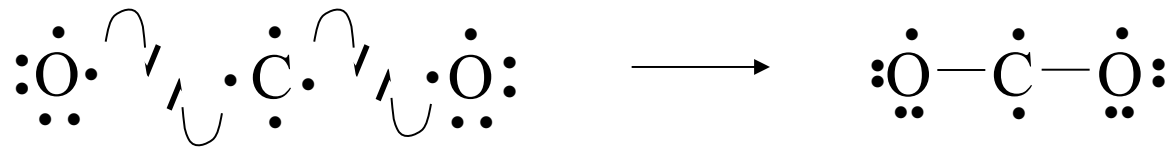
- Hidrojen, oktet kuralına uymaz.

Koordine Kovalent Bağlar

Amonyum iyonunun (NH_4^+) oluşumu:

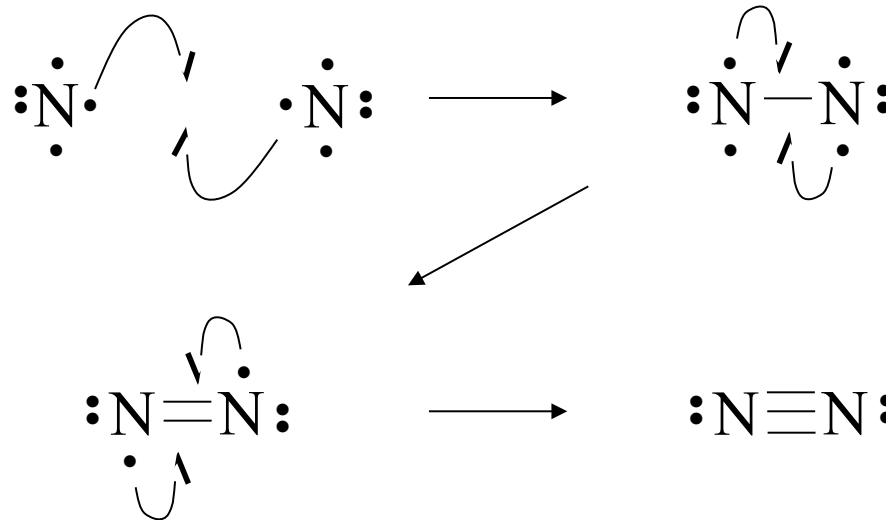


Çok Katlı Kovalent Bağlar



İkili Kovalent Bağ

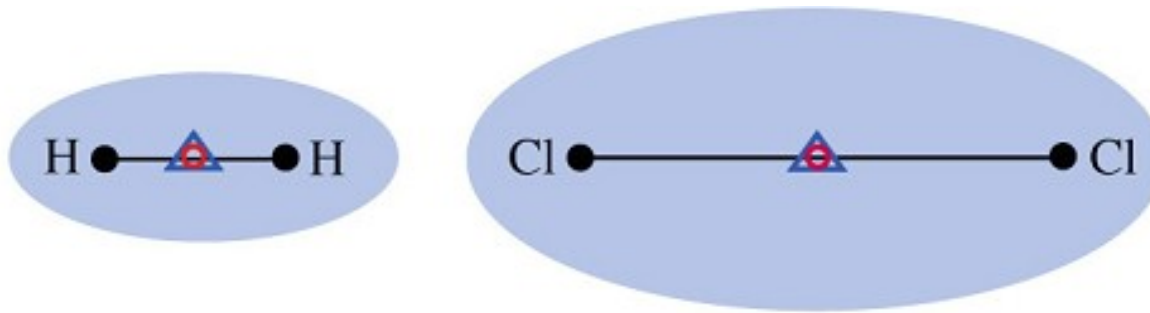
Çok Katlı Kovalent Bağlar



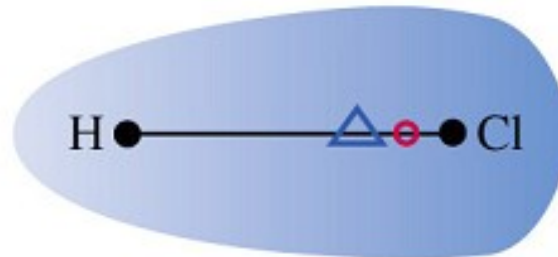
Üçlü Kovalent Bağ

9-3 Polar Kovalent Bağlar

Elektron'ların iki atom arasında eşit olmayan paylaşımıyla oluşan kovalent bağa **polar kovalent bağ** denir. Elektronlar daha çok ametal tarafındadır.

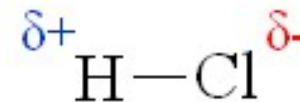


(a) Apolar kovalent bağlar



(b) Polar kovalent bağlar

- = Atom çekirdeği
- △ = Artı yük merkezi
- = Eksi yük merkezi



Elektronegatiflik

- Elektronegatiflik (EN) bir atomun bağlı olduğu diğer atomlardan elektron çekme kabiliyetidir.
- Elektronegatiflik, iyonlaşma enerjisi (İE) ve elektron ilgisi (EI) ile ilgilidir.
- Genel bir kural olarak, elektronegatiflikler yukarıdan aşağıya doğru azalır, bir periyotta soldan sağa doğru artar.

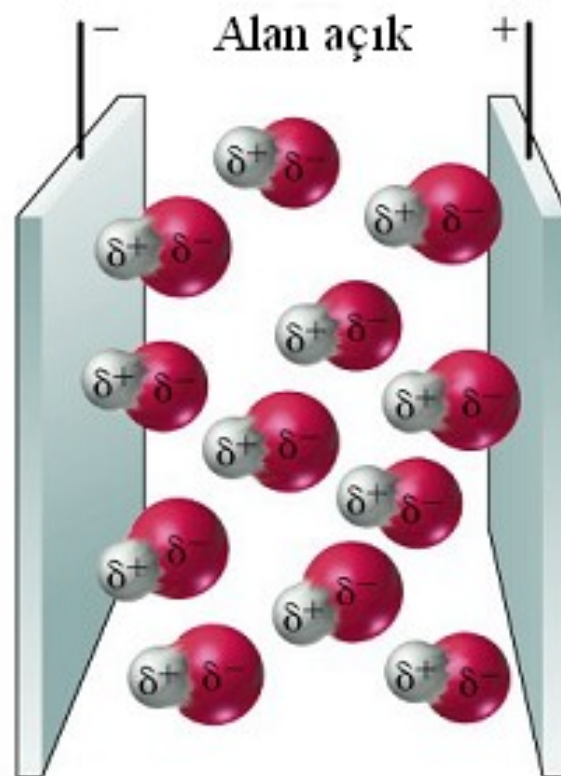
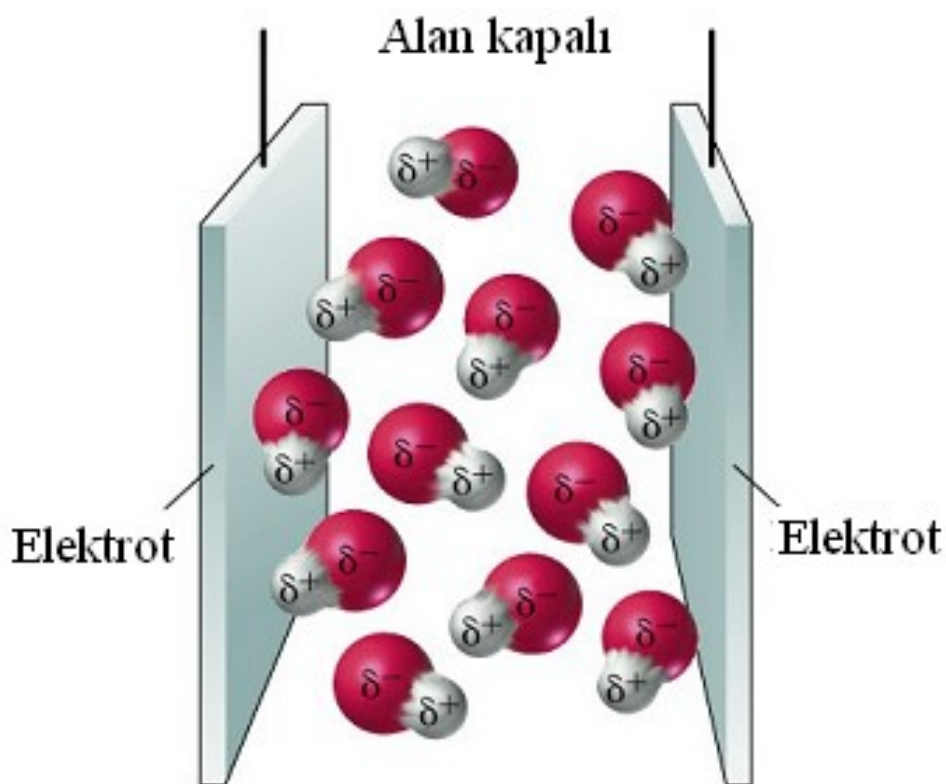
Elektronegativität

1												13	14	15	16	17
H 2.1	2											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
Li 1.0	Be 1.5											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
Na 0.9	Mg 1.2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2
Cs 0.8	Ba 0.9	La* 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.4	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9					
Fr 0.7	Ra 0.9	Ac† 1.1	* Lantanitler : 1.1–1.3 † Aktinitler 1.3–1.5													

Dipol Moment

Dipol Moment: Polar bir kovalent bağda, yük dağılımındaki farklılığa *dipol moment*, μ , denir. Dipol moment, yük (δ) ve çekirdekler arası uzaklığın (d) çarpımıdır;

$$\mu = \delta \cdot d$$



- Eğer δ . d değeri $3,34 \times 10^{-30}$ kulon.metre ise dipol moment μ , **1 debye'dir, D.**
- Dipol momenti 1,03 D, ve H---Cl bağ uzunluğu 127,4 pm ölçtüğümüzde, kısmi yük değerini bulabiliriz;

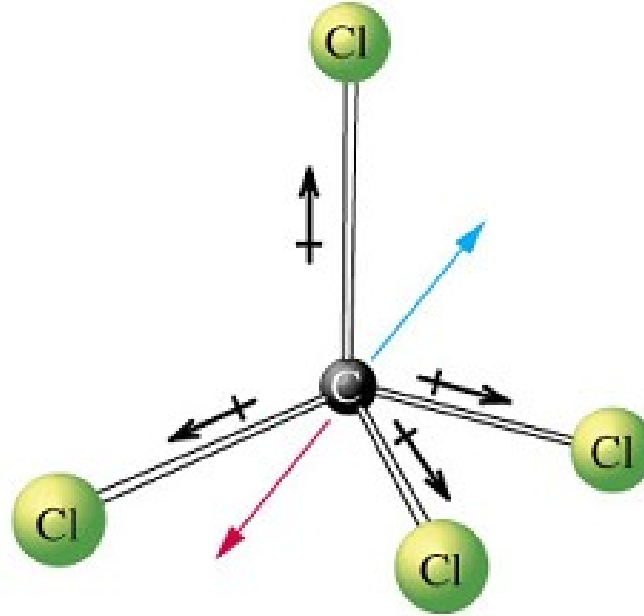
$$\mu = \delta \cdot d$$

$$(1,03 \text{ D}) \times (3,34 \cdot 10^{-30}) \text{ C.m/D} = \delta \times 127,4 \cdot 10^{-12} \text{ m}$$

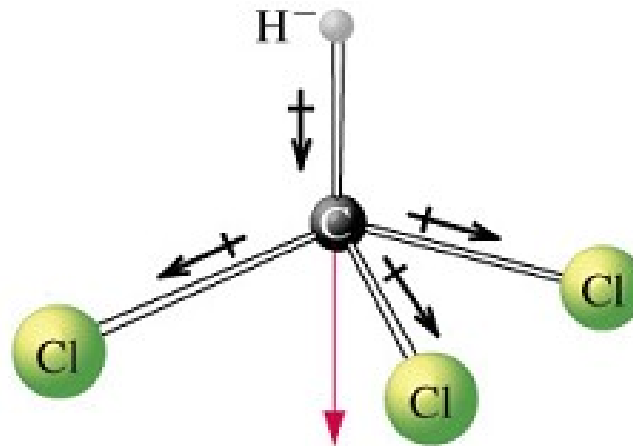
$$\delta = 2,70 \times 10^{-20} \text{ C}$$

- Bu yük, bir elektron yükünün ($1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$) yaklaşık %17'sidir ve HCl'nin yaklaşık %17 iyonik olduğunu gösterir.

Dipol Moment

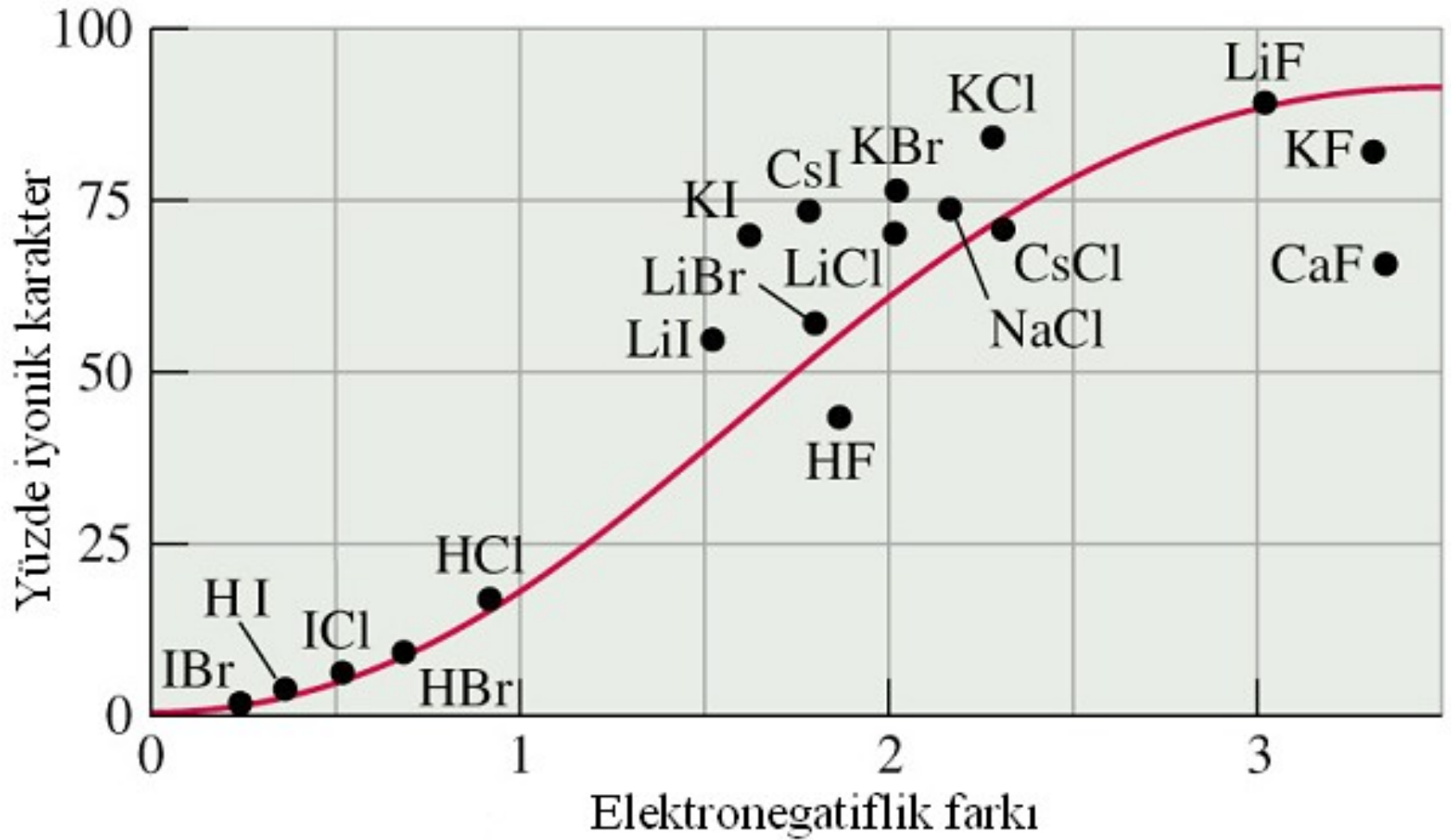


(a) CCl_4 : apolar bir molekül



(b) CHCl_3 : polar bir molekül

Yüzde İyonik Karakter

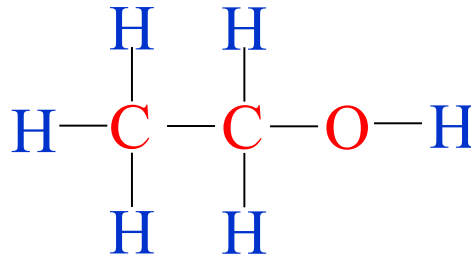


Lewis Yapılarının Yazılması

- Bir Lewis yapısında bütün değerlik e⁻ları gösterilmelidir.
- Bütün e⁻lar genellikle eşleşmiştir.
- Genellikle her atom en dış kabuğunda 8 oktet e⁻larına ulaşır. Ancak ¹H'de dış kabuk e⁻ları 2 olur.
- Bazen katlı kovalent bağlara (ikili veya üçlü bağlara) gerek duyulur. Katlı kovalent bağlar C, N, O, P ve S atomları tarafından daha kolaylıkla oluşturulur.

İskelet Yapıları

Merkez ve *uç atomları* belirleyin



İskelet Yapıları

- Hidrojen atomları her zaman uç atomlardır.
- Merkez atomları genellikle elektronegatiflikleri en düşük olanlardır.
- Karbon atomları her zaman merkez atomlardır.
- Moleküllerin ve çok atomlu iyonların genellikle toplu ve simetrik yapıları vardır.

Lewis Yapılarının Yazılmasında İzlenecek Yol

Yapıdaki değerlik e⁻lerinin toplam sayısını belirleyiniz



Bir iskelet yapısı çiziniz



İskelet yapısındaki her bağa iki e⁻ yerleştiriniz



Uç atomları belirleyiniz



Uç atomların oktetlerini tamamlayınız (H atomlarının dupletlerini)



Lewis Yapılarının Yazılmasında İzlenecek Yol

Değerlik e⁻larının toplam sayısında, yukarıda yerleştirdiğiniz e⁻ları çıkarınız. Kalan e⁻ var mı?

Evet

Hayır

Kalan e⁻ları merkez
atomuna yerleştiriniz

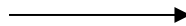


Bütün atomların oktetleri
tamam mı?(H'lerin dupletleri)

Evet

Hayır

Oktetleri tamamlamak
için çok katlı bağlar oluşturunuz



Uygun bir Lewis
yapısı elde edilir.

Formal Yük

$$\text{FY} = (\text{Serbest atomdaki değerlik } e\text{- sayısı}) - (\text{Ortaklanmamış çiftlerdeki } e\text{- sayısı}) - \frac{1}{2} (\text{Bağlayıcı çiftlerdeki } e\text{- sayısı})$$

- Lewis yapılarında kovalent bağların uçlarındaki atomların, bu bağların oluşumuna eşit elektron katkısında bulunmadıkları durumlarda bazı atomların üzerlerinde oluşan yükler **formal yükler**'dir.
- Lewis yapısında bir atomun formal yükü, **bir atomun serbest (bağ yapmamış) halindeki değerlik elektron sayısından, bu atomun Lewis yapısında payına düşen elektron sayısının çıkarılmasıyla** bulunur.

Formal Yükün Kullanılması

- **FY**'lerin toplamı **nötür molekül** için **sıfır** ve çok atomlu iyon için iyonun yüküne eşit olmalıdır.
- **FY**'ler olabildiğince en az olmalıdır.
- Çoğu elektronegatif atomlardaki **FY**'ler negatif, elektronegatiflikleri az olan atomlardaki **FY**'ler pozitifdir.
- Komşu atomlarda aynı işaretli **FY**'lerin bulunduğu yapılar olası değildir.

Örnek 1

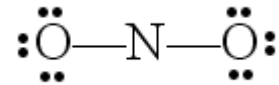
Çok Atomlu Bir İyon İçin Lewis Yapısının Yazılması

Nitronyum, NO_2^+ , iyonu için Lewis yapısını yazınız.

1. Basamak: Değerlik e^- toplam sayısı $= 5 + 6 + 6 - 1 = 16 e^-$

2. Basamak: Merkez ve uç atomları belirleyin: $\text{O}—\text{N}—\text{O}$

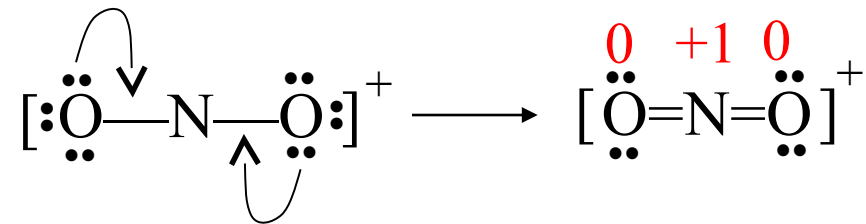
3. Basamak: Atomları tekli kovalent bağlarla bağlayarak uygun bir iskelet yapısını yazınız:



4. Basamak: İskelet yapısındaki her bir bağ için iki e^- çıkarınız:
 $16 - 4 = 12$

Örnek 1

5.Basamak: Uç O atomlarının oktetlerini tamamlayınız ve merkez N atomunun oktetini mümkün olduğunca tamamlamaya çalışınız:



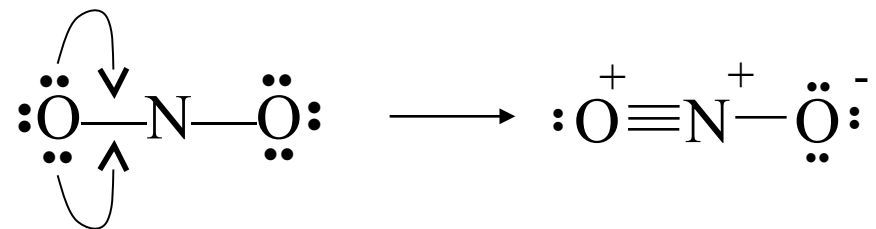
6.Basamak: Formal yükleri belirleyin:

$$\text{FY}(\text{O}) = 6 - 4 - \frac{1}{2} (4) = 0$$

$$\text{FY}(\text{N}) = 5 - 0 - \frac{1}{2} (8) = +1$$

Yapı
yukarıdaki
gibidir.

Alternatif Lewis Yapıları



$$FY(O\equiv) = 6 - 2 - \frac{1}{2}(6) = +1$$

$$FY(N) = 5 - 0 - \frac{1}{2}(8) = +1$$

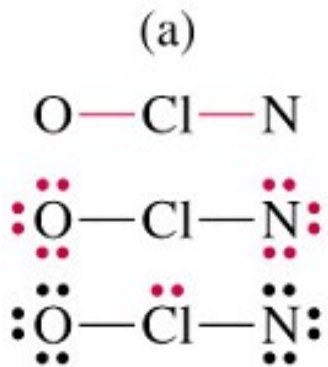
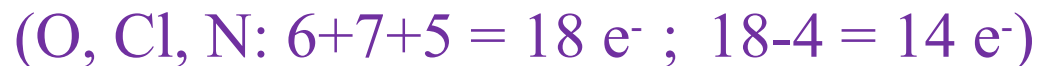
$$FY(O-) = 6 - 6 - \frac{1}{2}(2) = -1$$

Bu yapı doğru değil.

Örnek 2

Lewis Yapısının Yazılmasında Formal Yüklerin Kullanılması

Nitrozil klorür, NOCl , derişik nitrik ve hidroklorik asidin bir karışımı olan ve altını çözdüğü için altın suyu olarak da bilinen çözeltideki yükseltgenlerden biridir. Bu bileşik için en uygun Lewis yapısını yazınız.

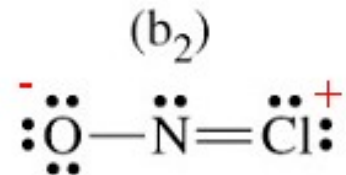
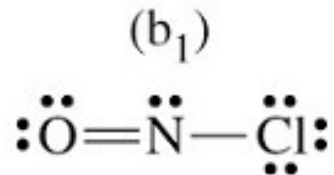
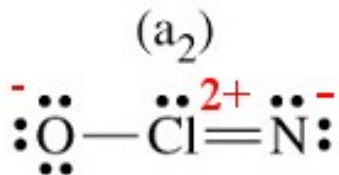
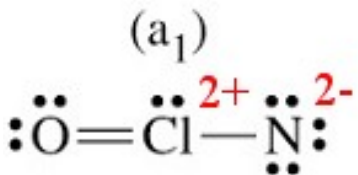
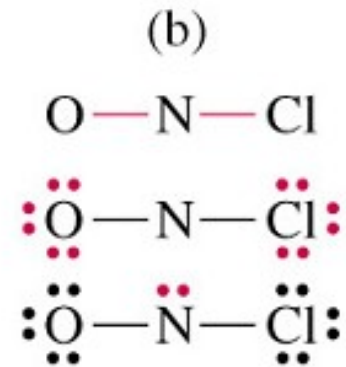


1. Dört elektronu yerleştiriniz

2. Oniki elektron daha yerleştiriniz

3. Son iki elektronu yerleştiriniz

4. Merkez atom üzerinde okteti tamamlayınız

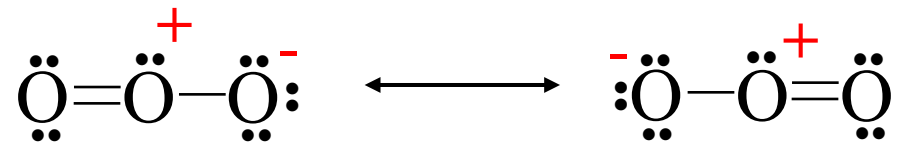


FY: 0 0 0, Uygun yapı

Slide 31 of 58

9-5 Rezonans

- Oksijen, üç atomlu **ozon (O₃)** molekülü halinde de bulunur. Ozon doğal olarak stratosferde bulunur ve atmosferin alt katmanlarında kirlilik yaratan dumanın bileşenidir.

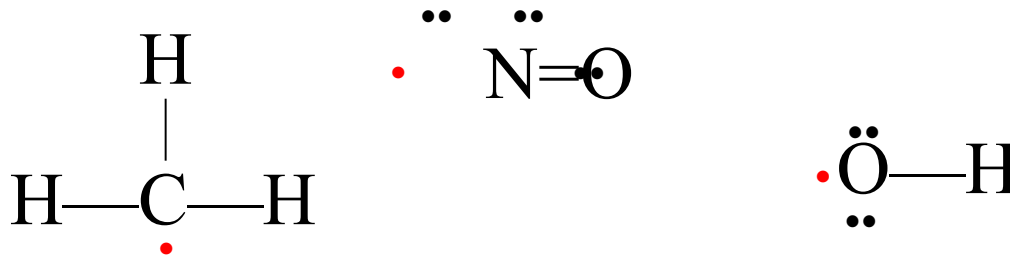


- Deneyisel verilere göre her iki O-O bağı da aynıdır ve 127,8 pm uzunluğundadır.
- O₃'ün gerçek yapısı bu iki yapının **melezidir**.
- İki yada daha fazla uygun Lewis yapısının yazılabildiği, ancak doğru yapının yazılamadığı duruma '**rezonans**' denir.
- Rezonans yapısındaki elektronlar '*delokalize*'dir.

9-6 Oktet Kuralından Sapmalar

Tek Sayılı Elektronu Olan Yapılar

- NO molekülünün 11 değerlik e⁻'nu vardır ve bu sayı tek sayıdır. Lewis yapısında değerlik e⁻ sayısı tek ise yapıda eşleşmemiş elektron vardır. Formal yükü olmayan yapı için elektronu azotun üzerine koyarız.

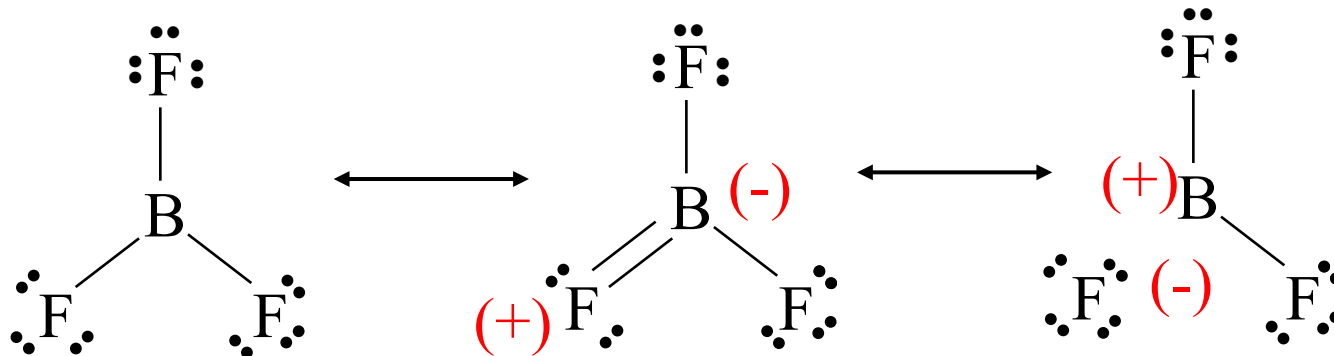


- Eşleşmemiş elektronu olan yapılara **serbest radikaller (radikaller)** denir.
- Metil ($\bullet\text{CH}_3$), hidroksil ($\bullet\text{OH}$) radikali gibi..

Oktet Kuralından Sapmalar

Eksik Oktetler

- **1. durumda;** Bor'un oktetidir. **2. rezonans durumunda;** (+) yük daha elektronegatif flor üzerindedir.

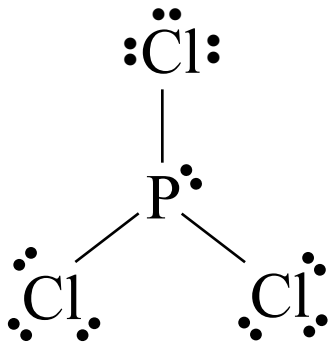


- **3. durumda;** Florun elektronegativitesinin (4,0) Bor'un (2,0) olması bağın iyonik olduğunu gösterir.
- Yapı üçünün melezidir, en çok katkı **1. durumdan** gelir.
- BF_3 , B atomuna bir e^- çifti verebilecek olanlarla koordine kovalent bağ oluşturmaya eğilimlidir (örn. Bor hidrürler). Slide 34 of 58

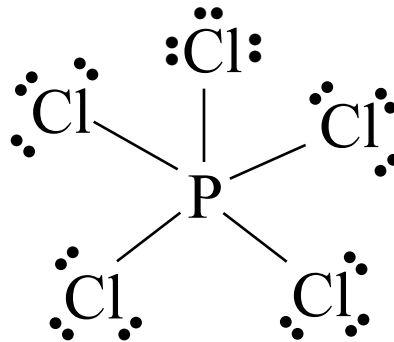
Oktet Kuralından Sapmalar

Genişlemiş Değerlik Kabukları

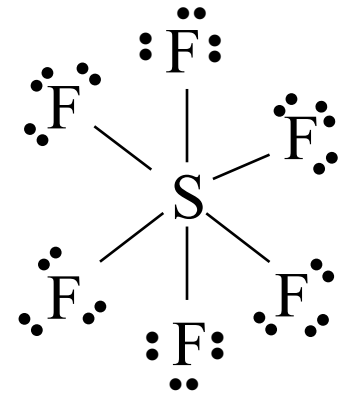
• Bazı Lewis yapıları oktet kuralına aykırı olarak merkez atomları üzerinde 10 yada 12 değerlik e⁻'nu bulundururlar. Bunlara **genişlemiş değerlik kabukları** denir.



PCl₃



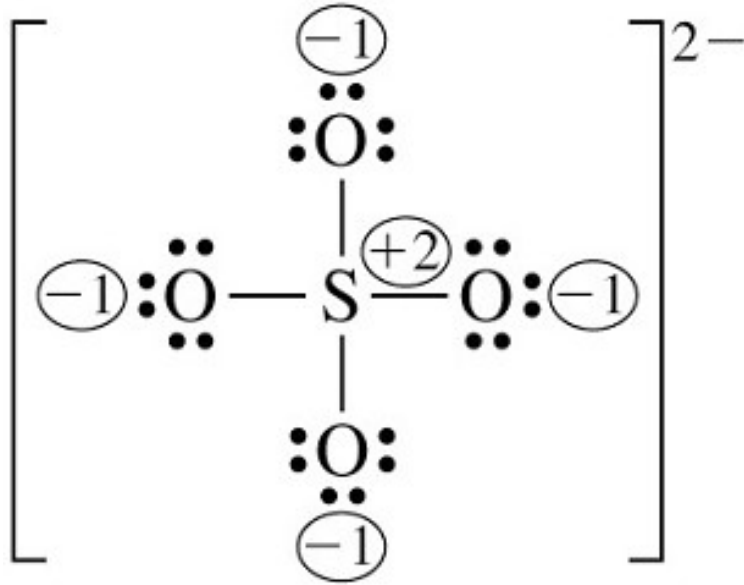
PCl₅



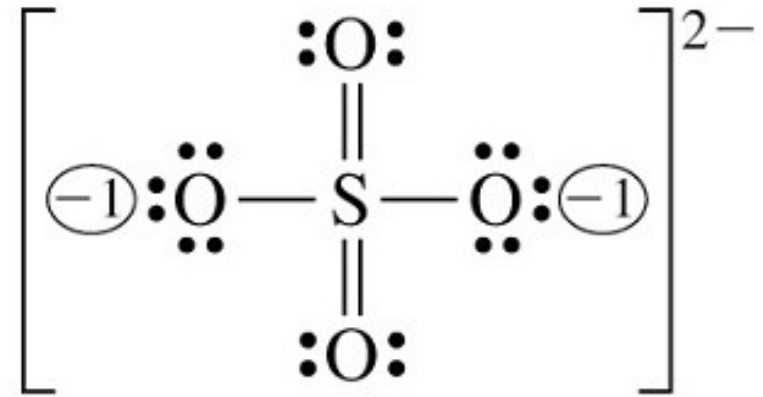
SF₆

• Bu ‘fazla’ e⁻ların 3s ve 3p alt kabukları dolduktan sonra boş 3d alt kabuğuna gittikleri varsayılır.

Genişlemiş Değerlik Kabukları



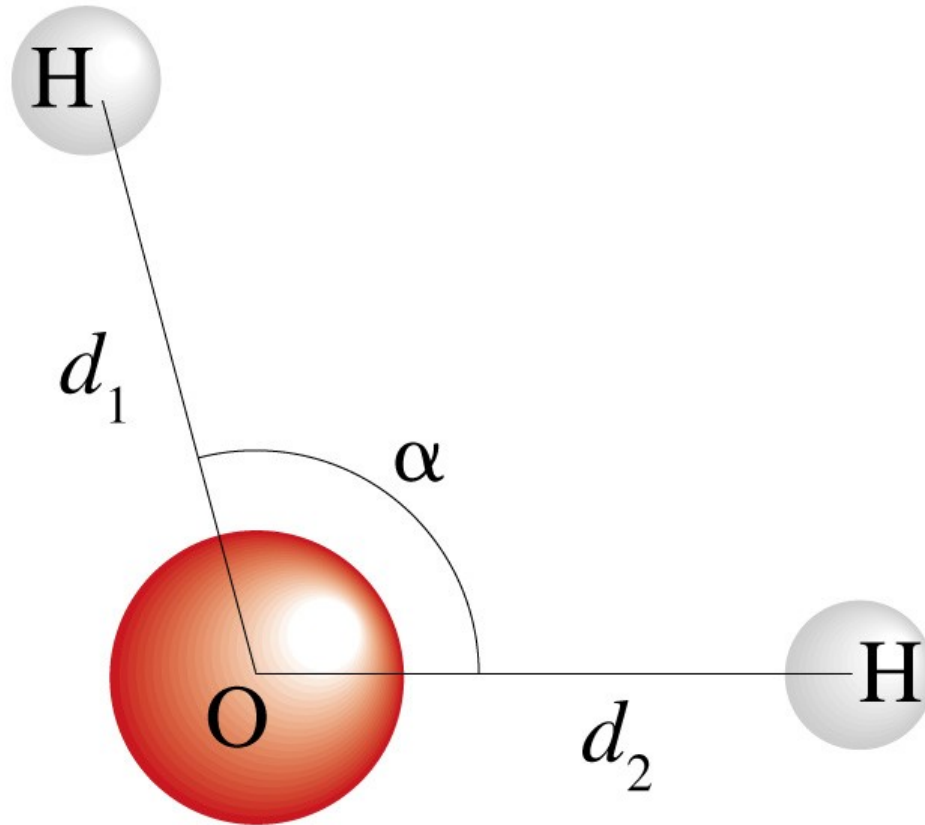
Normal oktet



Genişlemiş değerlik kabuğu

- Genişlemiş değerlik kabuğu yapısında formal yükler azalmıştır.
- Kükürt-oksijen bağ uzunluklarının tekli bağdan daha kısa olduğu deneysel olarak belirlenmiştir.
- Bu azalmaya kükürt-oksijen bağlarının kısmi iyonik karakteri neden olmaktadır.

9-7 Moleküllerin Biçimleri



Su Molekülü:



- Su molekülü gerçekte doğrusal değil ‘**açısal**’dır.
- Moleküllerin şeklini belirlemek için bağlanmış atomların çekirdekleri arasındaki uzaklıkları ve komşu bağlar arasındaki açıyı bilmemiz gerekir.

Bazı Terimler

Bağ Uzunlukları: Bağlanmış atomların çekirdekleri arasındaki uzaklıktır.

Bağ Açıları: Bağları gösteren komşu doğru çizgiler arasındaki açıdır.

VSEPR (Değerlik Kabuğu Elektron Çifti İtmesi) Teorisi: İster kimyasal bağ (bağlayıcı çiftler), isterse ortaklanmamış (bağ yapmayan çift) halde olsun, e^- çiftleri birbirini iter. e^- çiftleri atom etrafında itmeyi en aza indirecek şekilde yönlenirler.

Elektron Grup Geometrisi: e^- çiftlerinin dağılım geometrisi.

Molekül Geometrisi: Atom çekirdeklerinin oluşturduğu geometri.

9-8 Bağ Derecesi ve Bağ Uzunlukları

- **Bağ Derecesi:** Bağ derecesi arttıkça fazla elektron bulunacak ve bunlar da atomları daha sıkıca birarada tutacaktır.

Tekli bağ derecesi = 1

İkili bağ derecesi = 2

- **Bağ Uzunluğu:** Kovalent bağlı iki atomun merkezleri arasındaki uzaklıktır. İki atom arasındaki kovalent bağın uzunluğu yaklaşık olarak iki atomun kovalent yarıçaplarının toplamıdır.

TABLO 11.2 Bazı Ortalama Bağ Uzunlukları

Bağ	Bağ uzunluğu, pm	Bağ	Bağ uzunluğu, pm	Bağ	Bağ uzunluğu, pm
H—H	74.14	C—C	154	N—N	145
H—C	110	C=C	134	N=N	123
H—N	100	C≡C	120	N≡N	109.8
H—O	97	C—N	147	N—O	136
H—S	132	C=N	128	N=O	120
H—F	91.7	C≡N	116	O—O	145
H—Cl	127.4	C—O	143	O=O	121
H—Br	141.4	C=O	120	F—F	143
H—I	160.9	C—Cl	178	Cl—Cl	199
				Br—Br	228
				I—I	266

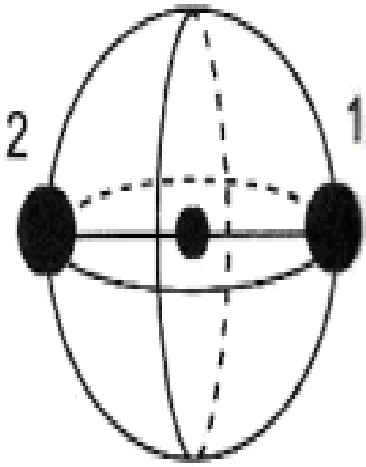
- Bir çok molekül bir merkez atom ve bu atoma bağlı atomlar içermektedir.
- O halde molekülleri AB_n şeklinde gösterebiliriz.

Bu yapıya göre;

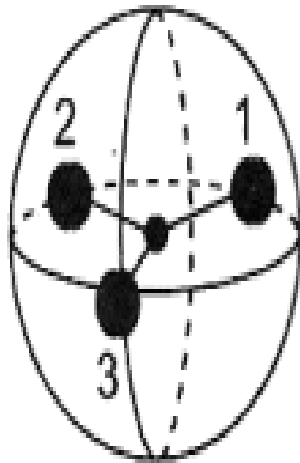
Merkez atom = A ile

Bağlı atomlar ise = B ile ifade edilmektedir.

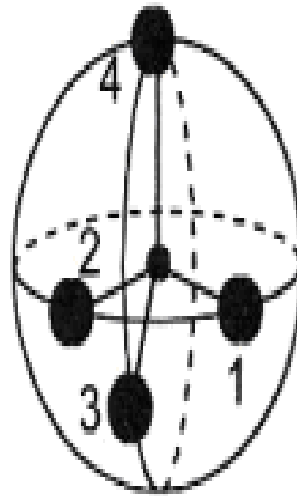
n , bağlı atom sayısına göre değişir.



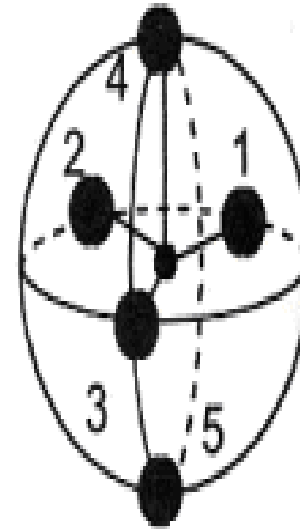
2 elektron çifti
 180°
 Doğrusal



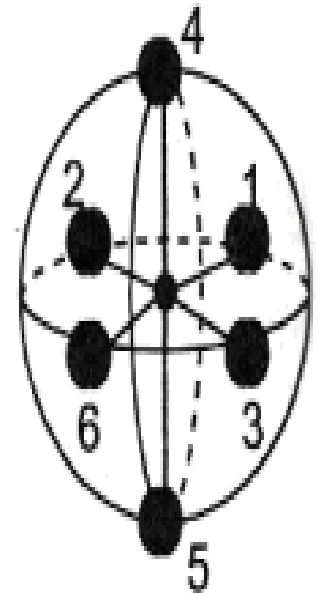
3 elektron çifti
 120°
 Düzlemsel üçgen



4 elektron çifti
 $109,5^\circ$
 Düzgün dört yüzlü

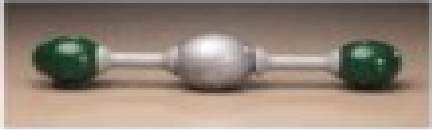
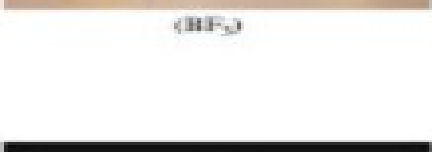
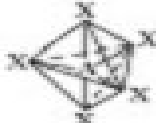


5 elektron çifti
 120°
 Üçgen çift piramit

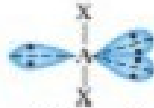
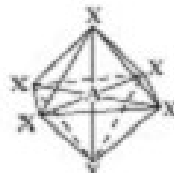
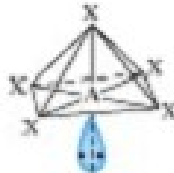
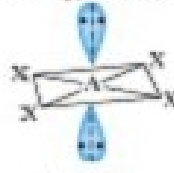


6 elektron çifti
 180°
 Düzgün sekiz yüzlü

TABLO 11.1 Elektron Grubu Geometrisinin Bir Fonksiyonu Olarak molekül Geometrisi

Elektron grubu sayısı	Elektron grubu geometrisi	Ort. mam. elek. çif say.	VSEPR gös.	Mol. geo.	İdeal bağ açıl.	Örn	
2	doğrusal	0	AX_2	$X-A-X$ doğrusal	180°	$BeCl_2$	
3	üçgen düzlem	0	AX_3	 üçgen düzlem	120°	BF_3	
	üçgen düzlem	1	AX_3E	 açısal	120°	SO_2	
4	dört yüzlü	0	AX_4	 dört yüzlü	109.5°	CH_4	
	dört yüzlü	1	AX_4E	 üçgen piramit	109.5°	NH_3	
	dört yüzlü	2	AX_4E_2	 açısal	109.5°	OH_2	
5	üçgen bipiramit	0	AX_5	 üçgen bipiramit	$90^\circ, 120^\circ$	PCl_5	

TABLO 11.1 Elektron Grubu Geometrisinin Bir Fonksiyonu Olarak molekül Geometrisi

Elektron grubu sayısı	Elektron grubu geometrisi	Ort.mam. elek.çif say.	VSEPR gös.	Mol. geo.	İdeal bağ açıl.	Örn
	üçgen bipiramit	1	AX_5E^1		$90^\circ, 120^\circ$	SF_6
	üçgen bipiramit	2	AX_5E_2	tahteravalli 	90°	ClF_3
	üçgen bipiramit	3	AX_5E_3	T-şeklinde 	180°	XeF_2
6	sekizyüzlü	0	AX_6	doğrusal 	90°	SF_6
	sekizyüzlü	1	AX_6E	sekizyüzlü 	90°	BrF_5
	sekizyüzlü	2	AX_6E_2	kare piramit 	90°	XeF_4
				kare düzlem		



(SF_6)

<u>e-grubu</u>	<u>Molekül</u>	<u>Molekül şekli</u>	<u>Örnek</u>	<u>İdeal açılar</u>
----------------	----------------	----------------------	--------------	---------------------

2	AX_2	doğrusal	BeF_2	180°
3	AX_3	üçgen düzlem	BF_3	120°
	AX_2E	açısall	$SnCl_2$	
4	AX_4	dört yüz lü	CH_4	109.5
	AX_3E	üçgen piramit	NH_3	
	AX_2E_2	açısall	H_2O	
5	AX_5	üçgen-bipiramit	PCl_5	90/120
	AX_4E	tahtaveralli	SF_4	
	AX_3E_2	T-şekli	ClF_3	
	AX_2E_3	doğrusal	I_3^-	

<u>e-grubu</u>	<u>Molekül</u>	<u>Molekül şekli</u>	<u>Örnek</u>	<u>İdeal açılar</u>
----------------	----------------	----------------------	--------------	---------------------

6



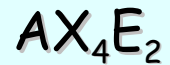
sekizyüzlü



90



karepiramit



karedüzlem



Balon Modeli



VSEPR (Valence Shell Electron Pair Repulsion Theory) Teorisinin Uygulanması

- Molekül ya da çok atomlu iyonun uygun Lewis yapısını yazınız.
- Merkez atom etrafındaki e^- gruplarının sayısını ve bunların **bağlayıcı** çift veya **ortaklanmamış** e^- grupları olduklarını belirleyiniz.
- Merkez atom etrafındaki e^- grubu geometrisini doğrusal, üçgen düzlem, dörtyüzlü, üçgen bipiramit ya da sekizyüzlü olarak saptayınız.
- Merkez atom etrafındaki diğer atom çekirdeklerinin oluşturduğu molekül geometrisini belirleyiniz.

Örnek Uygulama: H₂O Molekülü

Lewis Yapısı:

- Oksijen (O) merkez atomdur, valans elektronları: 6
- İki hidrojen atomu ile bağ yapar, 2 çift ortaklanmamış elektron kalır.

Elektron Grupları:

- 2 bağlı atom (H) + 2 yalnız elektron çifti → **4 elektron grubu**

Elektron Grubu Geometrisi:

- 4 grup → **Dörtüüzlü (Tetrahedral)**

Molekül Geometrisi:

- 2 bağlı atom + 2 yalnız çift → **Açısal (Bent)**

Bağ Açısı:

- Yalnız çiftler itme yaptığı için ideal 109.5° açısı küçülerek **104.5°** olur.

VSPER Kuralları

1. Molekülün Lewis nokta yapısı yazılır.
2. Lewis yapısına bakılarak merkez atomu çevresindeki ortaklanmamış e^- çifti ve bağlayıcı e^- çifti (bp) sayıları bulunur.
3. Elektron çiftleri, itmeler minimum olacak şekilde merkez atomu çevresine yerleştirilerek molekül düzeni belirlenir.
4. Elektron çiftleri arasındaki itme şu sırayı izler;
ortaklanmamış e^- çifti-ortaklanmamış e^- çifti >
ortaklanmamış e^- çifti-bağlayıcı e^- çifti >
bağlayıcı e^- çifti-bağlayıcı e^- çifti

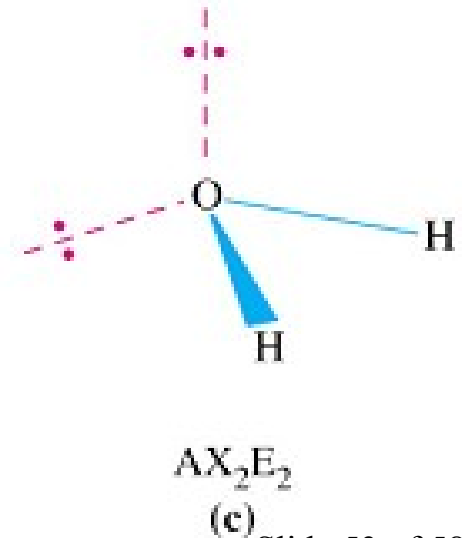
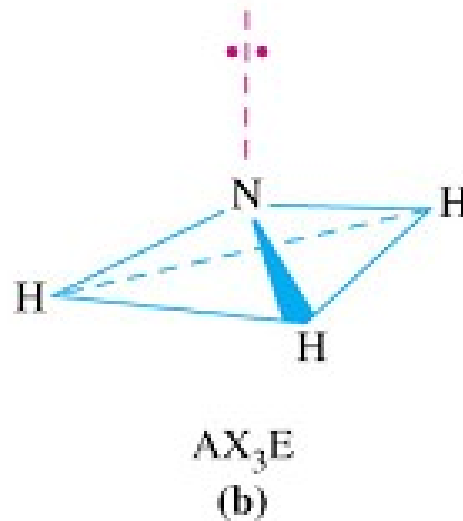
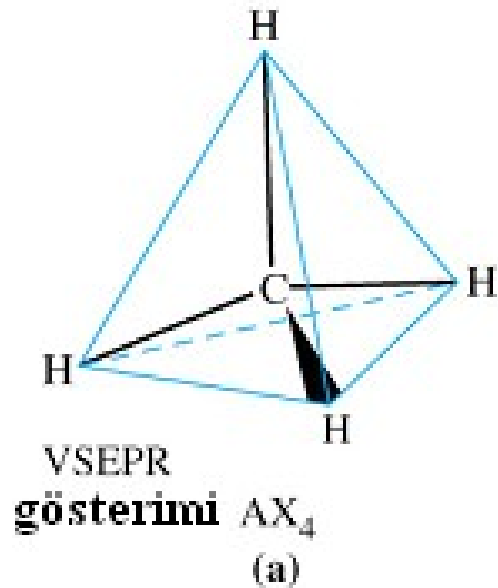
VSPER Kuralları

5. Merkez atom ile dış atomlar arasındaki elektronegatiflik farkı büyük olan moleküller daha küçük bağ açısına sahiptir.

Elektronegatif sübstitüentler daha az hacim kaplar.

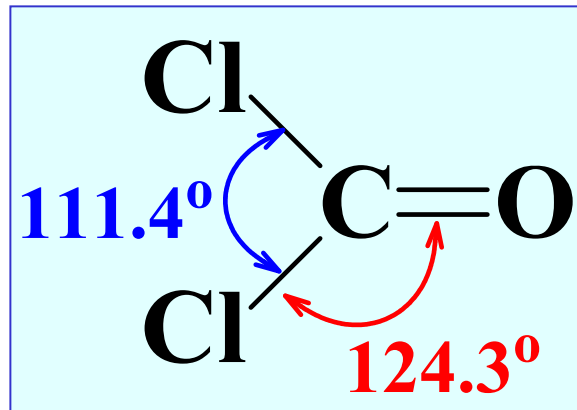
- Bağlı atomlar iki atomun çekirdeği tarafından etkilendiği için yalnız elektron çiftleri gibi özgür değildirler.
- Fakat bağ yapmayan elektron çiftleri bu atomlara etki ederek atomlar arasındaki bağ açısını düşürür.
- Bağ yapmamış elektron çifti sayısı arttıkça açı küçülür.

Metan, Amonyak ve Su



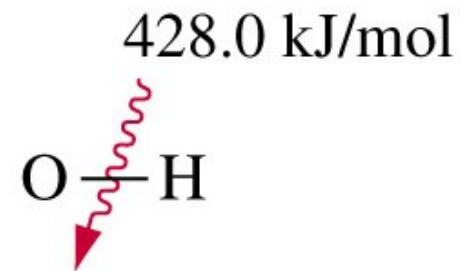
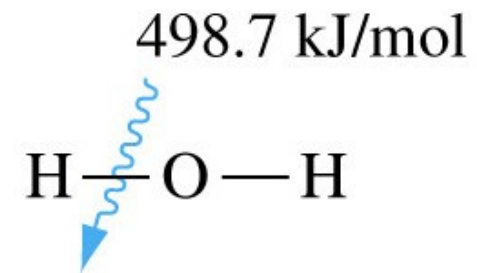
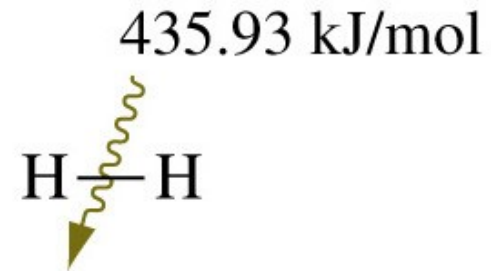
Çok Katlı Kovalent Bağ Yapıları

- Bir çok katlı kovalent bağda, bağdaki bütün elektronlar bağlanan atomlar arasındadır.
- Bir katlı kovalent bağda e^- çiftleri birbirine göre belirgin yönlerde olmalıdır.
- Elektron grubu geometrisine göre bu bağlar topluca sanki bir *tekli bağ* gibi davranır.
- Çoklu bağlar molekül yapısındaki tekli bağlara göre bağ açıları üzerinde daha çok etkiye sahiptirler.



9-9 Bağ Enerjileri

- Atomlar kovalent bağ yapacak şekilde biraraya gelirse enerji *salınır* ve bu bağın ayrışması sırasında aynı miktarda enerji *soğurulur*.
- Bağ Ayrışma Enerjisi**, gaz halindeki bileşiklerde bir mol kovalent bağı koparmak için gerekli enerji miktarıdır (kJ/mol).
- Bağ enerjilerinin çizelgelerde verilen değerleri genellikle ortalama değerlerdir.
- Ortalama Bağ Enerjisi**, bu bağı içeren değişik yapıların bağ ayrışma enerjilerinin ortalamasıdır.

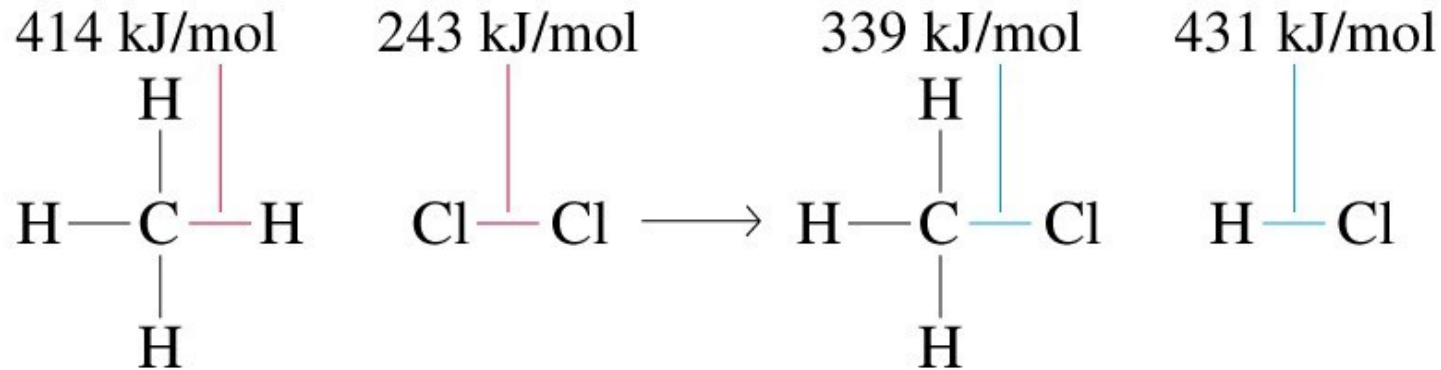
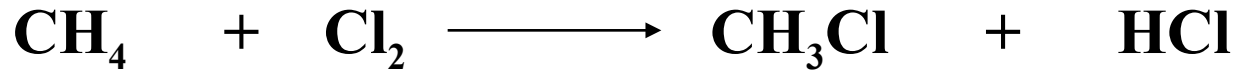


TABLO 11.3 Bazı Ortalama Bağ Enerjileri

Bağ	Bağ Enerjisi, kJ/mol	Bağ	Bağ Enerjisi, kJ/mol	Bağ	Bağ Enerjisi, kJ/mol
H—H	436	C—C	347	N—N	163
H—C	414	C=C	611	N=N	418
H—N	389	C≡C	837	N≡N	946
H—O	464	C—N	305	N—O	222
H—S	368	C=N	615	N=O	590
H—F	565	C≡N	891	O—O	142
H—Cl	431	C—O	360	O=O	498
H—Br	364	C=O	736 ^b	F—F	159
H—I	297	C—Cl	339	Cl—Cl	243
				Br—Br	193
				I—I	151

Bağ Enerjileri ve Tepkime Entalpisi

- Aşağıdaki tepkimenin entalpisini hesaplayınız.



$$\Delta H_{\text{tep}} = \Delta H (\text{bağ ayrışması}) + \Delta H (\text{bağ oluşumu})$$

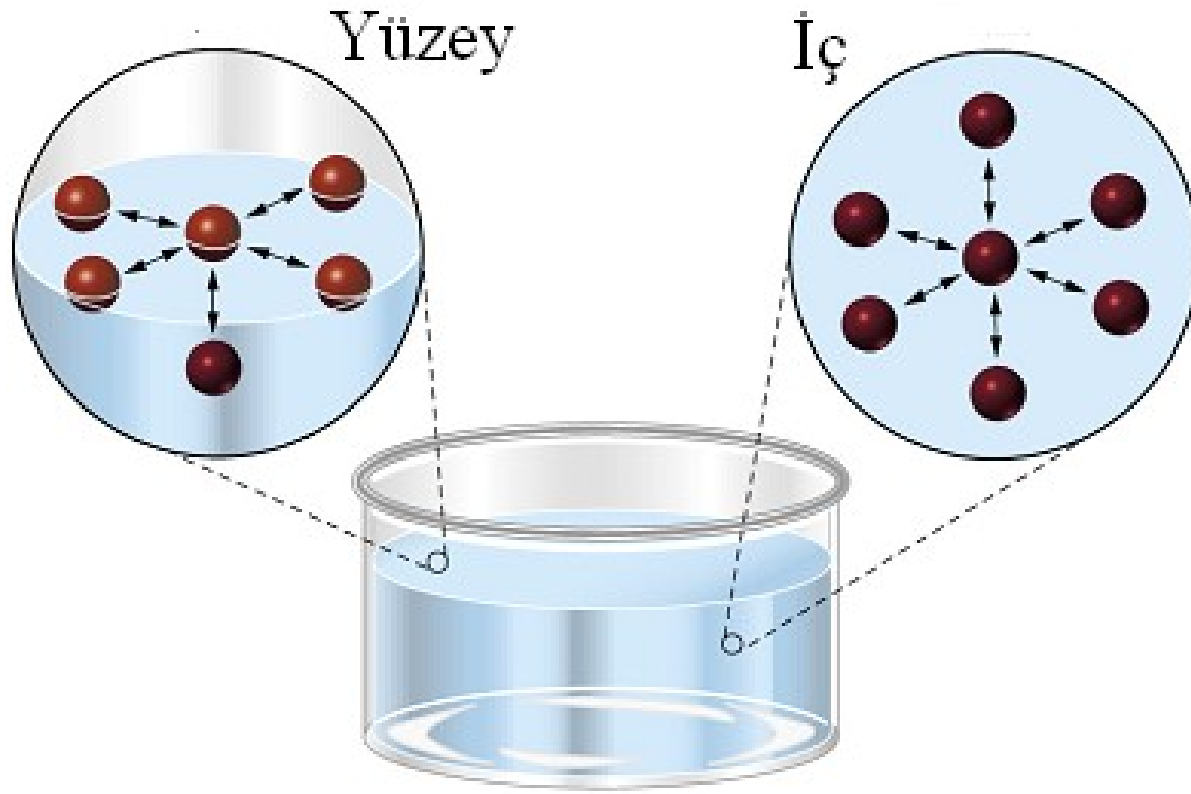
$$= \Sigma \text{BE (tepkenler)} - \Sigma \text{BE (ürünler)}$$

$$= (414+243) - (339+431) = -113 \text{ kJ/mol}$$

- Bağ enerjisinin diğer önemli kullanımı da bir tepkimenin endotermik (ısı alan) veya ekzotermik (ısı veren) olduğunun bulunmasıdır.

zayıf bağlar (tepkenler) $\longrightarrow$ kuvvetli bağlar (ürünler) $\Delta H < 0$
Ekzotermik

kuvvetli bağlar (tepkenler) $\longrightarrow$ zayıf bağlar (ürünler) $\Delta H > 0$
Endotermik



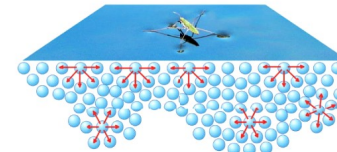
Ders 10 : Sıvılar, Katılar ve Moleküller Arası Kuvvetler

İçindekiler

- 10-1 Moleküller Arası Kuvvetler ve Sıvıların Bazı Özellikleri
- 10-2 Sıvıların Buharlaşması: **Buhar Basıncı**
- 10-3 Katıların Bazı Özellikleri
- 10-4 Faz Diyagramları
- 10-5 Van der Waals Kuvvetleri
- 10-6 Hidrojen Bağı
- 10-7 Moleküller Arası Kuvvetler Olarak Kimyasal Bağlar
- 10-8 Kristal Yapılar

10-1 Moleküller Arası Kuvvetler ve Sıvıların Bazı Özellikleri

- Gazları incelerken moleküller arası kuvvetleri ihmal ederek ideal gaz denklemini tanımlamıştık.
- Sıvılar ve katılar için moleküller arası kuvvetler önemlidir.
- Sıvılar ve katılar için genel denklemler türetilmeyecek, incelemeler gazlara göre daha çok niteliksel, daha az matematiksel olacaktır.
- Gazlar arasındaki moleküller arası kuvvetler yeterli düzeye ulaştığında gaz, sıvı hale yoğunlaşır.
- Moleküller arası kuvvetler, sıvıların **yüzey gerilimi** ve **viskozitesinin** anlaşılmasında önemlidir.



10-1 Moleküller Arası Kuvvetler ve Sıvıların Bazı Özellikleri

- **Kohezyon Kuvvetleri**

Benzer moleküller arasındaki moleküller arası kuvvetlerdir.

- **Adhezyon Kuvvetleri**

Farklı moleküller arasındaki moleküller arası kuvvetlerdir.

- **Yüzey Gerilimi (γ)**

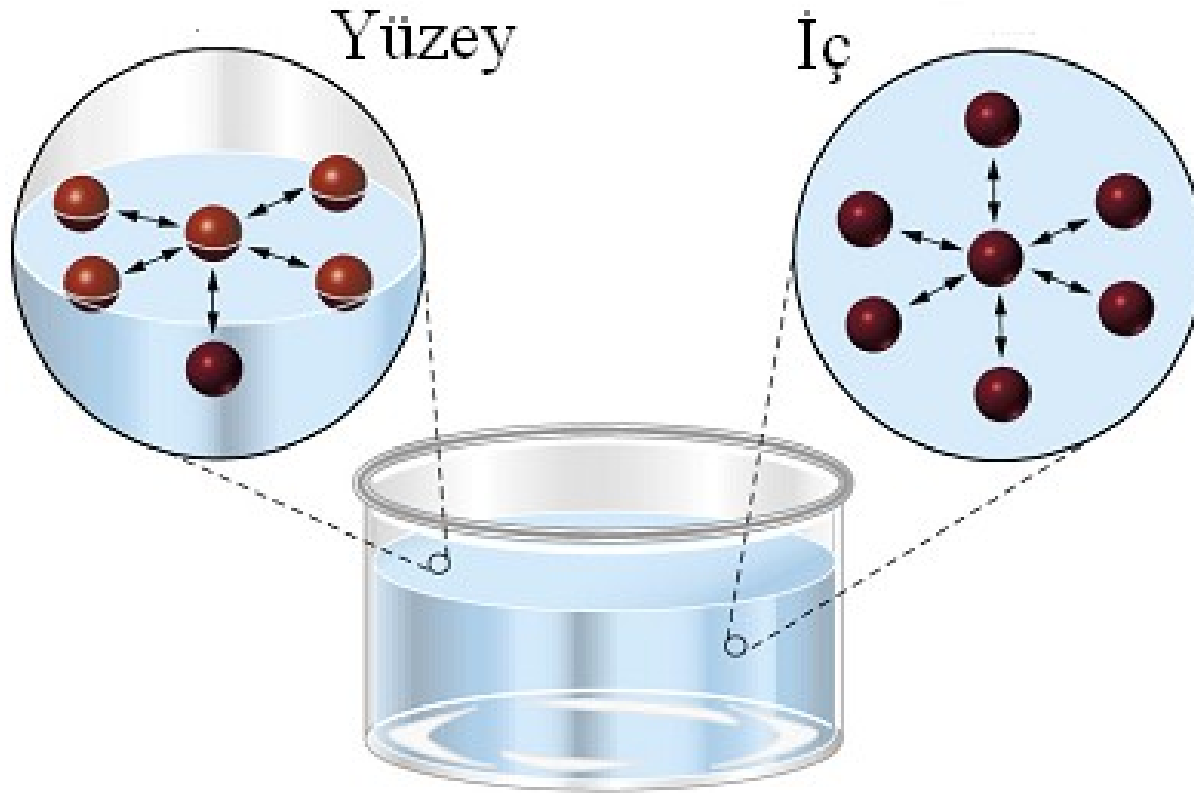
Bir sıvının yüzey alanını arttırmak için gereken enerji ya da

iştir. Yüzeyden alınan birim uzunluğu gergin tutan kuvvettir (J/m^2). $\gamma = F/A$

- **Viskozite (η)**

Bir sıvının akmaya karşı gösterdiği dirençtir.

Moleküller Arası Kuvvetler



- Sıvılar, yüzey alanlarını minimumda tutma eğilimindedirler (küresel yağmur damlaları, min. alan/hacim oranı).

Moleküller Arası Kuvvetler

- Sıcaklık (molekül hareket şiddeti) arttıkça moleküller arası kuvvetlerin etkisi azalır, dolayısıyla yüzey gerilimi düşer.
- Kohezyon kuvvetleri adhezyon kuvvetlerinden büyükse damla biçimini korur.
- Adhezyon kuvvetleri yeterince büyükse, damlanın dağılması sırasında yapılan iş, sıvının bir film halinde yayılması için gereken enerjiyi karşılar. Su, yüzeyi ıslatır.
- Suyu deterjan katılmasının iki etkisi vardır: 1) Deterjan çözeltisi yağı çözerek yüzeyi temizler. 2) Deterjan suyun yüzey gerilimini düşürerek (damlanın filme dönüşmesi için gerekli enerjiyi düşürerek) suyun yayılmasını sağlar.
- Böyle maddelere **ıslatma maddeleri** denir.

Moleküller Arası Kuvvetler



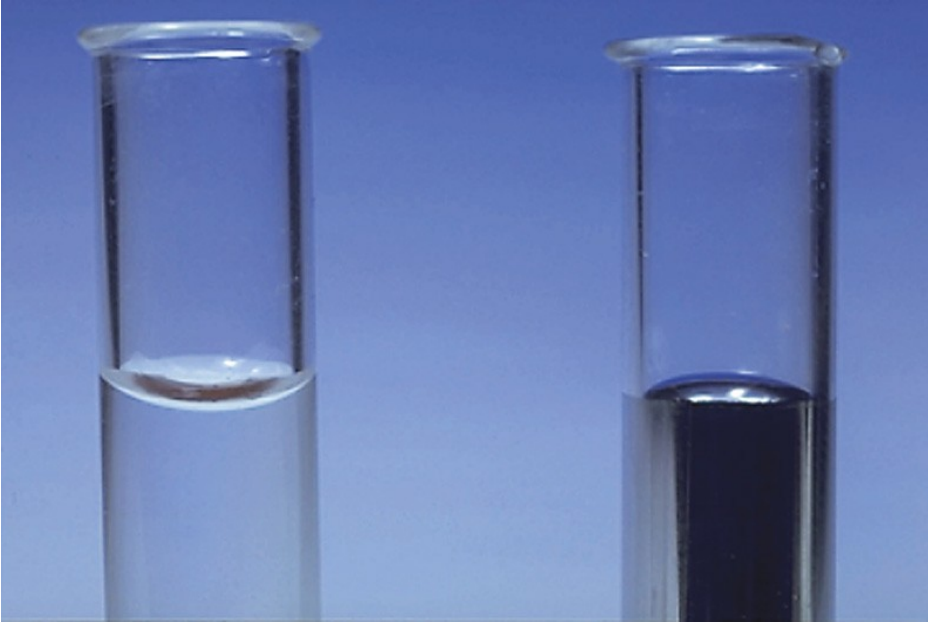
Bir yüzeyin ıslanması



Kılcallık etkisi

- Su ve cam arasındaki büyük adhezyon kuvvetleri nedeniyle su kılcal borunun iç çeperlerinde ince film halinde yayılır.
- Yüzey sınırının altında basınç hafifçe düşer.
- Dış basınç, bu farkı gidermek için su sütununu tüpe doğru iter.
- Daha küçük çaplı kılcallarda sıvı daha çok yükselir.
- Kılcallık etkisinin büyüklüğü yüzey gerilimiyle orantılıdır.

Moleküller Arası Kuvvetler



Yüzey sınırı oluşumu

- Su camı ıslatır, yüzey sınırı **iç bükeydir**.
- Civa camı ıslatmaz, yüzey sınırı **dış bükeydir**.
- Civada kohezyon kuvvetleri Hg atomları arasındaki kuvvetli metalik bağlardan ileri gelir ve civa camı ıslatmaz.
- Yüksek kohezyon ve zayıf adhezyon kuvvetlerine sahip civa kılcal boruda yükselme göstermez.
- Suyun toprakta yükselmesi kısmen kılcallık etkisine dayanır.

Moleküller Arası Kuvvetler



Viskozitenin ölçülmesi

- **Viskozite** bir sıvının akmaya karşı gösterdiği dirençtir.
- Moleküller arası çekim kuvvetleri arttıkça viskozite büyür.
- Sıvının içindeki kohezyon kuvvetleri, akış hızını düşüren bir ‘iç sürtünme’ oluşturur.
- Bal ve ağır motor yağları gibi ağır akan sıvılara ‘**viskoz sıvılar**’ denir.
- Sıvının viskozitesi arttıkça bilyenin düşme süresi uzar.
- Moleküllerin kinetik enerjileri arttıkça moleküller arası çekim kuvvetleri azalacağından, **sıcaklık arttıkça viskozite azalır.**

10-2 Sıvıların Buharlaşması: Buhar Basıncı

- Kinetik teoriye göre, belli bir sıcaklıkta moleküllerin hızları ve kinetik enerjileri birbirine eşit değildir.
- Moleküller arası çekim kuvvetlerine üstün gelebilecek ortalama değer in üstünde kinetik enerjiye sahip moleküller, sıvı yüzeyinden kurtularak gaz hale geçebilir.
- Moleküllerin sıvı yüzeyinden gaz ya da buhar haline geçmesine **buharlaşma** denir.
- Yüksek sıcaklıkta, sıvı yüzey alanının artmasında ve moleküller arası kuvvetlerin azlığında buharlaşma daha hızlı olur.

Buharlaştırma Entalpisi

- Buharlaştırma sırasında, enerjisi ortalama enerjiden büyük olan moleküller uzaklaşır, kalan moleküllerin ortalama kinetik enerjisi azalır, buharlaşan sıvının sıcaklığı düşer.
- Buharlaştırma sıvının sıcaklığını sabit tutmak için sıvıya ısı verilmelidir.
- Belli miktar sıvının sabit sıcaklıkta buharlaşabilmesi için alması gereken ısı miktarına **buharlaştırma entalpisi** denir.

$$\Delta H_{\text{buharlaştırma}} = H_{\text{buhar}} - H_{\text{sıvı}}$$

- Buharlaştırma **endotermiktir** ve ΔH_b her zaman **pozitiftir**.
- Bir gaz ya da buharın sıvıya dönüşmesine **yoğunlaşma** denir, yoğunlaşma **ekzotermiktir** ve her zaman **negatiftir**.
- Termodinamik açıdan yoğunlaşma, buharlaşmanın tersidir.

$$\Delta H_{\text{yoğunlaşma}} = H_{\text{sıvı}} - H_{\text{buhar}} = - \Delta H_{\text{buh.}}$$

Buharlaşma Entalpisi

TABLO 13.1 298 K'de Bazı Buharlaşma Entalpileri

Sıvı	ΔH_b , kJ/mol
Dietileter , $(C_2H_5)_2O$	29.1
Metil alkol , CH_3OH	38.0
Etil alkol , CH_3CH_2OH	42.6
Su, H_2O	44.0

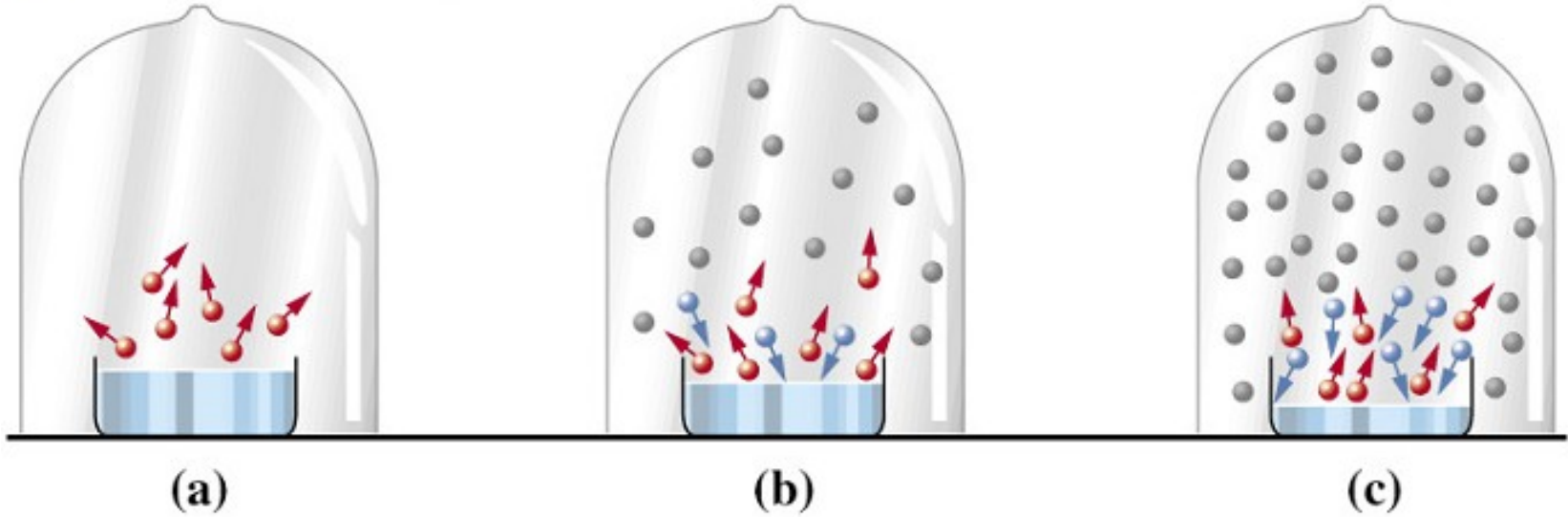
- Buharlaşma entalpileri genellikle bir mol sıvının buharlaşması için gerekli ısı miktarı olarak tanımlanmıştır.

Buhar Basıncı

- Açık bir kapta bırakılan suyun tümü buharlaşır, eğer buharlaşma kapalı bir kapta olursa farklı bir durum oluşur.
- Sıvı ve buharın birarada bulunduğu bir kapta, buharlaşma ve yoğunlaşma aynı zamanda oluşur.
- Eğer yeterince sıvı varsa, sonunda buhar miktarının sabit kaldığı bir duruma ulaşılır. Bu bir **dinamik denge** halidir.
- Sıvısıyla dinamik dengede bulunan buharın oluşturduğu basınca **buhar basıncı** denir.
- Oda sıcaklığında yüksek buhar basıncına sahip sıvılara **uçucu**, çok düşük buhar basıncına sahip sıvılara **uçucu olmayan sıvılar** denir.
- Moleküller arası kuvvetler azaldıkça uçuculuk artar (buhar basıncı büyür).
- Bir sıvının buhar basıncı, sıvının türüne ve sıcaklığına bağlıdır.
- Buhar basıncı sıcaklıkla artar.

Buhar Basıncı

- Buhar fazındaki moleküller
- Buharlaşan moleküller
- ← Yoğunlaşan moleküller

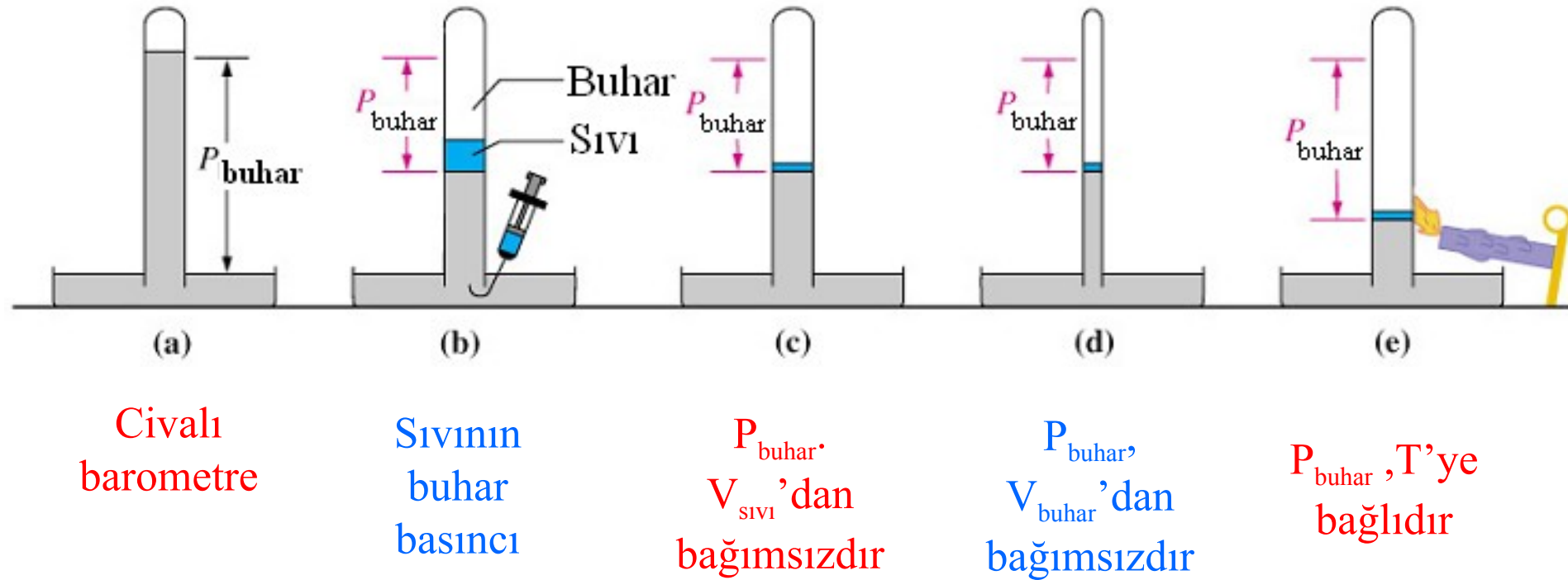


- (a) Kapalı bir kaba önce sıvı konur. Önce sadece buharlaşma olur.
- (b) Yoğunlaşma başlar. Buharlaşma hızı yoğunlaşma hızından büyüktür ve buhar haldeki moleküllerin sayısı artmaya devam eder.
- (c) Yoğunlaşma hızı buharlaşma hızına eşit olur. Buhar halindeki moleküllerin sayısı ve buharın yaptığı basınç sabit kalır.

Kaynama ve Kaynama Noktası

- Bir sıvı atmosfere açık bir kaptaki ısıtıldığında belli bir sıcaklıkta, tüm sıvı kitlesinde buharlaşma görülür.
- Sıvı kitlesi içindeki buhar kabarcıkları yüzeye çıkar ve uzaklaşır.
- Uzaklaşan moleküllerin oluşturduğu basınç, atmosfer moleküllerinin oluşturduğu basınca eşit olur, bu olaya **kaynama** denir.
- Kaynama sırasında ısı şeklinde alınan enerji, yalnızca sıvı haldeki molekülleri buhar haline dönüştürmek için kullanılır.
- Tüm sıvı kaynayıp tükeninceye kadar sıcaklık sabit kalır.
- Buhar basıncının, standart atmosfer basıncına ($1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$) eşit olduğu sıcaklığa **normal kaynama noktası** denir.
- Sıcaklıkla buhar basıncının değişimini gösteren grafiğe **buhar basıncı eğrisi** denir.

Kaynama Noktası



(a) Civalı barometre (b) Civanın üzerine sıvı konulur, sıvının buhar basıncı civa düzeyini düşürür (c) b ile karşılaştırınca buhar basıncı, sıvı miktarından bağımsızdır (d) c ile karşılaştırınca, buhar basıncı buharın hacminden bağımsızdır (e) Sıcaklık arttıkça buhar basıncı artar.

Kritik Nokta

- Kaynama tanımlanırken sıvı ‘**atmosfere açık kaptadır**’.
- Eğer sıvı kapalı bir kaptadır ise kaynama olmaz, bunun yerine basınç ve sıcaklık sürekli olarak yükselir.
- Sıvının yoğunluğu gittikçe azalır, buharın yoğunluğu artar, sonuçta sıvı ve buharın yoğunluğu eşit olur.
- Sıvının yüzey gerilimi sıfıra yaklaşır, sıvı ve buhar arasındaki sınır belirsizleşir ve giderek yok olur.
- Sıvı ve buharın ayırt edilemez olduğu noktaya **kritik nokta** denir.
- Kritik noktadaki sıcaklığa **kritik sıcaklık (T_k)** ve basınca **kritik basınç (P_k)** denir.
- Kritik nokta, buhar basıncı eğrisinin en yüksek noktasıdır ve sıvının bulunabileceği en yüksek sıcaklığı gösterir.

Kritik Nokta



10 °C civarında
 T_c nin altında



1 °C civarında
 T_c nin altında



Kritik
sıcaklık T_c

- Bir gaz, yalnızca kritik sıcaklığının altında sıvılaştırılabilir.
- Eğer oda sıcaklığı kritik sıcaklığın altında ise gaz sadece uygun bir basınç uygulanarak sıvılaştırılabilir.
- Eğer oda sıcaklığı kritik sıcaktan yüksekse, basınç uygulanmasının yanında sıcaklığı T_k 'nin altına düşürmek gerekir.

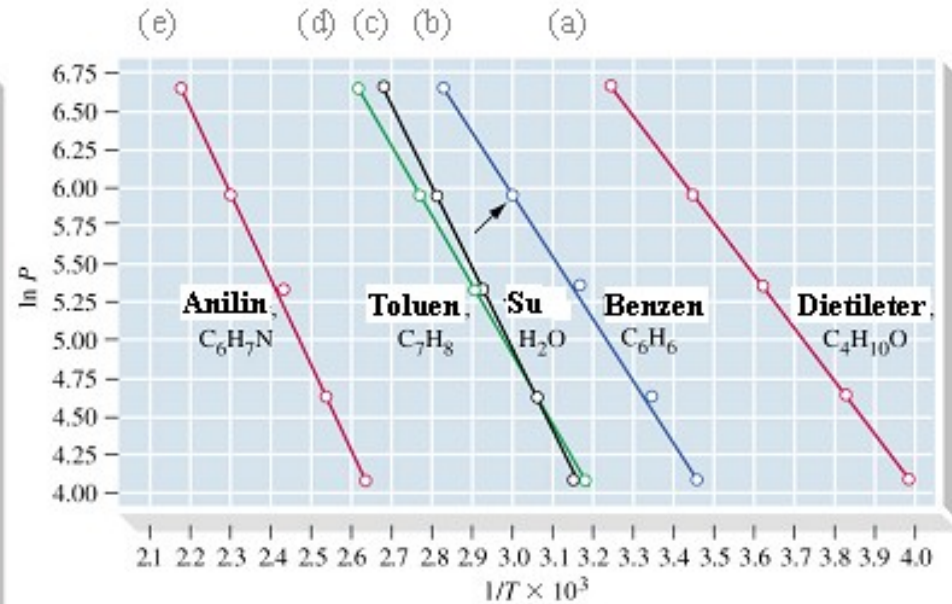
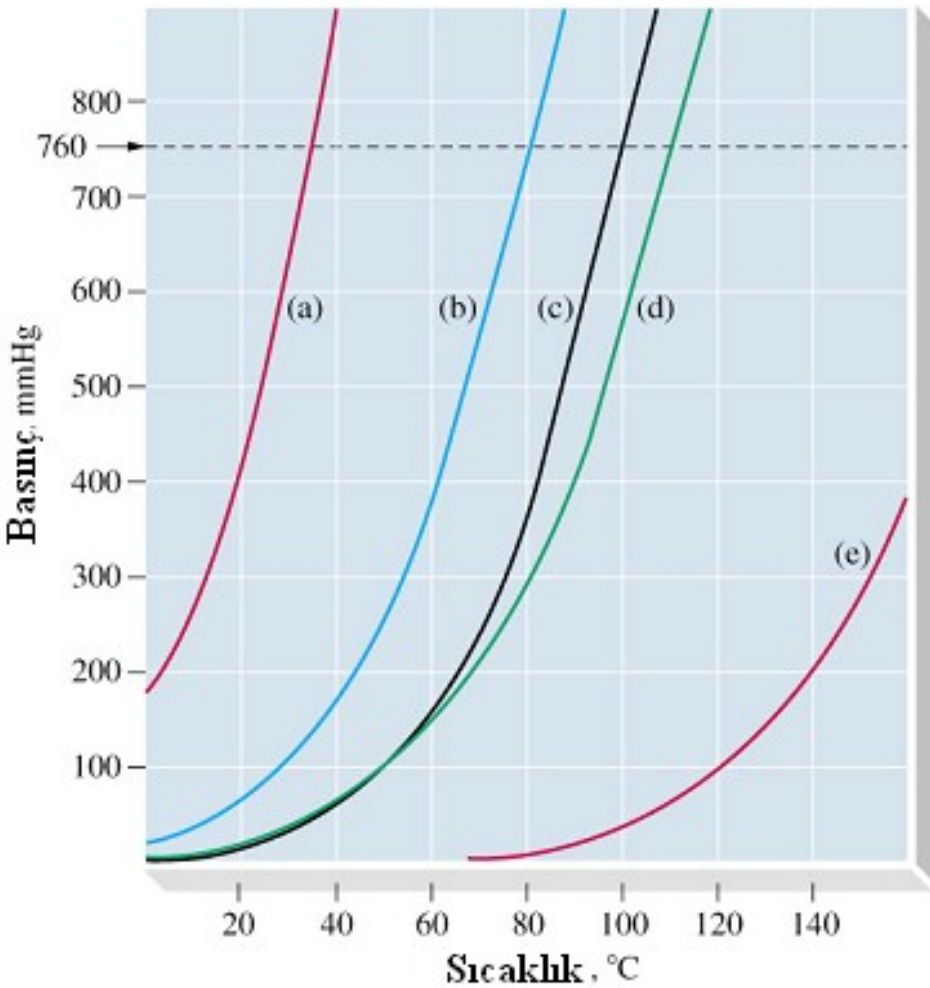
Kritik Sıcaklıklar ve Basınçlar

TABLO 13.3 Bazı Kritik Sıcaklıklar
ve Kritik Basınçlar

Madde	T_c , K	P_c , atm
"Kalıcı gazlar"		
H ₂	33.3	12.8
N ₂	126.2	33.5
O ₂	154.8	50.1
CH ₄	191.1	45.8
"Kalıcı olmayan" gazlar		
CO ₂	304.2	72.9
HCl	324.6	82.1
NH ₃	405.7	112.5
SO ₂	431.0	77.7
H ₂ O	647.3	218.3

- Kalıcı gazlar, 25°C (298 K)'de sıvılaştırılamazlar.
- Kalıcı olmayan gazlar, 25°C (298 K)'de sıvılaştırılabilirler.

Buhar Basıncı Denklemi



Bu denklem, buhar basıncının doğal logaritmasını Kelvin sıcaklığının tersinin bir fonksiyonu olarak vermektedir.

$$\ln P = -A \left(\frac{1}{T} \right) + B$$

$$A = \frac{\Delta H_{\text{buh}}}{R}$$

Clausius-Clapeyron Denklemi

$$\ln P = -A \left(\frac{1}{T} \right) + B$$

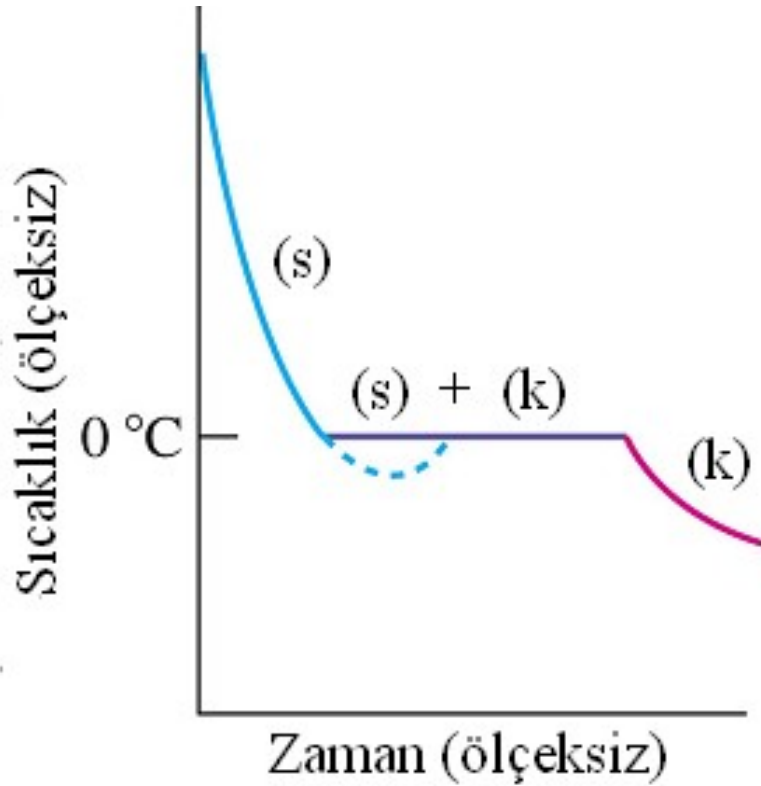
- Buhar basıncı denkleminde A'yı ortadan kaldırmak için bilinen yol, denklemi Clausius-Clapeyron denklemi denen biçimde yeniden yazmaktır.

$$\ln \frac{P_2}{P_1} = \frac{\Delta H_{\text{buh.}}}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

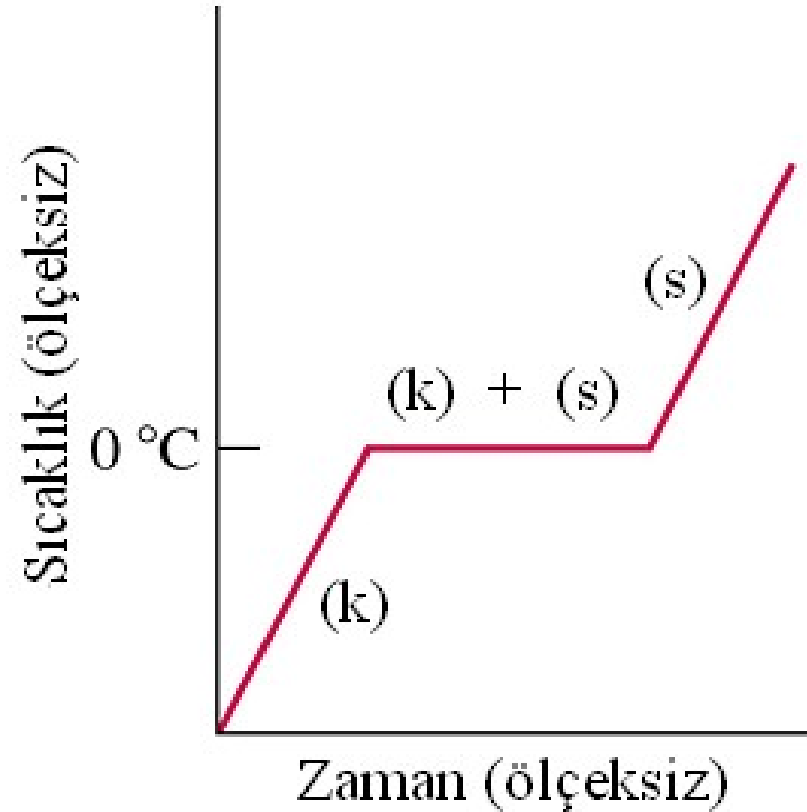
- **Clausius-Clapeyron denklemi**, buhar basıncının sıcaklıkla değişimini veren denklemdir.

10-3 Katıların Bazı Özellikleri

Donma Noktası



Erime Noktası



Erime entalpisi: Bir katının erimesi için gerekli ısı miktarıdır. $\Delta H_{\text{erime}(\text{H}_2\text{O})} = + 6,01 \text{ kJ/mol}$

Süblimleşme



Katı iyotun süblimleşmesi

- Moleküllerin katı halden doğrudan buhar haline geçmesine **süblimleşme** denir. Süblimleşmenin tersi **kırağılama**'dır.
- **Süblimleşme entalpisi**, maddenin erime ve buharlaşma entalpilerinin toplamıdır.
- Önemli süblimleşme basınçlarına sahip iki katı, buz ve kuru buzdur (katı karbondioksit).
- Gereken buharlaşma basıncına belli bir sıcaklıkta sahip olan bütün katılar genellikle süblimleşebilir.

$$\Delta H_{\text{süb.}} = \Delta H_{\text{erime}} + \Delta H_{\text{buhar}} = -\Delta H_{\text{kır.}}$$

$$(\text{katı} \rightarrow \text{buhar}) = (\text{katı} \rightarrow \text{sıvı}) + (\text{sıvı} \rightarrow \text{buhar})$$

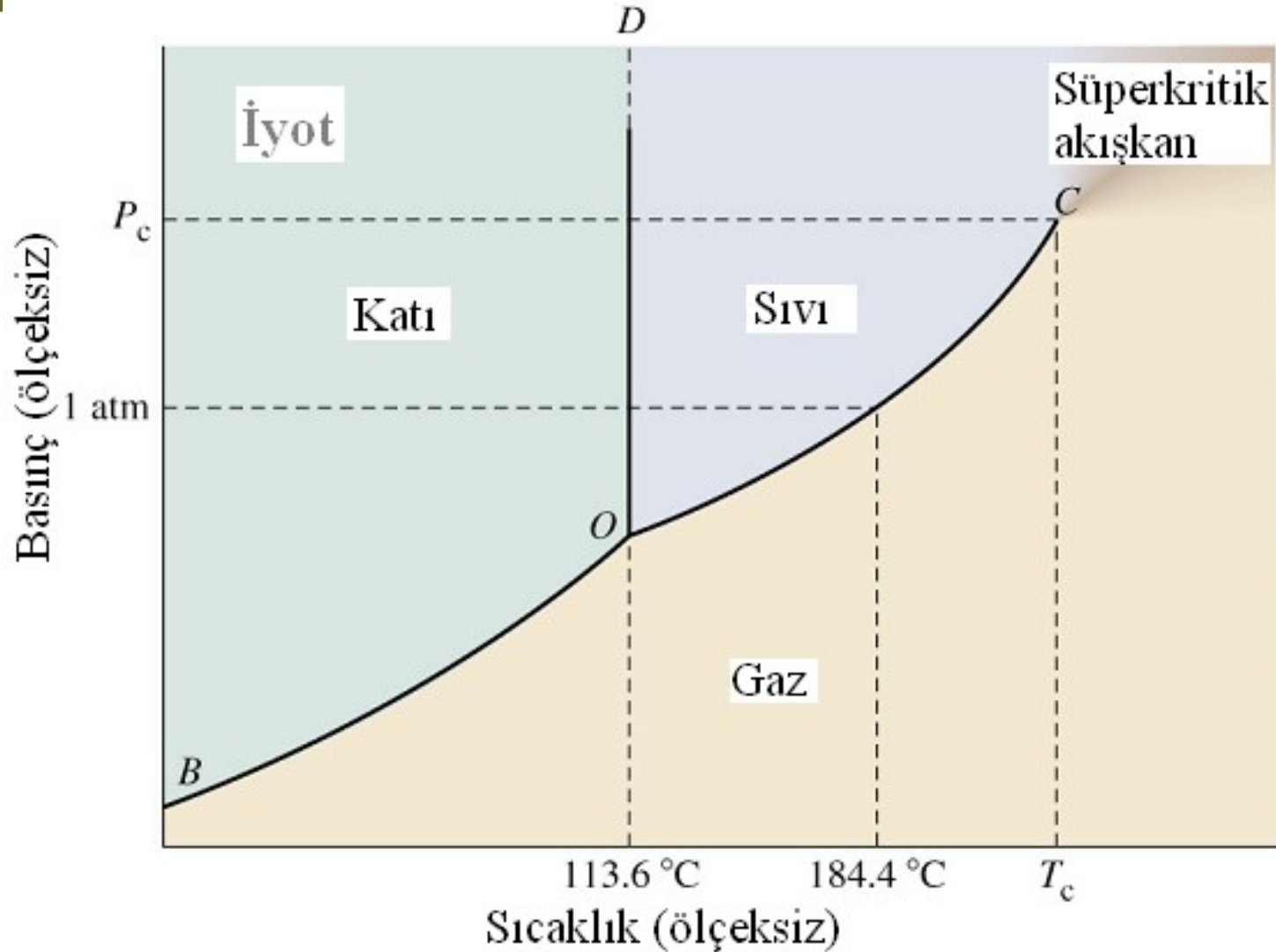
10-4 Faz Diyagramları

- Maddenin halleri; katı, sıvı ve gaz'dır.
- **Faz:** Belli bir bileşimi ve bir örnek (tekdüze) özelliği olan ve temasta olduğu öteki fazlardan ayırt edilebilen bir madde örneğidir.
- Katı, sıvı ve gazların (buhar) tek faz (ya da halde) ya da birbiriyle dengede birden çok fazda bulunduğu basınç ve sıcaklıkların grafikte gösterimine **faz diyagramı** denir.
- **Bir basınç-sıcaklık grafiğinde;**
 - Yüksek P, Düşük T $\longrightarrow$ katı hali,
 - Orta P, Orta T $\longrightarrow$ sıvı hali,
 - Düşük P, Yüksek T $\longrightarrow$ gaz hali, temsil eder.

10-4 Faz Diyagramları

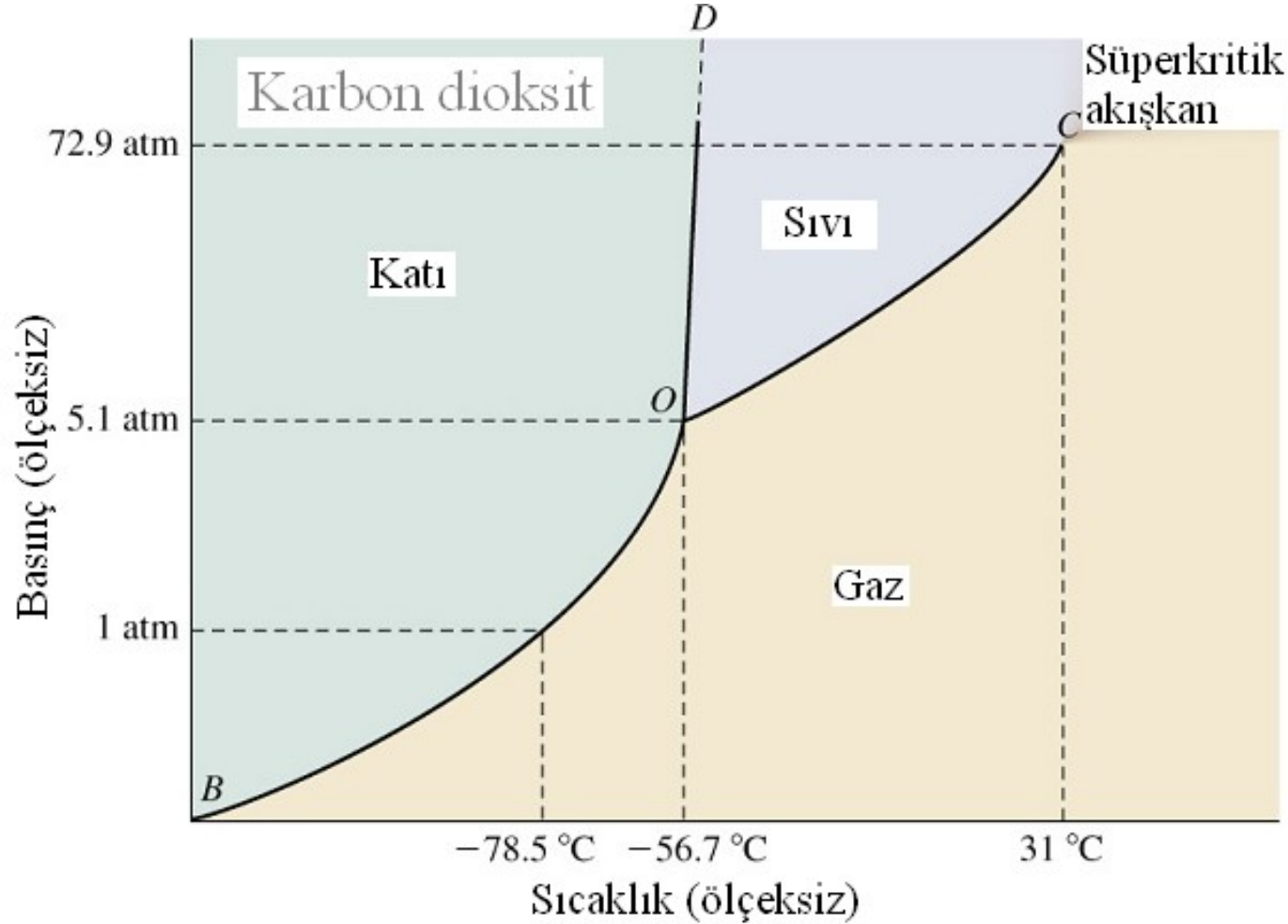
- Eğrilerde, çizgiler arasındaki alanlar maddenin tek faz ya da haline; alanları ayıran çizgiler ise bu alanların temsil ettiği fazların denge konumuna karşılık gelir.
- Katı, sıvı ve buharın birlikte dengede olduğu tek bir sıcaklık ve basıncı gösteren noktaya **üçlü nokta** denir.
- Sıcaklık ve basıncın çok geniş bir aralığını kaplaması, tüm faz diyagramının ölçekli çizilmesini güçleştirir, bu nedenle eksenler ölçeksizdir.
- Bir faz diyagramında iki fazı ayıran eğrinin geçilmesine **faz geçişi** denir.

Faz Diyagramları-İyot



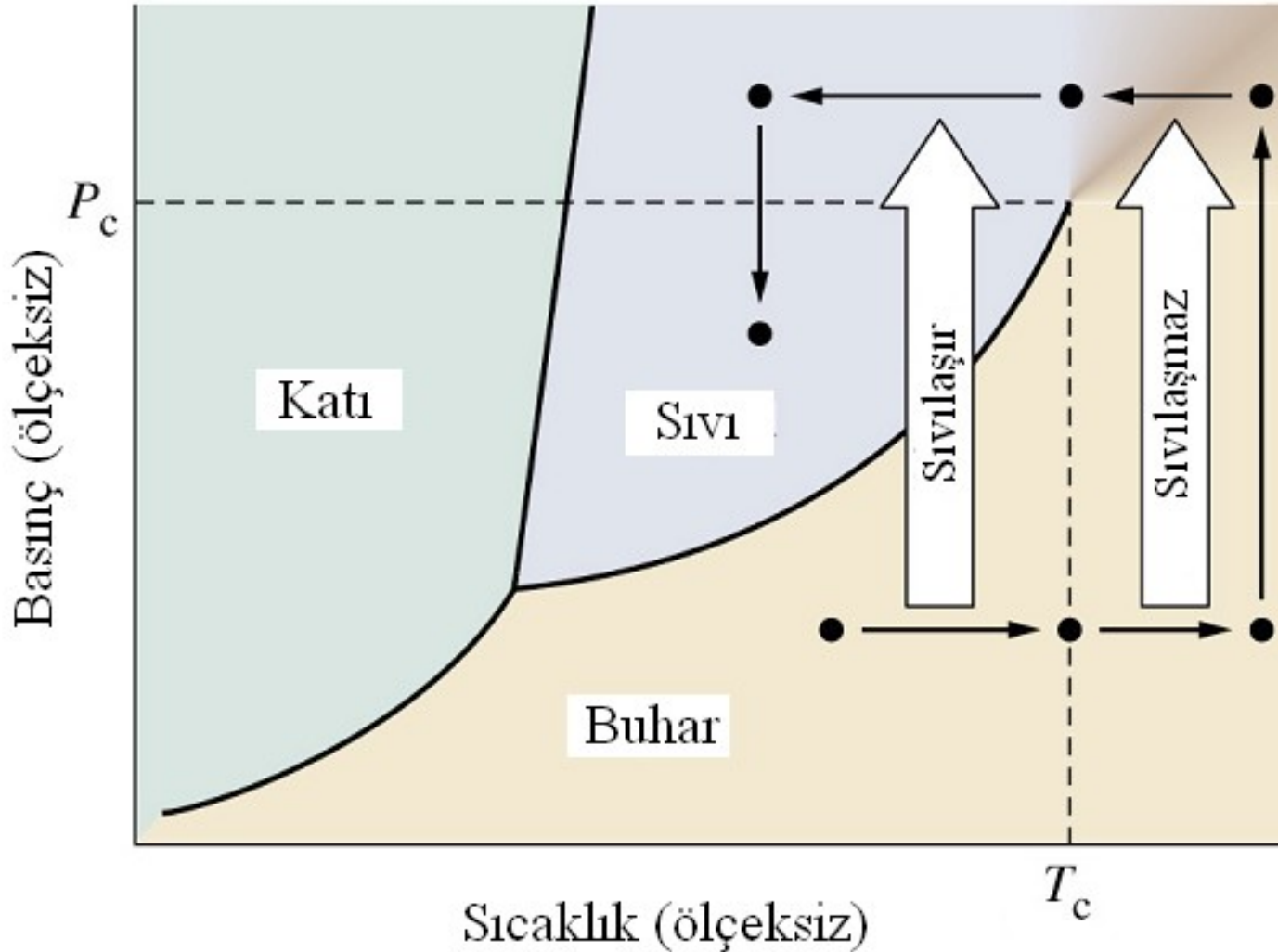
OC: Sıvı iyodun buhar basıncı eğrisi. **OB:** Katı iyodun süblimleşme eğrisi. **OD:** Erime eğrisi. **O:** Üçlü nokta. **C:** Kritik nokta.

Faz Diyagramları, Karbondioksit



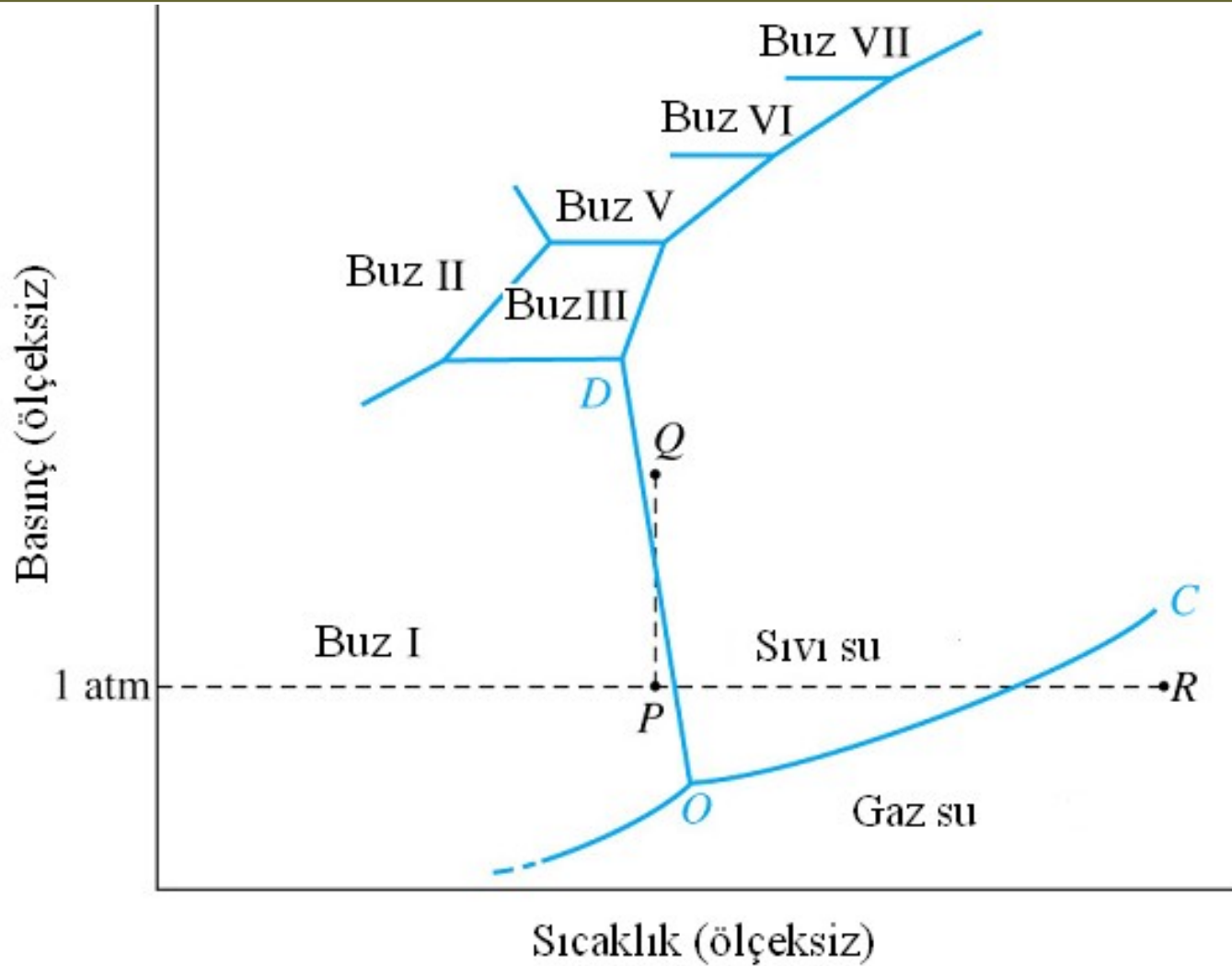
P = 1 atm doğrusu, buhar basıncı eğrisini değil, süblimleşme eğrisini keser. Katı CO₂ açık kapta ısıtılırsa -78,5°C’de süblimleşir. Bu yüzden **kuru buz** olarak adlandırılır. 5,1 atm üzerinde sıvı CO₂ elde edilir, yangın söndürücü olarak kullanılır.

Süperkritik Akışkanlar



Kritik noktanın üzerindeki fazı adlandırmak zordur, yoğunluğu sıvınıninki gibi yüksek, viskozitesi ise gazınki gibi düşüktür. Kahvedeki kafeini çözmek için süperkritik akışkan CO_2 kullanılır.

Suyun Faz Diyagramı



OD erime eğrisi negatif eğimlidir, basınç arttıkça buzun erime noktası düşer. Katı maddenin birde fazla biçimde bulunmasına **polimorfizm** denir.
O: 4,58 mmHg, 0,0098°C, **C**: 374,1°C, **D**: 2045 atm, -22°C.

10-5 Van der Waals Kuvvetleri (Moleküller arası Kuvvetler)

Anlık Dipoller

- Belli bir anda elektronların bir atomun veya molekülün bir bölgesine yığılması olasılığı vardır.
- Elektronların böyle hareket etmesi, normal olarak apolar olan bir molekülün polarlaşmasına yol açar.
- Bir anlık **dipol** oluşur, yani molekül geçici bir dipol momentine sahip olur.

İndüklenmiş Dipoller

- Bu olaydan sonra komşu atom ya da moleküldeki elektronlar da yer değiştirerek dipol oluşturur.
- Bu bir indükleme olayıdır ve oluşan yeni dipole **indüklenmiş dipol** denir.

Van der Waals Kuvvetleri

Dağılma veya London Kuvvetleri

- Anlık ve indüklenmiş dipoller, moleküller arası çekim kuvvetleri oluşmasına yol açar. Buna anlık dipol-indüklenmiş dipol çekimi diyebiliriz, fakat yaygın olarak kullanılan adlar “dağılma kuvveti” ya da “London kuvveti”dir (1928’de Fritsz London).

Kutuplanabilirlik (Polarlanabilirlik)

- Bir molekülün bir dipol tarafından indüklenme olayına **kutuplanabilirlik** denir.
- Kutuplanabilirlik elektron sayısı ile artar; elektron sayısı da molekül kütlesi ile artar. Çekirdek tarafından daha az çekilirler ve molekülün kutuplanabilirliği artar. Kutuplanabilirlik arttıkça dağılma kuvvetleri arttığından, kovalent bileşiklerin erime ve kaynama noktaları molekül kütlesiyle artar.

İndüklenme



❖ **İndükleme**, elektrikle yüklü bir cismin diğer cisme teması sonucu o cisimde de elektrik akımı oluşturmasıdır.

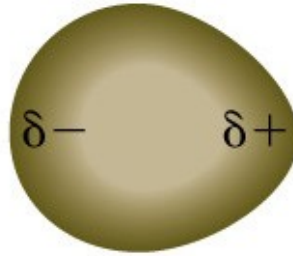
❖ Bir balonun bir yüzey tarafından çekilmesi indüklenmenin çok bilinen bir örneğidir. Balon sürtünmeyle yüklenir ve yüklü balon yüzeyin zıt yükle yüklenmesine (indüklenmesine) yol açar.

Dipol-Dipol Etkileşimleri: Anlık ve İndüklenmiş Dipoller



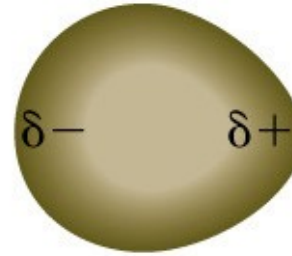
(a)

Normal durum



(b)

Anlık durum

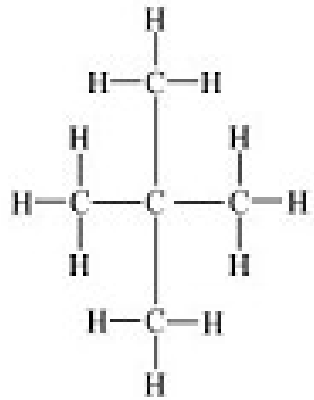


(c)

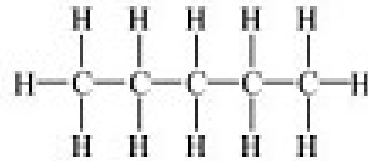
İndüklenmiş dipol

- (a) Normal Durum:** Apolar molekül simetrik bir yük dağılımına sahiptir.
- (b) Anlık Durum:** e⁻'lar yer değiştirir ve yük ayrılması oluşur, anlık bir dipol meydana gelir.
- (c) İndüklenmiş Dipol:** Soldaki molekül üzerindeki anlık dipol, sağdaki molekülde yük ayrılmasını indükler. Sonuç dipol-dipol etkileşimidir.

Dipol Dipol Etkileşimleri



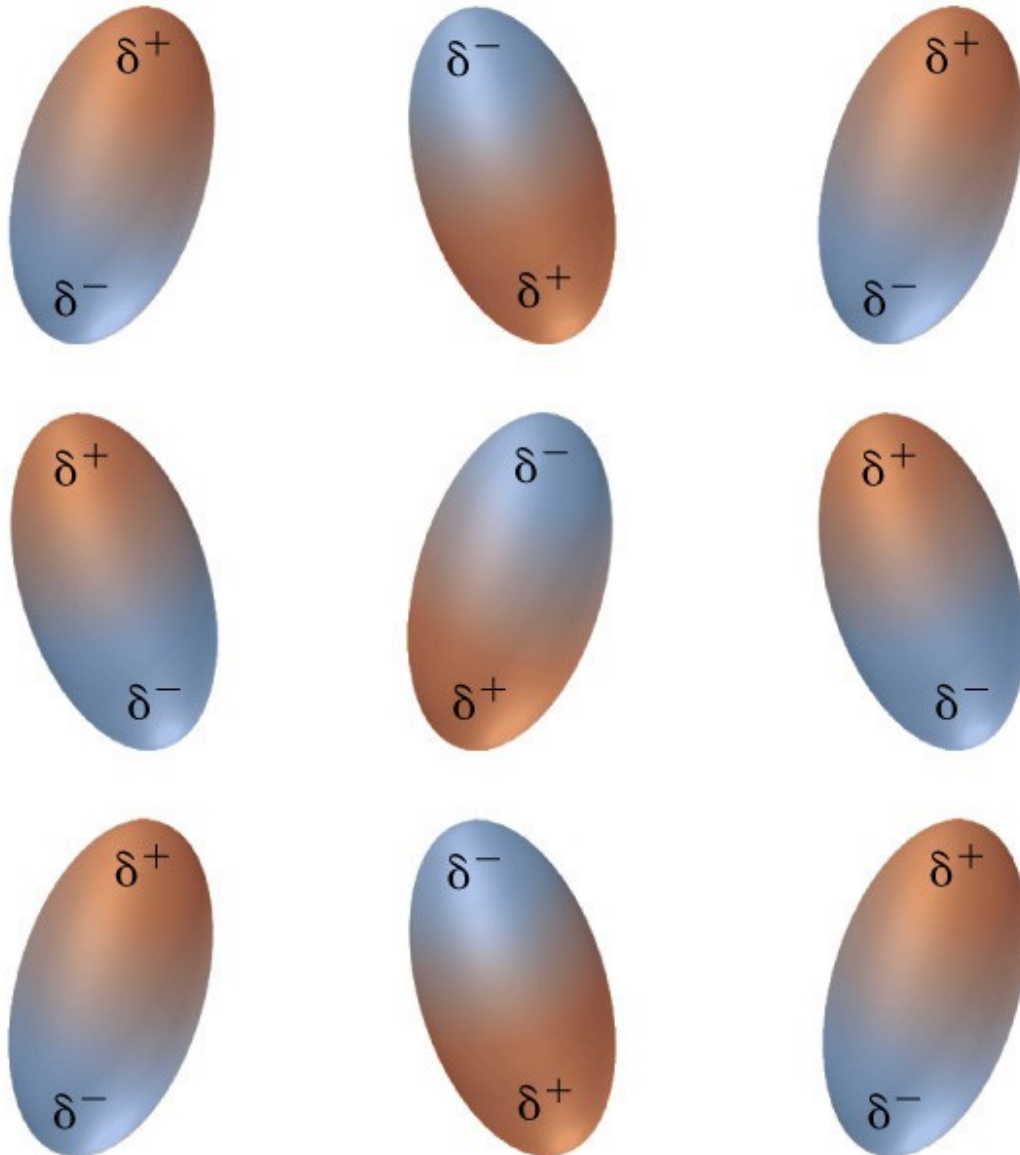
(a) Neopentan
k.n. 9.5°C



(b) Pentan
k.n. 36.1°C

- Zincir pentan molekülü, yuvarlak neopentan molekülünden daha kolay kutuplanır.
- Pentanda moleküller arası kuvvetler neopentandan kuvvetlidir.
- Pentan, neopentandan daha yüksek sıcaklıkta kaynar.

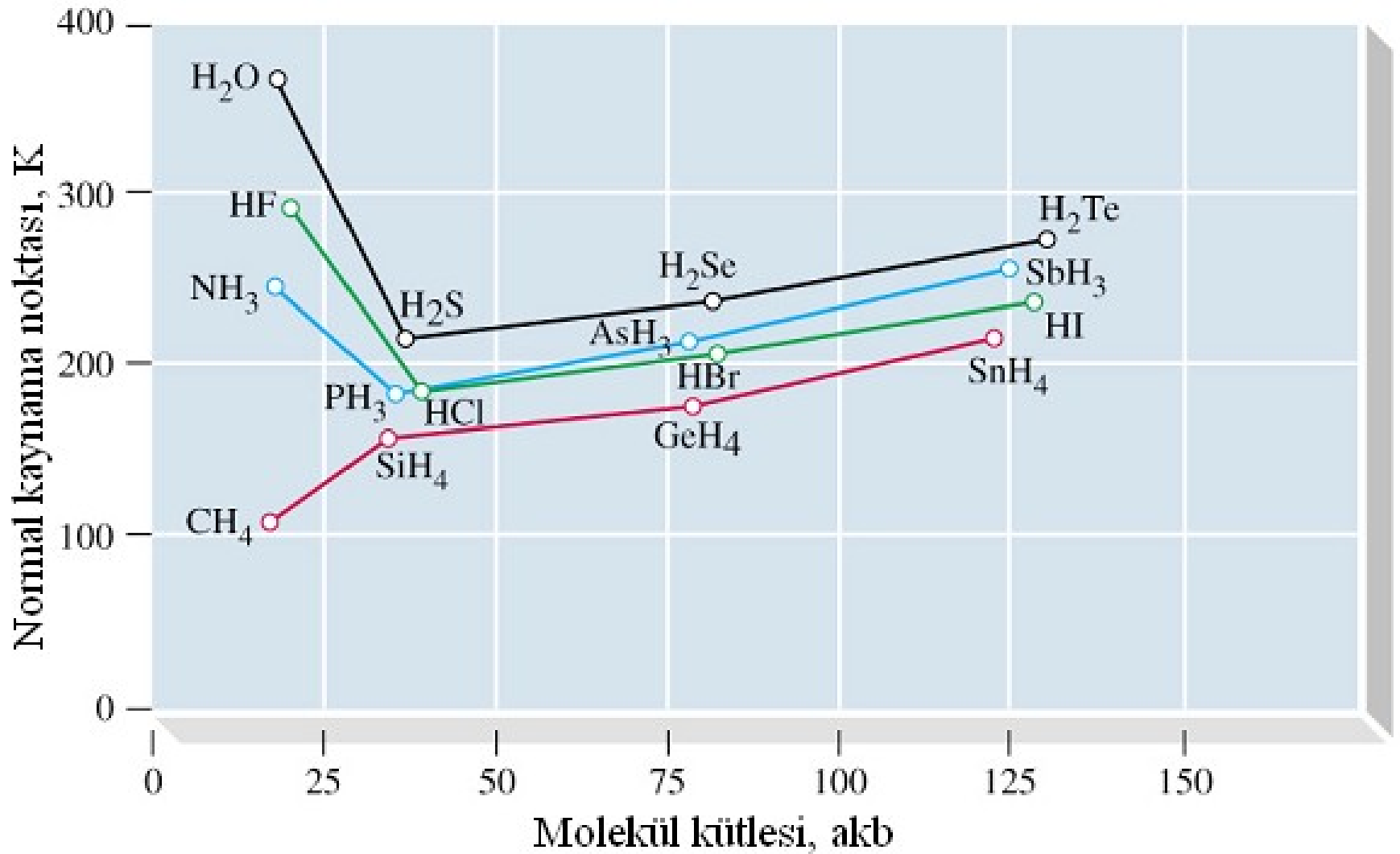
Dipol Dipol Etkileşimleri



Van der Waals Kuvvetlerinin Özellikleri

- **London (dağılma) kuvvetleri** bütün moleküller arasında vardır. Bu kuvvetlerin büyüklüğü molekül kütlesiyle artar ve aynı zamanda molekül biçimine de bağlıdır.
- **Kalıcı dipol momentler** moleküldeki tüm elektronlardan ziyade bağlardaki e- çiftlerinin hareketlerinin sonucudur. Kalıcı dipoller yalnızca dipol momentine sahip (polar) moleküllerde bulunur.
- **Molekül kütleleri birbirine yakın bileşikler** karşılaştırıldığında dipol momentinin, erime noktası, kaynama noktası ve buharlaşma entalpisi gibi özelliklerde önemli farklar yarattığı görülür.
- **Çok farklı molekül kütlelerine sahip bileşiklerde** dağılma kuvvetleri, çoğu kez, dipol kuvvetlerinden daha önemlidir.

10-6 Hidrojen Bağı

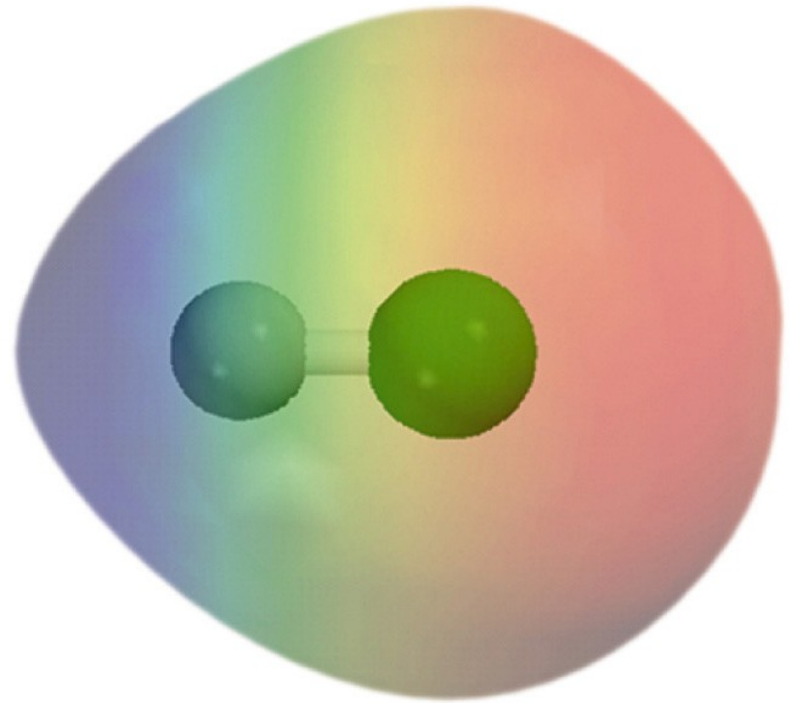
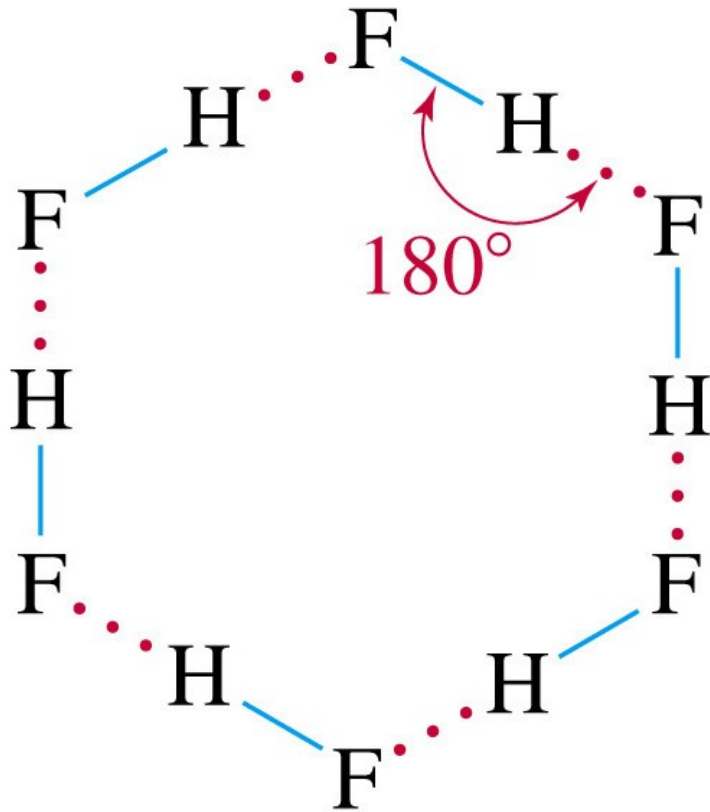


14, 15, 16, 17. Gruptaki elementlerin bazı hidrürlerinin kaynama noktalarının karşılaştırılması

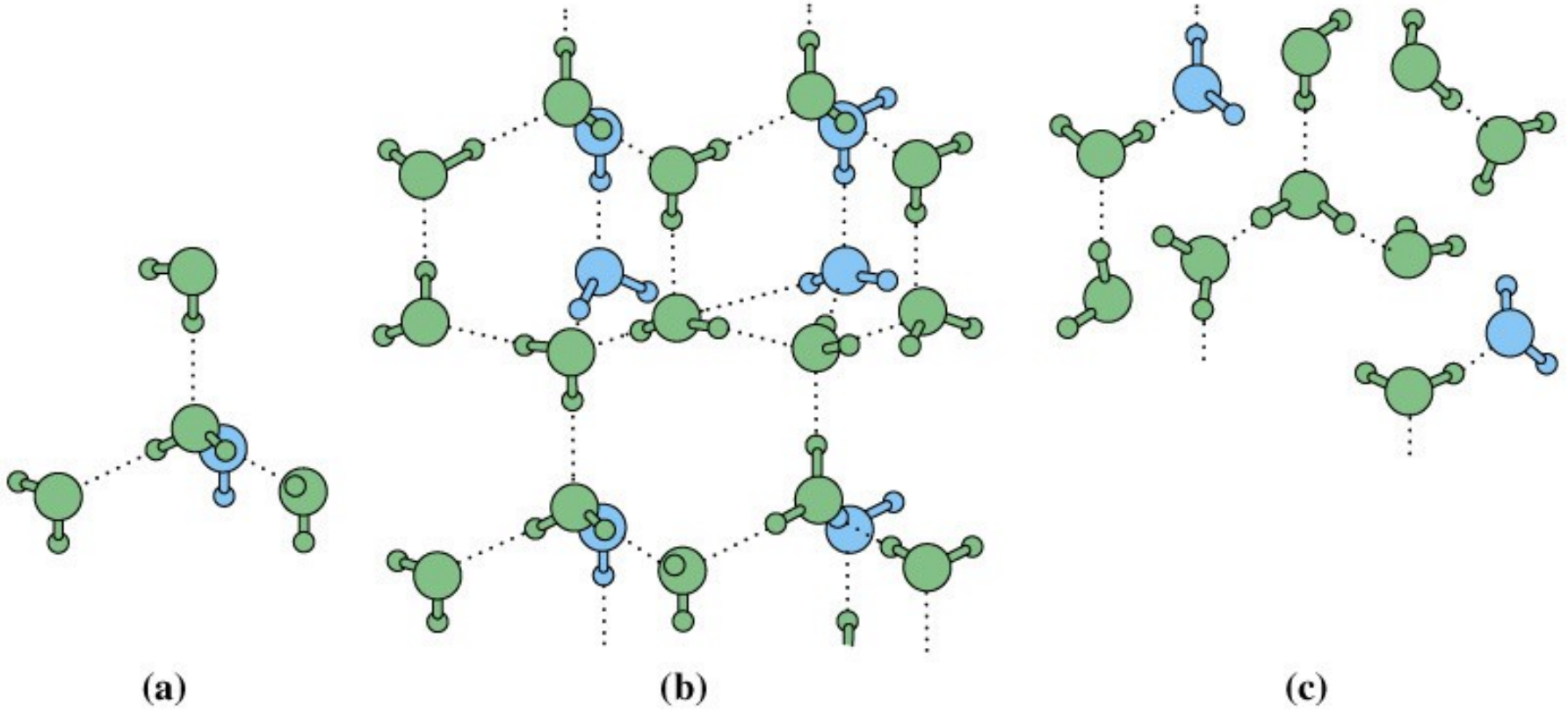
10-6 Hidrojen Bağı

- **Hidrojen bağı**, yüksek elektronegatiflikte bir atoma bağlı bir hidrojen atomunun, komşu molekülün yüksek elektronegatiflikte bir atomu tarafından da eş zamanlı olarak çekildiği zaman oluşur.
- Hidrojen bağı yalnızca hidrojen atomuyla oluşur, H-bağı oluşumu için gerekli koşulları yalnızca **F**, **O** ve **N** kolayca yerine getirir.
- Hidrojen bağı enerjileri **15-40 kJ/mol** düzeyindedir.

HF(g)'de Hidrojen Bağları



Su'da Hidrojen Bağları

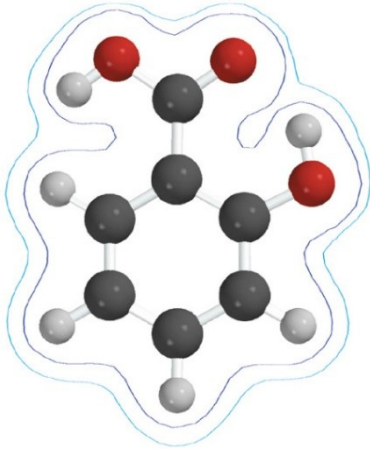


Molekül çevresinde **Buzun kristal yapısı**

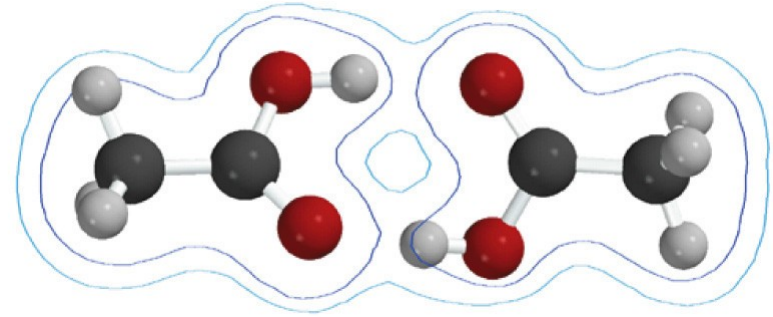
Sıvı su

Buzdaki H-bağlarının azlığı, suya göre buzu daha az yoğun hale getirir. Buz eridiğinde moleküller daha sık istiflenir ve yoğunluk artar. Suyun maksimum yoğunluğu 4°C 'dadır.

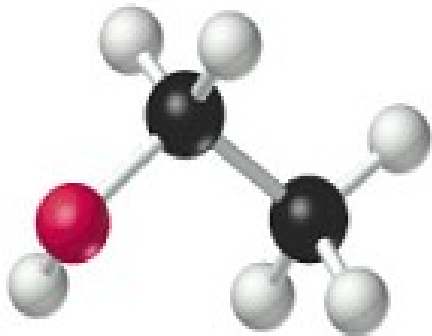
H-Bağının Etkilediği Diğer Özellikler



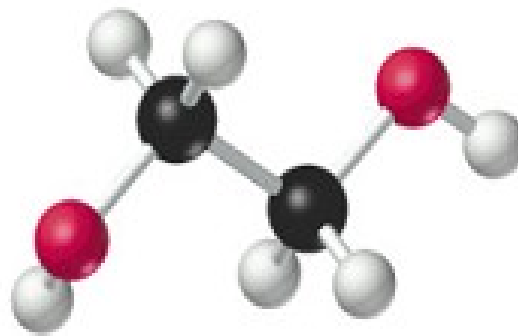
Salisilik asit
(Moleküliçi H-bağı)



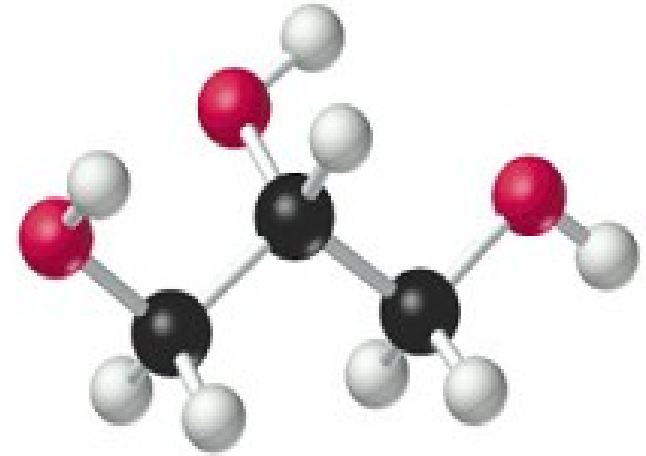
Asetik asitin dimerleşmesi



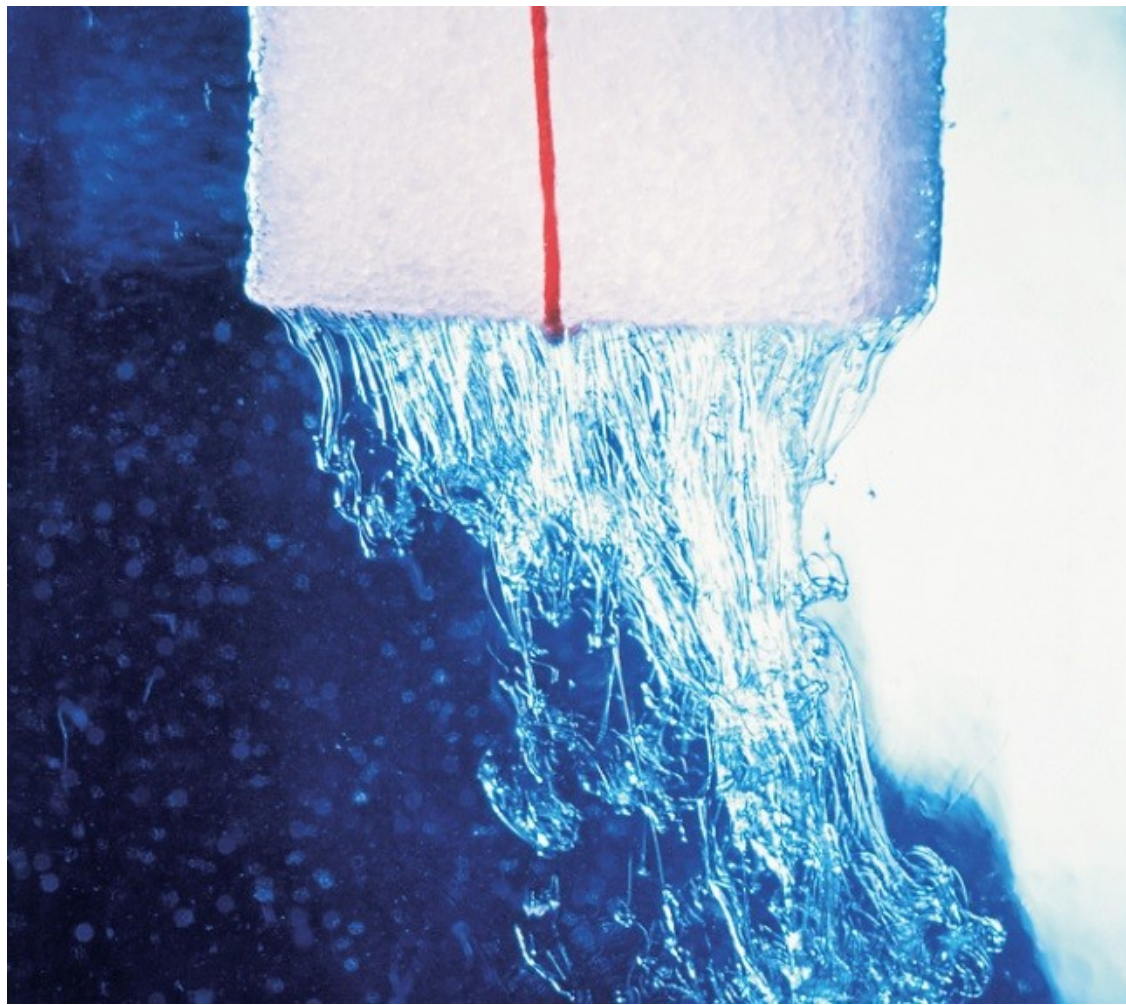
Etil alkol
(etanol)
20 °C de : 1.20 cP



Etilen glükol
(1,2-etandiol)
20 °C de : 19.9 cP



Gliserin
(1,2,3-propantriol)
20 °C de : 1490 cP



Ders 11 : Çözeltiler ve Fiziksel Özellikleri

İçindekiler

- 11-1 Çözelti türleri: **Bazı Terimler**
- 11-2 Çözelti Derişimleri
- 11-3 Moleküller Arası Kuvvetler ve Çözünme
- 11-4 Çözelti Oluşumu ve Denge
- 11-5 Gazların Çözünürlüğü
- 11-6 Çözeltinin Buhar Basıncı
- 11-7 Osmotik Basınç
- 11-8 Elektrolit Olmayan Çözeltilerin Donma Noktası
Alçalması ve Kaynama Noktası Yükselmesi
- 11-9 Elektrolit Çözeltiler

11-1 Çözelti Türleri: Bazı Terimler

- **Çözeltiler:** Fiziksel özellikleri her yerde aynı olan homojen karışımlardır, bileşimi ve özellikleri tek düzedir.
- **Çözücü:** Çözeltinin miktarca fazla olan halini (katı, sıvı, gaz) belirleyen bileşenidir.
- **Çözünen:** Çözücüye göre daha az miktarda bulunan çözelti bileşenidir.
- **Derişik Çözelti:** Çözünen madde ya da maddeleri daha çok miktarda içeren çözeltidir.
- **Seyreltik Çözelti:** Miktar olarak az çözünen madde içeren çözeltidir.
- **Alaşım:** Bir metalin çözücü olduğu katı çözeltilere denir.

Çözelti Türleri

ÇÖZÜCÜ

ÇÖZÜNEN

Örnek

1)Sıvı içerisinde	sıvı	su-alkol
2)Sıvı içerisinde	katı	su-şeker
3)Sıvı içerisinde	gaz	su-amonyak
4)Katı içerisinde	sıvı	Zn içinde Hg
5)Katı içerisinde	gaz	Palladyum içinde H_2
6)Katı içerisinde	katı	Cu içinde Zn

Gaz Çözeltiler

Hava

Doğal gaz

Sıvı Çözeltiler

Deniz suyu

Sirke

Bileşenler

N_2 , O_2 ve diğer gazlar

CH_4 , C_2H_6 ve diğer gazlar

H_2O , NaCl ve diğerleri

Su, asetik asit

11-2 Çözelti Derişimleri

- **Derişim (konsantrasyon):** Verilen bir çözücüde ya da çözeltide bulunan çözünen miktarının bir ölçüsüdür.
- **Kütle yüzdesi (m/m):**
 - 5 g NaCl'yi 95 g suda çözersek, 100 gramında kütlece %5 NaCl içeren çözelti elde ederiz.
- **Hacim yüzdesi (v/v):**
 - 100 mL çözeltide 25 mL metil alkol içeren çözeltinin derişimi; %25 Metil alkol-Su çözeltisi (*hacim/hacim*)dir.
- **Kütle/hacim yüzdesi (m/v):**
 - 100 mL çözeltide 0,9 g NaCl içeren sulu çözeltinin derişimi; %0,9 NaCl (kütle/hacim)'dir.

ppm, ppb ve ppt

- Çözeltilerde bir bileşenin kütle ya da hacim yüzdesi çok küçük ise, çözelti derişimini genellikle başka bir birimle belirtiriz:
- **ppm (parts per million):milyonda bir (kısım) ($\mu\text{g/g}$, mg/L):**
1 g çözünen / 1 000 000 g çözeltidir.
- **ppb: milyarda bir (kısım) (ng/g , $\mu\text{g/L}$):**
1 g çözünen / 1 000 000 000 g çözeltidir.
- **ppt: trilyonda bir (kısım) (pg/g , ng/L):** 1 ng/ L

Örnek: Bir içme suyunun niteliği belirtilirken 45 ppm nitrat iyonu ve 0,5 ppb karbontetraklorür içerdiği yazılabilir.

Mol Kesri ve Mol Yüzdesi

$$\chi = \frac{i \text{ bileşenin miktarı (mol)}}{\text{Çözeltideki bütün bileşenlerin toplam miktarı (mol)}}$$

Bir çözeltideki mol kesirleri toplamı daima 1'dir:

$$\chi_1 + \chi_2 + \chi_3 + \dots \chi_n = 1$$

Çözelti derişimleri **mol yüzdesi** şeklinde de verilebilir. Mol yüzdesi, bileşenlerden birinin molekül sayısının toplam molekül sayısına bölünüp, sonra 100 ile çarpılmasıyla bulunur. Yani mol kesri 100 ile çarpılırsa mol yüzdesi elde edilir:

$$\chi_i \times 100 = \text{Mol yüzdesi}$$

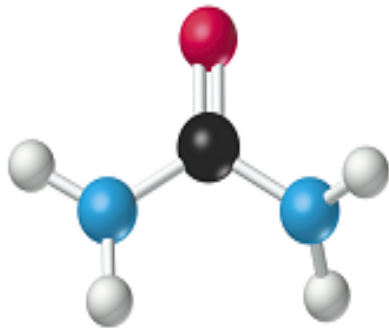
Çözeltide Kimyasal Tepkimeler

- Genel kimya laboratuvarlarındaki kimyasal tepkimelerin pek çoğu çözeltilerde gerçekleştirilir. Bunun bir nedeni, çözelti içinde, tepkenlerin karıştırılarak, **atomlar, iyonlar ve moleküller arasında** tepkime için gerekli olan **yakın temasın** sağlanabilmesidir.
- **Çözücü:** Çözelti bileşenlerinden biri olan **çözücü**, çözeltinin katı, sıvı ya da gaz halinde olup olmadığını belirler. Çözücünün sıvı su olduğu çözeltilere **sulu çözeltiler** denir.
- **Çözünen:** Çözeltinin diğer bileşenleri, çözücü içinde çözünmüş olan maddelerdir ve **çözünenler** adını alırlar. Sıvı su içinde NaCl çözüldüğünde oluşan çözelti NaCl(aq)(suda) şeklinde gösterilir ve burada **su çözücü, NaCl çözünendir**.
- Çözücü ve çözünenin bağıl oranlarını bulmak için **Molarite** terimi yaygın olarak kullanılır.

Molarite

$$\text{Molarite } (M) = \frac{\text{Çözünenin mol sayısı (mol)}}{\text{Çözeltinin hacmi (L)}}$$

Eğer 0.444 mol üre sulu çözeltinin 1.000 L'inde çözünmüşse, çözeltinin molarite olarak derişimi,



Üre

$$c_{\text{üre}} = \frac{0.444 \text{ mol üre}}{1.000 \text{ L}} = 0.444 \text{ M CO(NH}_2)_2$$

Molarite ve Molalite

$$\text{Molarite (M)} = \frac{\text{Çözünen miktarı (mol)}}{\text{Çözeltinin hacmi (L)}}$$

$$\text{Molalite (m)} = \frac{\text{Çözünen miktarı (mol)}}{\text{Çözücünün kütlesi (kg)}}$$

- **Molalite**, sıcaklıktan bağımsız ve aynı zamanda mol kesri ile de orantılı olan bir derişim birimidir.
- Çözünenin mol sayısının çözücünün (çözeltinin değil!) kg cinsinden miktarına bölünmesiyle elde edilir.

Normalite (N)

- **Normalite**, 1 Litre çözeltide çözünmüş maddenin eşdeğer gram sayısıdır.

$$\text{Normalite} = \frac{\text{Çözünen maddenin eşdeğer gram sayısı}}{\text{Çözelti hacmi (L)}} = \frac{n \times e}{V}$$

$$N = M \times e$$

- **Etkime değeri**, asitler için verilen H^+ molü, bazlar içinse verilen OH^- molü'dür.
- **Redoks reaksiyonlarında** eşdeğer ağırlık, alınan yada verilen elektron sayısına bağlıdır.

Çözeltilerin Hazırlanması

- Katı örneği tartın.
- Yeterli miktarda çözücü ile balon jojede onu çözün.
- Balon jojenin çizgisine kadar çözücüyu dikkatlice ilave edin.



Örnek 1

Molaritesi Bilinen Bir Çözeltide Çözünen Kütlesinin Hesaplanması

Tam 0,2500 L (250 mL) ve 0,250 M sulu K_2CrO_4 çözeltisi hazırlanmak isteniyor. Gerekli K_2CrO_4 kütlesi nedir?

Çözüm stratejisi:

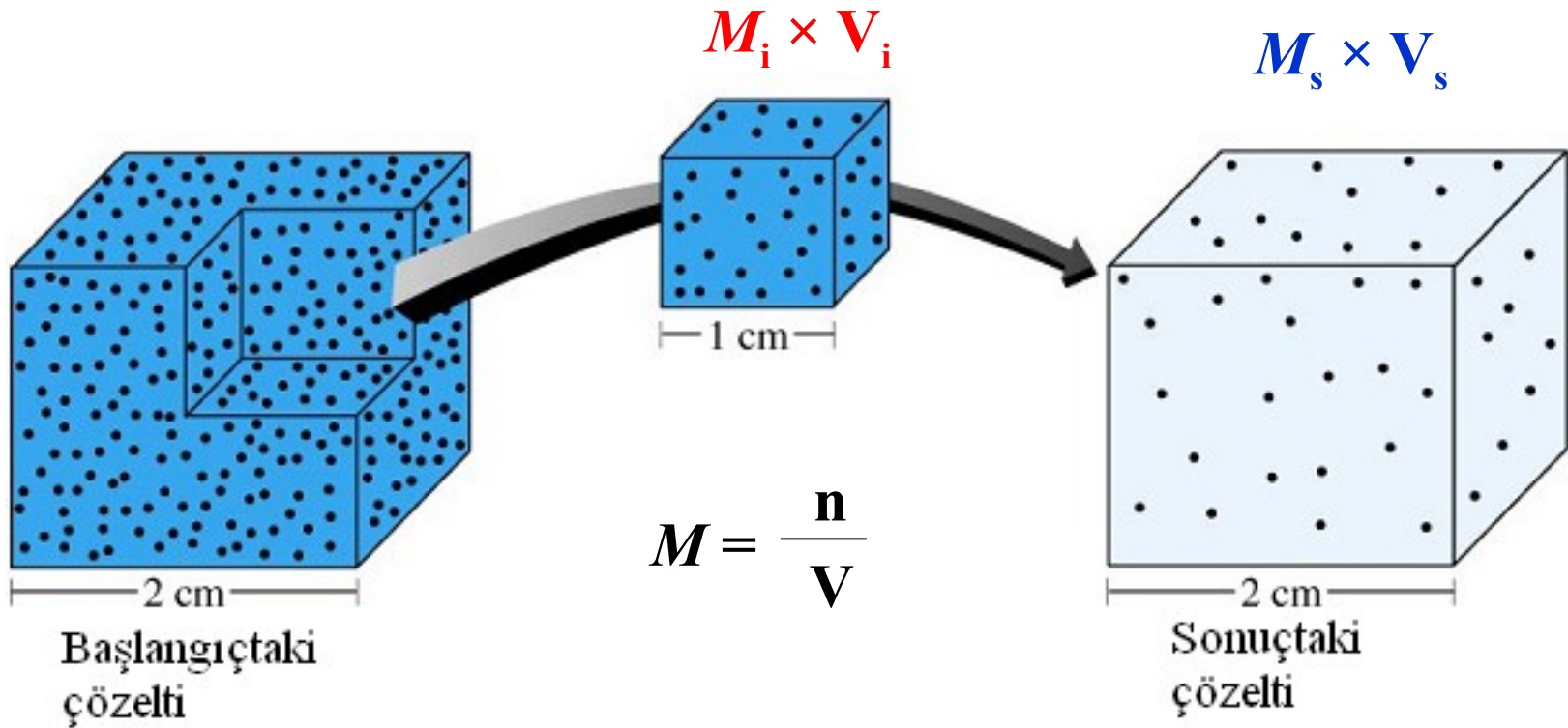
Hacim $\rightarrow$ mol $\rightarrow$ kütle

2 çevirme faktörüne ihtiyaç var!

Denklemini yazın ve hesaplayın:

$$m_{K_2CrO_4} = 0,2500 \text{ L} \times \frac{0,250 \text{ mol}}{1,00 \text{ L}} \times \frac{194,02 \text{ g}}{1,00 \text{ mol}} = 12,1 \text{ g}$$

Çözeltilerin Seyreltilmesi



$$M_i \times V_i = n_i = n_s = M_s \times V_s$$

$$M_s = \frac{M_i \times V_i}{V_s} = M_i \frac{V_i}{V_s}$$

Örnek 2

Seyreltme ile Çözelti Hazırlanması

Analitik kimyada özel bir deney için 0,0100 M K_2CrO_4 çözeltisine gereksinim duyuluyor. 0,250 L, 0,0100 M K_2CrO_4 çözeltisi hazırlamak için 0,250 M K_2CrO_4 çözeltisinden ne kadar almak gerekir?

Çözüm stratejisi:

$$M_s = M_i \frac{V_i}{V_s} \qquad V_i = V_s \frac{M_s}{M_i}$$

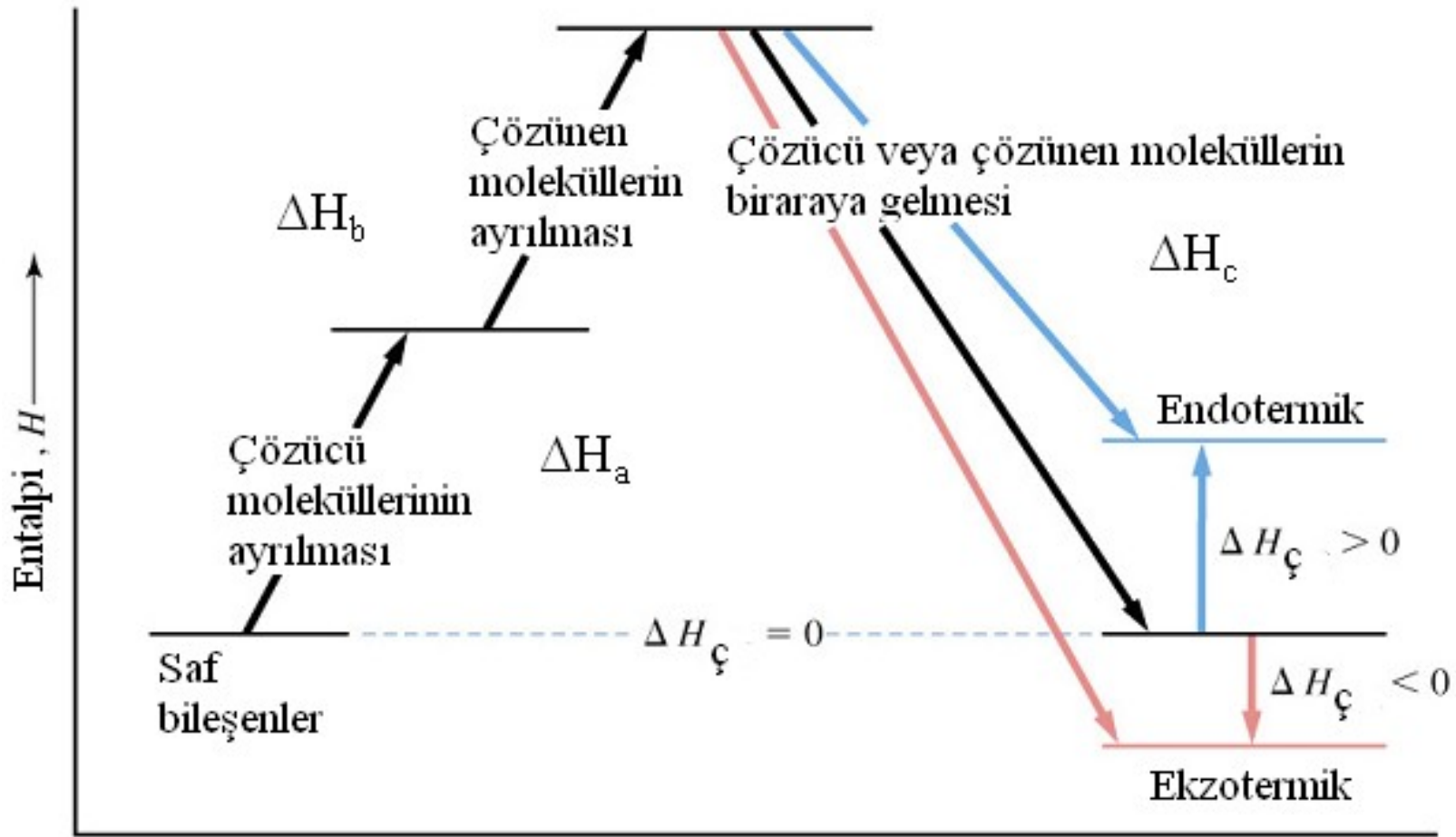
Hesaplama:

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$$

$$0,01 \times 0,25 = 0,25 \times V_2$$

$$V_2 = 0,01 \text{ L}$$

11-3 Moleküller Arası Kuvvetler ve Çözünme



Bazı çözeltiler oluşurken dışarıya ısı verir, bazıları çevreden ısı alır.

ΔH_a ve ΔH_b pozitifken, ΔH_c negatiftir. $\Delta H_{\text{ç}}$ negatif yada pozitiftir.

Çözünme entalpisi ; $\Delta H_{\text{ç}} = \Delta H_a + \Delta H_b + \Delta H_c$

Karışımlarda Moleküller arası Kuvvetler

Moleküller arası çekim kuvvetlerinin bağlı büyüklükleri için dört olasılık mevcuttur;

1)Moleküller arası çekim kuvvetleri yaklaşık aynı büyüklükteyse, moleküller geliş güzel karışır. Sonuçta homojen karışım ya da çözelti oluşur. Böyle çözeltilere **ideal çözeltiler** denir ve entalpi değişimi sıfırdır, **$\Delta H_{\text{ç}} = 0$** .

2)Farklı moleküller arasındaki çekim kuvvetleri, aynı tür moleküller arasındaki çekim kuvvetlerinden fazla olursa yine çözelti oluşur, bunlar **ideal olmayan çözeltilerdir**. Çözünme işlemi ekzotermiktir, **$\Delta H_{\text{ç}} < 0$** .

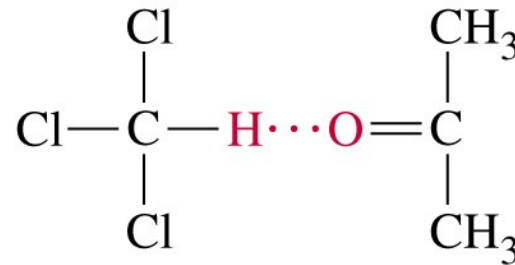
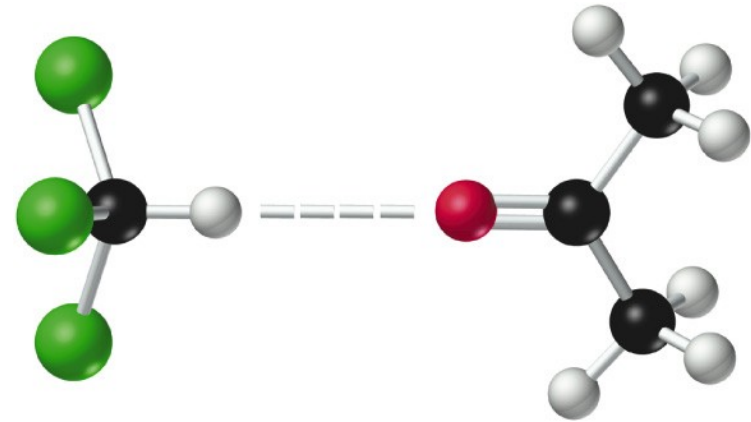
3)Çözünen ve çözücü arasındaki çekim kuvvetleri, aynı tür moleküller arasındaki kuvvetten biraz küçükse yine tam karışma olur, çözelti ideal değildir. Oluşum endotermiktir, **$\Delta H_{\text{ç}} > 0$** .

4)Farklı moleküller arası çekim kuvvetleri benzer moleküller arası kuvvetlerden çok küçükse, bileşenler ayrı ayrı kalır, **heterojen karışım** oluşur. **<<BENZER BENZERİ ÇÖZER>>**

İdeal Olmayan Çözeltiler

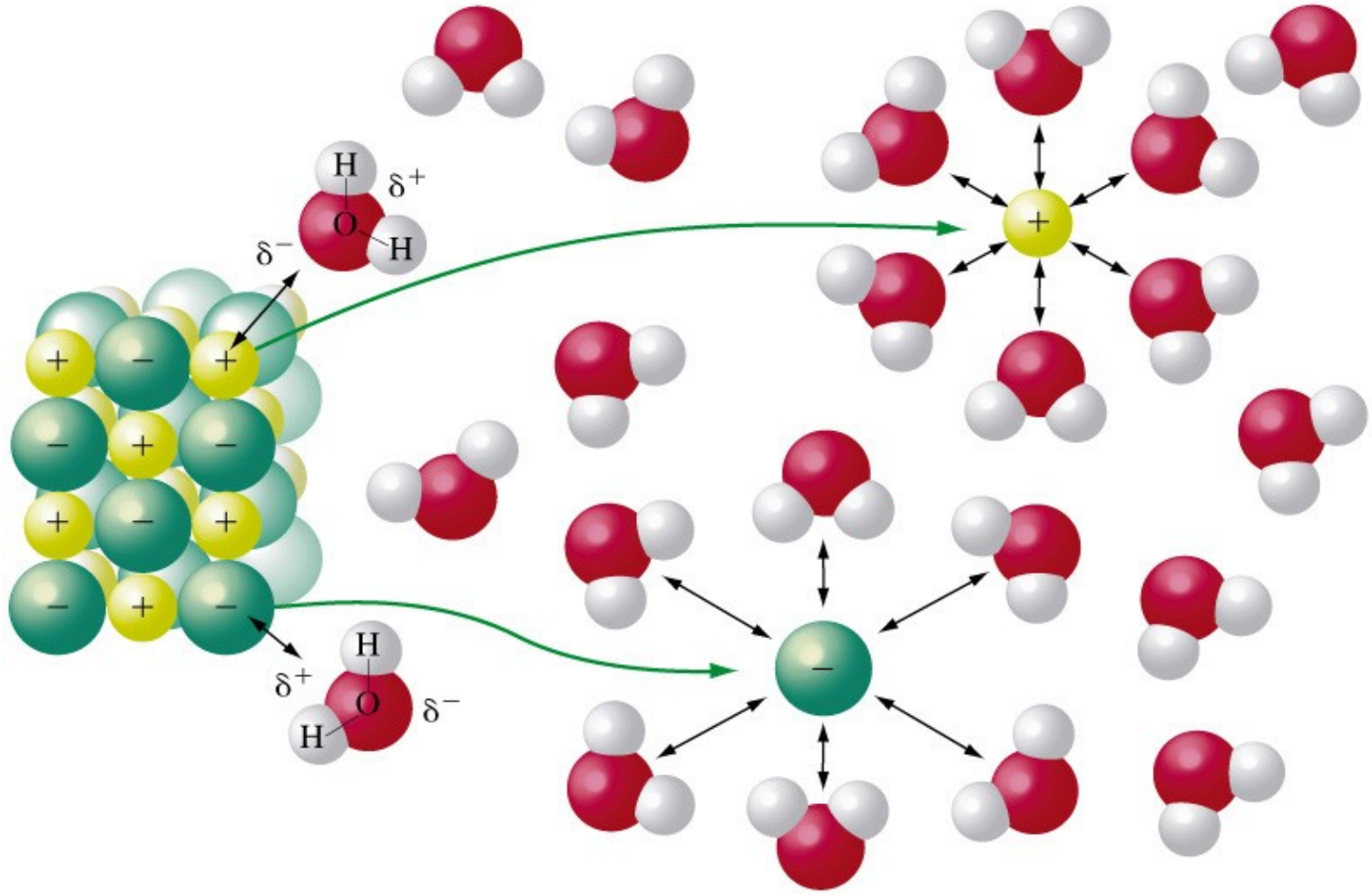
- Adhezyon kuvvetleri kohezyon kuvvetlerinden daha büyüktür.

$$\Delta H_{\text{ç}} < 0$$



❖ CHCl_3 (kloroform) ve $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$ (aseton) molekülleri arası hidrojen bağı, benzer moleküller arasından daha büyük çekim kuvvetine neden olur.

İyonik Çözeltilerin Oluşumu

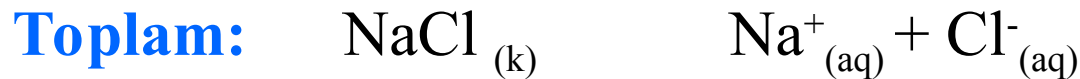
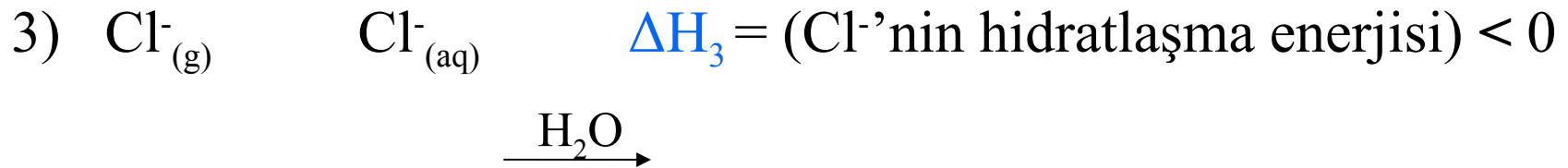
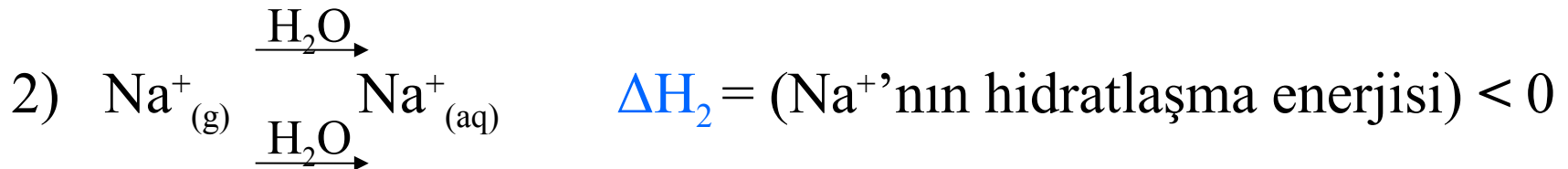


Çözünmenin temeli, su dipollerinin iyonik kristal yüzeyindeki iyonları sarması ve onları hidratlaştırmasıdır.

Hidratlaşma Enerjisi

- Su molekülleri kristal yüzeyindeki iyonlara yaklaşır ve etrafını sarar, su moleküllerinin negatif uçları pozitif iyonlara, pozitif uçları negatif iyonlara doğru yönelir.
- Bu iyon-dipol çekim kuvvetleri kristaldeki iyonlar arası çekim kuvvetlerinden yeterince büyükse, çözünme olacaktır.
- İyonun etrafının su molekülleri ile sarılmasına **hidratlaşma** denir.
- İyonlar hidratlaştığı zaman enerji açığa çıkar.
- **Hidratlaşma enerjisinin** büyüklüğü, iyonik kristalden iyonları ayırmak için gerekli enerjiden daha büyükse, iyonik katı suda çözünür.

NaCl'ün Suda Çözünmesi;



$$\Delta H_c = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 \sim +5 \text{ kJ/mol}$$

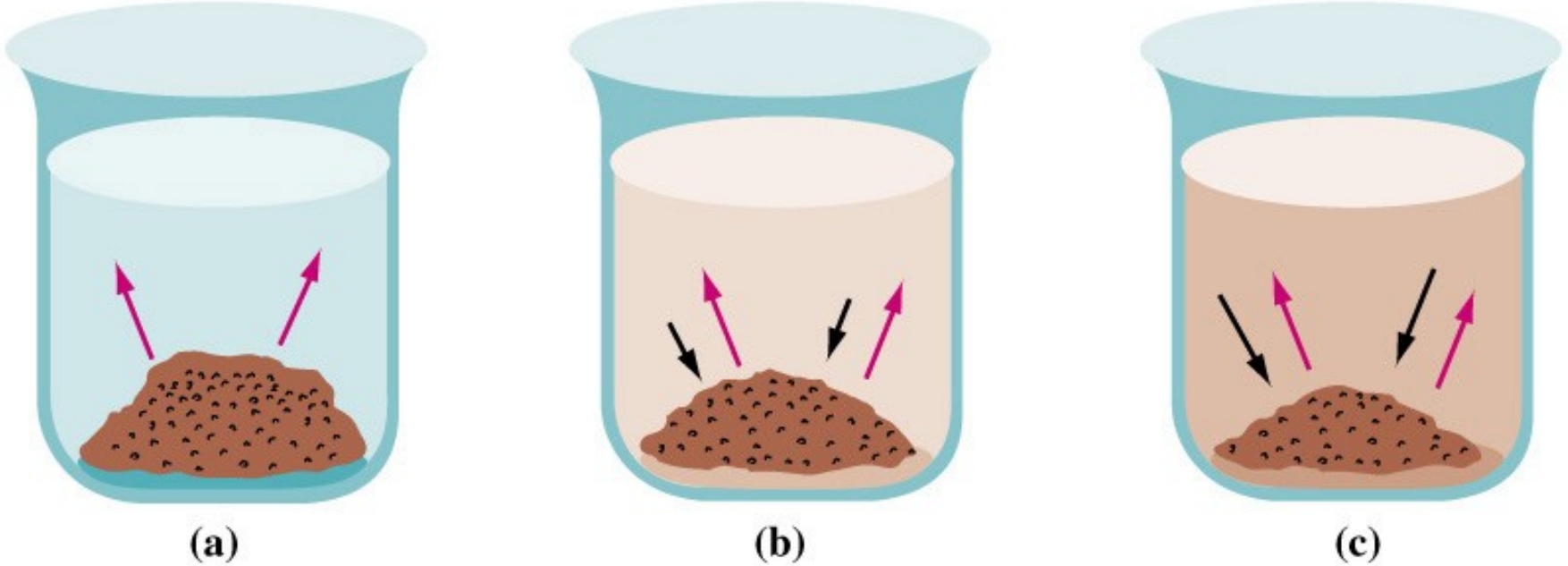
- Sodyum klorürün suda çözünmesi endotermiktir. Çözünebilir iyonik bileşiklerin çoğu (%95) endotermiktir.
- Aslında sodyum klorürün suda çözünmemesi gerekir.

Entropi

- Bir olayın kendiliğinden meydana gelmesini sağlayan iki etken vardır: **entalpi ve entropi**.
- **Entropi**, atom, iyon ve molekül gruplarının olabildiğince düzensiz bir şekilde dağılma eğilimlerinin bir ölçüsüdür.
- Bütün sistemler düzenli hale gelerek enerjilerini azaltmak (**entalpi azalması**) isterken, bir taraftan da en dağınık durumda bulunmak (**entropi artması**) isterler.
- Bir olay, bu iki etmenin bileşkesi uygunsa, **kendiliğinden** meydana gelir.

11-4 Çözelti Oluşumu ve Denge

Doygun Çözeltinin Oluşması



Okların uzunlukları çözünme (↑) ve çökme (↓) hızlarını gösterir.

(a) Çözünen madde çözücü içine konduğu anda çözünme başlar.

(b) Bir süre sonra çökme hızı önemli bir değere ulaşır. (c)

Çözünme ve çökme hızları eşit olduğu zaman çözelti doymuş hale gelir.

Çözünürlük

- Verilen bir sıcaklıkta normal olarak mümkün olan en fazla çözünen içeren çözeltiye **doygun çözelti** denir.
- Verilen koşullarda çözebileceğinden daha az çözünen taşıyan çözeltiye **doymamış çözelti** denir.
- Doymuş bir çözeltiden daha fazla çözünen içeren çözeltiye **aşırı doymuş çözelti** denir. Belli sıcaklıkta doymuş çözelti daha fazla ısıtılarak (içinde daha fazla madde çözünür) aşırı doymuş hale getirilir. Soğutulduğu halde, içinde aşırı kristali olmamasından dolayı kristallenme olmayan doymuş çözeltidir.
- Doymuş çözeltinin derişimine, verilen çözücü içinde çözünenin **çözünürlüğü** denir. Çözünürlük sıcaklıkla değişir. Çözünürlüğün sıcaklığa bağıllığını gösteren eğriye **çözünürlük eğrisi** denir.

11-5 Gazların Çözünürlüğü

Sıcaklığın Etkisi



- Çoğu gazın çözünürlüğü sıcaklık arttıkça azalır.
- Ilık denizlerde balıklar için yeterli çözünmüş oksijen yoktur.
- Gazların organik çözücülerdeki çözünürlükleri yüksek sıcaklıklarda daha fazladır.
- Soygazların sudaki çözünme davranışları oldukça karmaşıktır. Bunların **çözünürlükleri sıcaklık arttıkça azalırsa da, belli bir sıcaklıkta minimuma indikten sonra, artmaya başlar.**

Basıncın Etkisi

- Bir gazın sıvı içerisindeki çözünürlüğüne basıncın etkisi, sıcaklığın etkisinden çok daha fazladır.
- Bir gazın çözünürlüğü gaz basıncıyla doğru orantılı olarak artar. Buna **“Henry yasası”** denir.

$$C = k \cdot P_{\text{gaz}}$$

C: Bir gazın belli bir çözücüde, sabit bir sıcaklıktaki çözünürlüğü.

P_{gaz}: Gazın bu çözeltideki kısmi basıncı.

k: Orantı katsayısıdır.

Henry Yasası

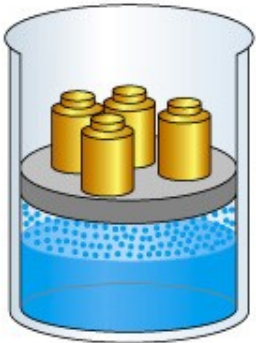
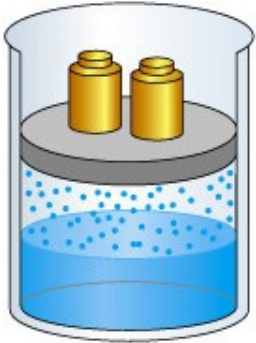
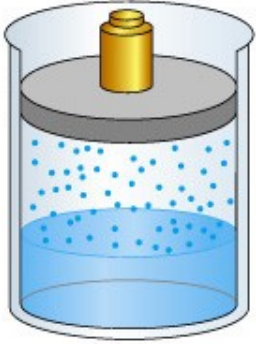
Örneğin, N₂ gazınının 0°C ve 1 atm'deki sudaki çözünürlüğü 23,54 ml/L'dir. Buna göre Henry sabiti k,

$$k = \frac{C}{P_{\text{gaz}}} = \frac{23,54 \text{ mL}}{1,00 \text{ atm}} = 23,54 \text{ mL N}_2/\text{atm}$$

Gazın çözünürlüğünü 100 mL N₂/L'ye arttırdığımızı düşünelim. Basıncı da belli değere arttırmalıyız;

$$P_{\text{gaz}} = \frac{C}{k} = \frac{100 \text{ mL}}{23,54 \text{ mL N}_2/\text{atm}} = 4,25 \text{ atm}$$

Henry Yasası



- Çözünmüş gazın (rengin koyulaşması ile çözünmüş gazın derişimi artıyor) derişimi çözeltinin üstündeki gazın basıncı (noktaların sıklaşması ile gazın basıncı artıyor) ile orantılıdır.
- Meşrubatlarda CO_2 gazı bulunur.



11-6 Çözeltilerin Buhar Basınçları

- Bileşikler uçucu sıvılar ise, birbirlerinden ayrılmaları genellikle damıtma ile yapılır.
- F.M. Raoult, 1880'lerde bir çözünenin, çözücünün buhar basıncını düşürdüğünü buldu (Raoult yasası).

$$P_A = \chi_A \cdot P_A^0$$

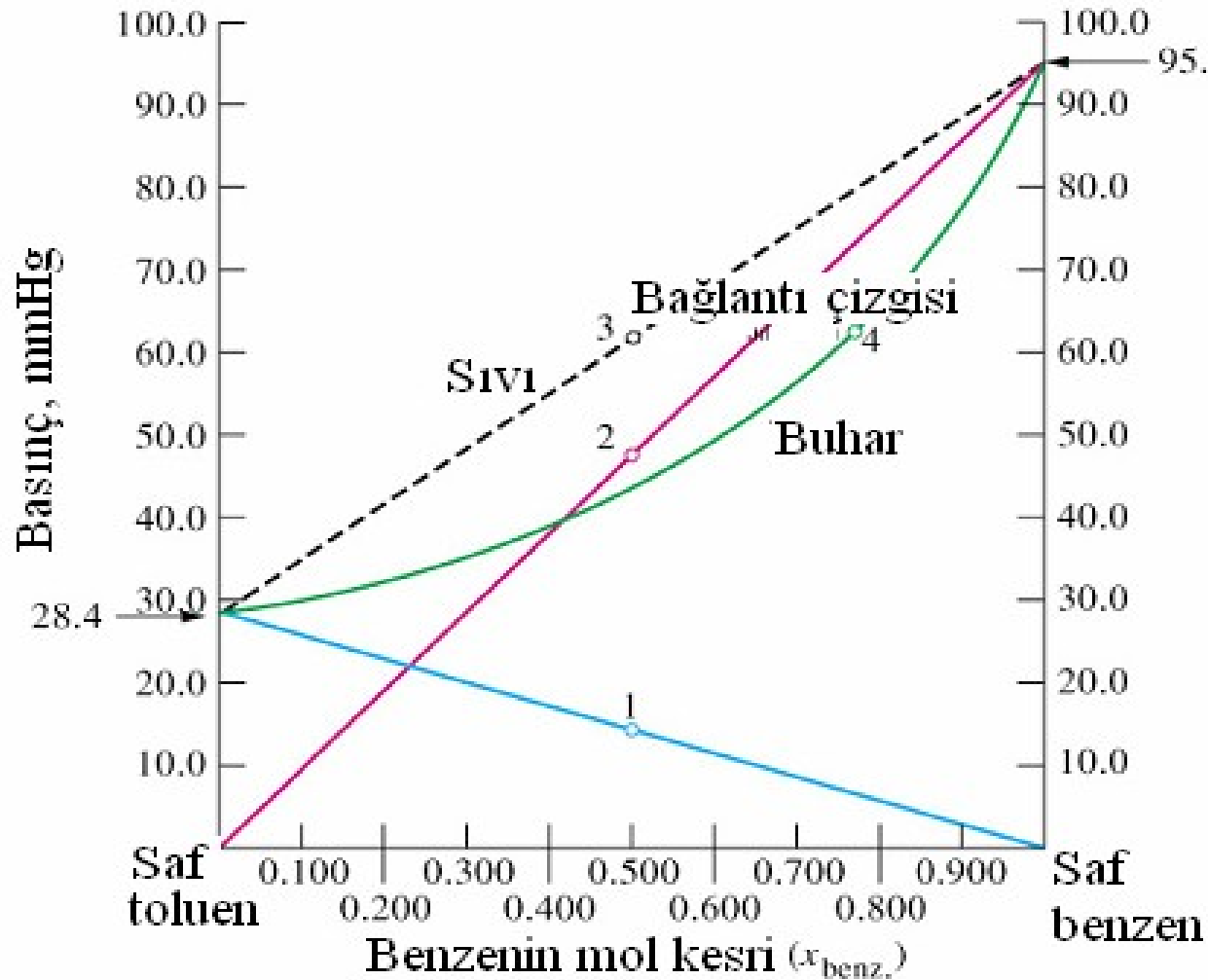
P_A : İdeal bir çözeltide çözücünün buhar basıncı,

P_A^0 : Verilen bir sıcaklıkta saf çözücünün buhar basıncı,

χ_A : Çözücünün çözeltideki mol kesridir.

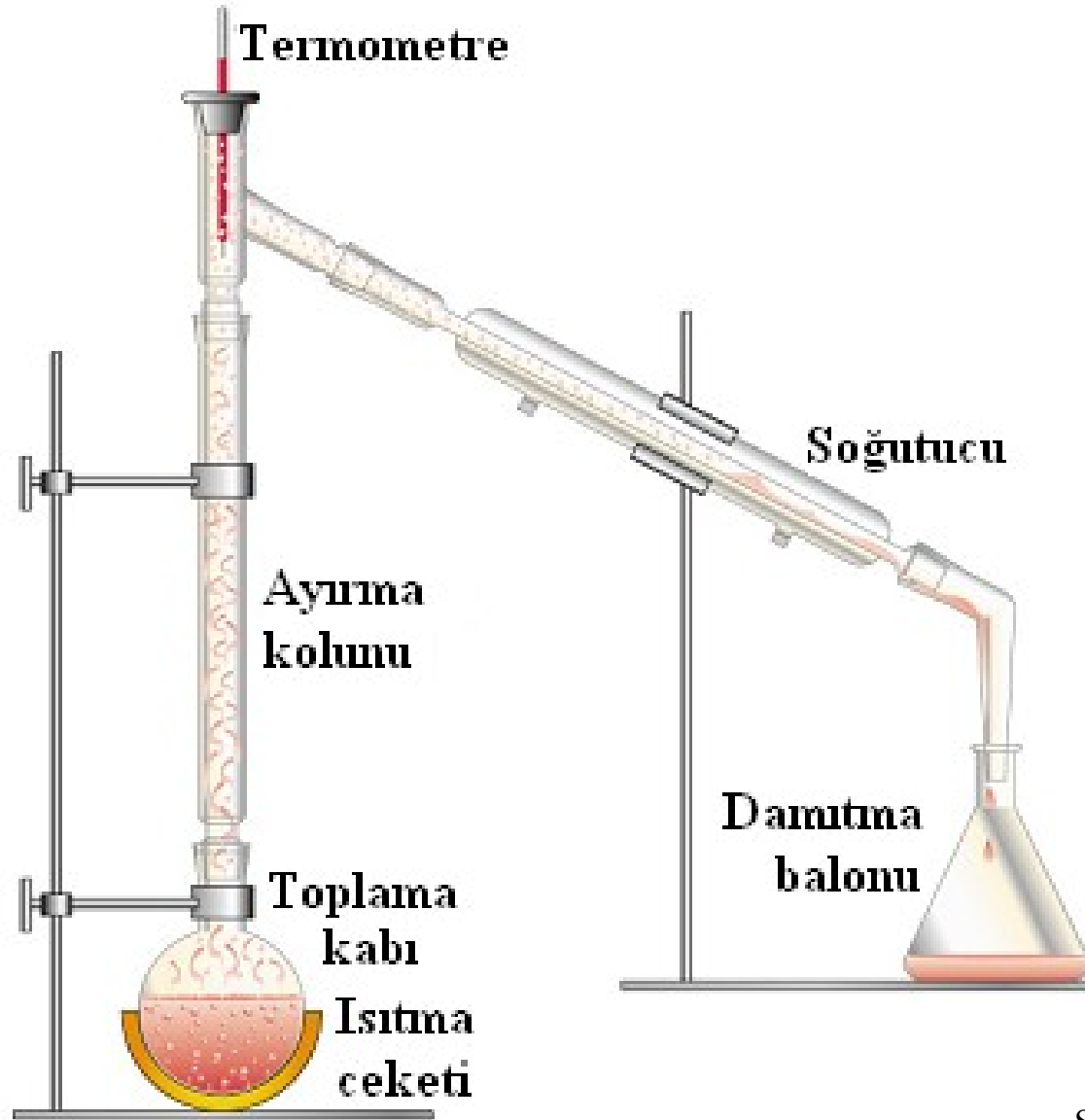
- $x_A + x_B = 1$ olduğundan x_A her zaman 1'den küçük olur. Böylece P_A , P_A^0 'dan küçüktür.
- Raoult yasası sadece **ideal çözeltilere** ve çözeltilerin buharlaşabilen bileşenlerine uygulanabilir.

Sıvı-Buhar Dengesi: İdeal Çözeltiler



- Benzenin buhar basıncı
- Toluenin buhar basıncı
- - - - - Toplam buhar basıncı (ve sıvı bileşimi)
- Buhar bileşimi

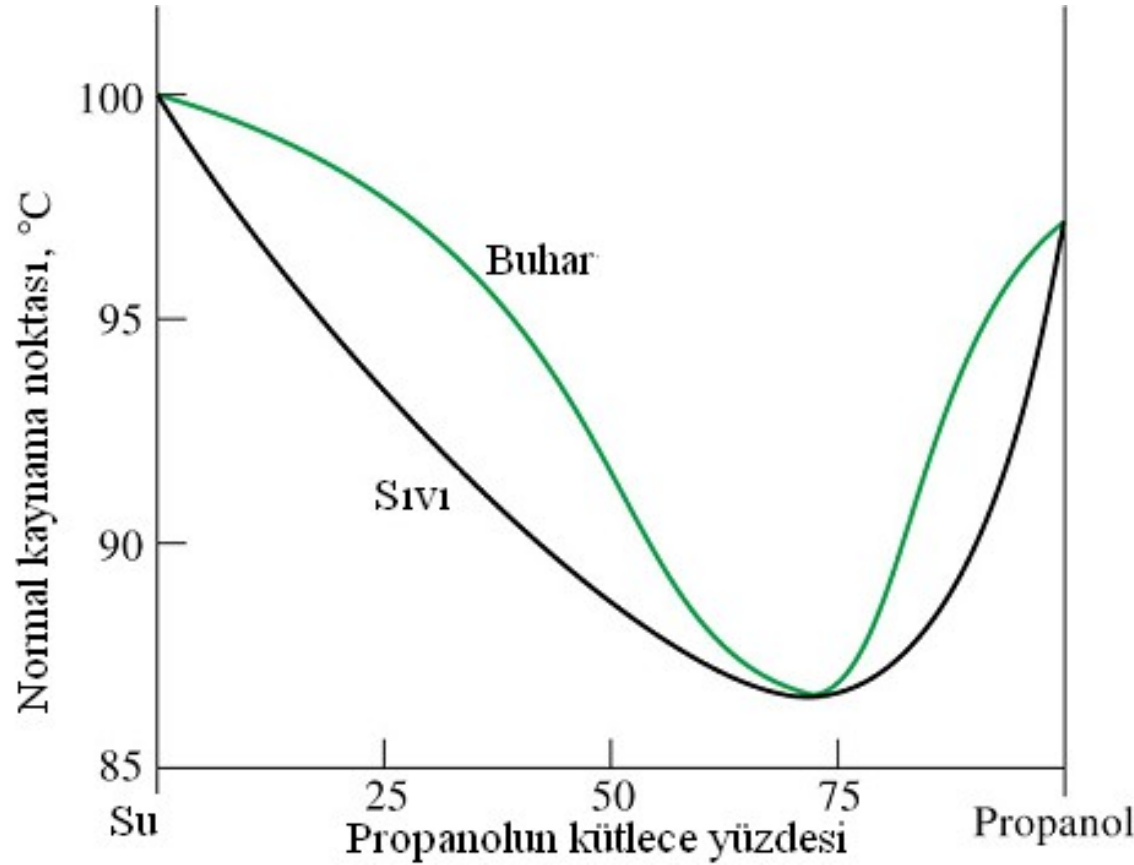
Ayrımsal Damıtma



Sıvı-Buhar Dengesi: İdeal Olmayan Çözeltiler

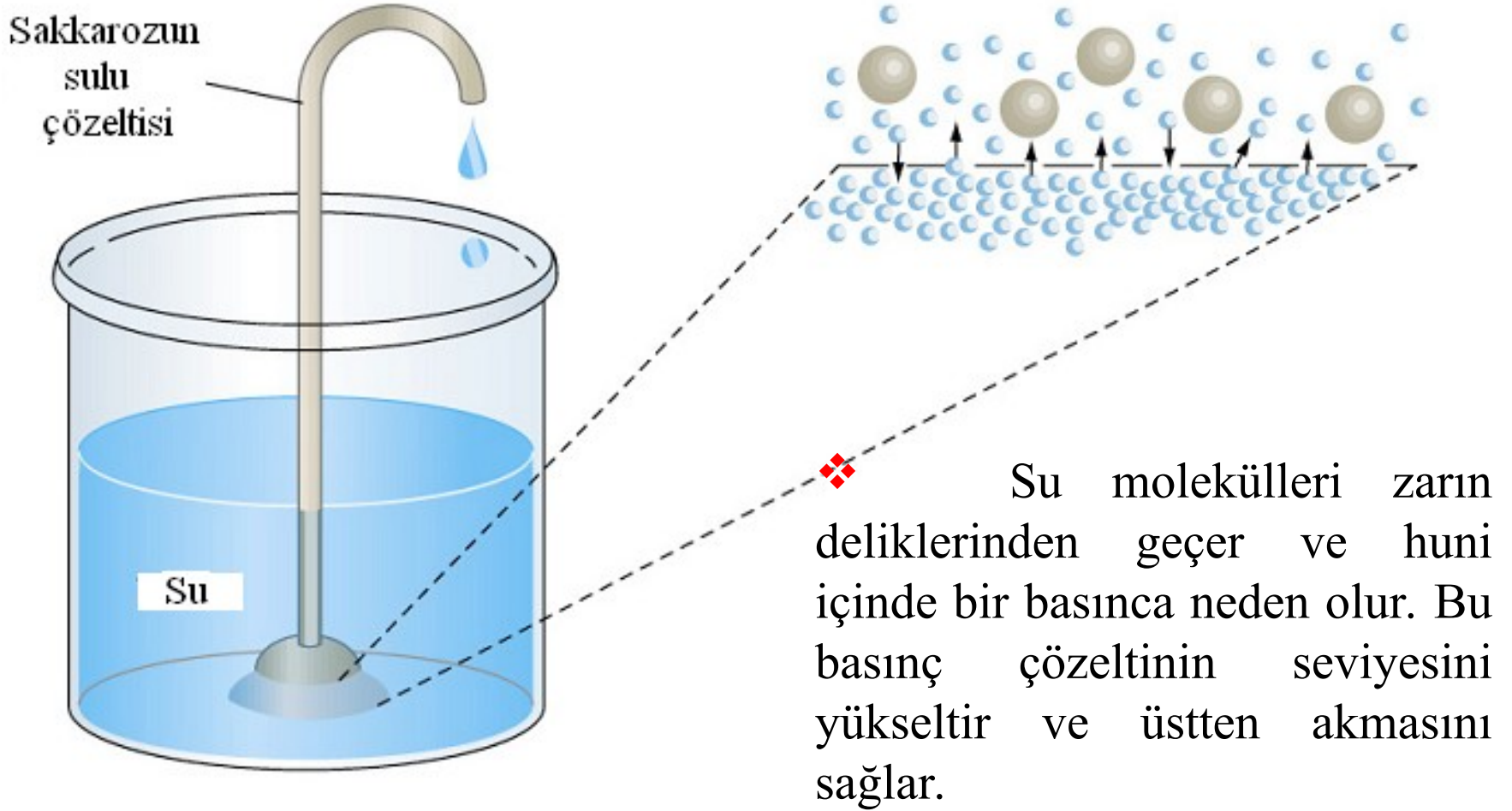
- Örneğin, aseton-kloroform çözeltilerinde buhar basınçları ideal çözeltilerde olduğundan daha düşük, kaynama noktaları daha yüksektir.
- Bu çözeltiler ideal çözeltiden **negatif sapma** gösterirler.
- Aseton-karbonsülfür çözeltilerinde buhar basınçları beklenenden daha yüksektir.
- Böyle çözeltiler idealden **pozitif sapma** gösterirler ve kaynama sıcaklıkları düşüktür.
- Eğer idealden sapmalar yeterince büyükse, bazı çözeltilerin buhar basıncı-bileşim grafiklerinde buhar basınçları bir maksimum ya da minimumdan geçer.
- **Azeotrop**, sabit bir kaynama noktası bulunan ve sıvı ve buhar fazlarındaki bileşimi aynı olan çözeltidir.
- **Azeotrop kaynama noktası**, bazı durumlarda, çözelti bileşenlerinden daha düşük (minimum kaynama noktası), bazı durumlarda daha büyük (maksimum kaynama noktası) olur.

Minimum Kaynama Noktalı Azeotrop



Propanolün sudaki kütlesi %71,69 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ çözeltisi, bu iki bileşenin diğer bütün çözeltilerinden daha düşük sıcaklıkta kaynar. Kütlece %71,69'dan daha düşük derişiminde alkol içeren bir çözeltinin ayrımsal damıtılması, son ürün olarak bir azeotrop ve su verir. Kütlece %71,69'dan daha fazla alkol içeren çözeltiler ise, ayrımsal damıtma sonunda azeotrop ve alkol verirler. Her durumda, azeotrop bileşimine ulaşılır.

11-7 Osmoz Olayı



Bir süre sonra, borudaki çözelti seyrelir ve üstten akan çözelti yüzünden, saf su sakkaroz çözeltisine dönüşür. Zar tarafından ayrılan iki çözeltinin bileşimi yaklaşık eşit olduğunda sıvı akışı durur.

Osmotik Basınç

- Saf sudaki su derişim, çözeltideki su derişiminden fazla olduğundan, saf sudan çözeltiye bir geçiş vardır.
- **Osmoz** denilen bu geçiş, çözeltinin boru içerisinde yükselmesine neden olur.
- Çözeltiye basınç uygulanırsa, su moleküllerinin saf suya doğru geçiş hızı artar ve dolayısıyla suyun çözeltiye geçiş hızı azalır.
- Osmotik geçişi durdurmak için çözeltiye uygulanması gereken basınca çözeltinin **osmotik basıncı** denir.
- Seyreltik çözeltilerin osmotik basınçlarının hesaplanması:

$$\pi.V = n.R.T$$

π : Osmotik Basınç

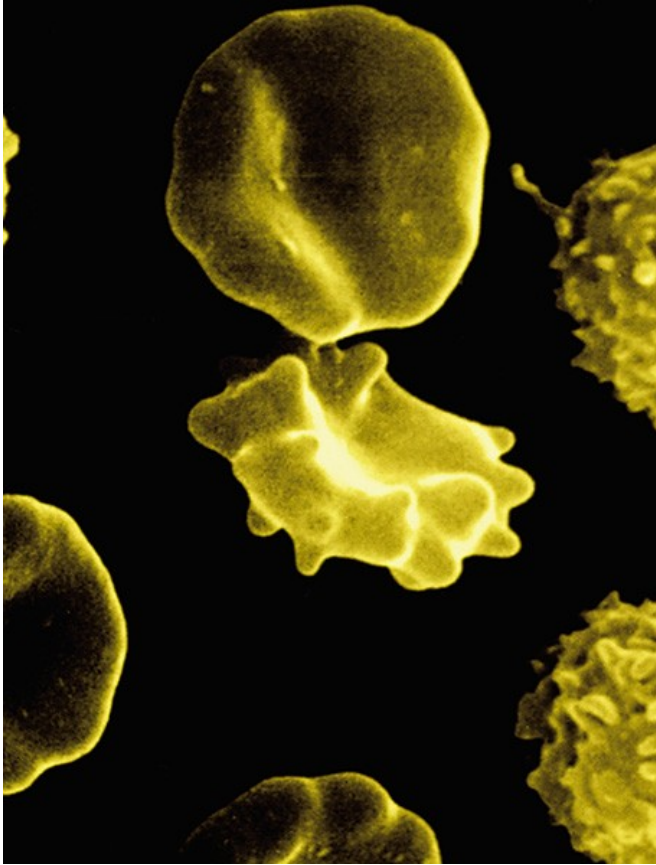
$$\pi .V = \frac{m}{M_A} RT$$

İzotonik, Hipertonik ve Hipotonik Çözeltiler

- Vücut sıvısı ile aynı osmotik basınca sahip bir çözeltiliye “izotonik çözelti” denir.
- Hücreleri, derişimi %0,92’den fazla olan bir NaCl(aq) çözeltisine koyarsak, su hücre içinden dışa doğru geçer ve hücreler büzülür. Böyle çözeltilere de “hipertonik çözeltiler” denir.
- NaCl derişimi %0,92’den az ise su geçişi dışarıdan hücre içine doğru olur ve bu tür çözeltilere “hipotonik çözeltiler” denir.

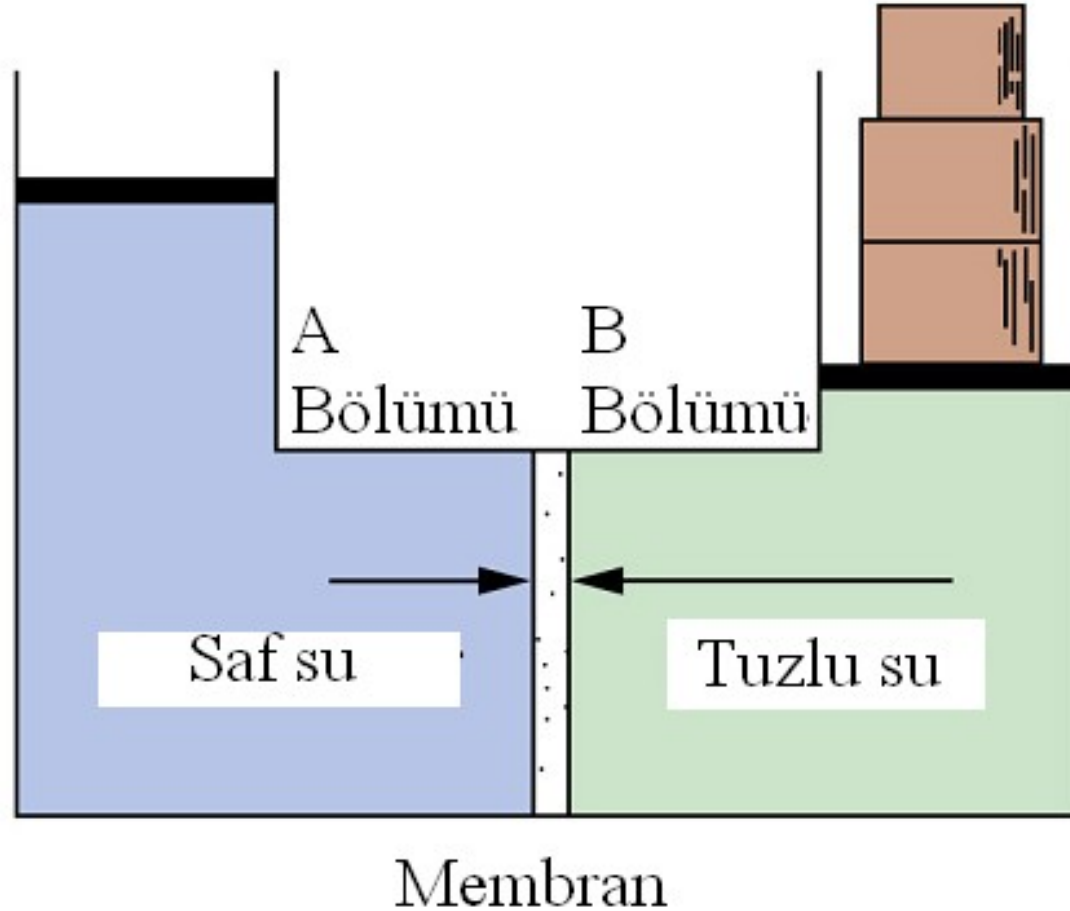
Osmotik Basınç

Normal Bir Kırmızı Kan Hücresi



Hipertonik çözeltide kırmızı kan hücresi (ortada)

Ters Osmoz – Tuz Giderme



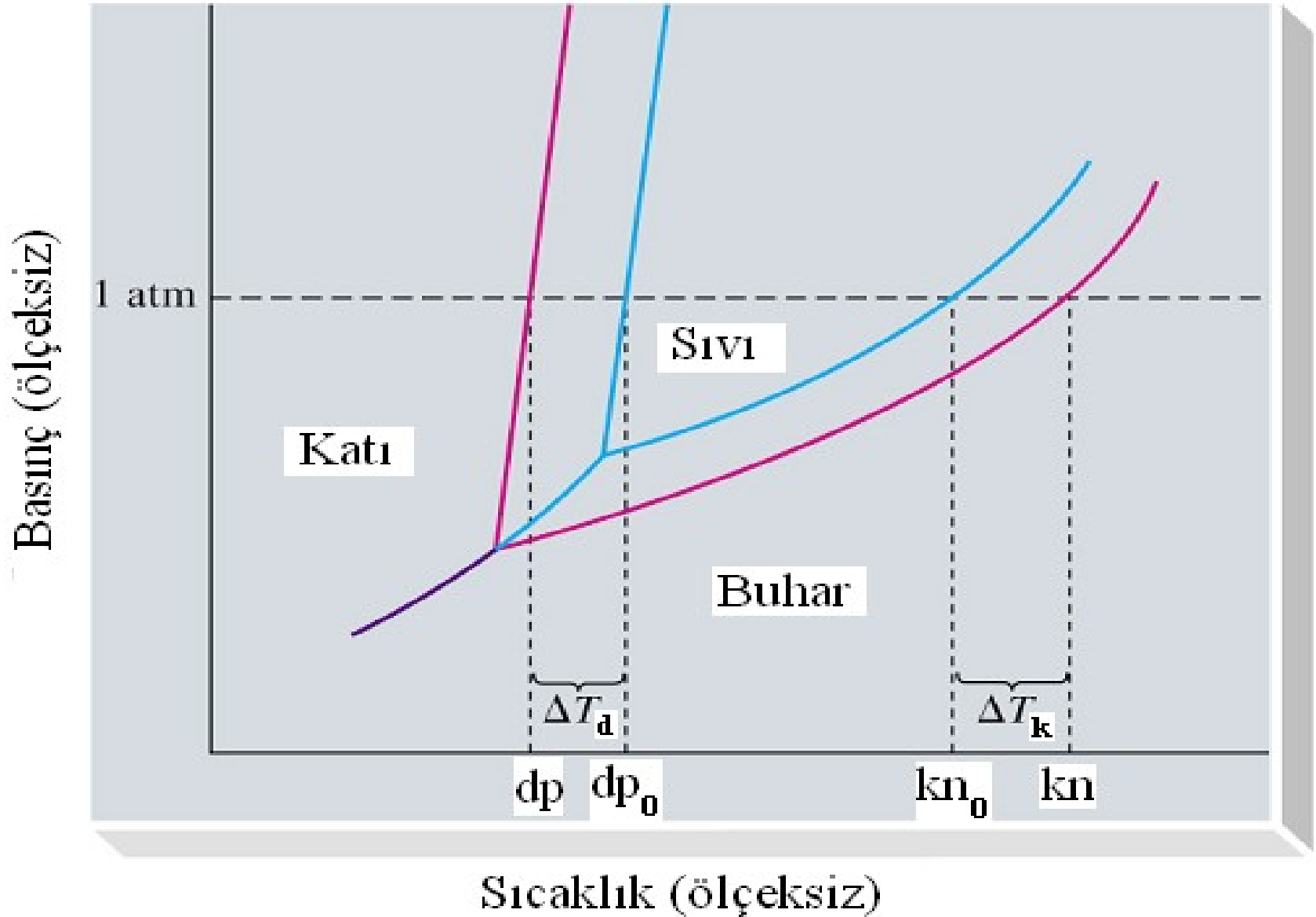
- Eğer B'ye osmotik basınçtan daha fazla bir basınç uygularsak, su moleküllerinin net geçişini ters yöne çevirmiş oluruz. Yani geçiş tuzlu çözeltiden saf suya doğru olur. Bu olaya **ters osmoz** denir.

- Ters osmoz, acil durumlarda içme suyu elde etmek için ya da kullanma suyu sağlamak için **tuzlu suyun tuzunu gidermekte** kullanılır.

11-8 Elektrolit Olmayan Çözeltilerde Donma Noktası Alçalması ve Kaynama Noktası Yükselmesi

- Uçucu olmayan bir çözünen, saf çözücünün buhar basıncını düşürür.
- Çözünen, saf çözücünün kaynama noktasını yükseltir (Ebülyoskopi).
- Çözünen, saf çözücünün donma noktasını düşürür (Kriyoskopi).
- Buhar basıncı düşmesi, kaynama noktası yükselmesi, donma noktası alçalması ve osmotik basınç, çözünen maddenin miktarına (tanecik sayısına) bağlıdır.
- Bu nedenle bu özelliklere kolligatif (sayısal) özellikler denir.
- Bu özelliklerden yararlanarak maddelerin molekül kütleleri tayin edilebilir.

Buhar Basıncı Düşmesi



Mavi eğri saf çözücüye, kırmızı eğri çözeltiye aittir. Slide 40 of 46

Buhar Basıncı Düşmesi

- Üç **mavi** eğri, saf çözücünün buhar basıncı, erime ve süblimleşme eğrileridir.
- Çözeltiden donan katı çözücünün süblimleşme eğrisi **mor** renkle gösterilmiştir.
- Grafik iki ön kabule göre çizilmiştir: Çözünen uçucu değildir, çözeltide donan madde saf çözücüdür. Bir çok karışım bu kabule çok iyi uyar.
- Çözeltinin buhar basıncı eğrisi (**kırmızı**), süblimleşme eğrisini, saf çözücününkinden daha düşük sıcaklıkta keser. Süblimleşme ve buhar basıncı eğrilerinin kesim noktasından başlayan katı-sıvı erime eğrisi de daha düşük sıcaklığa kayar.

Koligatif (Sayısal) Özellikler

Buhar Basıncı Düşmesi: Çözeltinin b.basıncı saf çözücünün b.basıncından düşüktür. Buhar basıncındaki azalma çözünenin cinsine değil, mol kesrine bağlıdır.

$$\Delta P = P^0 \cdot x_i$$

Donma Noktası Alçalması: 1000 g çözücü + n_2 mol çözünen

$$\Delta T_d = K_d \cdot m ; \quad \Delta T_d = \text{Donma noktası alçalması, } m = \text{molalite}$$

$$(T_0 - T) \quad K_d = \text{Kriyoskopi sabiti (çözücüye ait)}$$

$$K_d = \frac{R \cdot T_0^2 \cdot M_A}{\Delta H_f \cdot 1000} ; \quad T_0 = \text{Çözücünün donma noktası}$$

$$\Delta H_f = \text{Erime ısısı}$$

$$M_A = \text{Çözücünün molekül ağırlığı}$$

$$m = \frac{g \cdot 1000}{G \cdot M} ; \quad g = \text{çözünen miktarı, } G = \text{çözücü miktarı}$$

Koligatif (Sayısal) Özellikler

Kaynama Noktası Yükselmesi:

Molalite: 1000 g çözücü + n_2 mol çözünen

$$\Delta T_b = K_b \times m ; \quad \Delta T_b = \text{Kaynama noktası yükselmesi, } m = \text{molalite}$$

$(T - T_0)$ $K_b = \text{Ebüliyoskopi sabiti (çözücüye ait)}$

$$K_d = \frac{R \cdot T_0^2 \cdot M_A}{\Delta H_b \cdot 1000} ; \quad T_0 = \text{Saf çözücünün kaynama noktası}$$

$\Delta H_b = \text{Buharlaşma ısısı}$
 $M_A = \text{Çözücünün molekül ağırlığı}$

$$m = \frac{g \cdot 1000}{G \cdot M_A} ; \quad g = \text{çözünen miktarı, } G = \text{çözücü miktarı}$$

$M_A = \text{çözünenin molekül ağırlığı}$

11-9 Elektrolit Çözeltiler

- Çözeltilerin elektriksel iletkenliği ile ilgili bilgiler **Svante Arrhenius'un (1883)** yaptığı bazı çalışmalara dayanır.
- O zamanki egemen düşünce, elektriği yalnızca iyonların ilettiği idi.
- Arrhenius, bazı durumlarda katı maddelerde de iyonlar bulunduğunu ve bu katı maddeler suda çözündükleri zaman (NaCl gibi) iyonlarına ayrıştığı sonucuna vardı.
- HCl gibi bazı bileşiklerde ise iyon bulunmadığı, ancak suda çözündükleri zaman iyonlar meydana geldiğini öne sürdü.
- Her iki durumda da iyon oluşturmak için elektrik gerekmediğini belirtti.
- Arrhenius kuramının ilk başarılarından biri, **Van't Hoff (1852-1911)** tarafından belirtilen, bazı tanecik özelliklerinin değerlerinde görülen anormalliklerin açıklanmasıdır.

Van't Hoff

- Bazı çözünenler beklenenden daha fazla tanecik özellikleri gösterirler.
- Örneğin; 0,01 m'lık bir sulu çözeltinin beklenen donma noktası düşmesi,

$$\Delta T_d = -K_d \times m = -1,86^\circ\text{C m}^{-1} \times 0,0100 \text{ m} = \textbf{-0,0186}^\circ\text{C'dır.}$$

- Eğer bu çözelti 0,01 m üre ise donma noktası $-0,0186^\circ\text{C}$ ölçülür.
- Çözelti 0,01 m NaCl ise ölçülen d.n'sı **$-0,0361^\circ\text{C}$ 'dir.**
- Van't Hoff, elektrolit olmayan bir çözünenin ölçülen tanecik özelliğinin değerini beklenen değere bölerek bir **i** faktörü tanımlamıştır.

van't Hoff

- 0,01 m NaCl için **i** faktörünün değeri şudur:

$$i = \frac{\text{ölçülen } \Delta T_d}{\text{beklenen } \Delta T_d} = \frac{-0,0361^{\circ}\text{C}}{-0,0186^{\circ}\text{C}} = 1,94$$

$$\pi = -i \times M \times RT$$

$$\Delta T_d = -i \times K_d \times m$$

$$\Delta T_k = i \times K_k \times m$$

- Bu eşitlikler elektrolit olmayanlar için kullanılırsa basitçe **i = 1** alınır. Kuvvetli elektrolitler için ise hesaplanır.



BÖLÜM 12: Kimyasal Denge

İçindekiler

- 12-1 Dinamik Denge
- 12-2 Denge Sabiti Eşitliği
- 12-3 Denge Sabitine İlişkin Bağlıntılar
- 12-4 Denge Sabiti Büyüklüğünün Önemi
- 12-5 Kütlelerin Etkisi İfadesi Q : Net Tepkime
Yönünün Belirlenmesi
- 12-6 Denge Konumlarının Değişmesi:
Le Châtelier İlkesi

12-1 Dinamik Denge

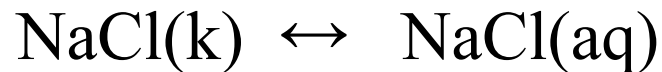
- **Denge**, iki zıt işlemin eşit hızla gerçekleşmesidir.
- İki yönlü bir reaksiyonda, reaksiyon başladıktan bir süre sonra R_i (ileri yönlü reaksiyon hızı) azalırken, R_g (geri yönlü reaksiyon hızı) artar.
- Belli bir süre sonra bu iki hız birbirine eşit olur ve denge kurulur.

12-1 Dinamik Denge

- Bir sıvının buhar basıncı, denge konumuna bağlı bir özelliktir.



- Çözünen bir katının çözünürlüğü, denge konumuna bağlı bir özelliktir.

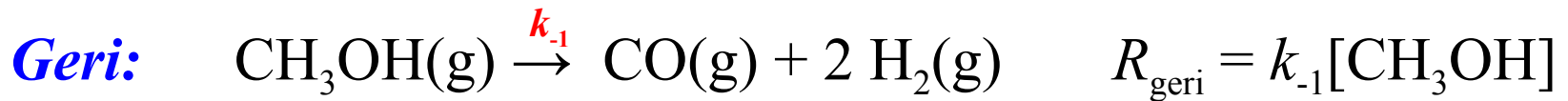


- Çözünen bir katının, birbiriyle karışmayan iki çözücü arasındaki dağılma katsayısı denge konumuna bağlı bir özelliktir.

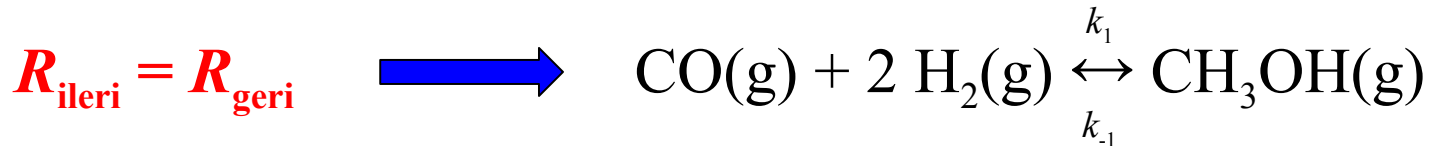
12-1 Dinamik Denge

- Denge konumunda tepkimeye girenlerin (tepkenlerin) ve ürünlerin miktarları sabit kalır.
- Tepkimeye girenlerin ve ürünlerin denge konumundaki derişimlerinin oranı sabit bir değerdir, ve dengeye nasıl ulaşıldığına bağlı değildir.
- Bu orana **denge sabiti eşıtliği**, bunun sayısal değerine de **denge sabiti (K_c)** denir.
- ‘**c**’ terimi, derişimlerin (molarite olarak) kullanıldığını belirtir.

12-2 Denge Sabiti Eşitliği



Dengede:



$$k_1[\text{CO}][\text{H}_2]^2 = k_{-1}[\text{CH}_3\text{OH}]$$

$$\frac{k_1}{k_{-1}} = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}][\text{H}_2]^2} = \mathbf{K_c}$$

Genel K_c Eşitliği



Denge sabiti $\longrightarrow K_c = \frac{[\text{G}]^g [\text{H}]^h \dots}{[\text{A}]^a [\text{B}]^b \dots}$

K_c tepkimeye ve sıcaklığa bağlı bir değerdir.

12-3 Denge Sabitlerini İçeren Bağlıntılar

- Eğer tepkime eşitliği **zıt yönde** ele alınırsa, K_c değerinin **tersi** alınır.
- Denkleştirilmiş eşitlikteki katsayılar bir çarpan (2,3,..) ile **çarpılırsa**, bu çarpan, denge sabitine **üs** olarak verilir.
- Denkleştirilmiş eşitlikteki katsayılar bir bölenle (2, 3,..) **bölünürse**, denge sabitinin bölene göre **kökü** (kare kök, küp kök,..) alınır.
- Net tepkimelerin denge sabitini elde etmek için tek tek tepkimeler toplanırken, bunların denge sabitleri çarpılır.

Denge Sabiti Eşitliklerinin Birleştirilmesi

$\text{N}_2\text{O(g)} + \frac{1}{2}\text{O}_2 \leftrightarrow 2 \text{NO(g)}$ tepkimesi için $K_c = ?$



$$\begin{aligned} \text{N}_2\text{O(g)} + \frac{1}{2}\text{O}_2 \leftrightarrow 2 \text{NO(g)} \quad \textbf{(K}_c\text{)net} &= \textbf{K}_c \textbf{(a)} \cdot \textbf{K}_c \textbf{(b)} \\ &= (3,7 \times 10^{17}) \cdot (4,7 \times 10^{-31}) \\ &= 1,7 \times 10^{-13} \end{aligned}$$

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2\text{O}][\text{O}_2]^{1/2}}$$

Gaz Dengeleri: Denge Sabiti, K_p

- **Gaz karışımları**, tıpkı sıvı karışımları gibi çözeltilerdir.
- Gazın aktifliği basıncıdır (atm olarak).
- Gaz tepkenlerin ve ürünlerin kısmi basınçlarını esas alan denge sabiti eşitliği, K_p ile ifade edilir.



$$[\text{SO}_3] = \frac{n_{\text{SO}_3}}{V} = \frac{P_{\text{SO}_3}}{RT}$$

$$[\text{SO}_2] = \frac{n_{\text{SO}_2}}{V} = \frac{P_{\text{SO}_2}}{RT}$$

$$[\text{O}_2] = \frac{n_{\text{O}_2}}{V} = \frac{P_{\text{O}_2}}{RT}$$

Gaz Dengeleri: Denge Sabiti, K_p



$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]} = \frac{\left(\frac{P_{\text{SO}_3}}{RT}\right)^2}{\left(\frac{P_{\text{SO}_2}}{RT}\right)^2 \frac{P_{\text{O}_2}}{RT}} = \frac{P_{\text{SO}_3}^2}{P_{\text{SO}_2}^2 P_{\text{O}_2}} RT$$

$$K_c = K_p(RT)^{-\Delta n} \quad \longrightarrow \quad K_p = K_c(RT)^{\Delta n(\text{gaz})}$$

Saf Sıvıları ve Saf Katıları İçeren Dengeler

- Tek bileşenli katı ve sıvı fazlarda, *saf katılar ve sıvılar* derişim terimleri denge sabiti eşitliğinde yer almaz.
- Saf sıvı ve katıların aktifliği 1'dir.



$$K_c = \frac{[\text{CO}][\text{H}_2]}{[\text{H}_2\text{O}]} = \frac{P_{\text{CO}} P_{\text{H}_2}}{P_{\text{H}_2\text{O}}} (RT)^{2-1}$$

12-4 Denge Sabiti Büyüklüğünün Önemi

- K_c ve K_p 'nin çok büyük sayısal değerleri, ileriye doğru olan tepkimenin *tam* ya da hemen hemen *tam olarak gerçekleştiğini* gösterir.
- Bir tepkimenin K_c ya da K_p değeri çok büyük ya da çok küçük değilse, yani K_c ya da K_p 'nin değeri 10^{-10} ile 10^{10} arasında ise dengeye erişildiğinde, hem tepkenlerin hem de ürünlerin derişimleri yeteri kadar büyüktür.
- Buna göre, tüm tepkimelerin denge hesaplamalarına gerek yoktur. Basit stokiyometrik hesaplarla tepkimenin sonucunu ve bazen hiç tepkime olmayacağını belirleriz.
- Denge sabitinin büyüklüğü termodinamik kararlılıkla ilgilidir.

12-5 Kütlelerin Etkisi İfadesi, Q : Net Tepkime Yönünün Belirlenmesi

- Dengenin kurulabilmesi için gerekli net değişmenin hangi yöne doğru olduğunu önceden tahmin etmek, şu iki nedenden dolayı önemlidir;
 1. Her zaman ayrıntılı denge hesapları yapmamız gerekmez. Onun yerine, başlangıç koşulları verilen değişmenin nasıl dengeye geldiğini nitel olarak bilmemiz yeterli olabilir.
 2. Bazı denge hesaplamalarında, ilk adım olarak net değişmenin yönünü belirlemek yararlı olabilir.

Net Tepkime Yönünün Belirlenmesi

- Bir tepkime karışımındaki başlangıç derişimleri için, denge sabiti eşitliğinde olduğu gibi, bir derişimler oranı yazılabilir.
- Bu orana **“kütlelerin etkisi ifadesi”** denir ve Q_c ile gösterilir. Genel olarak, bir tepkimenin kütlelerin etkisi ifadesi şöyle yazılabilir:



$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]_a [B]_b}$$

$$Q_c = \frac{[C]_{\text{başl}}^c [D]_{\text{başl}}^d}{[A]_{\text{başl}}^a [B]_{\text{başl}}^b}$$

Eğer $Q_c = K_c$ ise ; tepkime dengededir.

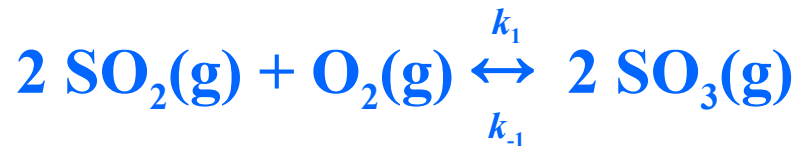
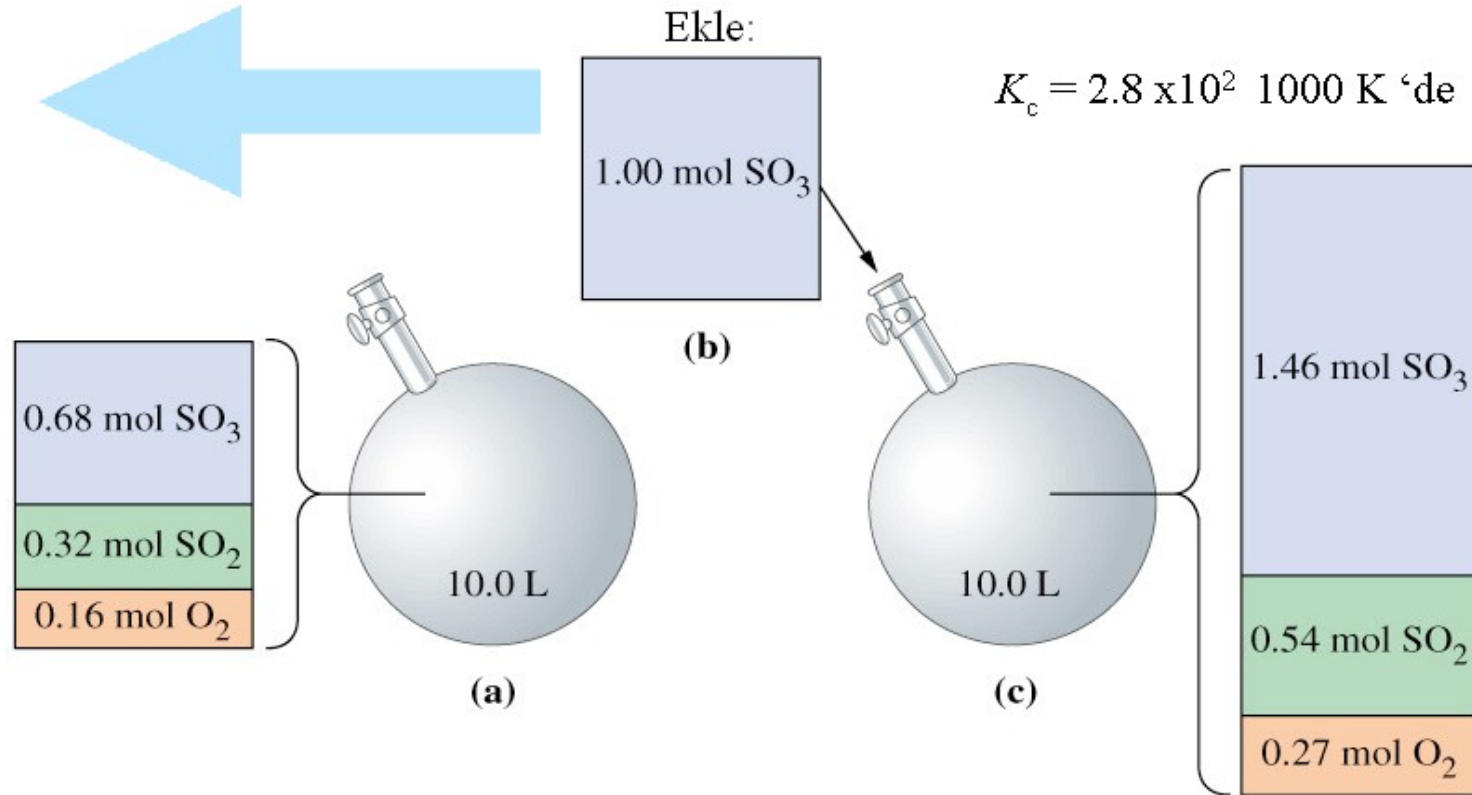
Eğer $K_c > Q_c$ ise; soldan sağa doğru net bir değişim meydana gelir (ileri yön).

Eğer $K_c < Q_c$ ise; sağdan sola doğru net bir değişim meydana gelir (ileri yön).

12-6 Dengeye Etki Eden Etkenler: Le Châtelier İlkesi

- **Henri Le Chatelier (1884);** Denge konumunda bulunan bir sistemdeki **sıcaklık, basınç** veya **tepkimeye girenlerin derişimine** herhangi bir dış etki olursa, sistem bu etkiye *yeni bir denge oluşturacak şekilde tepki verir.*

Derişimin Dengeye Etkisi



İlk denge:

$$Q = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]} = K_c$$

Dengeye etki edildiğinde:

$$Q = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]} > K_c$$

Basınç ya da Hacim Değişikliğinin Dengeye Etkisi

Sabit sıcaklıktaki **bir denge karışımının basıncı** üç ayrı yolla değiştirilebilir:

1. Gaz halindeki bir tepkenin veya ürünün eklenmesi ya da denge karışımından çekilmesi (tepkimeye giren maddelerin ilavesi ya da uzaklaştırılmasına benzer).
2. Sabit hacimli tepkime karışımına bir inert gaz eklenmesi (toplam basınç artar, denge konumuna etki etmez).
3. Sistemin hacmini değiştirerek basıncı değiştirme.

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]} = \frac{\left(\frac{n_{\text{SO}_3}}{V}\right)^2}{\left(\frac{n_{\text{SO}_2}}{V}\right)^2 \frac{n_{\text{O}_2}}{V}} = \frac{n_{\text{SO}_3}^2}{n_{\text{SO}_2}^2 n_{\text{O}_2}} V$$

Hacim Değişikliğinin Dengeye Etkisi

$$\begin{aligned} K_c &= \frac{[G]^g[H]^h}{[C]^c[D]^d} = \frac{n_G^g n_H^h}{n_A^a n_B^a} V^{(a+b)-(g+h)} \\ &= \frac{n_G^g n_H^h}{n_A^a n_B^a} V^{-\Delta n} \end{aligned}$$

- Bir denge karışımının hacminin **küçülmesi**, net değişimin **daha az mol sayısı içeren gazlar yönüne** kaymasına neden olur. Hacmin **artması** ise, net değişimin **daha fazla mol sayısı içeren gazlar yönüne** kaymasına yol açar.

Sıcaklığın Dengeye Etkisi

- Bir denge karışımının sıcaklığının değiştirilmesi, sisteme ısı verilmesi (sistemin ısıtılması) ya da sistemden ısı alınması (sistemin soğutulması) demektir.
- Le Chatelier ilkesine göre, sisteme ısı verilmesi tepkimeyi ısı alan (endotermik) yöne, sistemden ısı alınması, tepkimeyi ısı veren (ekzotermik) yöne kaydırır.
- Bir denge karışımının sıcaklığının arttırılması, denge konumunu endotermik tepkime yönüne kaydırır. Sıcaklığın azaltılması ise ekzotermik tepkime yönüne kaydırır.

Katalizörün Dengeye Etkisi

- Bir tepkime karışımına katalizör eklendiğinde **hem ileri yöne doğru, hem de zıt yöne doğru** olan tepkime hızı artar. Denge kısa zamanda kurulur; fakat katalizör denge miktarlarını **değiştirmez**.
- Katalizör tepkimenin mekanizmasını **değiştirir** ve tepkimenin daha düşük eşik enerjili bir mekanizma üzerinden yürümesini sağlar.
- Tersinir tepkimelerde, katalizör denge koşullarını **değiştirmez**.
- Katalizör **denge sabitinin sayısal değerini değiştirmez**.
- Sonuç olarak, denge konumu, tepkime mekanizmasına **bağlı değildir**.



BÖLÜM 13: ASİTLER VE BAZLAR

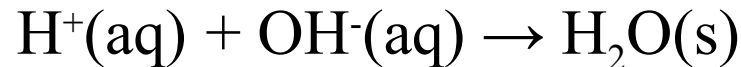
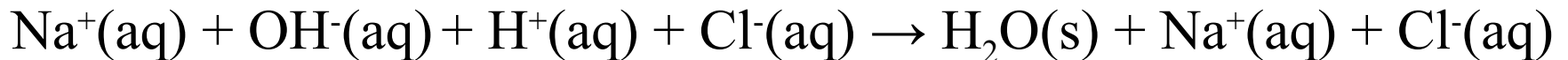
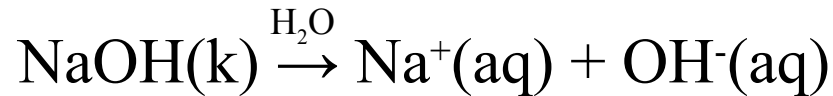
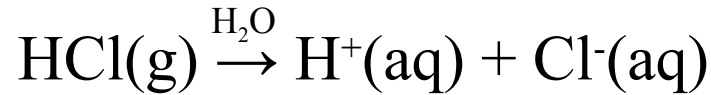
İçindekiler

- 13-1 Arrhenius Kuramı: **Sunuş**
- 13-2 Asit ve Bazların Brønsted-Lowry Kuramı
- 13-3 Suyun İyonlaşması ve pH Eşeli
- 13-4 Kuvvetli Asitler ve Bazlar
- 13-5 Zayıf Asitler ve Bazlar
- 13-6 Çok Protonlu Asitler
- 13-7 Asit ve Baz Özelliği Gösteren İyonlar
- 13-8 Molekül Yapısı ve Asit-Baz Davranışı
- 13-9 Lewis Asit ve Bazları

Asitler ve Bazlar

- Asit ve baz kavramı günlük yaşamda sık karşılaşılan kavramlardandır.
- Bir çevre sorunu olan **asit yağmuru**, gazete ve dergilerin güncel konularından biridir.
- Deodorant, şampuan ve antiasit gibi ürünlerin reklamlarında **pH** diye bir kavramdan söz edilir.
- Kimyacılar uzun süredir bileşikleri asit ve bazlar olarak sınıflandırmaktadırlar.
- **Arrhenius 1884**'te asit ve bazlar için kuram geliştirdi.

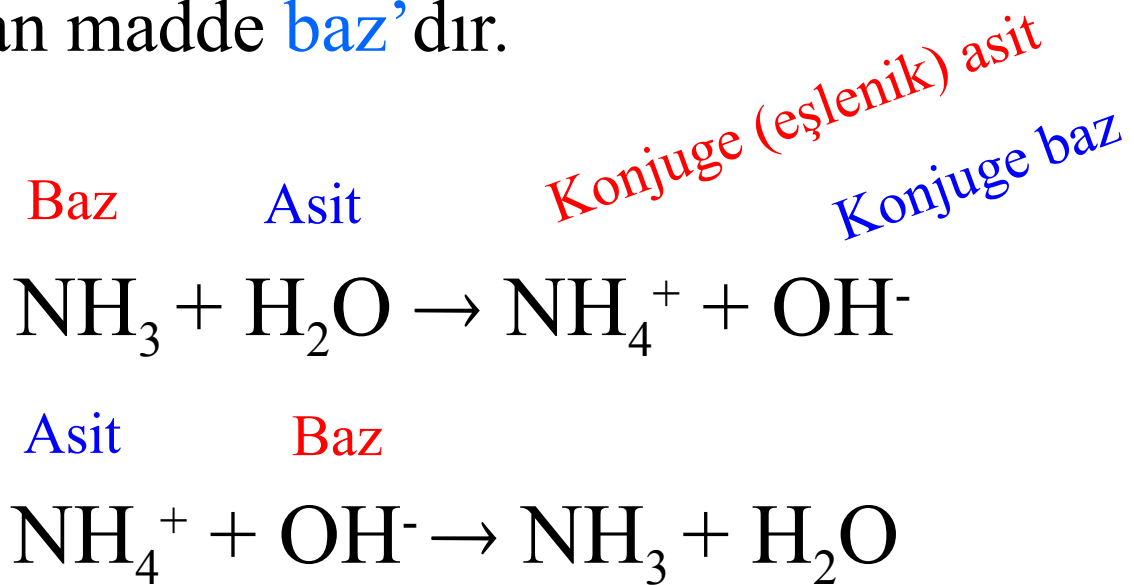
13-1 Arrhenius Kuramı: Sunuş



- Arrhenius kuramının temeli, nötürleşme tepkimesi hidrojen ve hidroksit iyonlarının su vermek üzere birleşmesidir.
- Arrhenius kuramına göre bütün bazlar OH^- iyonu içermelidir, fakat NH_3 'te OH olmamasına rağmen amonyak bazdır.

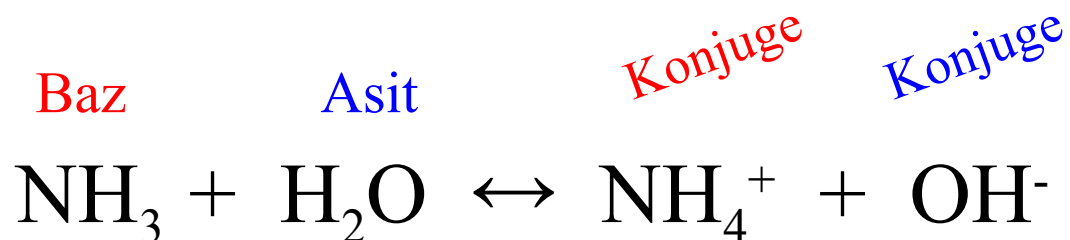
13-2 Asit ve Bazların Brønsted-Lowry Kuramı

- Proton veren madde asit,
- Proton alan madde baz'dır.



- Daha kuvvetli bir asidin eşlenik bazı daha zayıftır.
- Bir asit-baz tepkimesinde, yeğlenen tepkime, daha kuvvetli olandan daha zayıf olan eşlenik asit-baz çiftine doğrudur.

Baz İyonlaşma Sabiti

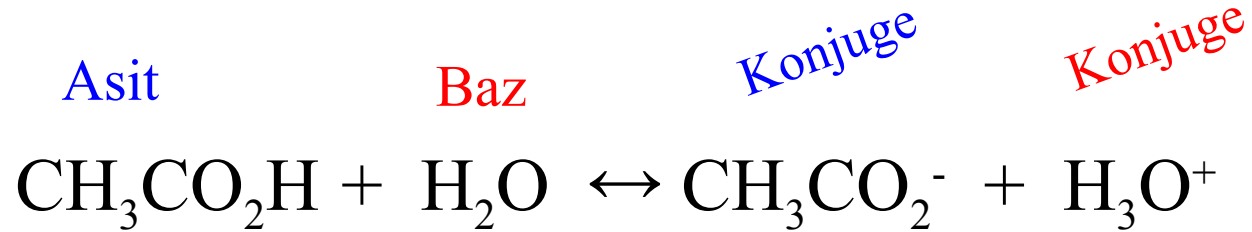


$$K_c = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3][\text{H}_2\text{O}]}$$

Saf suyun aktivliği 1'dir. Denge sabitine **baz iyonlaşma sabiti** de denir.

$$K_b = K_c = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = 1,8 \times 10^{-5}$$

Asit İyonlaşma Sabiti



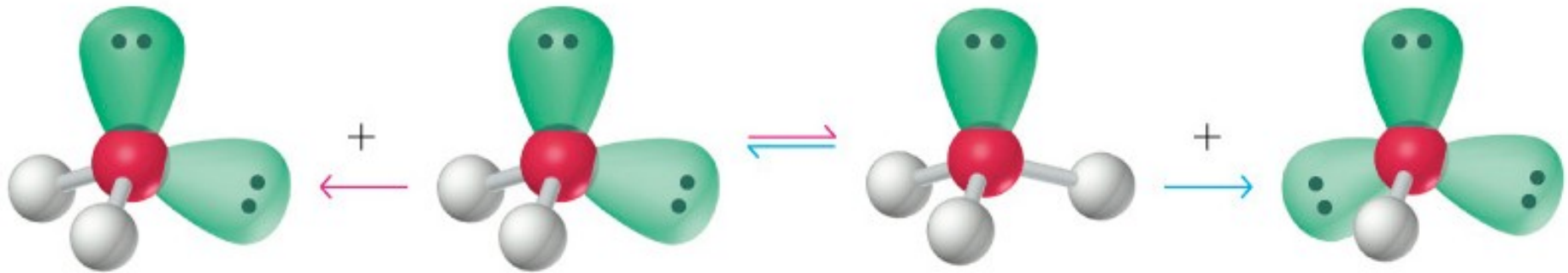
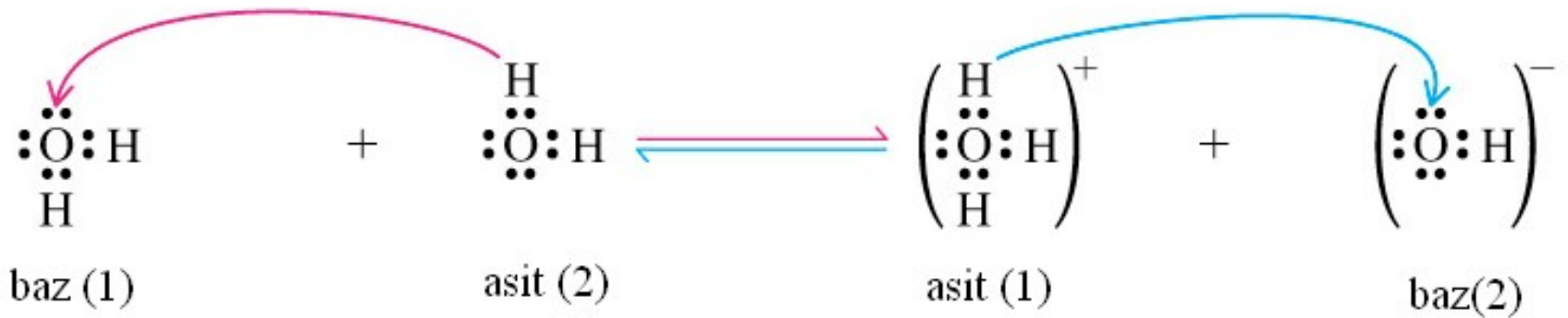
$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}][\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_a = K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]} = 1,8 \times 10^{-5}$$

Asit iyonlaşma sabiti

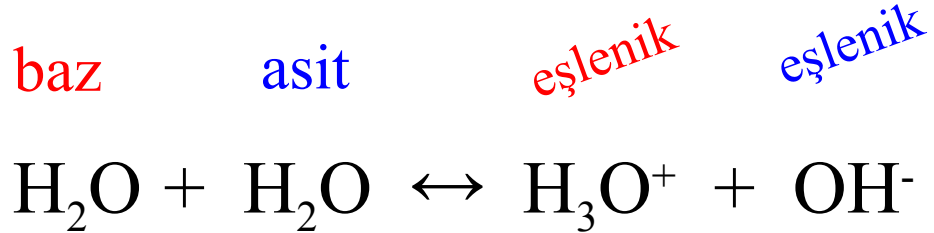
- Hem asit hem de baz olarak davranan maddelere **amfoter maddeler** denir.

13-3 Suyun Kendi Kendine İyonlaşması ve pH Eşeli



Hidronyum
iyonu

Su İyonları Çarpımı



$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}][\text{H}_2\text{O}]}$$

25°C’de saf suda; $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-7}$ ise;

Suyun kendi kendine iyonlaşmasının denge sabitine **su iyonları çarpımı** (K_{su}) denir, 25°C’de saf suda;

$$K_{\text{su}} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$$

pH ve pOH

- Günümüzde **pH**, **[H₃O⁺]**'un **eksi logaritması** diye bilinmektedir.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

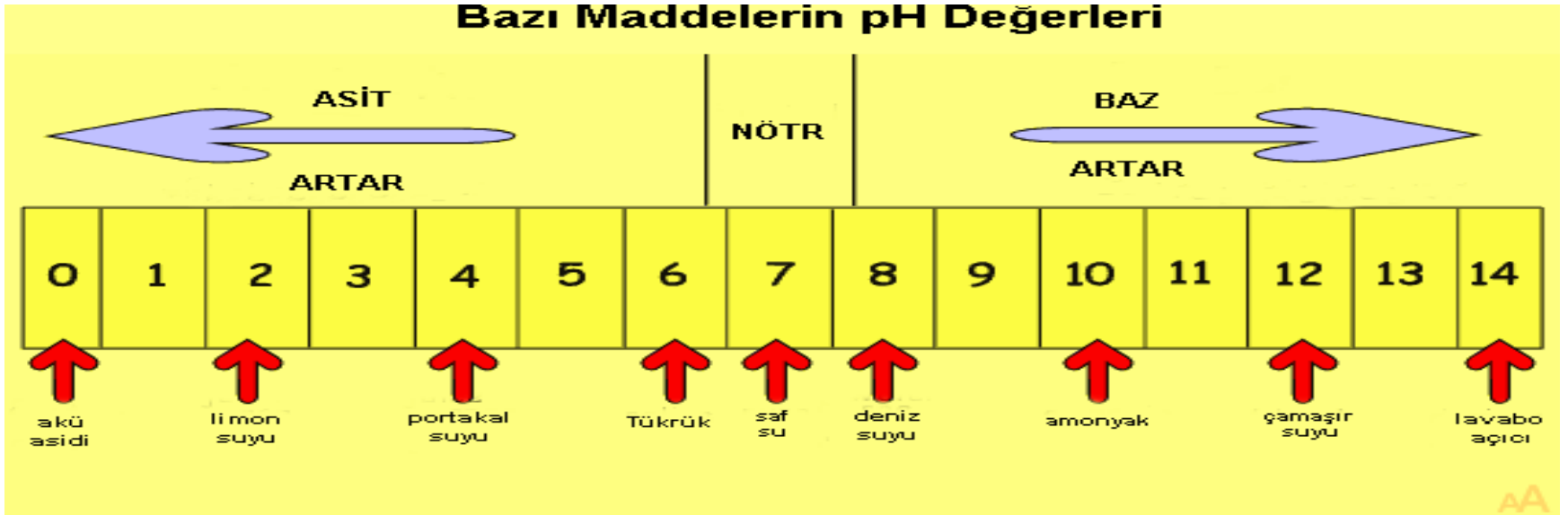
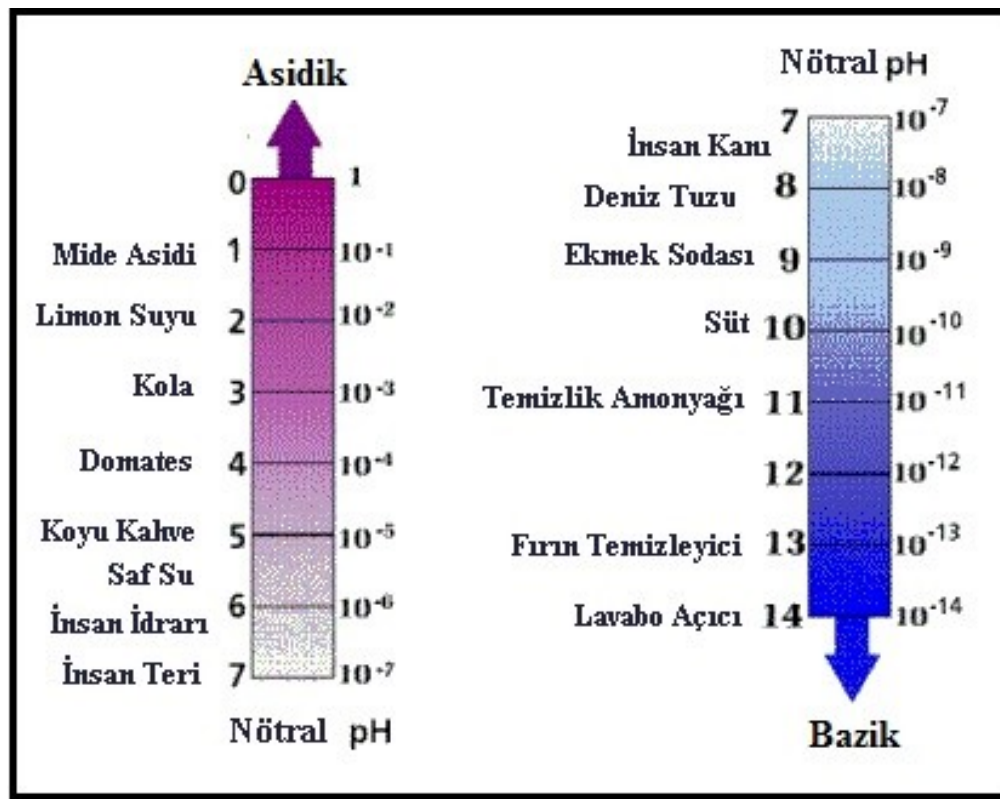
$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

$$K_{\text{su}} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$-\log K_{\text{su}} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] - \log[\text{OH}^-] = -\log (1,0 \times 10^{-14})$$

$$\text{p}K_{\text{su}} = \text{pH} + \text{pOH} = -(-14)$$

$$\text{p}K_{\text{su}} = \text{pH} + \text{pOH} = 14$$



13-4 Kuvvetli Asitler ve Bazlar

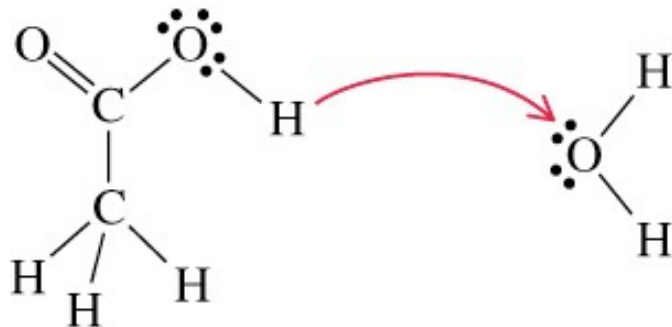
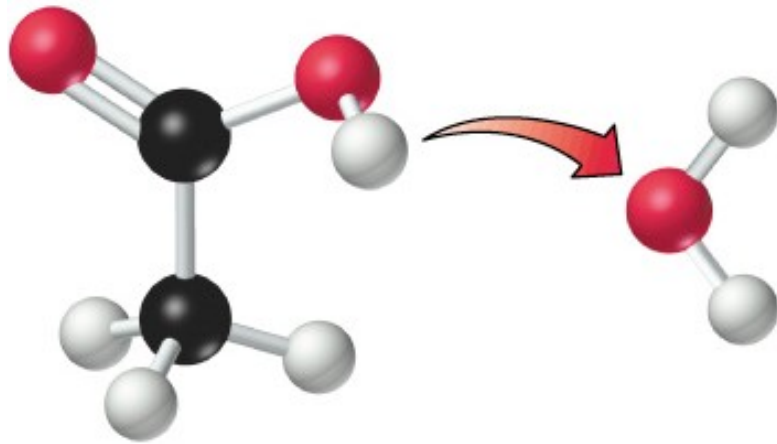
TABLO 17.2
Yaygın Kuvvetli
Asitler ve Bazlar

Asitler	Bazlar
HCl	LiOH
HBr	NaOH
HI	KOH
HClO ₄	RbOH
HNO ₃	CsOH
H ₂ SO ₄	Mg(OH) ₂
	Ca(OH) ₂
	Sr(OH) ₂
	Ba(OH) ₂

- Kuvvetli asit ve bazlar suda tamamen iyonlaşır.
- Kuvvetli asitlerin çözeltilerindeki H_3O^+ 'nın tümüyle kuvvetli asitten geldiğini kabul ederiz.
- Çözelti aşırı seyreltik değilse, suyun iyonlaşmasından gelen H_3O^+ iyonlarını ihmal ederiz.
- Başlıca kuvvetli bazlar iyonik yapıdaki hidroksitlerdir.
- Bu bazlar suda çözündükleri zaman, H_2O molekülleri, bazın katyon ve anyonlarını birbirinden tamamen ayrıştırır.

13-5 Zayıf Asitler ve Bazlar

Asetik Asit



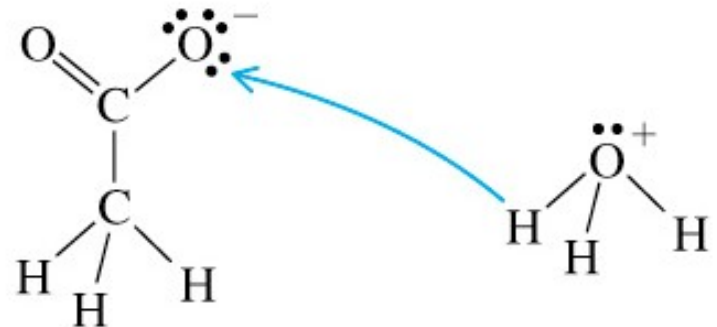
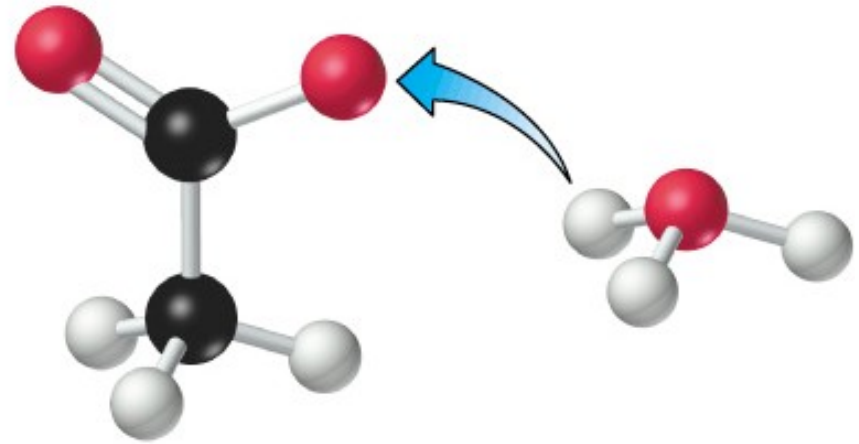
$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$
asit (1)

+

H_2O
baz (2)



$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ veya $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$



$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$
baz (1)

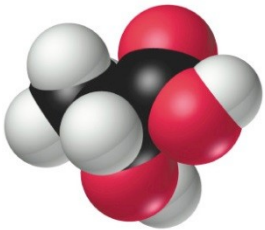
+

H_3O^+
asit (2)

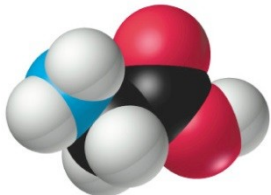


Zayıf Asitler ve Bazlar

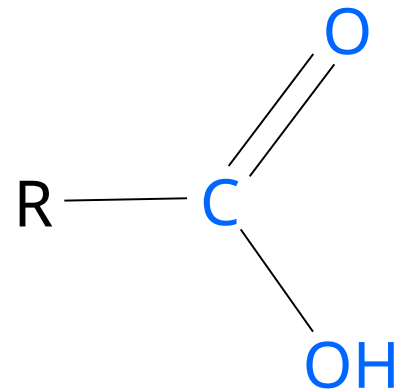
- Kuvvetli asitler suda tamamen iyonlaşırken, zayıf asitlerin ve bazların iyonlaşması tersinirdir ve bir denge konumuna ulaşır.
- Zayıf asitlerin yapısında genellikle --COOH grubu bulunur.
- Zayıf bazlar da piridin hariç amonyaka benzerler.



Laktik asit $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CO}_2\text{H}$



Glisin $\text{H}_2\text{NCH}_2\text{CO}_2\text{H}$



Zayıf Asitler

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]} = 1,8 \times 10^{-5}$$

$$\text{p}K_a = -\log (1,8 \times 10^{-5}) = 4,74$$

- Denge sabitinin (K_a ya da K_b) değeri ne kadar büyükse, denge konumu o kadar sağa kaymıştır.
- İyonlaşma ne denli fazlaysa, oluşan iyonların derişimi o denli fazla olur.

İyonlaşma Yüzdesi

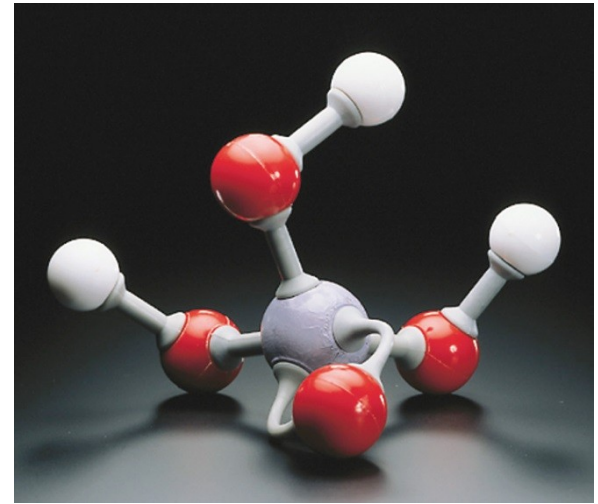
- Zayıf bir asit veya bazın iyonlaşmasını; iyonlaşma derecesi veya iyonlaşma yüzdesini belirleyerek tanımlayabiliriz.
- $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$ iyonlaşma tepkimesinin iyonlaşma derecesi; asit moleküllerinin iyonlaşan kesridir.
- İyonlaşma yüzdesi ise, iyonlaşan moleküllerin yüzdesini belirtir.

$$\text{İyonlaşma Yüzdesi} = \frac{\text{HA'dan gelen } [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ molaritesi}}{[\text{HA}]'nın \text{başlangıç molaritesi}} \times 100$$

13-6 Çok Protonlu Asitler

Fosforik asit (H_3PO_4):

- Üç protonlu bir asittir.
- Üç basamakta iyonlaşır.
- Taneciğin (-) yükü arttıkça proton (H^+) ayrılması zorlaşır.



$$K_{a1} = 7,1 \times 10^{-3}$$



$$K_{a2} = 6,3 \times 10^{-8}$$



$$K_{a3} = 4,2 \times 10^{-13}$$

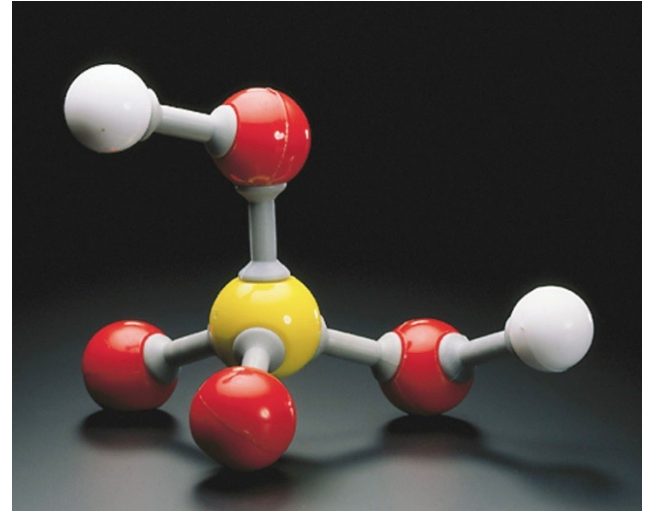
Fosforik Asit

- $K_{a1} \gg K_{a2} > K_{a3}$ ve çözeltideki H_3O^+ iyonunun çok büyük bir kısmı 1. iyonlaşmadan ileri gelir.
- 1. iyonlaşma sonunda oluşan H_2PO_4^- nin çok az bir kısmı iyonlaştığından, çözeltide $[\text{H}_2\text{PO}_4^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$ alınabilir.
- Asidin molaritesi ne olursa olsun $[\text{HPO}_4^{2-}] \approx K_{a2}$ kabul edilebilir.

Sülfürik Asit

Sülfürik asit (H_2SO_4):

- İki protonlu asittir.
- Birinci iyonlaşması **kuvvetli asit**, ikinci iyonlaşması **zayıf asit** özelliği gösterir.
- Sulu çözeltilerinin çoğunda $[\text{H}_2\text{SO}_4] = 0$ kabul edilir.



$$K_{a1} = \text{çok büyük}$$



$$K_{a2} = 1,1 \times 10^{-2}$$

Çözelti Denge Hesaplamalarına Genel Bir Bakış

- Çözeltide bulunan tüm türleri belirleyiniz (H_2O molekülleri hariç). Bu türlerin derişimlerini, bilinmeyen olarak kabul ediniz.
- Bu türleri içeren eşitlikleri yazınız. Türleri içeren eşitliklerin sayısı, bilinmeyenlerin sayısı ile aynı olmalıdır. Bu eşitlikler üç çeşittir:

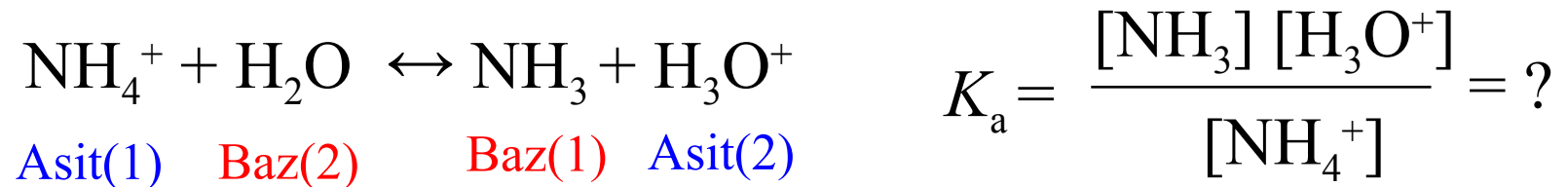
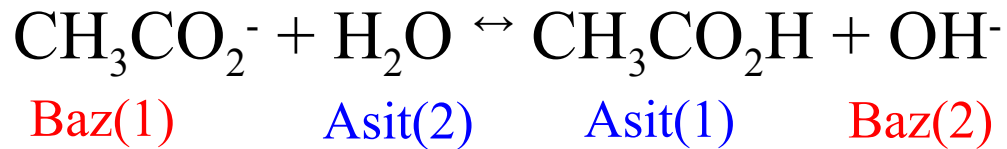
Denge sabitleri ifadeleri,

Kütle denkliği eşitlikleri,

Yük denkliği koşulu.

- Eşitlikleri, bilinmeyenler için çözünüz.

13-7 Asit ve Baz Özelliği Gösteren İyonlar



$$K_a = \frac{[\text{NH}_3] [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+] [\text{OH}^-]} = \frac{K_{\text{su}}}{K_b} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = 5,6 \times 10^{-10}$$

$$K_{a \text{ (asit)}} \times K_{b \text{ (asitin eşlenik bazı)}} = K_{\text{su}}$$

- Bir asitin iyonlaşma sabiti ile onun eşlenik bazının iyonlaşma sabitleri çarpımı, suyun iyonlaşma sabitine eşittir.

Hidroliz

- Bir iyonla su arasında meydana gelen tepkimeye çoğu zaman **hidroliz tepkimesi** adı verilir.



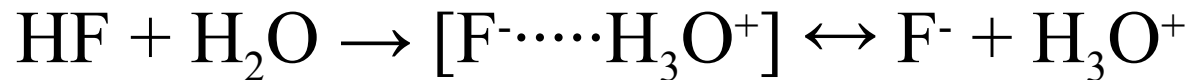
- Buna göre, amonyum iyonu *hidroliz olur*, klorür iyonu *hidroliz olmaz* deriz.

13-8 Molekül Yapısı ve Asit-Baz Davranışı

- HF zayıf asit olduğu halde, niçin HCl kuvvetli asittir?
- Asetik asit ($\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$) niçin etanol'den ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) daha kuvvetli, klorasetik asitten daha zayıf bir asittir?
- Bütün bu soruların yanıtları molekül yapılarındadır ve **bağlı asit kuvvetleri** terimiyle açıklanabilir.
- Bağ ayrışma enerjileri çözelti fazında değil, gaz fazında ölçülür.

İkili Asitlerin Kuvvetleri

	HI		HBr		HCl		HF	
Bağ uzunluğu	160,9	>	141,4	>	127,4	>	91,7	pm
Bağ ayrışma enerjisi	297	<	368	<	431	<	569	kJ/mol
Asitlik kuvveti	10^9	>	10^8	>	$1,3 \times 10^6$	>>	$6,6 \times 10^{-4}$	



İyon çifti
H-bağı

Serbest iyonlar

İkili Asitlerin Kuvvetleri

- HF'nin diğer halojen asitlerinden daha zayıf bir asit olması beklenmekle birlikte, bu derece zayıflığı bağ ayrışma enerjisinin büyüklüğüne bağlanamaz.
- Hidroflorik asidin bu zayıflığı ancak kuvvetli hidrojen bağları yapabilmesiyle açıklanabilir.
- HF(aq) çözeltileri, hidrojen bağları sonucu meydana gelen iyon çiftleri içerirler ve serbest H_3O^+ derişimi, olması gerekenden azdır.
- Polar bir bağdan proton koparmak daha kolaydır.
- HF'nin asitliği orta kuvvettedir.

Oksiasitlerin Kuvvetleri

O-H Bağı Elektronlarının Çekilmesine Neden Olan Etkenler:

- Merkez atomunun elektronegatifliği (EN),
- Asit molekülündeki O atomlarının sayısıdır.



$$EN_{\text{Cl}} = 3,0$$

$$K_a = 2,9 \times 10^{-8}$$

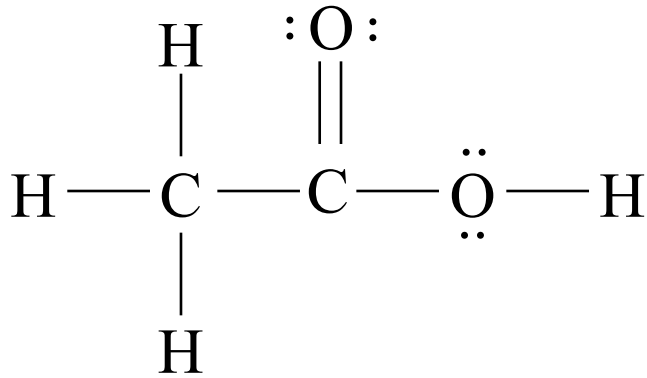


$$EN_{\text{Br}} = 2,8$$

$$K_a = 2,1 \times 10^{-9}$$

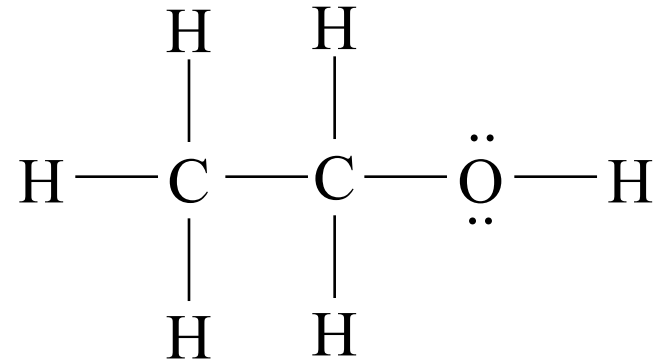
- Cl atomu, Br atomundan daha elektronegatiftir.
- Öyleyse H-O-Cl asidi, H-O-Br asitinden daha kuvvetli asit olmalıdır.

Organik Asitlerin Kuvvetleri



Asetik asit

$$K_a = 1,8 \times 10^{-5}$$

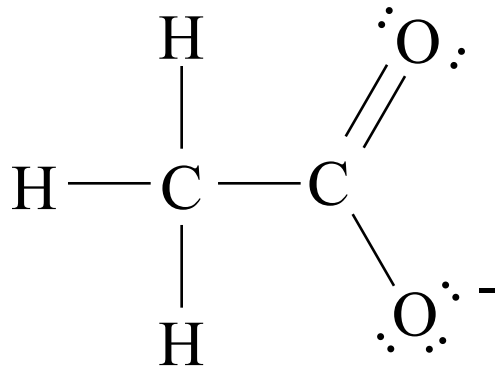


Etanol

$$K_a = 1,3 \times 10^{-16}$$

- Asetik asitteki elektronegatif O atomunun O-H bağından elektron çekmesiyle, O-H bağı zayıflar ve proton (H^+) verilmesi kolaylaşır. Bu nedenle asetik asit etanolden daha kuvvetli asittir.

Yapısal Etkiler

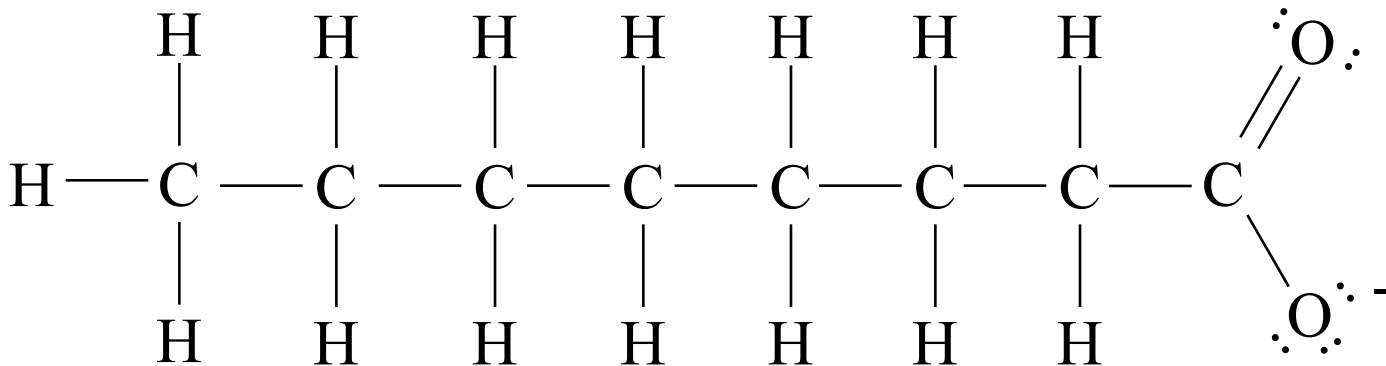


Asetik asit

$$K_a = 1,8 \times 10^{-5}$$

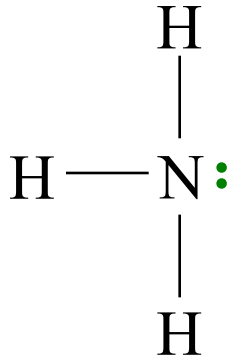
Oktanoik asit

$$K_a = 1,3 \times 10^{-5}$$

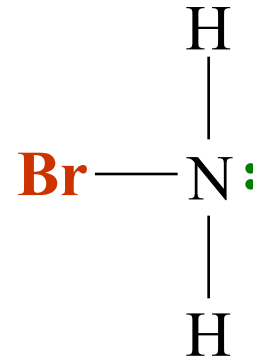


- Bir karboksilik asit molekülündeki karbon zincirinin uzunluğunun asitlik kuvveti üzerine çok az bir etkisi vardır.

Aminlerin Bazlık Kuvvetleri



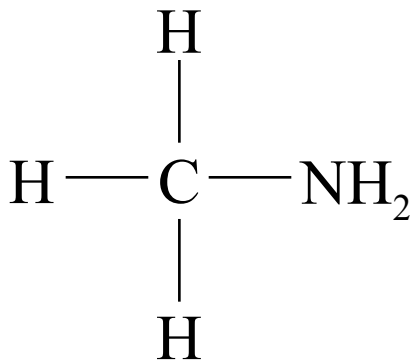
Amonyak $pK_b = 4,74$



Bromamin $pK_b = 7,61$

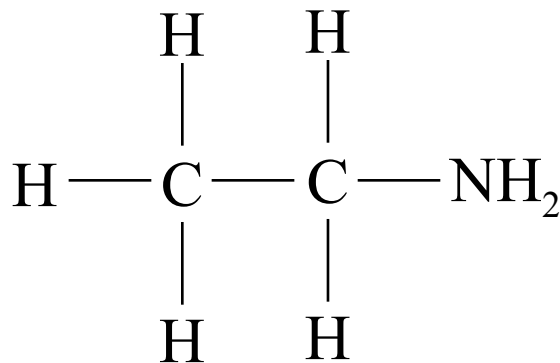
- Bir aminin bazlık kuvvetini etkileyen temel faktör, azot atomu üzerindeki ortaklanmamış elektron çiftinin bir asitten proton koparabilme gücü ile ilgilidir.
- Daha elektronegatif bir atom azota bağlanırsa, N atomunun elektron yoğunluğunu azaltır. Bu durumda ortaklanmamış elektron çifti protonu kuvvetlice bağlayamayacağından, baz zayıftır.

Aminlerin Bazlık Kuvvetleri



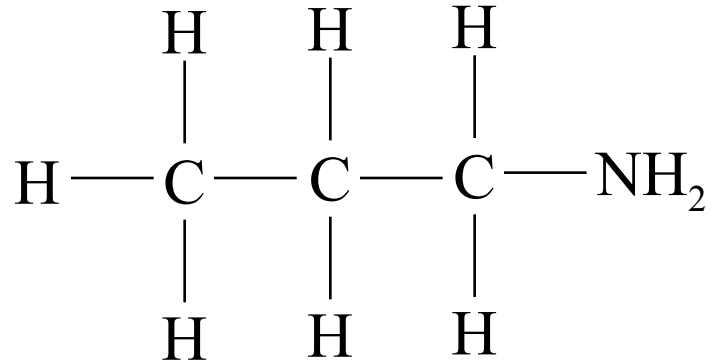
Metilamin

$$pK_b = 4,74$$



Etilamin

$$pK_b = 3,38$$



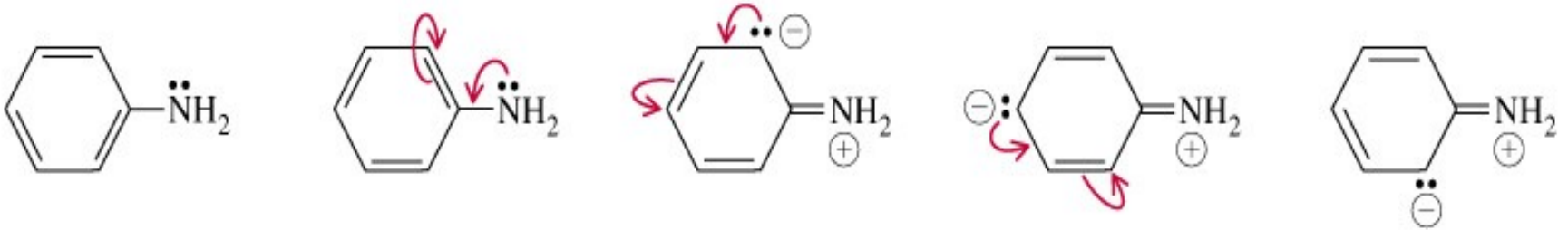
Propilamin

$$pK_b = 3,37$$

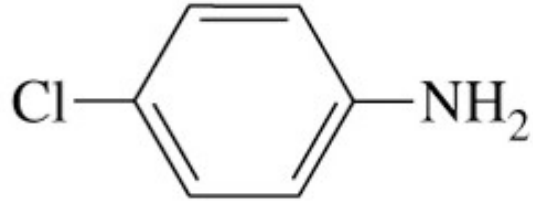
- Hidrokarbon zincirleri çok az da olsa elektron verirler. Bu hidrokarbon zincirleri amino gruplarına bağlı olduklarında, pK_b değerleri amonyakından daha küçüktür.

Rezonans Etkisi

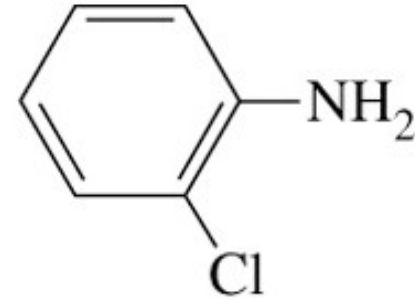
Aromatik aminler



- **Anilin**, karbon-karbon bağları arasında doymamışlık olan 6 karbonlu bir halkalı molekül olan benzenden türemiştir.
- Moleküldeki bu doymamışlık ile ilgili elektron dağılımı, dekolalize olarak tanımlanır.
- NH_2 grubu üzerindeki elektron yük yoğunluğunun bu şekilde azalması, anilinin daha zayıf bir baz olmasına neden olur.



para-Kloranilin, $pK_b = 10.01$



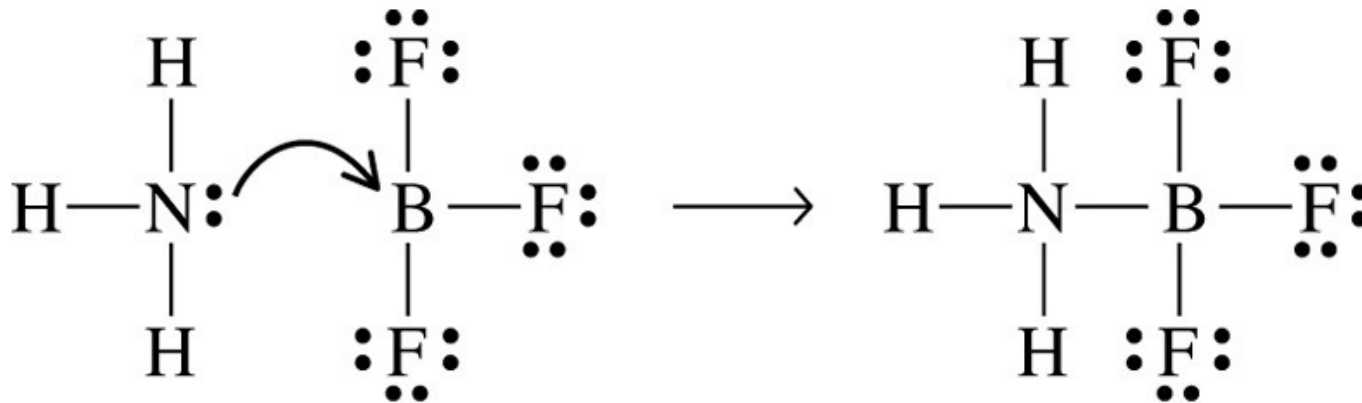
orto-Kloranilin, $pK_b = 11.36$

- Anilindeki halkaya bağlı hidrojen atomlarından biri çok elektronegatif bir atom veya grupta yer değiştirdiğinde, NH_2 grubu üzerindeki elektron yoğunluğu daha da çekileceğinden bazlık kuvveti azalır.
- Bu halkalı sübstitüent, NH_2 grubuna yakınsa etki fazladır.

13-9 Lewis Asit ve Bazları

Lewis Asidi: Elektron çifti alabilen tanecikler (atom, iyon ya da moleküller)'dir.

Lewis Bazı: Elektron çifti verebilen tanecikler (atom, iyon ya da moleküller)'dir.



Lewis Bazı

Lewis Asidi

Koordine Kovalent Bağ

- $\text{H}_3\text{N}-\text{NH}_3$ katılma ürününde bağlanma, N ve B atomlarının sp^3 orbitallerinin örtüşmesidir. Bağın elektronları N atomu tarafından verilmemektedir.

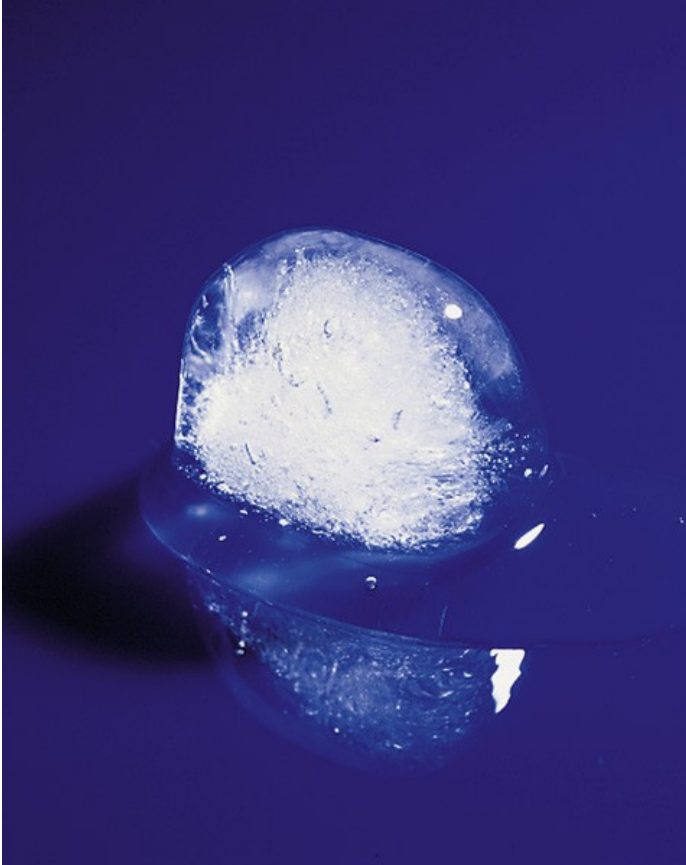


BÖLÜM 14: TERMODİNAMİK

İçindekiler

- 14-1 İstemlilik: **Kendiliğinden Olan Değişmenin Anlamı**
- 14-2 Entropi Kavramı
- 14-3 Entropinin ve Entropi Değişiminin Belirlenmesi
- 14-4 İstemli Değişme Ölçütleri:
Termodinamiğin İkinci Yasası
- 14-5 Standart Serbest Enerji Değişimi: ΔG°
- 14-6 Serbest Enerji Değişimi ve Denge
- 14-7 ΔG° ve K 'nin Sıcaklıkla Değişimi
- 14-8 Çiftlenimli Tepkimeler

14-1 İsteklilik: Kendiliğinden Olan Değişmenin Anlamı



0°C sıcaklığın üstünde küp
şeklindeki buzun erimesi
isteklidir.

Kendiliğinden Olan İşlemler

- Kendiliğinden olan (istemli) bir işlem, yalnız başına kalan bir sistemde olur.
- Başladıktan sonra, işlemin devam etmesi için dışarıdan bir etki (dış etki) gerekli değildir.
- Kendiliğinden olmayan (istemsiz) bir işlem, dışardan sürekli bir etki uygulanmadıkça oluşmaz.
- Demirin paslanması kendiliğinden olan bir işlemdir.

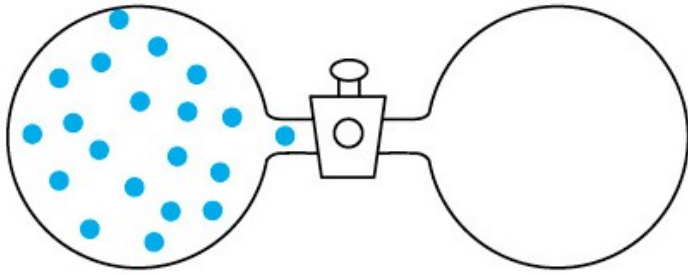


- Saf demirin özütlenmesi ise kendiliğinden olmaz.
- Bir işlem **istemli** ise buna zıt olan işlem **istemsizdir**.
- **Doğal olaylar** istemli olaylardır.
- İstemsiz işlemlerin olabilmesi için, sisteme belli yönde etki yapılmalıdır.

Kendiliğinden Olan İşlemler

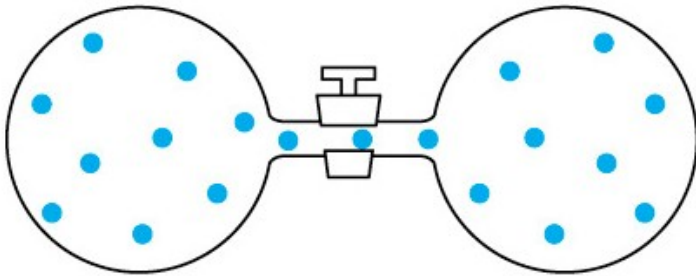
- Bir top tepeden yuvarlanır, su aşağıya doğru akar.
- Bu işlemlerin ortak özelliği potansiyel enerjinin azalmasıdır.
- Mekanik sistemlerdeki potansiyel enerjinin benzeri, kimyasal sistemlerde **iç enerji (U)** ya da iç enerji ile yakından ilgili olan **entalpi (H)**'dir.
- 1870'li yıllarda, Berthelot ve Thomsen istemli bir değişimde,
 - Sistemin entalpisinin azaldığını ileri sürmüşlerdir,
 - Ekzotermik tepkimelerin istemli olması gerektiğine karar vermişlerdir.
 - Ancak bazı endotermik tepkimeler de istemlidir, örneğin oda sıcaklığında buzun erimesi, eterin buharlaşması..
 - Yalnızca tepkime ısısından çıkarak bir tepkimenin istemli olup olmadığına karar veremeyiz.

14-2 Entropi Kavramı



(a) Başlangıç hali

$$\Delta U = \Delta H = 0$$



(b) Boşluğa genişleme sonrası

- **Entropi, S :** Bir sistemin enerjisinin mevcut mikroskopik enerji seviyelerine dağılması ile ilgili termodinamik özelliğe **entropi** denir.
- Entropi de iç enerji ve entalpi gibi bir hal fonksiyonudur.
- İki hal arasındaki entropi değişimi ΔS ile gösterilir.
- Soldaki gazlar karıştığında entropi artacak ve $\Delta S > 0$ olacaktır.
- Entropideki artış istemli olayların temelini oluşturur.

Entropi İçin Boltzmann Eşitliği

- Bir sistemdeki enerji seviyeleri ile parçacıkların (atom, iyon, molekül) bu seviyelere yerleşmesi arasında bir bağlantı vardır.
- Bu mikroskopik enerji seviyeleri **hal (S)** olarak da adlandırılır.
- Bu haller arasına dağılan parçacıkların özel bir durumuna **mikrohal** adı verilir. **W, mikrohal sayısıdır.**
- **Boltzmann Sabiti, k :** Bir molekül başına gaz sabiti olarak düşünülebilir; yani **$k = R/N_A$.**

$$S = k \cdot \ln W$$

Boltzmann Dağılımı

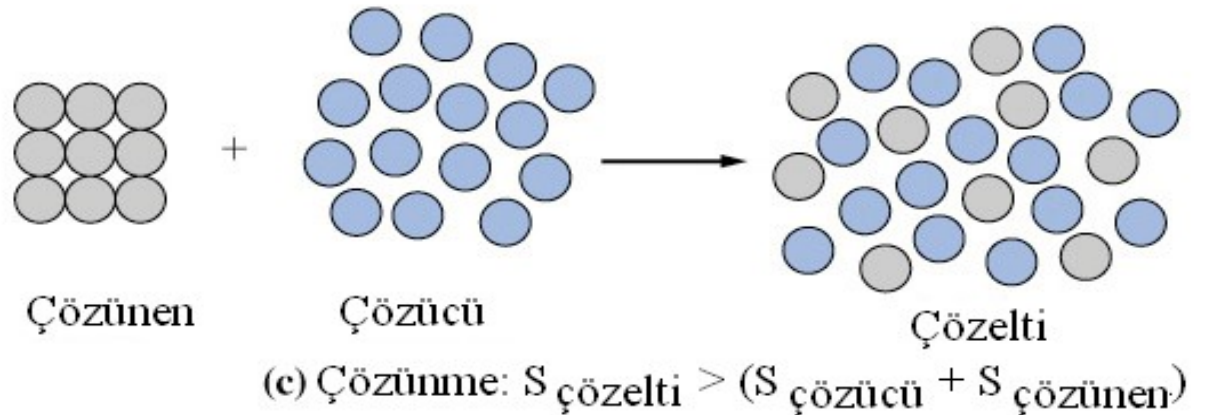
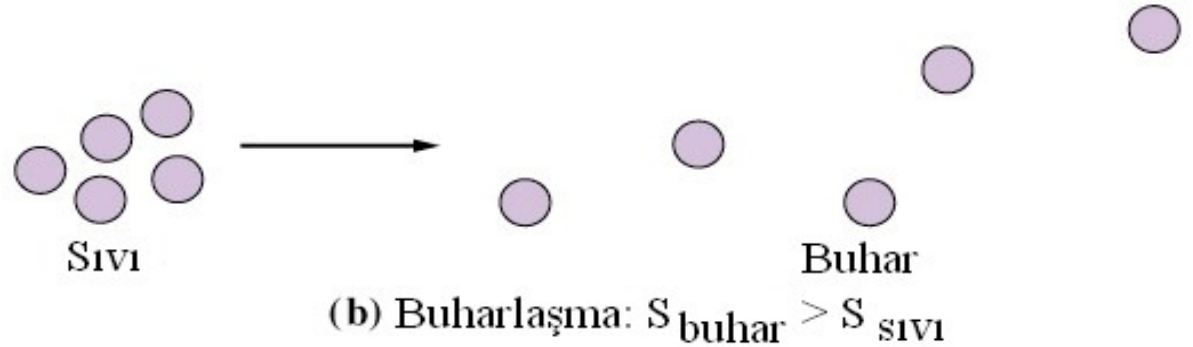
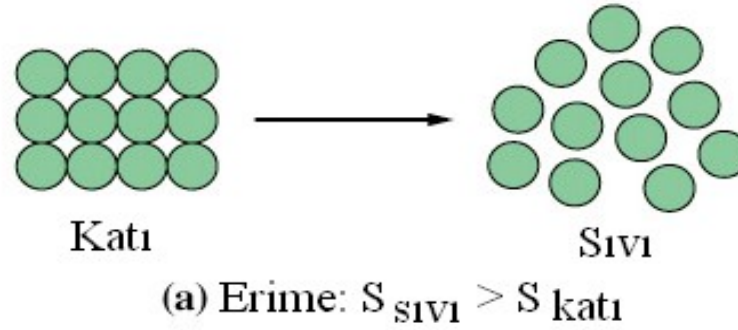
- a) Bir kutudaki parçacık için enerji seviyeleri kutunun boyu arttıkça çok sayıda artar ve birbirlerine yaklaşır. Kutu boyutu büyüdükçe parçacıklar için kullanılabilir daha çok mikrohale oluşur. Verilen toplam bir enerji için mikrohale sayısı arttıkça, entropi de artar.

- b) Sabit boyutlu kutuda sıcaklık arttıkça, atlanabilen enerji seviyesi artar. Parçacıkların ortalama enerjileri de arttığından, sıcaklık arttıkça hem iç enerji hem de entropi artar.

Entropi Değişimi

$$\Delta S = \frac{q_{\text{ter}}}{T}$$

Bir sistemin özelliklerinde sonsuz küçük bir değişme olduğunda tersine dönen işlemlere **tersinir işlemler** denir.



14-3 Entropinin ve Entropi Değişiminin Belirlenmesi

Faz Dönüşümleri: İki faz arasındaki dengede ısı alışverişi tersinirdir ve ayrıca faz dönüşümü sırasındaki ısı miktarı, entalpi değişimi, $\Delta H_{\text{dön}}$ 'e eşittir;

$$\Delta S_{\text{dön}} = \frac{\Delta H_{\text{dön}}}{T_{\text{dön}}}$$

Örneğin; $\text{H}_2\text{O} (\text{k}, 1 \text{ atm}) \leftrightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{s}, 1 \text{ atm})$

$$\Delta H_{\text{eri}}^{\circ} = 6,02 \text{ kJ } 273,15 \text{ K'de}$$

$$\Delta S_{\text{eri}} = \frac{\Delta H_{\text{eri}}^{\circ}}{T_{\text{eri}}} = \frac{6,02 \text{ kJ mol}^{-1}}{273,15 \text{ K}} = 2,20 \times 10^{-2} \text{ kJ.mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

Trouton Kuralı

Trouton kuralı: Pek çok sıvının normal kaynama noktasında standart molar buharlaşma entropisinin yaklaşık $87 \text{ J.mol}^{-1}\text{K}^{-1}$ değerine sahip olma durumudur.

$$\Delta S = \frac{\Delta H_{\text{buh}}}{T_{\text{k.n.}}} \approx 87 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

Mutlak Entropiler

- Bir maddenin entropisinin mutlak değerini bulmak için, o maddenin mümkün olan **sıfır noktası enerjisi** en düşük enerji seviyesini bulmak gerekir, buna denir.
- Bu hale karşılık gelen entropi de sıfırdır.
- **Termodinamiğin Üçüncü Yasası:** Saf kusursuz bir kristalin 0 K'deki entropisi sıfırdır.
- **Standart Molar Entropi:** Standart haldeki bir mol maddenin mutlak entropisine o maddenin *standart molar entropisi* denir.
- Çok sayıda madde için 25°C'deki standart molar entropiler çizelgelerde verilir, aşağıdaki gibi hesaplanır;

$$\Delta S^{\circ} = [\sum \nu_{\text{ü}} S^{\circ}(\text{ürünler}) - \sum \nu_{\text{t}} S^{\circ}(\text{tepkenler})]$$

14-4 İstemli Değişme Ölçütleri: Termodinamiğin İkinci Yasası

- Sistem ve çevrenin entropi değişimi toplamı ‘evrenin’ entropi değişimini verir.

$$\Delta S_{\text{toplam}} = \Delta S_{\text{evren}} = \Delta S_{\text{sistem}} + \Delta S_{\text{çevre}}$$

- **Termodinamiğin İkinci Yasası:**

$$\Delta S_{\text{evren}} = \Delta S_{\text{sistem}} + \Delta S_{\text{çevre}} > 0$$

- Bütün istemli olaylar evrenin entropisinde artmaya neden olurlar.
- ΔS_{toplam} pozitif ise değişim istemlidir.

Serbest Enerji ve Serbest Enerji Değişimi

- Çoğu durumda çevre ile sistem arasındaki bütün etkileşimlerin tam olarak bilinmesi mümkün olmayabilir.
- Bu nedenle yalnızca sisteme uygulanabilen ve çevreyi dikkate almayan yeni bir ölçüt bulmak gerekir.
- Çevredeki ısı değişimi sistemdeki ısı değişimi ile **ters işaretlidir**:
 $q_{\text{çevre}} = -q_p = -\Delta H_{\text{sistem}}$

- Eğer hayali çevre yeterince büyükse, çevreye giren ya da çevreden çıkan ısının yolu tersinir yapılabilir. Bu da çevrenin sıcaklığında sonsuz küçük miktarda değişme yapabilecek ısı miktarıdır.
- Bu şartlarda entropiyi hesaplayabiliriz, çevredeki entropi değişimi şöyle olacaktır;

$$\Delta S_{\text{çevre}} = -\Delta H_{\text{sistem}} / T$$

Sabit Sıcaklık (T) ve Basıncıta (P) Meydana Gelen Bir Değişimde

- Gibbs serbest enerjisi (G);

$$G = H - T.S$$

- Sabit T'de serbest enerji değişimi (ΔG);

$$\Delta G = \Delta H - T. \Delta S$$

- Sabit sıcaklık (T) ve basınçta (P) meydana gelen bir değişimde;

$\Delta G_{\text{sistem}} < 0$ (negatif) ise, **değişme istemlidir.**

$\Delta G_{\text{sistem}} = 0$ (sıfır) ise, **sistem dengededir.**

$\Delta G_{\text{sistem}} > 0$ (pozitif) ise, **değişme istemsizdir.**

14-5 Standart Serbest Enerji Değişimi: ΔG°

- Bir bileşiğin en kararlı standart haldeki elementlerinden oluşma tepkimesindeki serbest enerji değişmesine **standart oluşma serbest enerjisi**, ΔG°_{ol} adı verilir.
- Elementlerin en kararlı hallerinde ve 1 atm basınçta sıfır serbest enerjiye sahip olduklarını varsayabiliriz.
- **Serbest Enerji Değişimi;**
 - i) İşlemin yönü değişirse, ΔG 'nin de işareti değişir. ii) Bir toplam ya da net tepkimenin ΔG değeri, tepkime basamaklarının ΔG değerlerinin toplamına eşittir.

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

$$\Delta G^\circ = [\sum v_{\text{ü}} \Delta G_{ol}^\circ(\text{ürünler}) - \sum v_{\text{t}} \Delta G_{ol}^\circ(\text{tepkenler})]$$

Standart Olmayan Koşullarda ΔG° ve ΔG Arasındaki İlişki

- $2 \text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$ reaksiyonu için;

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

İdeal gazlar için $\Delta H = \Delta H^\circ$ 

$$\Delta G = \Delta H^\circ - T\Delta S$$

ΔG° ile Denge Sabiti (K) Arasındaki İlişki

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

- Q = Kütlelerin etkisi oranı.
- Dengedeki bir tepkime için;

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln K = 0$$

- Yani denge konumunda;

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K$$

Termodinamik Denge Sabiti: Aktivlikler

1,0 bar'da ideal gazlar için :

$$S = S^{\circ} - R \ln \frac{P}{P^{\circ}} = S^{\circ} - R \ln \frac{P}{1}$$

$PV = nRT$ veya $P = (n/V)RT$, **basınç etkin derişimdir.**

Bu yüzden, çözeltide:

$$S = S^{\circ} - R \ln \frac{c}{c^{\circ}} = S^{\circ} - R \ln a$$

İdeal bir çözelti için, standart haldeki etkin derişim **$c^{\circ} = 1 \text{ M}$** 'dir.

Aktiflikler

- Saf katı ve sıvılar için:

$$\gg a = 1$$

- İdeal gazlar için:

$$\gg a = P \quad (\text{bar olarak, } 1 \text{ bar} = 0,987 \text{ atm})$$

- Sulu çözeltideki çözünenler için:

$$\gg a = c \text{ (mol L}^{-1}\text{)}$$

Termodinamik Denge Sabiti, K_{den}

- Aktivlikler cinsinden bir denge ifadesi yazdığımızda, K 'nın değerine **termodinamik denge sabiti** adı verilir.
- Termodinamik denge sabiti *boyutsuzdur*.
- Termodinamik denge sabitleri K , bazen K_c ve K_p değerleri ile aynıdır.
- ΔG 'yi belirlemek için kullanılmalıdır.

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln \frac{a_g a_h \dots}{a_a a_b \dots}$$

14-7 ΔG° ve K_{den} 'nin Sıcaklıkla Değişimi

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K_{\text{den}}$$

$$\ln K_{\text{den}} = \frac{-\Delta G^\circ}{RT} = \frac{-\Delta H^\circ}{RT} + \frac{T\Delta S^\circ}{RT}$$

$$\ln K_{\text{den}} = \frac{-\Delta H^\circ}{RT} + \frac{\Delta S^\circ}{R}$$

$$\ln \frac{K_{\text{den}2}}{K_{\text{den}1}} = \left(\frac{-\Delta H^\circ}{RT_2} + \frac{\Delta S^\circ}{R} \right) - \left(\frac{-\Delta H^\circ}{RT_1} + \frac{\Delta S^\circ}{R} \right) = \frac{-\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

K_{den} 'nin Sıcaklıkla Değişimi

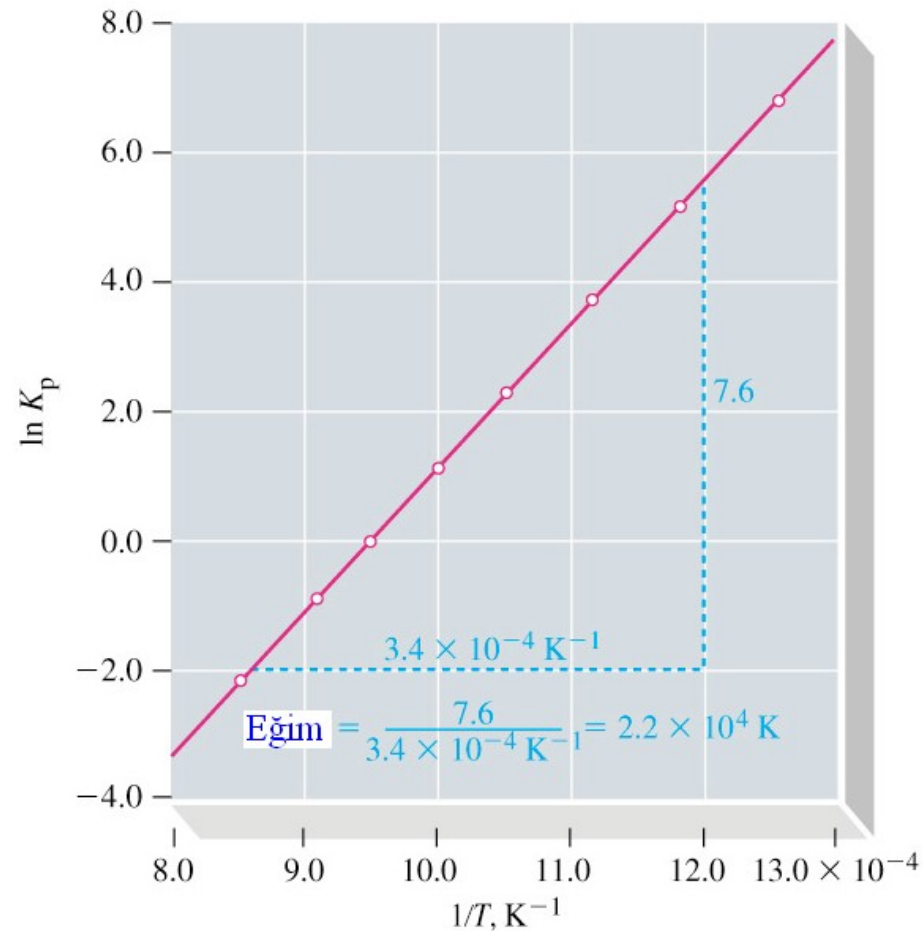
$$\ln K = \frac{-\Delta H^\circ}{RT} + \frac{\Delta S^\circ}{R}$$

$$\text{eğim} = \frac{-\Delta H^\circ}{R}$$

$$-\Delta H^\circ = R \times \text{eğim}$$

$$= -8,3145 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 2,2 \times 10^4 \text{ K}$$

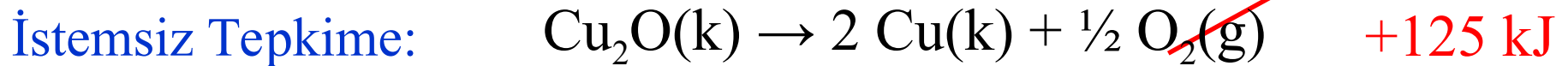
$$= -1,8 \times 10^2 \text{ kJ mol}^{-1}$$



14-8 Çiftlenimli Tepkimeler

- İstemsiz çiftlenimli bir tepkimeden iki yolla ürün elde edilebilir:
 1. Tepkimenin koşullarını tepkime istemli oluşabilecek şekilde değiştirmek (genellikle sıcaklığı değiştirerek),
 2. Tepkimeyi elektrolizle gerçekleştirmek.
 3. Ancak bir üçüncü yol daha vardır: Birisi pozitif ΔG 'li, diğeri negatif ΔG 'li bir çift tepkimeyi birleştirerek kendiliğinden oluşan net bir tepkime elde edilebilir.

Bir Metalin Kendi Oksidinden Özütlenmesi



İstemli Tepkime!

- Bu istemli olmayan parçalanma tepkimesini istemli olan karbon-karbon monoksit yükseltgenme tepkimesi ile birleştirirsek, ΔG° değeri negatif olur, ve net tepkime istemlidir.