

ORBITAL YAYINLARI

11. SINIF

İNFOGRAFIK KONU

ÖZETLERİ

ATOMUN KUANTUM MODELİ

Bohr Atom Teorisi

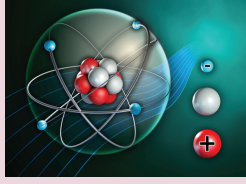
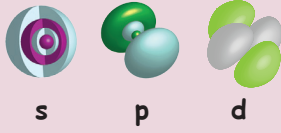
- Elektronlar çekirdek etrafında yörünge ya da enerji düzeyi denilen katmanlarda bulunur.
- Katmanlar içten dışa doğru 1, 2, 3, ..., n şeklinde numaralanır veya içten dışa doğru K, L, M, N... harfleri ile tanımlanır.
- Elektronlar enerji düzeyleri arasında bulunamazlar.
- Enerji düzeylerinin enerjisi, çekirdekten dışarı doğru gidildikçe artar.

Bohr atom modelinin hatalı ve eksik yönleri

- Yalnızca ${}^1\text{H}$, ${}^2\text{He}^+$, ${}^3\text{Li}^{2+}$ gibi tek elektronlu sistemleri açıklamıştır.
- Elektronların çizgisel yörüngelerde döndüğü öngörülmüştür ancak klasik fiziğe göre yörüngede hareket eden elektronun enerjisi zamanla azalmalıdır.

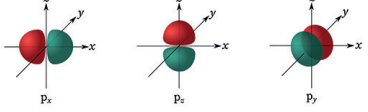
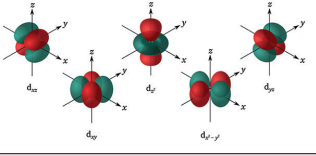
Orbital: Elektronların bulunma ihtimalinin en yüksek olduğu hacimsel bölgelere orbital adı verilir.

Yörünge ve Orbital Arasındaki Farklar

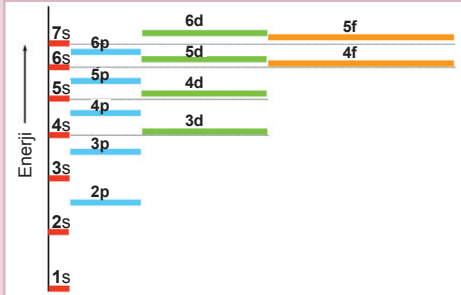
Yörünge	Orbital
	
Elektronun izlediği varsayılan dairesel yoldur.	Elektronun bulunma olasılığının yüksek olduğu bölgedir.
Elektronun düzlemsel hareketini temsil eder.	Elektronun üç boyutlu hareketini temsil eder.
Her yörünge bir enerji düzeyi ile temsil edilir.	Her enerji düzeyinde farklı orbitaller bulunabilir.
Her yörüngede yalnızca belli sayıda elektron bulunur.	Bir orbitalde en fazla 2 elektron bulunur.
Şekli daireseldir.	Farklı şekillere sahiptir.

KUANTUM SAYILARI	Bir atomun sahip olduğu elektronları ve elektronların bulundukları varsayılan orbitalleri tanımlamak için kullanılır.	
n (Baş kuantum sayısı)	Enerji düzeyini belirtir.	$n = 1, 2, 3, 4, 5..$ gibi tam sayı değerler alır.
ℓ (Açısal momentum kuantum sayısı)	Orbitalin türünü (şeklini) belirtir.	0'dan $n-1$ 'e kadar değer alır.
m_ℓ (Manyetik kuantum sayısı)	Orbitalin uzaydaki yönelimini verir. $\ell = 0$ ise s orbitali $\ell = 1$ ise p orbitali $\ell = 2$ ise d orbitali $\ell = 3$ ise f orbitali	$m_\ell = -\ell, 0, +\ell$ arasında değerler alır.
m_s (Spin kuantum sayısı)	Elektronun (dönme) spin yönünü belirler.	$+1/2$ veya $-1/2$ değerlerini alabilir.

Orbital Türleri

s orbitali	p orbitali	d orbitali
		
Tüm s orbitalleri için $\ell = 0$ ve $m_\ell = 0$ dir.	Tüm p orbitalleri için $\ell = 1$ dir.	Tüm d orbitalleri için $\ell = 2$ 'dir.
1. yörüngeden itibaren tüm yörüngelerde bulunur.	2. yörüngeden itibaren tüm yörüngelerde bulunur.	3. yörüngeden itibaren tüm yörüngelerde bulunur.
En fazla 2 elektron alır.	Toplamda en fazla 6 elektron alır.	Toplamda en fazla 10 elektron alır.
Baş kuantum sayısı arttıkça, orbitallerin büyüklükleri artmaktadır.		

Çok Elektronlu Taneciklerde Orbitalerin Enerjileri



n : Temel enerji düzeyi

n^2 : Bir enerji düzeyinde bulunabilecek maksimum orbital sayısıdır.

$2n^2$: Bir enerji düzeyinde bulunabilecek maksimum elektron sayısıdır.

Kletchkowski–Madelung İlkesi: Orbitalerin enerjileri $(n + \ell)$ değerinin artmasıyla yükselir.

$(n + \ell)$ değerlerinin aynı olması durumunda; n sayısı büyük olan orbitalin enerjisi de yüksek olur.

Elektronların Orbitalere Yerleşmesi

Aufbau Kuralı: Atom temel halde iken elektronlar en düşük enerjili orbitale yerleşmeyi tercih ederler.

Hund Kuralı: Özdeş enerjili alt orbitalere elektronlar tek tek ve paralel spinli olarak yerleşirler.

Pauli Dışlama İlkesi: Bir atomdaki iki elektronun dört kuantum sayısı aynı olamaz. Başka bir deyişle her bir alt orbitalde zıt spinli sadece iki elektron bulunabilir.

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} \dots$

$_{19}K$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ ya da $_{19}K$: $[_{18}Ar] 4s^1$

$_{21}Sc$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ ya da $_{21}Sc$: $[_{18}Ar] 4s^2 3d^1$

$_{36}Kr$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

$_{16}S^{2-}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

$_{19}K^+$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Özel Durum : Elektronlar en büyük enerjili (en dıştaki) orbitalden kopar. $4s$, $3d$ ve $4p$ den elektronların kopma sırası; $4p$, $4s$ ve $3d$ şeklindedir.

$_{21}Sc^+$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^1$ ya da $_{21}Sc$: $[_{18}Ar] 4s^2 3d^1$

Elektron dağılımındaki son orbitalin tam dolu ya da yarı dolu olması haline **küresel simetri** denir.

Elektron dağılımları; s^1 , p^3 , d^5 , f^7 ile sonlanan atomlar yarı küresel simetri s^2 , p^6 , d^{10} , f^{14} ile sonlanan atomlar tam küresel simetrik.

Küresel simetrik elektron dizilişine sahip olan atomlar daha düşük enerjili ve daha kararlıdır.

Özel Durum :

$_{24}Cr$ elementinin elektron dağılımı: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$

$_{29}Cu$ elementinin elektron dağılımı: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$ şeklindedir.

Temel Hal ve Uyarılmış Hal

- Elektronlar çekirdeğe en yakın katmanları tercih ederler. Bu durumda en düşük enerjili ve kararlı halde bulunurlar. Her atomun en kararlı haline **"temel hâl"** denir.
- Elektronlar enerji alarak üst enerji seviyelerine çıkabilir. Bu hale **"uyarılmış hal"** denir. Enerji seviyeleri arasındaki farktan daha az veya daha fazla enerji ile elektronlar uyarılamaz. Uyarılmış hal, kararsız ve yüksek enerjilidir. Uyarılan elektronlar aldıkları enerjiyi etrafa tekrar vererek temel hale geri döner.
- Atomların, ışınları soğurmalarına absorpsiyon, ışınları yaymalarına ise emisyon denir.

Değerlik (Valens) Elektron Sayısı

Bir atomun en yüksek enerji düzeyinde bulunan elektronlarına değerlik elektronu (valens elektron) denir.

$_{12}Mg$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ (Değerlik elektron sayısı 2'dir)

$_{15}P$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ (Değerlik elektron sayısı 5'dir)

$_{32}Ge$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$ (Değerlik elektron sayısı 4'tür)

İzoelektronik

Elektron sayıları ve dağılımları aynı olan tanecikler birbirinin izoelektronikidir.

$_{13}Al^{3+}$ ve $_{8}O^{2-}$ iyonlarının elektron sayıları eşittir. Bu iki iyonun elektron dizilimleri de aynıdır, bu nedenle birbirinin izoelektronikidir.

$_{13}Al^{3+}$: $1s^2 2s^2 2p^6$

$_{8}O^{2-}$: $1s^2 2s^2 2p^6$

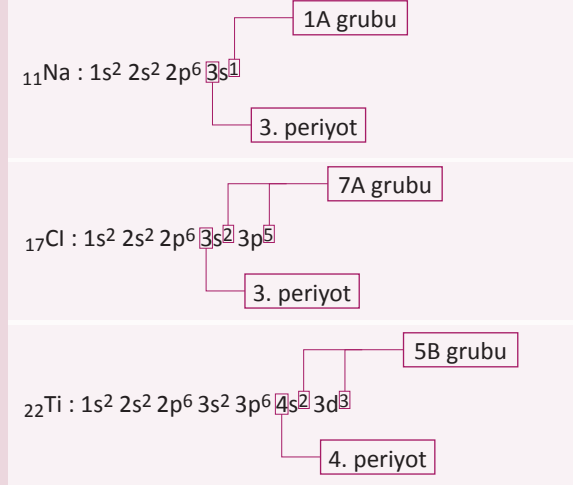
PERİYODİK SİSTEM

Bir Elementin Periyodik Sistemdeki Yerinin Belirlenmesi

- Bir elementin periyodik sistemdeki yeri atom numarasına göre bulunur.
- Bir element, elektron alışverişi ile iyon haline gelmiş olsa bile her zaman atom numarası kullanılarak yapılan temel hal elektron dizilimine göre periyodik sistemdeki yeri belirlenir.

Atom numarasına göre yapılan elektron diziliminde;

- En büyük baş kuantum sayısı elementin periyot numarasını verir.
- Değerlik elektronlarının toplam sayısı grup numarasını verir. Bu sayı 10'dan büyükse 10 çıkarılır.
- Elektron dizilimindeki en son orbital türü;
 - s veya p ise A grubu,
 - d ise B grubu,
 - f ise lantanit veya aktinittir.



PERİYODİK ÖZELLİKLER

Atom Yarıçapı: Atom yarıçapı, çekirdeğin merkezi ile en son katman arasındaki uzaklıktır.

Kovalent Yarıçap: Kovalent bağ ile birbirine bağlanmış özdeş iki atomun çekirdekleri arasındaki uzaklığın yarısına kovalent yarıçap denir.

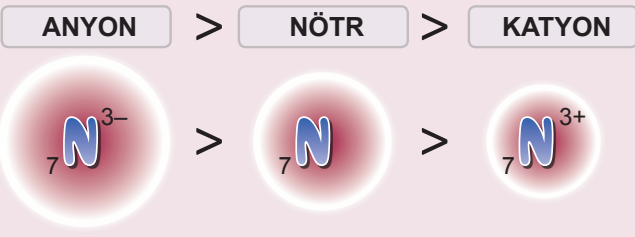
Van Der Waals Yarıçapı: Katı fazda birbiriyle temas halinde olan soygaz atomları ya da apolar kovalent bağlı moleküller arasındaki uzaklığın yarısıdır.

İyon Yarıçapı: İyonik bağlı bileşikteki her bir iyonun yarıçapıdır. İyonlar aynı büyüklükte olmadığından iyon yarıçapı iyonlar arasındaki uzaklığın yarısı değildir, hesaplanarak bulunur.

Periyodik sistemde, aynı grupta, yukarıdan aşağıya doğru atom yarıçapı artar. Aynı periyotta, soldan sağa doğru atom yarıçapı azalır.

İyonların yarıçaplarının karşılaştırılması: Bir atom ya da iyon elektron aldıkça yarıçapı büyür, elektron verdikçe yarıçapı küçülür.

Proton sayısı aynı olan taneciklerde



İzoelektronik taneciklerde



Metalik ve Ametalik Özellikler

- Metalik aktifliğin ölçüsü elektron verme eğilimidir. Ametalik aktifliğin ölçüsü elektron alma eğilimidir.
- Atom yarıçapı arttıkça elektron başına düşen çekim gücü azalır, elektron verme kolaylaşır ve metalik aktiflik artar, ametalik aktiflik azalır.

Periyodik sistemde,

- Aynı grupta, yukarıdan aşağı doğru ametalik özellik azalır, metalik özellik artar.
- Aynı periyotta, soldan sağa doğru ametalik özellik artar, metalik özellik azalır.

İyonlaşma Enerjisi

Gaz fazındaki bir atomdan veya iyonlardan elektron koparmak için verilmesi gereken minimum enerjiye iyonlaşma enerjisi denir.

Atom ya da iyon yarıçapı küçüldükçe iyonlaşma enerjisi artar.



(1. İyonlaşma Enerjisi)



(2. İyonlaşma Enerjisi)

Herhangi bir atomda her zaman bir sonraki elektronu koparmak daha zordur. Bir sonraki iyonlaşma enerjisi, bir öncekinden daha büyüktür.

$$i_1 < i_2 < i_3 < i_4 \dots$$

Periyodik sistemde,

Aynı grupta, yukarıdan aşağı doğru atom hacmi artar, elektron koparmak kolaylaşır ve iyonlaşma enerjisi azalır.

Aynı periyotta, soldan sağa doğru atom hacmi azalır, elektron koparmak zorlaşır ve iyonlaşma enerjisi artar.

Özel durum

Aynı periyotta iyonlaşma enerjisi sıralaması;

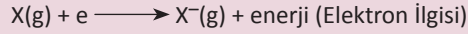
$$1A < 3A < 2A < 4A < 6A < 5A < 7A < 8A$$

şeklinde. (3 aşağı 5 yukarı)

Sıralamanın değişmesinin nedeni, 2A ve 5A grubu elementlerinin küresel simetri özelliği göstermeleridir.

Elektron İlgisi

Gaz halindeki bir atoma veya iyonlara bir elektron eklendiğinde gerçekleşen enerji değişimine elektron ilgisi denir.



Ametallerin elektron ilgileri yüksek, metallerin elektron ilgileri düşüktür. Bir çok atomun elektron ilgisi ekzotermiktir yani negatiftir. Ancak soygazlar gibi bazı elementlerin elektron ilgisi endotermiktir yani pozitiftir. Bu durum elektron almak istemediklerini gösterir.

Periyodik sistemde, elektron ilgisi genel olarak;

Aynı grupta, yukarıdan aşağıya doğru azalır.

Aynı periyotta, soldan sağa doğru artar.

Elektronegatiflik

Bir kimyasal bağı oluşturan atomların bağ elektronlarını çekme yeteneğine elektronegatiflik denir.

Elektronegatiflik bağıl bir kavramdır. Elektronegatifliği en yüksek olan flor (F) elementinin değeri 4,0 kabul edilerek diğer elementlerin elektronegatiflikleri buna göre belirlenmiştir.

Periyodik sistemde,

Aynı grupta, yukarıdan aşağıya doğru atom yarıçapı artar, elektron başına düşen çekim gücü azalır ve elektronegatiflik azalır.

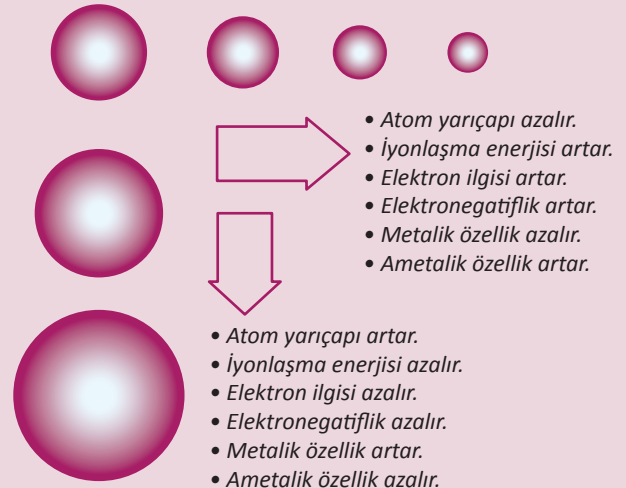
Aynı periyotta, soldan sağa doğru atom yarıçapı küçülür, elektron başına düşen çekim gücü artar ve elektronegatiflik artar.

Oksit ve Hidroksit Bileşiklerinin Asit ve Bazlık Özelliği

- Metallerin oksijenli bileşikleri genellikle bazik oksittir. Na_2O , MgO , CaO , Li_2O , K_2O , CuO)
- Ametallerin oksijence zengin oksitleri (CO_2 , NO_2 , N_2O_5 , SO_2 , SO_3 , P_2O_5 ...) asit oksittir.
- Amfoter oksitler: Hem asitlerle hem de bazlarla tepkime girebilen oksitlerdir. Amfoter metallerin (Be , Al , Zn , Cr , Sn , Pb , Sb , Ga) oksitleri (BeO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , ZnO , SnO vb.) amfoter özellik gösterir.

Periyodik sistemde

Bir periyotta soldan sağa doğru gidildikçe elementlerin oksijenli bileşiklerinin asidik özelliği artarken, aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru inildikçe bazik özelliği artar.



ELEMENTLERİ TANIYALIM, YÜKSELTGENME BASAMAKLARI

1A Grubu (Alkali Metaller)

H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr

1. Grubun ilk üyesi H hariç (ametal) hepsi metaldir.
2. Değerlik elektron sayıları 1 dir.
3. Periyodik sistemin en aktif metal grubudurlar.
4. Isı ve elektriği iyi iletirler.
5. Doğada serbest halde (elementel, saf) halde bulunmayıp bileşikler halinde bulunurlar (NaCl gibi).
6. Bileşiklerinde yükseltgenme basamakları 1+'dır. (H bileşiklerinde hem 1+, hem de 1- değerlik alabilir)
7. Elektron dağılımları s^1 ile biter.
8. Grupta yukarıdan aşağıya doğru inildikçe sertlikleri, erime ve kaynama noktaları azalır.
9. Havanın oksijeni ile hızlı tepkime verirler. Bu yüzden açık havada saklanamazlar. Ksilen, gazyağı, toluen gibi alkali metallerle tepkime vermeyen organik sıvılar içinde saklanırlar.
10. Su ile şiddetli tepkime verirler. Tepkime sonucunda H_2 gazı ve baz oluşur (Tepkime ekzotermiktir.)
 $Li(k) + H_2O(sıvı) \longrightarrow LiOH(suda) + 1/2H_2(g)$
11. Oksitleri ve hidroksitleri baz özelliği gösterir.

7A Grubu (Halojenler)

F, Cl, Br, I ve At

1. Elektron dağılımları s^2p^5 ile biter.
2. En aktif ametal grubudur.
3. Bileşiklerinde değişken değerlikler alabilirler.
4. Kararlı hallerinde 1-, bazı bileşiklerinde 1- ile 7+ arasında değerlik alırlar. Flor elementi (F) bileşiklerinde sadece 1- değerlik alır.
5. Doğada moleküler halde bulunurlar. (F_2 , Cl_2 , Br_2 ve I_2)
6. Oda koşullarında katı, sıvı veya gaz fazda olabilirler. Oda sıcaklığında F_2 ve Cl_2 gaz, Br_2 sıvı, I_2 katı haldedir.
7. Birden fazla oksijen içeren oksitleri asidik özellik gösterir (Cl_2O ve Br_2O 'da asidik oksittir).
8. Değerlik elektron sayıları 7 dir.
9. Hidrojenli bileşiklerinin sulu çözeltisi asit özelliği gösterir.
10. Grupta yukarıdan aşağıya doğru inildikçe (HF , HCl , HBr , HI) hidrojenli bileşiklerinin sulu çözeltilerinin asitlik kuvveti artar.
11. Zehirlidirler.
12. Erime ve kaynama noktaları, grupta yukarıdan aşağıya doğru artar.

2A Grubu (Toprak Alkali Metaller)

Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra

1. Elektron dağılımları s^2 ile biter.
2. Aktiflikleri alkali metallerden daha azdır.
3. Yükseltgenme basamakları 2+'dır.
4. Değerlik elektron sayıları 2'dir.
5. Oksitleri ve hidroksitleri baz özelliği gösterir.

8A Grubu Soygazlar (Asalgazlar)

He, Ne, Ar, Kr, Xe ve Rn

1. Oda koşullarında hepsi tek atomlu gaz halinde bulunurlar.
2. Helyumun değerlik elektron sayısı 2, diğer soygazların değerlik elektron sayıları 8 dir.
3. Genelde standart koşullarda elektron alma, verme veya ortaklaşmaya yatkın değildirler. Tepkimeye girme istekleri minimumdur.
4. Kimyasal aktiflikleri olmadığından soygaz veya asal gaz diye adlandırılırlar.
5. Erime ve kaynama noktaları çok düşüktür.

3A Grubu (Toprak Metalleri)

B, Al, Ga, In ve Tl

1. Elektron dağılımları s^2p^1 ile biter.
2. Yükseltgenme basamakları 3+'dır.
3. Değerlik elektron sayıları 3'dür. Bor yarı metal özelliği göstermektedir gruptaki diğer elementler metaldir.

B Grubu (Geçiş Metalleri)

1. Periyodik sistemde 4. periyottan itibaren yer almaya başlarlar.
2. Elektron dizilimleri d orbitali ile biter.
3. Tamamı metaldir.
4. Cıva(Hg) hariç oda koşullarında tamamı katı haldedir.
5. Farklı bileşiklerinde farklı yükseltgenme basamağına sahip olabilirler. Örneğin ; krom (Cr) 3+ ve 6+ değerliklerini alabilir.
6. Isı ve elektriği iyi iletirler. Au, Ag ve Cu iyi iletkenlerdir.
7. Yoğunlukları, erime ve kaynama noktaları yüksektir.

ELEMENTLERİ TANIYALIM, YÜKSELTGENME BASAMAKLARI

Metaller

Periyodik tabloda; 1A grubu elementleri (H hariç), 2A grubu elementleri, B grubu elementlerinin tamamı, 3A grubu elementleri (B Hariç), 4A grubunda Sn ve Pb elementleri, 5A grubunda Bi elementi metaller sınıfında yer alır.

1. Periyodik sistemin sol tarafında yer alırlar.
2. Son yörüngelerinde 1, 2 veya 3 elektron bulunur (Hidrojen ve Helium hariç). Bileşik oluştururken bu elektronları kolayca verirler.
3. Oda sıcaklığında katıdır (Civa hariç).
4. Yeni kesilmiş yüzeyleri parlaktır.
5. Isı ve elektriği iyi iletirler.
6. Tel ve levha haline gelebilirler.
7. Serbest haldeyken (bileşik oluşturmamışken) tek atomludur (atomik yapıdır).
8. Kendi aralarında alaşım oluştururlar.
9. Elektron vermeye yatkındırlar.
10. Ametallerle iyonik bağlı bileşikler (basit tuzları) oluştururlar.
11. Erime ve kaynama noktaları genelde yüksektir.

Ametaller

Periyodik tabloda; 1A grubunda H, 4A grubunda C, 5A grubunda N ve P, 6A grubunda O, S ve Se, 7A grubunda F, Cl, Br, I ametaller sınıfında yer alırlar.

1. Oda sıcaklığında katı, sıvı veya gaz halde bulunabilirler.
2. Katı hallerinde yüzeyleri mattır.
3. Isı ve elektriği iyi iletmezler (Grafite, Fulleren, Grafen hariç).
4. Tel ve levha haline gelemeyizler.
5. İki ve daha fazla atomludur (moleküler yapıdır).
6. Kendi aralarında kovalent bağlı bileşikler oluştururlar.
7. Metallerle tepkimelerinden basit tuzlar oluşur.
8. Elektron almaya yatkındırlar. Ancak hem elektron verebilir hem de alabilirler.
9. Bileşiklerinde hem pozitif hem de negatif değerlikte olabilirler.
10. Erime, kaynama noktaları ve yoğunlukları genelde düşüktür.

Yarı Metaller

Bor (B), Silisyum (Si), Germaniyum (Ge), Arsenik (As), Antimon (Sb), Tellür (Te), Astatin (At) ve Polonyum (Po) elementleri yarı metaldir.

1. Yarı metallerin kimyasal özellikleri ametallere, fiziksel özellikleri metallerle benzer.
2. İletkenlikleri metallerden az, ametallerden fazladır.
3. Yüzeyleri parlak ya da mat olabilir.
4. Metaller gibi işlenebilir özellikleri vardır.
5. Tel ve levha haline getirilebilirler. Kuvvet uygulandığında kırılmazlar.
6. Oda sıcaklığında fiziksel halleri katıdır.

YÜKSELTGENME BASAMAKLARI

Kimyasal bir tepkimede elektron alış verişini yapan bir elementin aldığı ya da verdiği elektron sayısına yükseltgenme basamağı denir.

Yükseltgenme basamaklarının belirlenmesi

1. Elementel halde tüm elementlerin yükseltgenme basamağı sıfırdır. Örneğin; Fe, Zn, C, H₂, O₂, F₂, P₄, S₈.
2. Oksijen, bileşiklerinde çoğunlukla 2- yükseltgenme basamağına sahiptir. Na₂O, CaO, CO₂, Al₂O₃ ...
Peroksitlerde oksijenin yükseltgenme basamağı 1-’dir. H₂O₂, Na₂O₂, CaO₂.
Oksijenin flor ile yaptığı OF₂ bileşiğindeki yükseltgenme sayısı 2+’dır.
3. Hidrojen ametallerle yaptığı bileşiklerinde 1+ yükseltgenme sayısına sahiptir. H₂O, H₂SO₄, NH₃, H₂O₂, HCl.
Metallerle yaptığı hidrürlerde ise, yükseltgenme sayısı 1-’dir. NaH, MgH₂, CaH₂.
4. Periyodik sistemde 1A grubu metallerinin yükseltgenme basamağı 1+’dır. NaCl, K₂O, LiH.
5. Periyodik sistemde, 2A grubu metallerinin yükseltgenme basamağı 2+’dır. CaO, BaCl₂, Mg(OH)₂.
6. Halojenler (F, Cl, Br, I) 1-’den 7+’ya kadar değişik yükseltgenme basamaklarını alabilir. Ancak florun yükseltgenme basamağı daima 1-’dir.
7. Bir bileşiği oluşturan elementlerin yükseltgenme basamakları toplamı sıfıra eşittir.
8. İyon köklerinde, elementlerin toplam yükü kökün yüküne eşittir.

GAZLAR

GAZLARIN GENEL ÖZELLİKLERİ

Gazlar

Atmosferimizin hacimce % bileşimi yaklaşık %78 N₂, %21 O₂, %1 CO₂ ve diğer gazlardan oluşmaktadır.

1. Maddenin gaz hali, en yüksek enerjili ve en düzensiz halidir. Gazların yoğunluğu sıvı ve katılara göre daha düşüktür.
2. Gaz tanecikleri çok hızlı hareket eder ve aralarında büyük boşluklar bulunur.
3. Birden fazla türde gaz, aynı kaba konulduğunda tamamen kabı doldurur ve homojen olarak karışırlar.
4. Maddenin en sıkıştırılabilir halidir.
5. Sıcaklık artışı ile genleşebilir.
6. Gaz tanecikleri titreşim, öteleme ve dönme hareketi yapar.

Gazlar;

Monoatomik: He, Ne, Ar, vb.

Element molekülü: H₂, N₂, O₂, O₃, F₂, Cl₂,

Bileşik molekülü: HCl, CO, CO₂, CH₄, NO, NO₂, SO₂, SO₃ şeklinde sınıflandırılabilir.

Gazların Nicelikleri

a) Hacim: Gazların belirli hacim ve şekilleri yoktur. İçinde bulundukları kabı tamamen doldurarak hacmini ve şeklini alırlar.

$$1\text{L} = 1000\text{ cm}^3 = 1000\text{ mL} = 1\text{ dm}^3$$

$$1\text{m}^3 = 1000\text{ L}$$

b) Sıcaklık: Gazların sıcaklığı derece celsius (°C) olarak ölçülür ancak sayısal işlemlerde kelvin (K) kullanılır. Kelvin türünden sıcaklığa mutlak sıcaklık denir.

$K = t\text{ }^{\circ}\text{C} + 273$ şeklindedir. Gazların kinetik enerjileri mutlak sıcaklıkla doğru orantılıdır.

c) Mol sayısı (Miktar): Gazların miktarı hacim, kütle, tanecik sayısı mol sayısı türünden verilebilir. Sayısal işlemlerde gazların miktarı olarak mol birimi ile belirtilir.

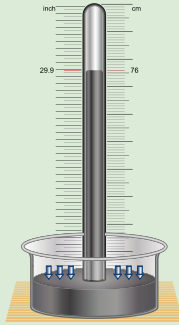
$$1\text{ mol} = 6,02 \times 10^{23}\text{ tanecik}$$

d) Basınç: Gaz taneciklerinin içinde bulundukları kabın iç yüzeyine yaptıkları çarpmalar basıncı oluşturur. Gazlar içindeki bulun kabın her noktasına eşit basınç uygular.

$$1\text{ atm} = 76\text{ cmHg} = 760\text{ mmHg} = 760\text{ Torr}$$

Barometre

Açık hava basıncını ölçmek için kullanılan cihaza denir. Deniz seviyesinden yukarı doğru çıktıkça havanın yoğunluğu azalır. Bu yüzden, yükseklerle çıkıldıkça atmosfer basıncında azalma gözlenir.

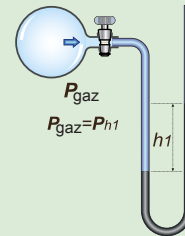


Açık hava basıncı (1 atm), deniz seviyesinde ve 0 °C da, tam olarak 760 mm (veya 76 cm) yükseklikte bir civa sütunun yaptığı basıncına eşittir.

Barometredeki sıvı yüksekliği; Dış basınca, sıvının yoğunluğuna, yerçekimi ivmesine ve sıcaklığa bağlıdır. Sıvının içine daldırılan cam borunun şekline, kesit alanına, sıvıya daldırılma açısına bağlı değildir.

Manometre

Kapalı kaptaki gaz basıncını ölçmeye yarayan düzeneklere manometre denir. Manometreler ikiye ayrılır; açık uçlu manometre, kapalı uçlu manometre. Kapalı uçlu manometrede, gazın basıncı sağ koldaki civa yüksekliğine eşdeğerdir.



Sabit hacimli kap: Camdan veya metalden yapılmış kaplar sabit hacimli kaplardır. Bu kaplarda sıcaklık artışı veya gaz miktarının artması kabın hacmini değiştirmez, basıncın artmasına yol açar.

Sabit basınçlı kap: İdeal pistonlu kaplar ve elastik balonlar sabit basınçlı kaplardır. Piston serbest kaldığı sürece ve elastik balon patlamadığı sürece içerideki gaz basıncı dış basınca eşittir.

İDEAL GAZ DENKLEMİ, GENEL GAZ DENKLEMİ

İdeal Gaz Denklemi

İdeal gaz taneciklerinin birbirlerini itip çekmedikleri kabul edilir. Gaz taneciklerinin öz hacimleri, kabın hacmi yanında ihmal edilebilir.

Doğada tamamen ideal gaz olarak davranan herhangi bir gaz olmamasına rağmen, gerçek gazların uygun sıcaklık ve basınçlarda ideal gaz gibi davrandığı kabul edilir. Bu nedenle, ideal gaz denklemi birçok gaz probleminin çözümünde kullanılabilir. 0 °C ve 1 atm basınçta (normal koşullar) altında 1 mol ideal gaz; 22,414 L hacim kaplamaktadır.

İdeal gaz denklemi;

$$P.V = n.R.T$$

formülü ile ifade edilir.

İdeal gaz denklemi gazlarla ilgili dört değişken, (P, V, T ve n) arasındaki ilişkiyi verir. İdeal gazın hacim-basınç-sıcaklık davranışı ideal gaz denklemi ile açıklanabilir.

P: Basınç (atm)

V: Hacim (L)

n: Mol sayısı (mol)

T: Mutlak sıcaklık (K)

R: Gaz sabiti

Burada R ideal gaz sabitidir. Gaz sabitinin değeri aşağıdaki gibi bulunabilir.

$$\begin{aligned} P.V &= n.R.T \\ (1\text{atm}).(22,4\text{L}) &= (1\text{mol}).R.(273,15\text{K}) \\ R &= \frac{22,4 \text{ L.atm}}{273 \text{ mol.K}} = 0,082 \frac{\text{L.atm}}{\text{mol.K}} \end{aligned}$$

Genel Gaz Denklemi

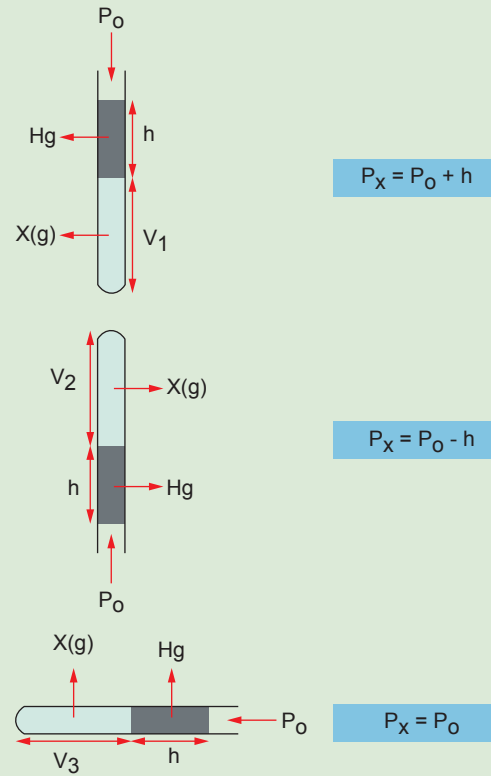
İdeal gaz denklemi, bir gaz örneğinin farklı şartlardaki durumlarının veya farklı iki gazın karşılaştırılması için kullanılabilir. Gazın miktarı (n) sabit tutularak, V hacmi, P basıncı ve T sıcaklığı değiştiği zaman kullanılan birleşik gaz yasası aşağıda görülmektedir.

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

Genel gaz denkleminde sabit olan değişkenler sadeleştirilerek gaz yasalarının eşitlikleri elde edilebilir.

$$P_1.V_1 = P_2.V_2 \text{ (Boyle - Mariotte Kanunu) (n, T sbt)}$$

Kapiler Tüplerdeki Gaz Basıncı:



GAZ YASALARI VE GAZLARIN YOĞUNLUĞU

1. Boyle–Mariotte Yasası (Basınç–Hacim ilişkisi)

Boyle yasasına göre, sabit sıcaklıkta belirli miktardaki bir gazın basıncı, hacmi ile ters orantılıdır.

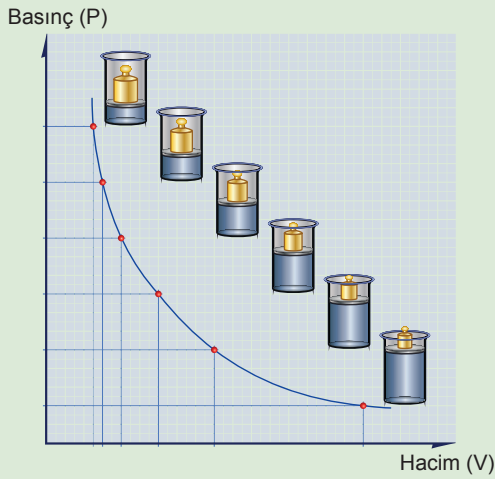
Basınç ve hacim arasındaki bu ilişkiyi gösteren matematiksel ifade şöyledir:

$$P \propto 1/V$$

Serbest pistonlu bir kaptaki sabit sıcaklıkta;

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

eşitliği elde edilir.



2. Charles Yasası (Sıcaklık–Hacim ilişkisi)

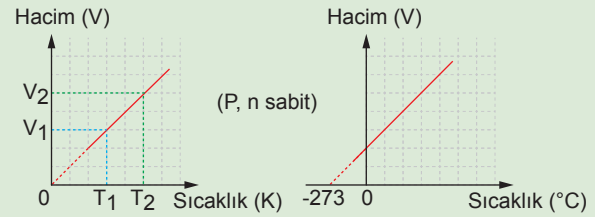
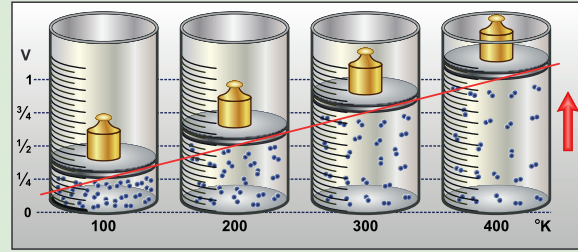
Gazların sıcaklıkları ile hacimleri arasındaki ilişki sabit basınçlı kaplarda incelenebilir. Sabit basınçlı bir kaptaki gaz ısıtılırsa, hacminin arttığı gözlenmiştir. Kelvin cinsinden sıcaklıkla, gazın hacmi doğrusal olarak değişmektedir.

$$V \propto T$$

Bu yasaya göre, sabit basınçta, belirli miktardaki gazın hacmi, mutlak sıcaklık ile doğru orantılıdır.

Charles yasasının matematiksel ifadesi aşağıdaki gibidir.

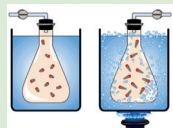
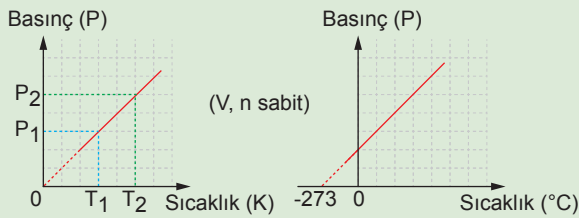
$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$



3. Gay–Lussac Yasası (Basınç–Sıcaklık ilişkisi)

Miktarı (mol sayısı) ve hacmi sabit olan bir gazın basıncı mutlak sıcaklıkla doğru orantılı olarak değişir.

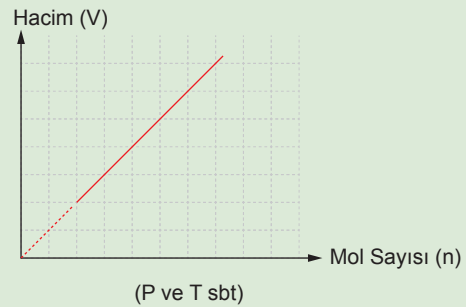
$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

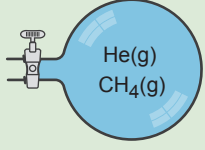
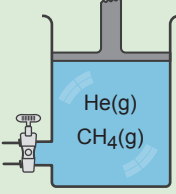


4. Avogadro Yasası (Hacim–Mol Sayısı ilişkisi)

Sabit sıcaklık ve basınçta (aynı koşullarda) bulunan gazların mol sayıları hacimleriyle doğru orantılıdır.

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$



	 V = sbt		 P = sbt	
	P _{He}	P _{CH₄}	P _{He}	P _{CH₄}
Sıcaklık artarsa	artar	artar	değişmez	değişmez
Sıcaklık azalır	azalır	azalır	değişmez	değişmez
Kaba He(g) eklenirse	artar	değişmez	artar	azalır
Kaptan CH ₄ çekilirse	değişmez	azalır	artar	azalır

Birim Hacimdeki Tanecik Sayısı (n/V)

Gazların birim hacimdeki tanecik sayısı ideal gaz denkleminden bulunabilir.

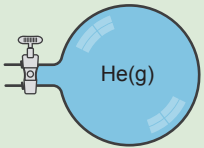
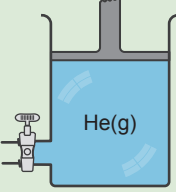
$$P.V = n.R.T$$

$$P = \frac{n}{V} . R . T$$

$$\frac{n}{V} = \frac{P}{T} . R$$

Birim hacimdeki tanecik sayısı;

Sabit hacimli kapalı bir kaptaki basınçla doğru, sabit basınçlı kapalı bir kaptaki sıcaklıkla ters orantılıdır.

	 Sabit hacimli kap	 Sabit basınçlı kap
	n/V oranı	n/V oranı
CH ₄ gazı eklenirse	Artar	Değişmez
He gazı eklenirse	Artar	Değişmez
Sıcaklık artarsa	Değişmez	Azalır
Sıcaklık azalır	Değişmez	Artar

Serbest pistonlu kaptaki sabit sıcaklıkta piston aşağı doğru bastırılırsa n/V oranı artar, yukarı doğru çekilirse n/V oranı azalır.

Gazların Yoğunluğu

Gaz yoğunlukları önemli ölçüde basınç ve sıcaklığa bağlıdır. Sabit sıcaklıkta gazın basıncı arttığında yoğunluğu artar. Sabit basınçta sıcaklık arttığında ise azalır. Sıvı ve katıların yoğunlukları da sıcaklığa bağlı olmakla beraber basınçtan çok fazla etkilenmez. Gazın yoğunluğu sıcaklık ile ters orantılı olarak değişir. Bir gazın yoğunluğu onun mol kütlesi ile doğru orantılıdır. Sıvı ve katıların yoğunlukları ile mol kütleleri arasında önemli bir ilişki yoktur.

$$P.M_A = d.R.T$$

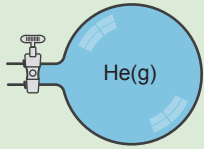
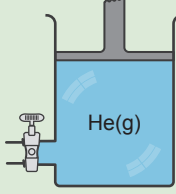
P : Basınç (atm)

M_A : Gazın mol kütlesi (g/mol)

d : Gazın özkütlesi (g/L)

R : Gaz sabiti (L.atm/mol.K)

T : Mutlak sıcaklık (K)

	 Sabit hacimli kap	 Serbest pistonlu kap
He gazı ekleniyor (T sbt)	d _{He} artar	d _{He} sabit
Kap ısıtılıyor	d _{He} sabit	d _{He} azalır
Kap soğutuluyor	d _{He} sabit	d _{He} artar
CH ₄ gazı ekleniyor (T sbt)	d _{He} sabit	d _{He} azalır

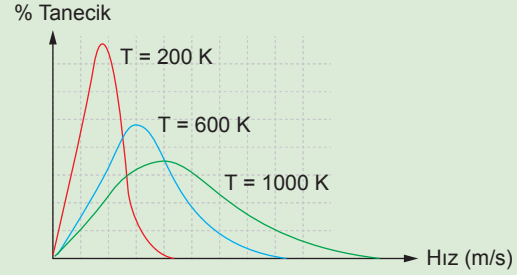
NOT: Serbest pistonlu bir kaba molekül kütlesi içerideki gazdan daha küçük olan başka bir gaz ilave edilirse gaz yoğunluğu azalır, molekül kütlesi büyük bir gaz ilave edilirse gaz yoğunluğu artar, molekül kütlesi aynı olan gazdan eklenirse gaz yoğunluğu değişmez.

GAZLARIN KİNETİK KURAMI

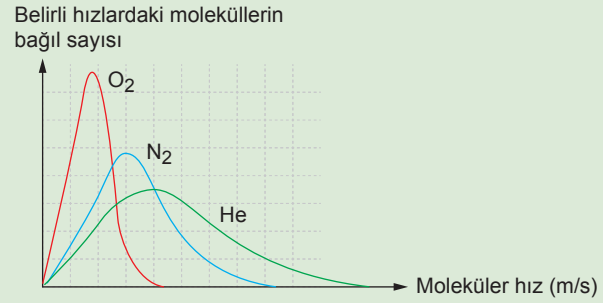
Gazların kinetik kuramı, tüm gazların davranışlarını açıklamak için geliştirilmiş bir modeldir.

Gazların kinetik kuramı aşağıdaki ön kabulleri içerir.

1. Gazlar tanecikli yapıdadır ve birbirlerinden bağımsız hareket eder.
2. Gaz tanecikleri her yöne doğru gelişigüzel, hızla ve doğrusal hareket eder.
3. Gaz tanecikleri birbirleriyle ve bulundukları kabın çeperleriyle esnek (elastik) çarpışır. Esnek çarpışmalar sırasında enerji kaybı olmadığı kabul edilir. Gazların çeperlere yaptığı bu çarpışmalar basınca sebep olur.
4. Düşük basınçlarda gaz molekülleri arasındaki itme ve çekme kuvvetleri ihmal edilebilir.
 - Düşük basınçlarda gaz taneciklerinin özhacimleri, kabın hacmi yanında ihmal edilebilir.
5. Gaz taneciklerinin her birinin hızı ve kinetik enerjisi farklıdır. Ancak aynı sıcaklıkta bulunan gazların ortalama kinetik enerjileri aynıdır.
6. Gazların ortalama kinetik enerjileri yalnızca sıcaklığa bağlıdır ve mutlak sıcaklıkla doğru orantılıdır. Belirli bir sıcaklıkta tüm gazların molekülleri aynı ortalama kinetik enerjiye sahiptir.



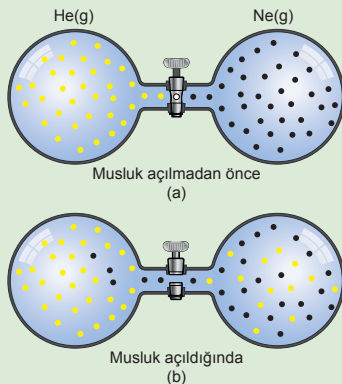
Yukarıdaki grafik bir gaz örneğinin sıcaklığı arttırıldığında moleküllerin hız dağılımındaki değişmeyi göstermektedir. Sıcaklık arttıkça gaz taneciklerinin hızları artar ve daha yayvan bir grafik oluşur.



Belirli bir sıcaklıkta bir gaz örneğindeki tanecikler arasında hızların bir dağılımı vardır. Dağılımın tam şekli ve tepe noktası gazın mol kütlesine bağlı olarak değişir.

Kapalı bir kapta bulunan aynı gaza ait taneciklerin hızları birbirinden farklıdır. Bazıları hızlı bazıları yavaş hareket eder. Bu nedenle gaz taneciklerinin tek tek hızları yerine ortalama yayılma hızından (difüzyon hızı) bahsedilir.

Graham Difüzyon (Yayılma) Yasası



Bir gazın başka bir gaz içinde yayılması olayına difüzyon denir. İki farklı gazın yayılma hızları, molekül ağırlıklarının karekökü ile ters orantılıdır. Gazların kinetik kuramı, aynı sıcaklıktaki gazların aynı ortalama kinetik enerjiye sahip olacağını belirtir.

$$KE_X = KE_Y$$

$$\frac{1}{2} M_X \cdot v_X^2 = \frac{1}{2} M_Y \cdot v_Y^2$$

$$\frac{v_X}{v_Y} = \sqrt{\frac{M_Y}{M_X}}$$

$$\frac{v_X}{v_Y} = \sqrt{\frac{d_Y}{d_X}}$$

Gazların yayılma hızları aynı koşullarda özkütlelerinin karekökü ile ters orantılıdır.

$$KE = \frac{3}{2} k.T$$

KE : Kinetik Enerji

k : Boltzman Sabiti

T : Mutlak sıcaklık $K = ^\circ C + 273$

$$KE = \frac{1}{2} m.v^2$$

Gazların difüzyon hızları; mutlak sıcaklığın kareköküyle doğru orantılıdır.

$$KE = \frac{3}{2} k.T = \frac{1}{2} m.v^2$$

k = Boltzman sabiti ($1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}$)

T = Mutlak sıcaklık (K)

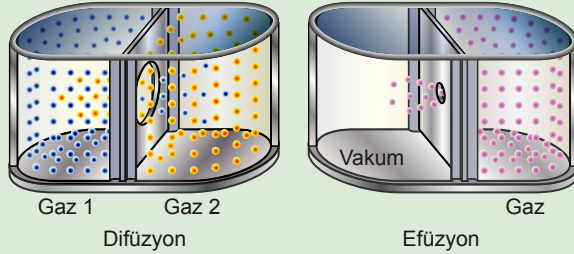
$$v = \sqrt{\frac{3kT}{m}}$$

$$\frac{v_x}{v_y} = \sqrt{\frac{M_y \cdot T_x}{M_x \cdot T_y}}$$

Difüzyon hızıyla, sıcaklık arasındaki ilişki yukarıdaki formülle ifade edilir.

NOT: Gazların yayılma süreleri, yayılma hızları ile ters orantılıdır.

Efüzyon



Kapalı bir kaptaki gazın küçük bir delikten boşluğa ya da dışarıya doğru yayılmasıdır.

Belirli bir süre bekletildiğinde He gazı ile doldurulmuş balonun hava dolu balondan daha önce söndüğü görülür. Bunun sebebi hava moleküllerinden daha hafif olan He atomlarının kauçuğun gözeneklerinden dışarı daha hızlı bir şekilde çıkmasıdır. Bu olaya gazların efüzyonu (dışarı yayılması) denir.

İki farklı gazın efüzyon hızları, mol kütlelerinin karekökü ile ters orantılıdır.

Efüzyon problemleri çözülürken difüzyonda kullanılan formüller kullanılır.

Çarpma Sayısı

Kapalı bir kapta bulunan (sabit hacimli ya da sabit basınçlı) gaz taneciklerinin birim zamanda birim yüzeye yaptıkları çarpmaya çarpma sayısı denir.

Sabit hacimli bir kaptaki çarpma sayısı gazın mol sayısı ile doğru orantılıdır. Gazın mutlak sıcaklığının kareköküyle doğru orantılıdır.

Sabit hacimli bir kaptaki molekül ağırlıkları farklı olan gazların çarpma sayıları difüzyon hızlarıyla doğru molekül ağırlıklarının kareköküyle ters orantılıdır. Molekül ağırlığı küçük olan gazın birim zamanda birim yüzeye yaptığı çarpma sayısı fazladır.

$$\text{Çarpma sayısı} = \frac{n \cdot v \cdot \sqrt{T}}{V}$$

n: Mol sayısı

v: Difüzyon hızı

T: Mutlak sıcaklık

V: Kabin hacmi

	Sabit hacimli kap	Sabit basınçlı kap
	Çarpma sayısı	Çarpma sayısı
He gazı eklenirse (T sbt)	Artar	Değişmez
Sıcaklık artarsa	Artar	Azalır
CH ₄ gazı eklenirse (T sbt)	Artar	Azalır

Serbest pistonlu kaba farklı gaz eklendiğinde;

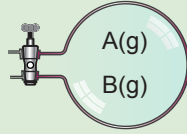
1. Eklenen gazın mol kütlesi daha küçükse çarpma sayısı artar.
2. Eklenen gazın mol kütlesi daha büyükse çarpma sayısı azalır.

KİSMİ BASINÇ, GAZLARIN KARIŞTIRILMASI, GAZLARIN SU ÜSTÜNDE TOPLANMASI

Dalton Kısmi Basınçlar Yasası (Basınç–Mol Sayısı İlişkisi)

Kapalı bir kaptaki bulunan gazın kaba tek başına yaptığı basınca o gazın kısmi basıncı denir. Kaba yapılan toplam basınç, gazların kısmi basınçlarının toplamına eşittir. Sabit hacim ve sıcaklıkta (V ve T sabit) gazların basınçları mol sayısı ile doğru orantılıdır.

$$\frac{P_1}{n_1} = \frac{P_2}{n_2}$$



Toplam basınç
(P_T) = $P_A + P_B$

Toplam mol sayısı

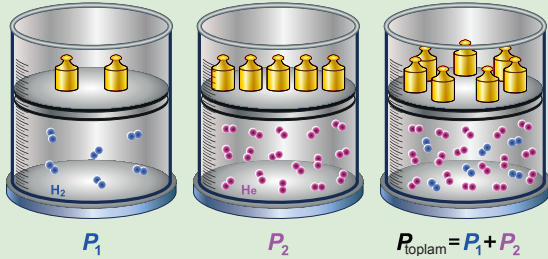
$$(n_T) = n_A + n_B$$

$$\frac{P_A}{n_A} = \frac{P_T}{n_T}$$

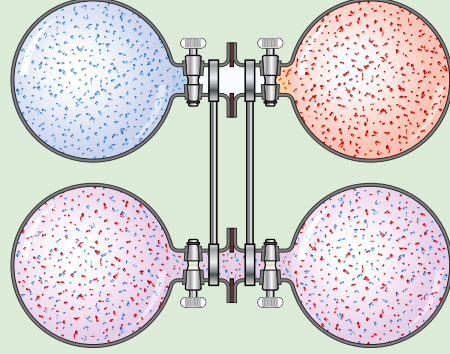
X_A , A gazının mol kesridir. Bir karışım içindeki bir bileşenin mol kesri, bileşenin mol sayısının toplam mol sayısına oranıdır. Bir karışım içinde bütün mol kesirleri toplamı 1'e eşittir.

$$X_A = \frac{n_A}{n_T}$$

A gazının kısmi basıncı; $P_A = X_A \cdot P_T$ formülüyle de bulunabilir.



Gazların Karıştırılması



Gaz örnekleri karıştırıldığında kimyasal bir tepkime olmazsa, gazların toplam mol sayısı korunur.

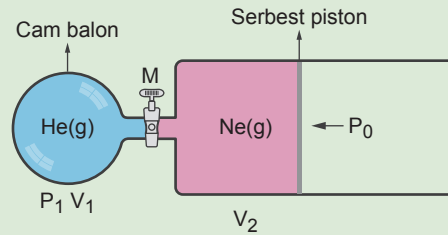
$$n_1 + n_2 = n_{\text{Toplam}}$$

Sıcaklık sabit ise; $PV = nRT$ formülünden gazın mol sayısının P.V çarpımıyla doğru orantılı olduğu görülür. n yerine P.V yazılırsa

$$P_1 \cdot V_1 + P_2 \cdot V_2 = P_s \cdot V_s$$

formülü elde edilir.

Eğer kapalı kaba ideal pistonlu kap eklenirse ve sabit hacimli kaptaki yeterli miktarda gaz varsa sistemin son basıncı açık hava basıncına eşit olur.



Sistemde sabit sıcaklıkta M musluğu açıldığında;

$$P_1 \cdot V_1 + P_2 \cdot V_2 = P_s \cdot V_s$$

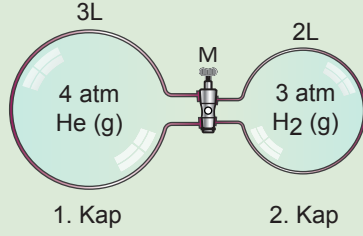
$$V_{\text{son}} = V_1 + V_2$$

$$P_{\text{son}} = P_0$$

Aşağıdaki sistemde musluk kısa bir süre açılıp kapatılırsa yada cam balonlar arasına pompa bağlanıp pompa yardımıyla 1. kaptaki gazın bir kısmı 2. kaba aktarılırsa,

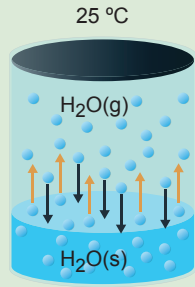
$$P_1 \cdot V_1 + P_2 \cdot V_2 = P_s \cdot V_s$$

formülü kullanılamaz.



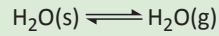
Soruyu çözmek için $P \cdot V = n$ formülü kullanılabilir.

Su Üzerinde Toplanan Gaz Basıncı



Kapalı bir kaptaki su buharlaşır. Ancak bir süre sonra buharlaşma hızı azalır, yoğunlaşma (yoğuşma) başlar.

Sabit sıcaklıkta buharlaşma hızı ile yoğunlaşma hızı eşit olduğunda sistem dengeye ulaşır.

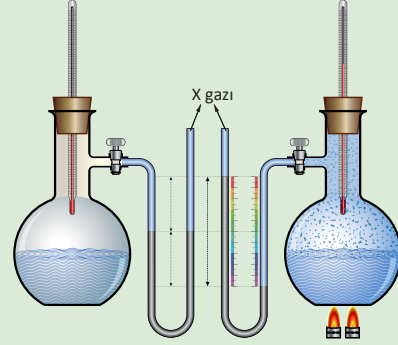


şeklinde gösterilir.

Denge anında buhar fazındaki moleküllerin sıvı üzerine yaptığı basınca denge buhar basıncı (buhar basıncı) denir.

Sıvı – Buhar Basıncı;

1. Sıvının cinsine bağlıdır.
2. Sıvının sıcaklığına bağlıdır.
3. Sıvının saflığına bağlıdır.

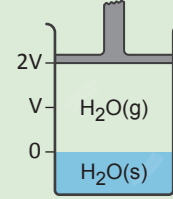


Suyun buhar basıncı sıcaklıkla doğru orantılıdır.

Bir sıvının buhar basıncı;

- Sıvının miktarına,
- Sıvının bulunduğu kabın şekline,
- Sıvının yüzey alanına,
- Sıvının bulunduğu ortamın dış basıncına,
- Sıvının bulunduğu kabın hacmine bağlı değildir.

Serbest Pistonlu Bir Kaptaki Suyun Buhar Basıncı Nasıl Değişir?



	Suyun buhar basıncı	H ₂ O gaz molekülleri sayısı	H ₂ O sıvı molekülleri sayısı
Piston aşağı itilirse (T, sbt)	Değişmez	Azalır	Artar
Piston yukarı çekilirse (T, sbt)	Değişmez	Artar	Azalır
Sıcaklık artarsa	Artar	Artar	Azalır
Sıcaklık azalırsa	Azalır	Azalır	Artar

İDEAL GAZ, GERÇEK GAZ

Doğadaki gazlar gerçek gazdır, ideal gaz değildir. Örneğin N_2 , O_2 , CO_2 vb.

İdeal gaz gerçekte var olmayan hayali bir gaz örneğidir. Tanecikler arası itme ve çekme kuvvetleri olmayan, çarpışmalar sonucunda kinetik enerji kaybı olmayan, öz hacmi bulunmayan hayali gaz örneğine ideal gaz denir.

Gaz yasaları gerçek gazların, ideal gaz gibi davrandığı kabul edilerek ortaya atılmıştır. İdeal gazlarda tanecikler arası itme ve çekme kuvvetlerinin olmadığı ifade edilir. Ancak gerçek gazlarda tanecikler arası itme ve çekme kuvvetleri vardır.

1. Sıcaklık arttıkça gerçek gazlar ideale yaklaşır. Nedeni ise; gaz tanecikleri çok hızlı hareket ettiği için gaz tanecikleri arasındaki çekim kuvveti azalır ideale yaklaşır.
2. Kinetik kuramda ideal gazın öz hacmi sıfırdır. Gerçek gazlarda öz hacim sıfır olamaz. Basınç artırıldığında moleküller arası boşluk azalır, ancak moleküllerin kendi hacmi değişti- rilemez.

$$\frac{P.V}{R.T} = 1$$

Yukarıdaki eşitlik 1 mol ideal gaz için sıkıştırılabilirlik faktörüdür. Gazın basıncı ne olursa olsun, ideal bir gazın 1 molünün PV/RT değeri 1'e eşittir.

Bütün gazlar yeterince düşük basınçlarda ideal davranırlar, Yani, P sıfıra yaklaştıkça PV/RT değerleri 1'e yaklaşır.

Ancak artan basınçlarda ideallikten saparlar. Yüksek basınçlarda sıkıştırılabilirlik faktörü 1'den büyüktür.

1 mol gaz için,

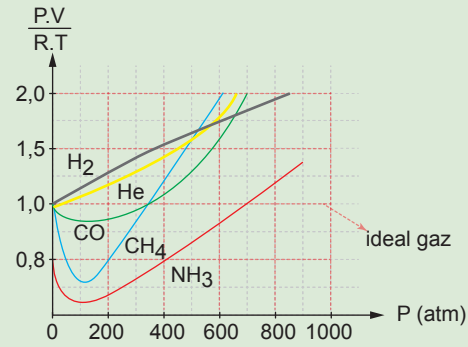
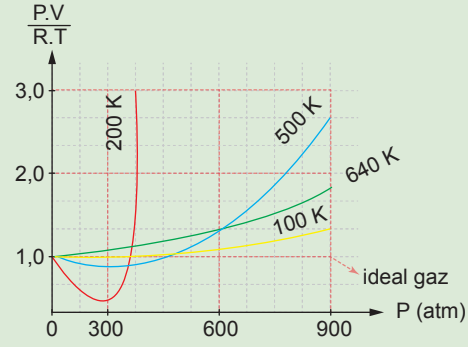
$$\frac{P.V}{R.T} > 1$$

ise moleküller arası çekim kuvveti büyüktür.

Çok düşük basınçlarda ise bütün gazlar ideal davranış gösterirler.

Bunun nedeni tanecikler arası çekim kuvvetlerinin (kalıcı dipol yada indüklenmiş dipol) azalmasıdır.

Yüksek basınç, düşük sıcaklıkta gaz tanecikleri birbirine yaklaştığında etkileşimler (polarite etkisi) artacağından sapmalar meydana gelir.



Gerçek gazlar yüksek sıcaklıklarda ve düşük basınçlarda ideallığe yaklaşır.

İki gerçek gazın ideallığı karşılaştırılırken aşağıdaki noktalar dikkate alınmalıdır.

Gerçek gazlardan;

1. Kaynama (yoğunlaşma) noktası düşük olan,
 2. Mol kütlesi küçük olan,
 3. Mol başına genişleme oranı daha yüksek olan,
 4. Mol başına ölçülen basıncı daha yüksek olan,
 4. Polaritesi düşük olan gaz,
- ideale daha yakındır.

NOT: Aynı koşullarda gerçek gazlardan ideale en yakın olan Helyum (He) gazıdır.

Gazların Sıvılaştırılması

Gaz tanecikleri arasındaki boşluklar çok fazla olduğundan kolay sıkıştırılabilirler.

Gazlar sabit sıcaklıkta sıkıştırıldıklarında (üzerlerindeki basınç arttıkça) sıvılaşmazlar.

Gaz gibi davranmalarına rağmen sabit sıcaklıkta sıkıştırıldıklarında sıvılaşabilen akışkanlara buhar denir.

Gazlar gaz fazında oldukları sıcaklıkta sıkıştırıldıklarında sıvılaşmazlar. Örneğin oda sıcaklığındaki havada bulunan N_2 ve O_2 gaz halindedir. Oda sıcaklığındaki hava sıkıştırıldığında N_2 ve O_2 gazları sıvılaşmaz.

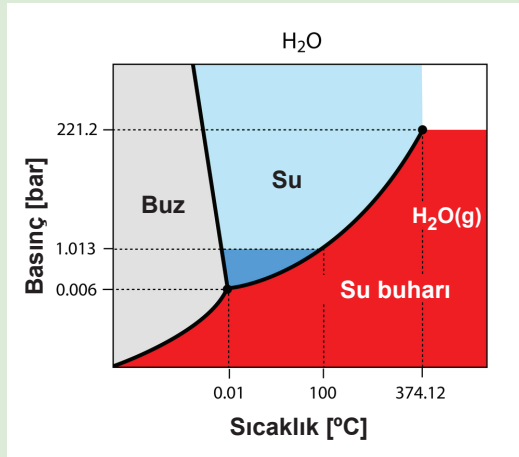
Gazların sıvılaşması için hem basınç artırılmalı hem de sıcaklık düşürülmelidir. Buharın sıvılaşması için tek başına basıncı arttırmak ya da sıcaklığı azaltmak yeterlidir.

Buhar özelliğinin ortadan kalkarak gaz özelliğinin başladığı sıcaklığa kritik sıcaklık (T_k) denir.

Kritik sıcaklıkta sıvılaştırmanın sağlanabileceği en düşük basınca da kritik basınç (P_k) denir.

Buhar gaz gibi davranır. Buhara gaz denilebilir ancak gaz buhar denilmemelidir.

Kritik sıcaklık, yoğunlaşma noktası gibi gazlar için ayırt edici özelliklerden biridir.



Madde	Kaynama Noktası (°C)	Kritik Sıcaklık (°C)
He	-268,65	-267,85
NH ₃	-33,34	132,4
O ₂	-182,82	118,8
H ₂ O	100	374
Puron	-53	73
Freon-12	-29,8	420

Joule-Thomson Olayı

Gerçek gazların sıkıştırılıp sonra küçük bir delikten geniş bir hacme genişletilmesi sonucunda ısıca izole bir ortamın soğutulması olayına denir. Gaz genişlerken tanecikler arasındaki çekim kuvvetlerini yenmek için enerjiye (ısıya) ihtiyaç duyar. Gerekli ısıyı ortamdaki ısıdan aldığı için ortamın soğumasını sağlar.

Buzdolabı ve soğutucu sistemlerin çalışma prensibidir. Soğutucu sistemlerde kullanılan gazlara soğutucu akışkanlar denir.

Soğutucu Akışkanlarda Aranacak Özellikler

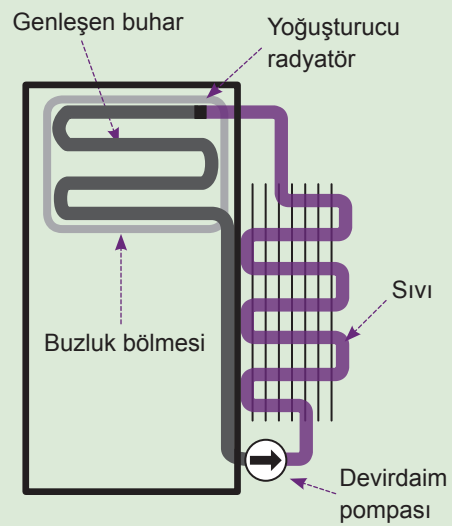
1. Uygun basınç altında sıvılaşabilmeli ve buharlaşmalıdır.
2. Kaynama noktası düşük, kritik sıcaklığı yüksek olmalıdır.
3. Yanıcı ve zehirli olmamalıdır.
4. Çevreye zarar vermemelidir.
5. Kolay temin edilebilir ve ucuz olmalıdır.

Geçmişte soğutucu akışkan olarak Amonyak (NH_3) kullanılmış, zehirli etkisinden dolayı daha sonra amonyak yerine Freon-12 (CCl_2F_2 -Kloroflorokarbon) kullanılmıştır.

Freon-12'nin ozon tabakasına zararlarından dolayı çoğu ülkede yasaklanmıştır.

Günümüzde Freon-12 yerine puron, soğutucu akışkan olarak kullanılmaktadır. Puron; kütlece %50 oranında diflorometan (CH_2F_2) ve pentafloroetan (C_2HF_5) dan oluşur.

Soğutucu akışkan olarak kullanılan madde oda sıcaklığında sıvı olmamalıdır. Oda sıcaklığında buhar fazında olmalıdır.



Buzdolabının Çalışma Prensibi

SIVI ÇÖZELTİLER VE ÇÖZÜNÜRLÜK

ÇÖZÜCÜ-ÇÖZÜNEN ETKİLEŞİMLERİ

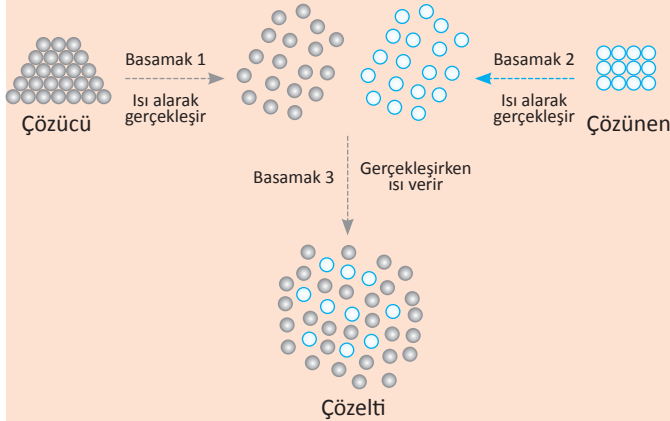
Bir maddenin, başka bir maddenin tanecikleri arasında iyonlar ya da moleküller hâlinde, homojen olarak dağılmasına çözünme denir.

Çözeltiler, fiziksel özellikleri her yerinde aynı olan homojen karışımlardır.

Bir çözeltide en az iki bileşen vardır. Genellikle çözelti içinde miktarı çok olan bileşene "çözücü", miktarı az olan bileşene ise "çözünen" denir.

Çözeltiler oluşurken çözücü ve çözünen tanecikleri arasında üç tür etkileşim gerçekleşir Bu etkileşimler;

- Çözücü-çözücü etkileşimi
- Çözünen-çözünen etkileşimi
- Çözücü-çözünen etkileşimidir.



1. Çözücü taneciklerinin birbirinden ayrılması enerji gerektiren bir işlemdir ($\Delta H_1 > 0$).
2. Çözünen taneciklerinin birbirinden ayrılması enerji gerektiren bir işlemdir ($\Delta H_2 > 0$).
3. Serbest haldeki çözücü ve çözünen tanecikleri birbirlerini çekerek düzenli bir yapı oluştururlar. Bu olay sonucu bağ oluşumu söz konusudur ve dışarıya enerji veren bir olaydır ($\Delta H_3 < 0$).
4. Çözünme olayının ekzotermik veya endotermik oluşu bu üç aşamadaki enerji değişiminin toplamına bağlıdır. Toplam enerji pozitif ise çözünme endotermik, negatif ise ekzotermiktir. Bu olay aşağıdaki şekilde özetlenebilir.

$$\Delta H_{\text{çözelti}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

Çözünme Olgusu

Çözünme olayı için genel kural; benzer benzeri çözer ilkesidir, yani polar çözücüler polar çözünenleri, apolar çözücüler ise apolar çözünenleri çözer. Bu durum moleküller arası etkileşimlerle açıklanabilir.

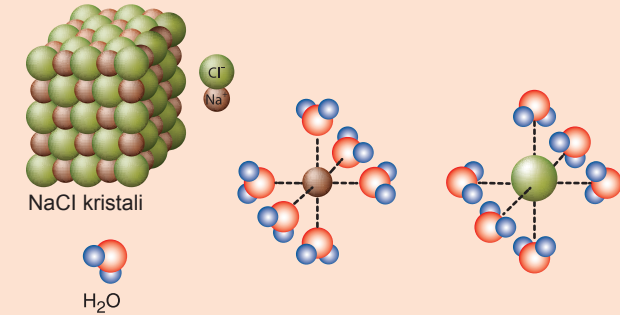
Maddelerin birbiri içinde çözünmesi türler arası zayıf etkileşimlere bağlıdır. Çözünme sürecinde çözücü ve çözünen arasında hidrojen bağları, dipol-dipol etkileşimleri, iyon-dipol etkileşimleri, iyon-indüklenmiş dipol etkileşimleri, dipol-indüklenmiş dipol etkileşimleri, indüklenmiş dipol-indüklenmiş dipol etkileşimleri (London kuvvetleri) oluşabilir.

Apolar olan I_2 katısı, apolar bir çözücü olan CCl_4 içerisinde çok iyi çözünürken saf su içerisindeki çözünürlüğü oldukça düşüktür.

CCl_4 (Karbontetraklorür) oda sıcaklığında fiziksel hali sıvı olan apolar bir bileşiktir ve polar bir bileşik olan suda çözünmez.

Çözünen maddenin su dışındaki çözücü molekülleri tarafından sarılmasına solvasyon denir.

Çözünen maddenin su molekülleri tarafından sarılmasına hidratasyon denir.



Çözelti Derişimleri

Derişim, verilen bir çözücüde yada çözeltide bulunan çözünen miktarının bir ölçüsüdür. Seyreltik ve derişik kavramı çözelti derişimini tanımlamak için kullanılır. Ancak bu ifadeler çözücü-çözünen oranlarını nicel olarak tanımlayamazlar. Bunların yerine, farklı amaçlar için, farklı derişim birimleri kullanılır.

Kütlece % Derişim, Hacimce % Derişim

Kütlece % Derişim

100 gram çözeltide çözünen maddenin gram cinsinden kütleleridir.

$$\text{Kütlece \% derişim} = \frac{m_{\text{çözünen}}}{m_{\text{çözelti}}} \times 100$$

$$m_{\text{çözelti}} = m_{\text{çözücü}} + m_{\text{çözünen}}$$

Hacimce % Derişim

Çözeltinin 100 miliresindeki çözünmüş maddenin miktarının mililire olarak ifade edildiği sıvı-sıvı çözeltilerdir.

$$\text{Hacimce \% derişim} = \frac{V_{\text{çözünen}}}{V_{\text{çözelti}}} \times 100$$

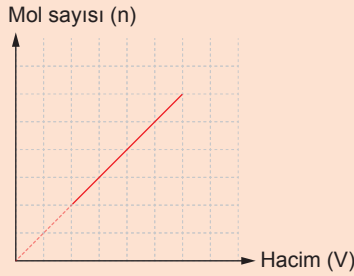
2– Molarite

Molarite, bir litre (1000 cm³) çözeltide çözünen maddenin mol sayısıdır. Molarite M; çözünenin mol sayısı (n) ve çözeltinin hacmi V, olmak üzere;

Molarite (M) = Çözünen maddenin mol sayısı/Çözeltinin hacmi

$$M = \frac{n}{V}$$

şeklinde ifade edilir. Birimi mol/L ya da molarıdır.

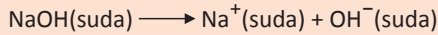


Mol sayısına karşılık hacim grafiğinde eğim (tanα) molar derişimi verir.

$$\tan \alpha (M) = \frac{n}{V}$$

İyon Derişimleri

Asitler, bazlar ve tuzlar suda iyonik olarak çözünmektedirler. Bileşiğin derişiminden açığa çıkan iyonların derişimine geçilebilir.



Not: Çözeltinin Molaritesi, yoğunluğu ve kütlece % derişimi arasında şu bağıntı bulunur:

$$M = \frac{d \cdot \% \cdot 10}{M_A}$$

M : Çözeltinin molaritesi

d : Çözeltinin özkütlesi

% : Çözeltinin kütlece % derişimi

10 : Sabit sayı

M_A : Çözünen maddenin mol kütlesi

Formülün aklınızda kalması için; Marmara (M), denizinde (d) yüzen (%) 10 (10) manken (M_A) tekerlemesini ezberleyebilirsiniz.

Çözeltilerin Deriştirilmesi–Seyreltilmesi

İstenen derişimdeki çözelti çoğu kez derişik çözeltilerin seyreltilmesi ile hazırlanır. Çözelti yeni bir hacme seyreltildiğinde içerisindeki çözünen maddenin mol sayısı değişmez. Çözelti-

nin derişimi azalmış ancak M ve V çarpımı değişmemiştir.

$n_1 = n_2$ ve $n = M \cdot V$ olduğuna göre;

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

Yukarıdaki formül sabit sıcaklıkta çözeltiye çözücü eklendiğinde (seyreltme) yada çözücü buharlaştırıldığında (deriştirme) kullanılabilir. Ancak çökelme olmamalıdır.

Çözeltilerin Karıştırılması

Aynı türde çözünen içeren iki çözelti karıştırıldığında çözeltide ortak bulunan türlerin mol sayısı başlangıç mol sayılarının toplamına eşit olur.

$$n_1 + n_2 = n_{\text{son}}$$

$$M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2 = M_s \cdot V_s$$

Ortak İyon İçeren Çözeltilerin Karıştırılması

Ortak iyon içeren çözeltiler karıştırılır ve ortak iyonun derişimi sorulursa bu tür soruları çözmek için aşağıdaki formül kullanılabilir. Çözeltiler arasında kimyasal bir tepkime gerçekleşiyorsa bu formül kullanılamaz (nötürleşme, çökelme vb).

$$M_1 \cdot V_1 \cdot i_1 + M_2 \cdot V_2 \cdot i_2 = M_s \cdot V_s$$

i = İyon sayısı

3– Mol kesri ve Mol yüzdesi

Çözeltideki bir bileşenin mol sayısının, toplam mol sayısına oranı, o bileşenin mol kesri olarak tanımlanır ve X ile gösterilir. Örneğin A ve B bileşenlerinden oluşan bir çözeltideki;

A için mol kesri	B için mol kesri
$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B}$	$X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$

şeklinde yazılır.

Çözeltideki bileşenlerin mol kesirleri toplamı her zaman biridir.

$X_A + X_B = 1$ olarak ifade edilebilir.

4– Milyonda bir kısım (ppm)

Çok küçük derişimli çözeltilerde, derişim birimi olarak "ppm" kullanılır. ppm, milyonda bir kısım anlamında (ppm, İngilizce parts per million kelimelerinin kısaltılmış şekli) bir derişim birimidir.

Çok seyreltik çözeltilerde; 1 kg çözeltinin hacmi, (suyun yoğunluğu 1 g/mL = 1 kg/L olduğundan) bir litredir. Buna göre çözeltilerde bu birim,

$$\text{ppm} = \frac{\text{çözünen miktarı (mg)}}{\text{çözeltinin hacmi (L)}}$$

KOLİGATİF ÖZELLİKLER

Buhar Basıncı Düşmesi: Saf bir sıvı içerisinde uçucu olmayan katı bir madde çözündüğünde buhar basıncı düşer. Çözeltinin buhar basıncı çözeltideki sıvı çözücünün kısmi basıncına eşittir. Çünkü uçucu olmayan maddenin buhar basıncı sıfır kabul edilmiştir ($P^{\circ}_{\text{çözünen}} = 0$).

$P^{\circ}_{\text{çözünen}} = 0$ olduğundan çözeltinin buhar basıncı

$P_{\text{çözelti}} = P^{\circ}_{\text{çözücü}} \cdot X_{\text{çözücü}}$ eşitliği ile hesaplanır.

Çözücüsü ve çözüneni uçucu olan çözeltilerde çözeltinin buhar basıncı, çözücü ve çözünenin çözeltideki buhar basınçlarının toplamına eşittir.

Örneğin çözücüsü A, çözüneni B olan bir çözeltide çözeltinin buhar basıncı

$$P_T = P_A + P_B$$

formülü ile bulunur.

Çözücü ve çözünenin çözeltideki buhar basınçları saf hâldeki buhar basınçları ile mol kesirleri çarpımına eşittir.

$$P_A = P^{\circ}_A \cdot X_A$$

$$P_B = P^{\circ}_B \cdot X_B$$

$$P_T = P^{\circ}_A \cdot X_A + P^{\circ}_B \cdot X_B$$

Formülde;

P_T : Çözeltinin buhar basıncı

P_A ve P_B : Çözücü ve çözünenin çözeltideki buhar basınçları

P°_A ve P°_B : Çözücü ve çözünenin saf haldeki buhar basınçları

X_A ve X_B : Çözücü ve çözünenin mol kesri olarak ifade edilir.

Kaynama Noktası: Sıvı bir maddenin buhar basıncının dış basınca eşit olduğu sıcaklığa "kaynama noktası" denir. Farklı saf sıvıların aynı dış basınç altında kaynama noktaları (KN) farklıdır. Kaynama noktası sıvının cinsine, saflığına ve dış basınca bağlıdır.

Dış basınç arttıkça kaynama noktası da artar.

Sıvının içinde uçucu olmayan bir maddenin (genelde katı) çözünmesi sıvının kaynama noktasını arttırır.

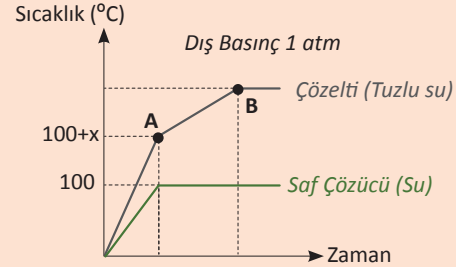
Kaynama noktası yüksek olan sıvıların molekülleri arası çekim kuvvetleri daha fazladır.

Sıvının uçuculuğu arttıkça buhar basıncı artar, kaynama noktası düşer.

Aynı ortamda kaynamakta olan sıvıların türleri farklı olsa da buhar basınçları eşittir.

Sıvının ilk sıcaklığı, miktarı ve ısıtıcı gücü kaynama noktasını etkilemez sadece kaynama süresini değiştirir.

Kaynama Noktası Yükselmesi (Ebüliyoskopi)



Saf su ve tuzlu suyun ısıtılmasına ait sıcaklık zaman grafikleri

A Noktasında çözelti (su + uçucu olmayan katı) kaynamaya başlar. Çözelti doymamıştır. Çözeltinin buhar basıncı dış basınca eşittir. Yalnız sıcaklık yükselmeye devam eder. Buhar basıncı sabittir.

B Noktasında çözelti doymuştur. Buharlaşan çözücü ile orantılı bir şekilde çözünmüş olan katı çöker. Bu durumda çözelti değişimi sabittir. Kaynama noktasında artık sabit kalır.

Uçucu olmayan çözünen içeren çözeltinin kaynama sıcaklığı saf çözücünün kaynama sıcaklığından daha yüksek olur. Bu kaynama noktası yükselmesi çözeltideki toplam tanecik derişimi ile doğru orantılı olarak artar. Bu kural yalnızca seyreltik ve ideal çözeltiler için geçerlidir. Kaynama noktasındaki yükselme miktarı;

$$\Delta t : k \cdot i \cdot m$$

Δt : Kaynama noktası yükselmesi

k : sabit (su için 0,52)

m : çözeltinin toplam molalitesi (molaritesi)

i : Tanecik sayısı

NOT: Saf sıvılarda kaynama belirli bir sıcaklıkta, buharlaşma her sıcaklıkta gerçekleşir.

Kaynama sıvının her yerinde, buharlaşma sıvı yüzeyinde gerçekleşir.

NOT: Saf sıvıların sabit basınç altında belirli (sabit) kaynama noktaları vardır.

Çözeltilerin sabit basınç altında belirli kaynama noktaları yoktur, kaynamaya başladığı sıcaklık vardır.

Donma Noktası

Bir maddenin sıvı fazdan katı faza geçmesine donma denir. Bir maddenin sıvı fazdan katı faza geçtiği sıcaklığa donma noktası (donma sıcaklığı) denir. Saf bir sıvı donarken sıvısı ile katısı dengededir.

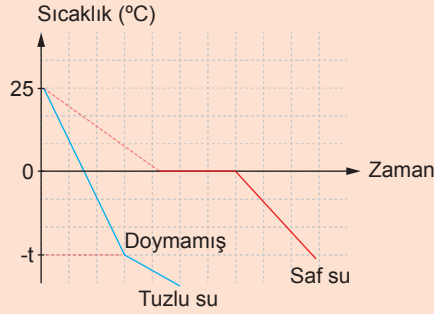
Donma noktası

1. Sıvının türüne
2. Sıvı üzerindeki dış basınca
3. Sıvının saflığına bağlıdır.

Donma Noktası Alçalması (Kriyoskopi)

Saf bir sıvının içerisinde bir madde çözündüğünde oluşan çözelti saf sıvıya göre daha düşük sıcaklıkta donar. Donma noktasındaki bu düşüşe donma noktası alçalması denir.

Kışın arabaların radyatörlerine antifriz konulması, buzlu yollara tuz atılması bu duruma örnek verilebilir. Bu durumla ilgili grafik aşağıdaki gibidir.



Saf su ve tuzlu suya ait soğuma grafikleri

$$\Delta t = k_d \cdot i \cdot m$$

Δt : donma noktası alçalması

k_d : sabit (su için 1,86)

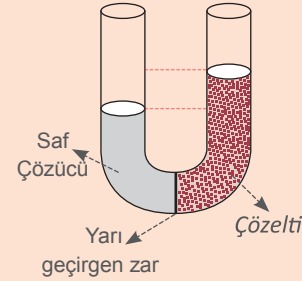
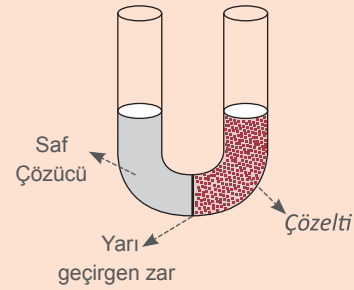
m : çözeltinin toplam molalitesi

i : Tanecik sayısı

NOT: Saf suyun içerisinde çözünen madde ister uçucu olsun, ister uçucu olmasın suyun donma noktasını düşürür.

Ozmotik Basınç

Ozmoz olayı, çözünen parçacıklarının geçemediği yarı geçirgen bir zardan çözücü moleküllerinin difüzyonudur. Yarı geçirgen zarın iki tarafında farklı derişimdeki çözeltiler yer aldığıında, çözücü daha seyreltik çözeltilerden (daha fazla çözücü içerir) daha derişik çözeltilere (daha az çözücü içerir) hareket eder. Ozmoz olayı, derişik çözelti yeteri kadar seyreltik olana kadar diğer bir deyişle, çözücü molekülleri zardan zıt yönlerde eşit hızda geçişleri sağlanana kadar devam eder.



Ozmotik basınç ise, ozmoz sırasında saf çözücünden çözeltiye çözücü moleküllerinin akışını durdurmak için gereken basınçtır. Ozmotik basınçtan büyük bir basınç uygulandığında ozmoz olayının tersi gerçekleşerek çözücü, derişimi çok olan ortamdan derişimi az olan ortama geçer. Bu olaya ters ozmoz denir.

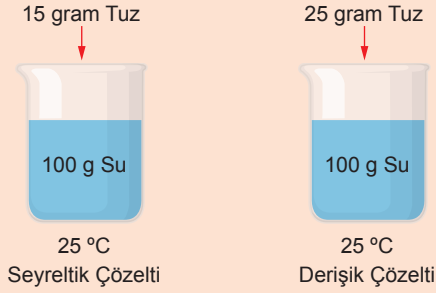
Deniz suyundan kullanılabilir ve içme suyu elde etmek için genellikle ters ozmoz yöntemi uygulanır. Ters ozmoz yönteminde damıtma yöntemindeki gibi fazla enerjiye ihtiyaç duyulmaz. Bu yöntemle su arıtımı daha az maliyetle gerçekleşir.

ÇÖZÜNÜRLÜK, SEYRELTİK VE DERİŞİK ÇÖZELTİ

Seyreltik – Derişik Çözelti

İki çözelti karşılaştırıldığında; aynı koşullarda eşit miktarda çözücü içerisinde çözünen madde miktarı fazla olan çözeltiye derişik, az olan çözeltiye ise seyreltik çözelti denir.

Ancak bu nitel bir tanımlamadır. Yani derişikliğin veya seyreltikliğin sınırı belli değildir.



NOT: Bir çözeltiye;

1. Saf çözücü eklenirse çözelti seyrelmiş olur.
2. Saf çözünen eklenir veya çökelme olmaksızın çözücü buharlaştırılırsa çözelti derişik hale geçer.

Çözünürlük

Sabit sıcaklık ve basınçta 100 g (100 mL veya 100 cm³) çözücünde çözünebilen maksimum madde miktarına denir. Çözücü olarak genelde su kullanılır.

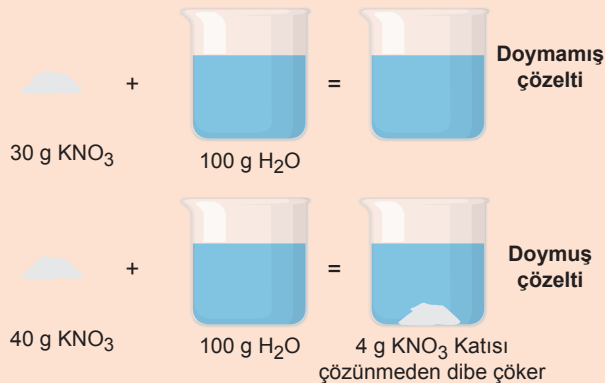
Doymamış Çözelti

Belirli koşullarda, 100 g suda çözebileceğinden daha az miktarda madde çözülmüş ise oluşan çözelti doymamıştır.

Doymuş Çözelti

Belirli koşullarda, 100 g suda çözebileceği maksimum miktarda madde çözülmüş ise oluşan çözelti doymuştur. Dibiinde katısı olan dengeye gelmiş çözeltiler doygunur.

Örnek; 25°C'de KNO₃ katısının çözünürlüğü 36 g KNO₃/100 g sudur.

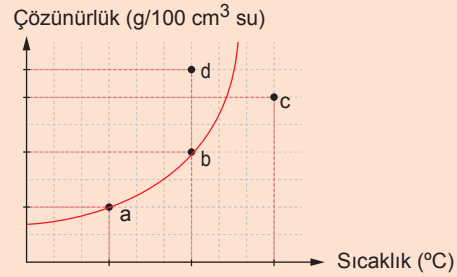


Aşırı Doymuş Çözelti

Belirli koşullarda, 100 g suda çözebileceğinden daha fazla madde çözülmüş ise oluşan çözelti aşırı doymuştur.

Aşırı doymuş çözeltiler ısıtılmış çözeltinin yavaş yavaş soğutulması ile elde edilir. Aşırı doymuş çözeltiler kararsız olup, bekletildiğinde çökelme olur ve doymuş çözelti oluşur. Fazladan çözülmüş olan madde dibe çöker.

Tatlı şerbeti, reçel ve bal aşırı doymuş şeker çözeltisidir.



Grafiğe göre a ve b noktalarındaki çözelti doygun, d noktasında aşırı doymuş, c noktasında doymamıştır. b noktasındaki doygun çözelti a noktasındaki çözeltiye göre daha fazla çözünen içerir. Bu nedenle a'ya göre daha derişiktir.

Doymamış bir çözeltiyi doygun hale getirmek için aşağıdaki işlemler uygulanabilir.

1. Sabit sıcaklıkta çözünen madde eklemek
2. Sabit sıcaklıkta su buharlaştırmak
3. Suda endotermik çözünen maddelerde sıcaklık azaltılır.
Sıcaklık↓, Çözünürlük↓
4. Suda ekzotermik çözünen maddelerde sıcaklık arttırılır.
Sıcaklık↑, Çözünürlük↓

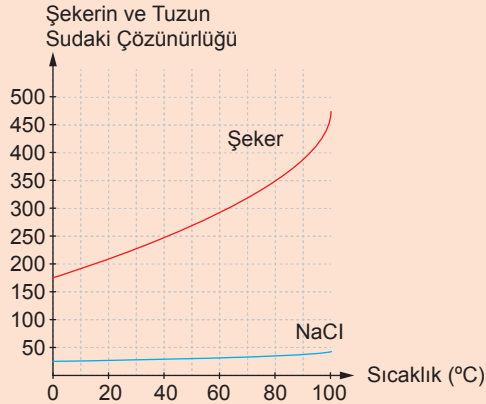
Saf bir maddenin çözünürlüğü aşağıdaki etkenlere bağlıdır.

1. Sıcaklık
2. Basınç
3. Çözücü ve çözünen maddenin türü
4. Ortak iyon etkisi
5. Yabancı iyon etkisi (Tuz etkisi)
6. pH'ın etkisi

1. Çözünürlüğe Sıcaklığın Etkisi

Katı bir madde suda endotermik ($\Delta H_{\text{çözünme}} > 0$) olarak çözünüyorsa, çözünürlüğü sıcaklıkla doğru orantılıdır.

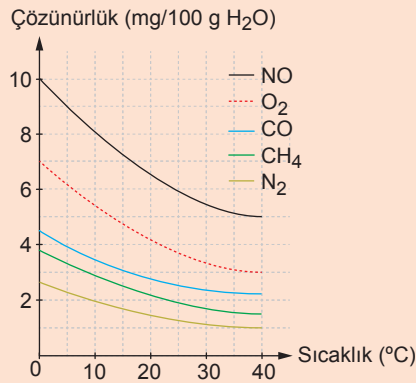
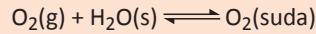
Şekerin suda çözünmesi endotermiktir, suyun sıcaklığı arttıkça şekerin sudaki çözünürlüğü artar. NaCl'nin sudaki çözünürlüğünü sıcaklık değişiminden çok az etkilenmektedir.



Katı bir madde suda ekzotermik ($\Delta H_{\text{çözünme}} < 0$) olarak çözünüyorsa, çözünürlüğü sıcaklıkla ters orantılıdır.

$\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$ katısının sudaki çözünürlüğü sıcaklıkla ters orantılıdır.

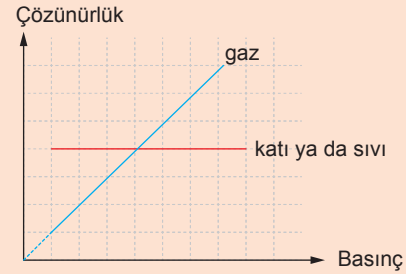
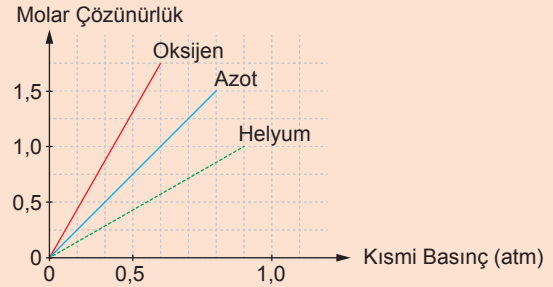
Gazların suda çözünmesi ekzotermiktir. Gazların sudaki çözünürlüğü sıcaklıkla ters orantılıdır. Bu nedenle gazlı içeceklerin üzerinde soğuk içiniz yazar, denizlerde, göl ve akarsularda yaşayan balıklar serin suları tercih eder.



Gazların Sudaki Çözünürlüğünün Sıcaklıkla Değişim Grafiği

2. Çözünürlüğe Basıncın Etkisi

Katı ve sıvıların sudaki çözünürlüğüne basıncın etkisi yoktur. Ancak gazların sudaki çözünürlükleri gazların kısmi basıncı ile doğru orantılı olarak değişir.



Dalgıçların, denizin derinliklerinden yüzeye ani çıkması durumunda vücutlarında çözülmüş olan azotun, çözünürlüğünün azalması sonucu oluşan vurgun olayı, gazların sudaki çözünürlüğüne basıncın etkisiyle ilgilidir.

Çözünme Hızı;

Birim zamanda çözünen madde miktarına (çözünen tanecik sayısına) çözünme hızı denir. Çözünme hızı aşağıdaki faktörlere bağlıdır.

a. Sıcaklık:

Bir madde suda ister endotermik çözülsün ister ekzotermik, sıcaklık arttıkça çözünme hızı artar.

b. Tanecik Boyutu (Temas Yüzeyi)

Çözeltilerde, çözünen maddenin tanecik boyutunun küçültülmesi, yani maddenin toz haline getirilmesi katı haldeki maddelerin çözünme hızını artırır.

c. Karıştırma

Katı ve sıvıların çözünme hızını artırır.

d. Basıncı Artışı

Katı ve sıvıların çözünme hızına etki etmez, gazların çözünme hızını artırır.

Sıcaklık ve basınç hem çözünürlüğü hem de çözünme hızını etkiler. Diğerleri sadece çözünme hızını etkiler.

KİMYASAL TEPKİMELERDE ENERJİ KİMYASAL TEPKİMELERDE ISI DEĞİŞİMİ, ENTALPİ TÜRLERİ, OLUŞUM ENTALPİSİ

Enerji: Bir sistemin iş yapabilme yeteneğine (kapasitesine) denir.

Fiziksel ve kimyasal olaylarda enerji alış-verişi gerçekleşir.

Isı enerjisi sistemle ortam arasındaki sıcaklık farkından kaynaklanan enerji değişimine denir.

Bir gram suyun sıcaklığını 1°C yükseltmek için gerekli ısı miktarına kalori (kal) denir. SI birim sistemindeki ısı birimi ise joule (J) dür.

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

ΔH (Entalpi değişimi): Sabit sıcaklık ve basınç altında gerçekleşen bir tepkimede alınan veya verilen ısı miktarıdır.

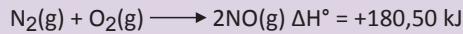
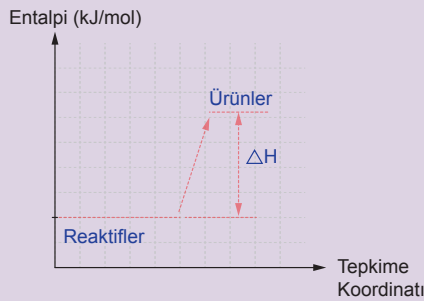
Endotermik Tepkime

Çevreden (ortamdan) ısı olarak gerçekleşen tepkimelere endotermik tepkime denir.

Endotermik tepkimelerde ΔH pozitif işaretlidir ($\Delta H > 0$).

1. Bileşiklerin bileşenlerine ayrıştırılması
2. Elektroliz
3. Atomlardan elektron koparılması (iyonlaşma enerjisi)
4. Bağ kırılması
5. Erime, buharlaşma, süblimleşme gibi olaylar endotermik olarak gerçekleşir.

Endotermik tepkimelerdeki entalpi değişimi aşağıdaki diyagramda gösterilmiştir.



Bir tepkimede yer alan reaktifler ve ürünler standart hallerinde ise entalpi değişimine standart entalpi değişimi denir ΔH° veya $\Delta H^\circ_{\text{tep}}$ olarak gösterilir.

Ekzotermik Tepkime

Gerçekleşirken çevreye (ortama) ısı veren tepkimelere ekzotermik tepkime denir.

Ekzotermik tepkimelerde ΔH negatif işaretlidir ($\Delta H < 0$).

1. Yanma tepkimeleri (N_2 gazının yanması hariç)
2. Nötralleşme tepkimeleri
3. Kimyasal bağ oluşumu
4. Pil tepkimeleri
5. Uyarılmış atomların temel hâle geçmesi
6. Bazı elementlerin birinci elektron ilgileri
6. Gazların suda çözünmesi
7. Yoğunlaşma, donma ve kırılgılaşma gibi olaylar ekzotermik olarak gerçekleşir.

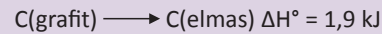
Standart Molar Oluşum Entalpisi

Standart molar oluşum entalpisi, ($\Delta H^\circ_{\text{ol}}$) standart halde bir mol maddenin, en kararlı yapıdaki elementlerinin referans formlarından oluşması sırasındaki entalpi değişimidir.

Bir elementin standart şartlarda (1 atm, 25°C) birden fazla allotropu varsa en kararlı allotropunun oluşum entalpisi sıfır kabul edilir. Aşağıdaki tabloda yer alan bütün elementlerin oluşum entalpileri sıfırdır

Element	En kararlı hali
Karbon, İyot, Kükürt, Fosfor Metaller	C(k, grafit), I ₂ (k), S(k, rombik) P(k, beyaz) Katı hâli
Brom Civa	Br ₂ (s), Hg(s)
Hidrojen, Oksijen Azot, Flor, Klor	H ₂ (g), O ₂ (g), N ₂ (g) F ₂ (g), Cl ₂ (g)

Karbonun en kararlı allotropu grafit, bu nedenle grafitin standart molar oluşum entalpisi, ($\Delta H^\circ_{\text{ol}}$) sıfıra eşittir. Ancak karbonun bir diğer allotropu olan elmasın standart oluşum entalpisi sıfırdan farklıdır.

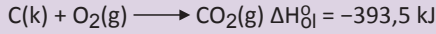


Bu nedenle referans yapı olarak daha kararlı (daha düşük entalpili) yapı; örneğin karbon için C(grafit) seçilir.

Bazı Elementlerin Standart Oluşum Entalpileri

Element	ΔH_{0I}° (kJ/mol)
O(g)	249,4
O ₃ (g)	142,2
C(k, elmas)	1,9
S(k, monoklinik)	0,3
P(k, kırmızı)	-17,6

ΔH_{0I}° = Standart molar oluşum entalpisi.



Yukarıdaki tepkimede açığa çıkan ısı CO₂ gazının standart molar oluşum entalpisi.



Yukarıdaki tepkimede açığa çıkan ısı ise CO₂ gazının standart molar oluşum entalpisi değildir. Çünkü reaktiflerde yer alan CO element değil bileşiktir.

Bazı Bileşiklerin Standart Oluşum Entalpileri (kJ/mol)

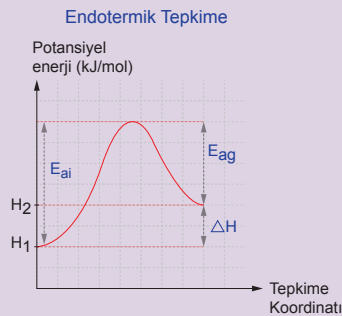
Bileşik	ΔH_{0I}°	Bileşik	ΔH_{0I}°
CO(g)	-110,5	CO ₂ (g)	-393,5
H ₂ O(s)	-285,8	H ₂ O(g)	-241,8
HCl(g)	-92,31	HBr(g)	-36,40
CH ₄ (g)	-74,71	C ₂ H ₄ (g)	52,26
CH ₃ OH(s)	-238,6	C ₂ H ₅ OH(s)	-277,7
NH ₃ (g)	-45,94	NO(g)	90,25

Standart Oluşum Entalpileri Yardımıyla Tepkime Entalpisinin Belirlenmesi

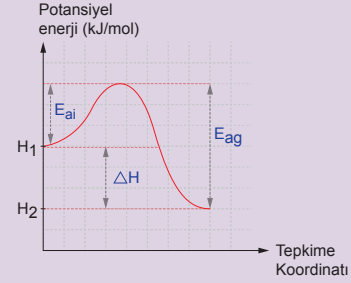
Bir kimyasal tepkimede yer alan maddelerin standart molar oluşum entalpileri yardımıyla, o tepkimenin entalpisi,

$$\Delta H^{\circ} = \sum n \Delta H_{0I}^{\circ}(\text{ürünler}) - \sum n \Delta H_{0I}^{\circ}(\text{girenler})$$

formülü yardımıyla bulunabilir. Bu ifadede yer alan n, kimyasal tepkimedeki stökiyometrik katsayıları ifade etmektedir.



Ekzotermik Tepkime



Isı (Entalpi) Türleri

1. Yanma Isısı

Bir maddenin oksijenle tepkimesindeki entalpi değişimine (ΔH değerine) yanma ısıdır.

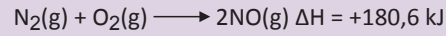
1 mol maddenin yanması sırasındaki ısı değişimine molar yanma ısıdır.

Yanma olayı genellikle ekzotermiktir. Örneğin;



1 mol C katısı yandığında 394 kJ ısı açığa çıkar.

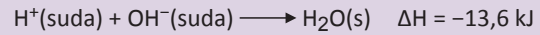
NOT: Azot gazının yanması endotermiktir.



2. Nötrleşme Isısı

Asit baz tepkimelerinde açığa çıkan ısıya nötrleşme ısıdır.

Nötrleşme tepkimeleri ekzotermiktir.



3. Çözünme Isısı

Bir maddenin çözünmesi sırasında gerçekleşen ısı değişimine çözünme ısıdır.

Endotermik ya da ekzotermik olabilir.

4. Erime Isısı

Erime noktasındaki 1 gram katı haldeki maddenin sıvı hale geçmesi için gerekli olan ısıya erime ısıdır.

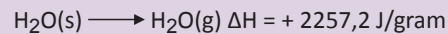
Erime olayı endotermiktir.



5. Buharlaşma Isısı

Kaynama noktasındaki 1 gram sıvı haldeki maddenin gaz haline geçmesi için gerekli olan ısıya buharlaşma ısıdır.

Buharlaşma olayı endotermiktir.

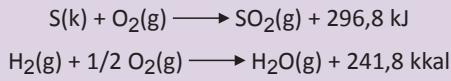


TEPKİME ENTALPİSİNE ETKİ EDEN FAKTÖRLER, BAĞ ENERJİSİ

Entalpi, iç enerjiye bağlı bir özelliktir ve entalpinin mutlak değeri ölçülemez. Entalpi, bir hâl fonksiyonudur (tepkimenin izlediği yoldan bağımsızdır) ve belirli değerlere sahiptir.

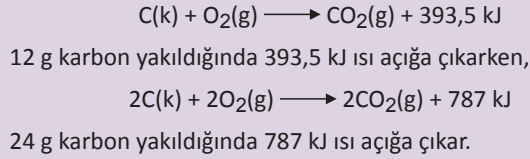
1. Tepkimeye Giren Maddelerin Türü

Tepkimeye giren maddelerin türü değiştiğinde alınan ya da verilen enerji miktarı da değişir.



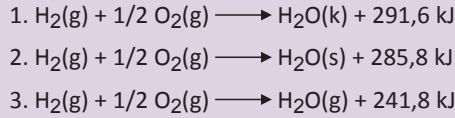
2. Tepkimeye Giren Maddelerin Miktarı

Tepkime ısısı madde miktarıyla doğru orantılıdır.

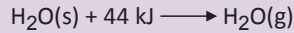


3. Tepkimeye Giren ve Oluşan Maddelerin Fiziksel Hali

Bir kimyasal tepkimenin ısısı reaktiflerin ve ürünlerin fiziksel haline bağlıdır.



2. ve 3. Tepkimeler arasındaki ısı farkı ise suyun buharlaşma ısısı kadardır.



4. Sıcaklık ve Basınç

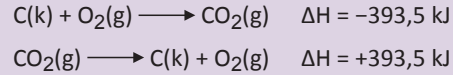
Sıcaklık ve basınç değişimi tepkime ısını etkiler. Bu nedenle tepkime entalpileri standart şartlarda yani 25°C sıcaklıkta ve 1 atm basınçta ölçülür.

Tepkime Isılarının Toplanabilirliği (HESS Yasası)

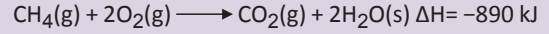
Birden fazla basamakta gerçekleşen tepkimelerde net tepkimenin entalpisi ara basamakların entalpilerinin toplamına eşittir. Buna tepkime ısılarının toplanabilirliği kuralı ya da Hess Kanunu denir. Bir tepkime, reaktiflerin ve oluşan ürünlerin arasında belli bir enerji farkı vardır. Tepkimenin farklı yollar-
dan ilerlemesi tepkime entalpisini değiştirmez. Entalpi, tepkimenin izlediği yola bağlı değildir.

Hess yasası ile deneysel yolla entalpi değerleri bulunamayan tepkimelerin entalpileri bulunur.

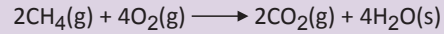
1. Tepkime ters çevrildiğinde entalpi (ΔH) değerinin işareti değişir.



2. Tepkimeler bir katsayı ile çarpıldığında ΔH değeri de aynı katsayı ile çarpılır.

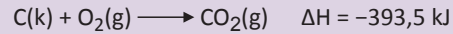
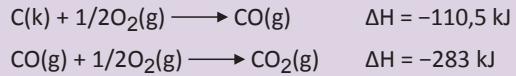


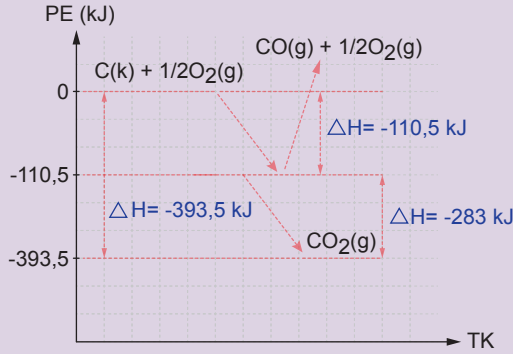
Tepkime 2 katsayısı ile çarpılırsa $\Delta H = -1780 \text{ kJ}$ olur.



Tepkime entalpisinin değeri de 2 ile çarpılır.

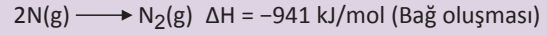
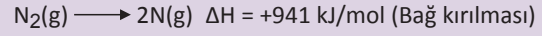
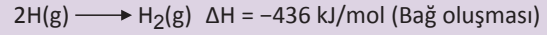
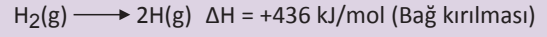
3. Tepkimeler taraf tarafa toplandığında ΔH değerleri de toplanır.





Bağ Enerjisi

Bir moleküldeki atomları bir arada tutan kuvvete kimyasal bağ denir. Atomlar, arasında bağ oluşurken dışarı enerji verilir. Yani bağ oluşumu ekzotermiktir. Bir molekülde atomlar arasındaki bağları koparmak için ise enerji gereklidir. Yani bağ kırılması endotermiktir.

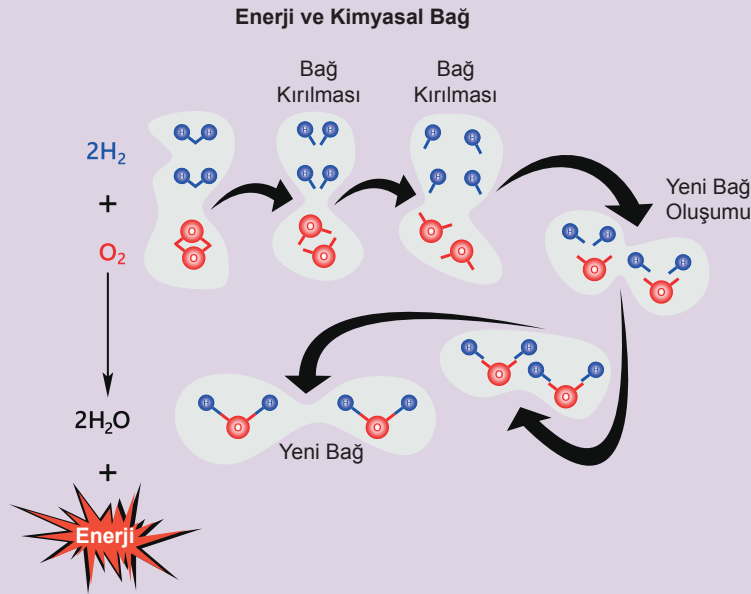


Gaz hâlde bulunan bir mol moleküldeki bağları koparmak için gerekli enerjiye **bağ enerjisi** denir. Atomlar arasındaki bağ kuvveti arttıkça koparmak için gereken enerji artar.

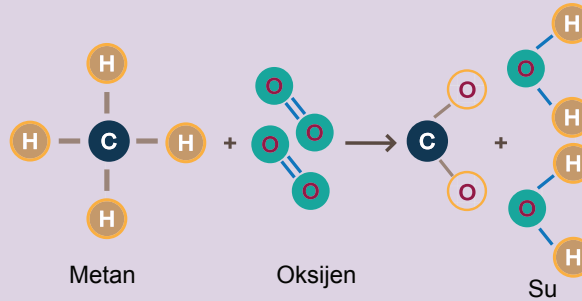
Bir tepkimenin entalpisi, tepkime sırasında kopan bağların enerjileri toplamından, oluşan bağların enerjileri toplamı çıkarılarak hesaplanabilir.

$$\Delta H_{\text{Tepkime}} = H_{\text{Kırılan bağ}} - H_{\text{Oluşan bağ}}$$

Bağ enerjilerinin hesaplanması ile kimyasal bağların sağlamlığı hakkında yorumlar yapılabilir. Bağ enerjisi ne kadar büyükse kimyasal bağ o kadar güçlüdür. İki atom arasındaki bağ sayısı arttıkça bağ enerjisi de artar.



Metan gazının yanması sırasında bağlardaki değişim aşağıdaki görselde gösterilmiştir.



KİMYASAL TEPKİMELERDE HIZ

TEPKİME HIZLARI

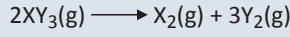
Birim zamanda madde miktarında gerçekleşen değişmeye tepkime hızı denir.

Tepkime hızı = Madde miktarındaki değişme / Zaman aralığı

Tepkime hızı ile ilgili hesaplamalarda genellikle madde miktarının birimi olarak molar derişim (mol/L) ve zaman ise saniye (s) cinsinden kullanılır.

$$\text{Tepkime hızı} = \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}} = \frac{\text{M}}{\text{s}}$$

Bir kimyasal tepkimenin hızı, birim zamanda reaktiflerin derişimindeki azalma ya da birim zamanda ürünlerin derişimindeki artma olarak tanımlanabilir.



tepkimesine göre;

XY_3 ün harcanma hızı = $[\text{XY}_3]$ deki azalma / Zaman aralığı

X_2 nin oluşma hızı = $[\text{X}_2]$ deki artma / Zaman aralığı

Y_2 nin oluşma hızı = $[\text{Y}_2]$ deki artma / Zaman aralığı

Reaktif ve ürünlerin harcanma ve oluşma hızları arasındaki matematiksel ilişki aşağıdaki gibidir.

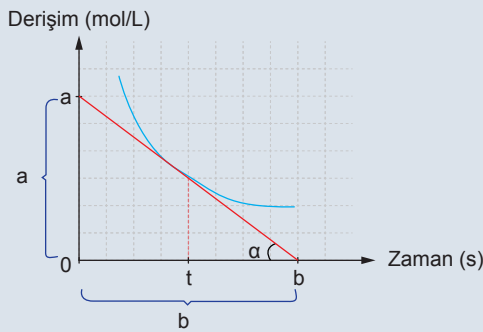
$$1/2\text{TH}_{\text{XY}_3} = \text{TH}_{\text{X}_2} = 1/3\text{TH}_{\text{Y}_2}$$

Ortalama Hız ve Anlık Hız

Bir tepkimde yer alan maddelerin derişimlerinin belirli zaman aralığındaki değişimi tepkimenin ortalama hızıdır.

Tepkimenin herhangi bir anında ölçülen hız ise anlık hızdır. Reaktiflerin derişimi zamanla azaldığından tepkimenin anlık hızı da zamanla azalır.

Tepkimenin anlık hızı bulunurken, tepkimedeki bir maddeye ait derişim – zaman grafiğinde hangi andaki hız isteniyorsa grafiğe o noktadan teğet çizilir. Bu teğetin eğimi ($\tan \alpha$) tepkimenin o andaki hızını verir.



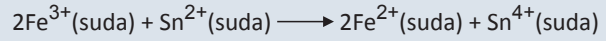
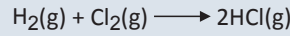
Tepkimenin t anındaki anlık hızı;

$$\text{TH} = \tan \alpha = \frac{a-0}{b-0} = \frac{a}{b} \text{ şeklinde hesaplanır.}$$

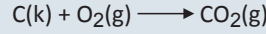
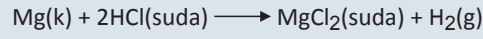
Homojen ve Heterojen Tepkimeler

Bir kimyasal tepkimde reaktiflerin ve ürünlerin fiziksel hali aynı ise (aynı fazda ise) bu tür tepkimelere homojen tepkimeler denir. Bir kimyasal tepkimde reaktif ve ürünleri oluşturan maddelerden birinin fiziksel hali farklı ise bu tür tepkimelere heterojen tepkimeler denir.

Homojen Tepkime;



Heterojen Tepkime;



Tepkime Hızının İzlenmesi

Kimyasal bir tepkimde reaktiflerin miktarındaki azalma veya ürünlerin miktarındaki artma doğrudan ölçülemediği için tepkimede renk, basınç, pH, iletkenlik, ısı gibi bazı özelliklerin zamanla değişimi gözlenerek sonuca ulaşılabilir.

1. Basınç Değişimi

Basınç değişimi yardımıyla tepkime hızının izlenebilmesi için tepkimede gazların olması ve gazların mol sayılarının değişmesi gerekir. Sabit hacim ve sıcaklıkta basınç değişimi veya basınç sabit tutularak hacim değişimi gözlem aracı olarak kullanılabilir.

Reaktif		Ürün
$\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g})$	$\longrightarrow$	$2\text{NH}_3(\text{g})$
4 mol gaz		2 mol gaz

Gazların mol sayısı zamanla azaldığı için sabit hacimli kapta basınç zamanla azalır, sabit basınçlı kapta ise hacim zamanla azalır (Sıcaklık sabit).

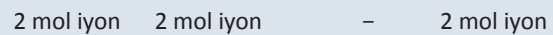
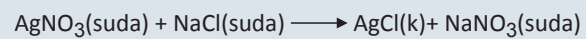
NOT: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{HCl}(\text{g})$ (Sıcaklık sabit)

Tepkimesinde basınç veya hacim değişimi araç olarak kullanılamaz. Nedeni ise reaktiflerdeki gazların mol sayıları toplamının ürünlerdekine eşit olmasıdır.

2. İletkenlik Değişimi

İletkenlik değişimi yardımıyla tepkime hızının izlenebilmesi için çözelti ortamında gerçekleşen tepkimelerde iyonların derişimi zamanla değişmelidir.

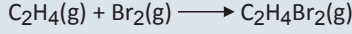
Örneğin;



Tepkimesinde iyonların derişimi zamanla azalacak, buna bağılı olarak iletkenlikte azalacaktır. İletkenlikteki azalma gözlenerek tepkime hızı ölçülebilir.

3. Renk Değişimi

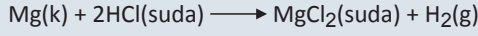
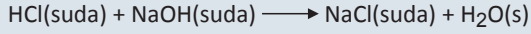
Renk değişiminin gözlenebilmesi için tepkimeye renkli maddeler bulunmalı ve zamanla renk değişmelidir.



Renksiz Renkli Renksiz

4. pH Değişimi

Tepkimeye H^+ veya OH^- iyonları olmalı ve bu iyonların derişimi zamanla değişmelidir.



Çarpışma Teorisi

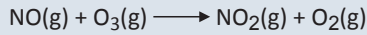
Çarpışma teorisine göre kimyasal tepkimeler, tepkimeye giren taneciklerin çarpışması sonucunda gerçekleşir.



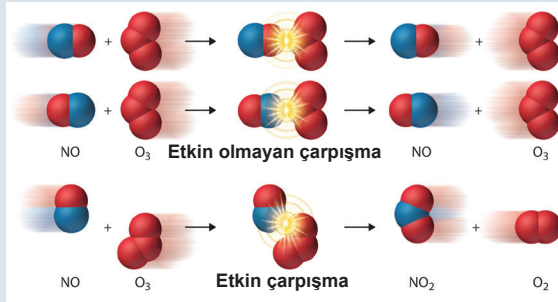
Tepkimeyle sonuçlanan çarpışmalara etkin çarpışma denir.

Bir çarpışmanın tepkimeyle sonuçlanabilmesi için;

1. Taneciklerin uygun doğrultuda çarpışmaları

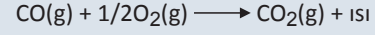


Tepkimesi gerçekleşirken NO ve O_3 molekülleri uygun geometrik düzlemde çarpışmalıdır.

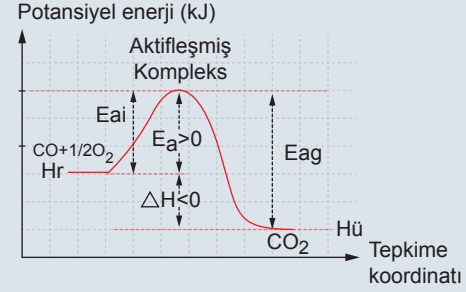


2. Çarpışan taneciklerin belirli bir kinetik enerjiye sahip olmaları gerekir.

Ekzotermik Tepkime

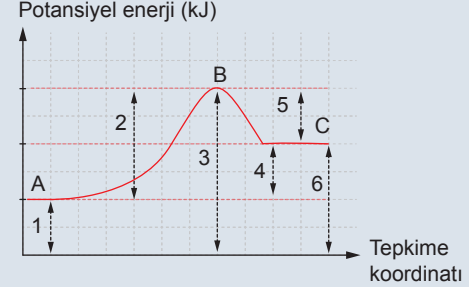


Tepkimesi için potansiyel enerji-tepkime koordinat (PE-TK) grafiği



Eai = İleri aktifleşme enerjisi	Hr: Reaktiflerin PE
Eag = Geri aktifleşme enerjisi	Hü: Ürünlerin PE
$\Delta H = E_{ai} - E_{ag}$	$\Delta H = H_{\text{ü}} - H_{\text{r}}$

Endotermik Tepkime



1. Reaktiflerin PE
2. İleri aktifleşme enerjisi
3. Aktifleşmiş kompleksin PE
4. Tepkime entalpisi
5. Geri aktifleşme enerjisi
6. Ürünlerin PE

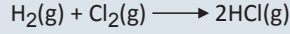
Kimyasal bir tepkimenin başlayabilmesi için gerekli olan minimum kinetik enerjiye eşik enerjisi denir.

Kimyasal bir tepkimenin başlayabilmesi için gerekli olan minimum potansiyel enerjiye aktifleşme (aktivasyon) enerjisi denir.

Tepkimeye giren moleküllerin çarpışması sonucunda oluşan kararsız, yüksek enerjili yapıya aktifleşmiş kompleks geçiş hali) denir.

TEPKİME HIZINI ETKİLEYEN FAKTÖRLER

Tek basamakta gerçekleşen bir tepkimenin hız ifadesi reaktiflerin derişimlerine bağıdır.

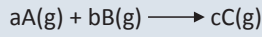


H₂ ve Cl₂ nin derişimi artarsa etkin çarpışma sayısı artacağından tepkime hızı artar. Tepkime hızı hem H₂ hem de Cl₂ derişimi ile doğru orantılıdır.

Tepkime hızı $\propto [\text{H}_2] \cdot [\text{Cl}_2]$

Hız sabiti (k) da kullanılırsa,

Tepkime hızı = $k \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{Cl}_2]$ olur.



Şeklinde olan ve tek basamakta gerçekleşen bir tepkimenin hız ifadesi,

$\text{TH} = k \cdot [\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b$ şeklindedir.

- k = hız sabiti, sıcaklığa ve eşik enerjisine bağıdır.
- (a + b) değerine tepkimenin derecesi denir.
- Gaz fazında gerçekleşen tepkimelerde hız ifadesinde derişimler yerine kısmî basınçlarda kullanılabilir. Yukarıdaki tepkimenin hız ifadesi

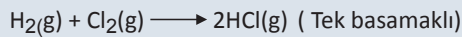
$\text{TH} = k \cdot P_A^a \cdot P_B^b$ şeklinde de yazılabilir.

- Hız ifadesinde tepkimeye girenlerden gaz hâlde olanlar ve çözelti içerisinde bulunan maddeler kullanılır. Saf sıvı ve katıların derişimleri sabit olduğu için hız ifadesinde yer almazlar.

Molekülerite:

Net tepkime denkleminde reaktiflerin katsayıları toplamına tepkimenin moleküleritesi denir. Tepkimede reaktifler kısmında bir molekül varsa, unimoleküler (monomoleküler), iki molekül varsa dimoleküler (bimoleküler), üç molekül varsa trimoleküler tepkime denir.

Tek basamakta gerçekleşen tepkimelerde tepkimenin derecesi tepkime moleküleritesine eşittir.



Tepkime hızı = $k \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{Cl}_2]$

Tepkime derecesi: 2

Molekülerite:2

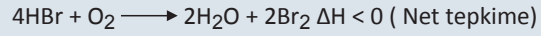
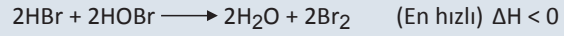
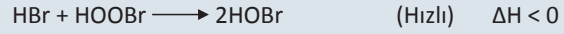
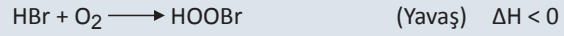
Mekanizmalı (Çok Basamaklı) Tepkimelerde Hız İfadesi

Kimyasal tepkimeler iki ya da üç taneciğin çarpıştığı basit adımlar dizisi üzerinden yürüyebilir. Bu basit adımlar dizisine tepkime mekanizması denir. Tepkimenin izlediği yol tepkimenin mekanizmasıdır.

UYARI: Mekanizmalı tepkimelerde hızı en yavaş basamak belirler.

Ara Ürün

Tepkime sırasında oluşan ve tepkime ortamında harcanan maddelere ara ürün denir. Ara ürün net tepkimede yer almaz.



Gaz fazında gerçekleşen net tepkimesinin adımları yukarıdaki gibidir.

Tepkimenin hız ifadesi mekanizmadaki en yavaş basamağa göre yani 1. basamağa göre yazılır.

$$\text{TH} = k \cdot [\text{HBr}] \cdot [\text{O}_2]$$

Hız ifadesinde yer alan maddelerin üstlerinin toplamı (1 + 1) = tepkime 2. derecedendir.

Mekanizmalı tepkimelerde molekülerite net tepkimeye göre yazılır.

Molekülerite: 5

HOBr ve HBr ara üründür.

Bir basamakta girenler kısmında olup harcanan daha sonra tekrar oluşan maddeler katalizördür. Bu tepkimede katalizör kullanılmamıştır.

Aktifleşme enerjisi en büyük olan 1.basamak yavaş, en küçük olan 3. basamak en hızlı basamaktır.

Tepkime Hızına Etki Eden Faktörler

1. Tepkimeye Giren Maddelerin Türü

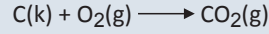
Kimyasal tepkimelerin hızı tepkimeye giren maddelerin cinsine bağıdır.

Tepkime Hızı $\propto 1/(\text{Kopacak bağ sayısı ve bağ sağlamlığı})$

- Çok sayıda bağın koptuğu ve çok sayıda yeni bağ oluştuğu tepkimeler yavaştır.
- Ürünler çok sayıda maddenin bir araya gelmesiyle oluşuyorsa yavaştır.
- Zıt yüklü iyonların birleşmesiyle oluşan tepkimeler çok hızlıdır.
- Aynı yüklü iyonlar arasında gerçekleşen tepkimeler yavaştır.
- Çok atomlu iyonlar arasındaki tepkimeler genelde hızlıdır.

2. Temas Yüzeyi

Tepkimeye giren maddelerin birbirleri ile temas ettiği yüzey artarsa tepkime hızı da artar. Örneğin toz hâldeki karbonun yüzeyi granül hâldeki karbonun yüzeyinden daha fazla olduğu için toz haldeki karbon daha hızlı yanar.



3. Derişim

Tepkimeye giren maddelerin derişimi artarsa tepkime hızı da artar. Reaktiflerin derişimi arttığında etkin çarpışma sayısı artar. Böylece eşik enerjisini geçen tanecik sayısı artmış olur.

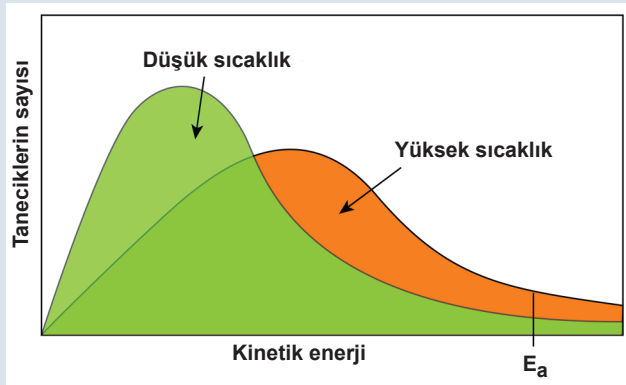
4. Basınç ve Hacmin Tepkime Hızına Etkisi

Gaz fazında gerçekleşen bir tepkimede hacim küçültülürse basınç artar. Moleküller birbirine yaklaşır ve çarpışma olasılıkları artar. Bu da tepkimeyi hızlandırır. Sulu fazda gerçekleşen tepkimelerde ortama su eklenirse hacim artar, derişim azalır, tepkime hızı azalır.

5. Sıcaklığın Tepkime Hızına Etkisi

Sıcaklık artışı endotermik veya ekzotermik bütün tepkimele-
rin hızını artırır. Sıcaklık arttığında;

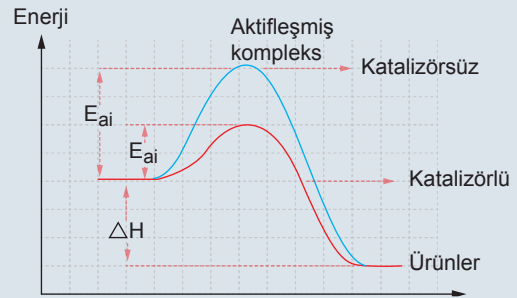
1. Tepkime ortamındaki taneciklerin ortalama kinetik enerjisi artar.
2. Taneciklerin hızı artar.
3. Toplam çarpışma sayısı ve etkin çarpışma sayısı artar.
4. Eşik enerjisi engelini aşan tanecik sayısı artar.
5. Aktifleşmiş kompleks oluşturabilecek tanecik sayısı artar.
6. Eşik enerjisinin değeri değişmez.
7. Hız sabitinin (k) sayısal değeri artar.
8. Tepkime hızı artar.



6. Katalizörün Tepkime Hızına Etkisi

Kimyasal bir tepkimeye katıldığında eşik enerjisini düşürerek tepkimenin hızını arttıran, tepkime sonunda miktar ve özelliklerini kaybetmeden geri elde edilen maddelere katalizör denir.

1. Katalizör tepkimenin mekanizmasını (izlediği yolu) değiştirir.
 2. Katalizör mekanizmada yer alan en yavaş basamağın aktifleşme enerjisini düşürür.
 3. Eai'yi ve Eag'yi eşit miktarda düşürdüğü için tepkime ısı-sını (ΔH) değiştirmez.
 4. Aktifleşmiş kompleksin türünü değiştirir.
 5. Hız sabitinin (k) sayısal değeri artırır.
 6. Katalizör tepkimenin yönünü değiştirmez.
 7. Aynı katalizör tepkimede oluşacak ürünün türünü ve miktarını değiştirmez.
 8. Eşik enerjisini düşürerek, etkin çarpışma sayısını artırır.
 9. Her tepkimenin kendine özgü bir katalizörü vardır.
 10. Katalizör başlamamış bir tepkimeyi başlatamaz.
- Katalizör kullanılan bir tepkimenin PE – TK grafiği aşağıdaki gibidir.



Katalizör tepkimede yer alan maddelerle aynı fiziksel halde ise homojen katalizör, farklı fiziksel halde ise heterojen katalizördür.

NOT: Hız sabitini (k); katalizör, sıcaklık ve temas yüzeyi değiştirir. Her tepkimenin kendine özgü hız sabiti vardır.

k'nın birimi aşağıdaki formülle bulunabilir.

$$k = (L/mol)^{(n-1)}.1/s$$

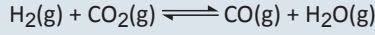
n : Tepkime derecesi

NOT: Ekzotermik tepkimelerde yüksek sıcaklıklarda girenler, düşük sıcaklıklarda ürünler daha kararlıdır.

Endotermik tepkimelerde yüksek sıcaklıklarda ürünler, düşük sıcaklıklarda girenler daha kararlıdır.

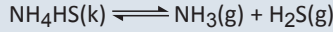
Homojen Denge:

Denge tepkimesinde yer alan maddelerin hepsi aynı fiziksel halde ise denge homojendir.

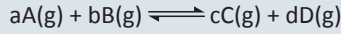


Heterojen Denge:

Denge tepkimesinde yer alan maddeler farklı fiziksel hallerde ise denge heterojendir.



Derişimler Türünden Denge Sabiti



Denge sabiti, ürünlerin ve girenlerin derişimleri türünden yazılıyorsa K_c veya K_d ile gösterilir. Bu durumda denge sabiti bağıntısı,

$$K_c = \frac{[\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b}$$

şeklinde dir.

$$K_c = \frac{[\text{Ürünler}]}{[\text{Reaktifler}]}, \quad K_c = \frac{k_{\text{ileri}}}{k_{\text{geri}}}$$

k_{ileri} = İleri tepkimenin hız sabiti

k_{geri} = Geri tepkimenin hız sabiti

Denge ifadesinde saf katılar ve saf sıvılar yer almazlar. Gaz ve sulu (aq) fazda olan maddeler yer alır. Denge tepkimesinde yer alan maddelerin katsayıları denge bağıntısına üs olarak yazılır.

Denge sabitinin sayısal değeri yalnızca sıcaklıkla değişir.

Kısmi Basınçlar Türünden Denge Sabiti (K_p)

Eğer denge tepkimesi gaz fazında gerçekleşiyor ise denge bağıntısında denge derişimleri yerine gazların dengedeki kısmi basınçları kullanılabilir. Çünkü gazların derişimleri ve kısmi basınçları mol sayılarıyla doğru orantılıdır.



$$K_p = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b}$$

K_p ile K_c arasındaki matematiksel ilişki;

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$$

R : İdeal gaz sabiti (22,4/273 ya da 0,082)

T : Mutlak sıcaklık (K)

Δn : $n_{\text{ürün}} - n_{\text{giren}}$ (sadece gazlar alınır).

$\Delta n = 0$ ise $K_p = K_c$ olur.

Dengede Hess Prensibi

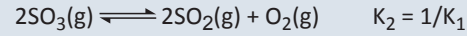
1. Bir denge tepkimesi herhangi bir sayı ile çarpılırsa bu sayı K_c 'ye üs olarak yazılır.



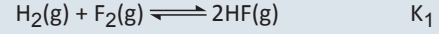
Tepkime denkleminin katsayıları 2 ile çarpılırsa



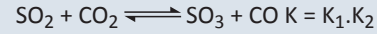
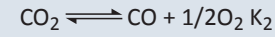
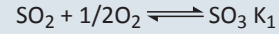
2. Bir denge tepkimesi denklemi ters çevrilirse K_c de ters çevrilir.



3. Denge Tepkimesi "n" gibi bir sayıya bölünürse denge sabiti, ilk tepkimenin denge sabitinin n. dereceden köküne eşit olur.



4. Bir denge tepkimesi bir kaç denge tepkimesinin toplamı ise denge sabitleri çarpılır.



Denge Kesri (Q_c)

Kapalı bir sistemde gerçekleşen denge tepkimesinin herhangi bir andaki bileşenlerinin derişimleri tepkimenin dengede olup olmadığı hakkında bilgi verir.

Tepkimenin herhangi bir anında $\frac{[\text{Ürünler}]}{[\text{Girenler}]}$ oranı denge kesri verir.

Denge kesri Q_c ile gösterilir.

$\text{A}(\text{g}) + 2\text{B}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{C}(\text{g})$ denge tepkimesi için

$Q_c = [\text{C}]/[\text{A}] \cdot [\text{B}]^2$ (Herhangi bir anda hesaplanan derişimler oranı)

$K_c = [\text{C}]/[\text{A}] \cdot [\text{B}]^2$ (Denge anında hesaplanan derişimler oranı)

a) $Q_c = K_c$ ise sistem dengededir.

b) $Q_c > K_c$ ise sistem dengede değildir. Dengeye ulaşmak için $Q_c = K_c$ olmalıdır. O halde Q_c azalmalıdır.

$Q_c = \text{ürünler/girenler olduğuna göre};$

Q_c 'nin azalması için, denge reaktifler yönüne doğru ilerler.

c) $Q_c < K_c$ ise sistem dengede değildir. Dengeye ulaşmak için Q_c artmalıdır. Bu nedenle denge ürünler yönüne doğru ilerler.

6. ÜNİTE TEST 1 KİMYASAL TEPKİMELERDE DENGİ

7. I. $2\text{CO(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \longrightarrow 2\text{CO}_2\text{(g)}$
 II. $\text{CaCO}_3\text{(k)} \longrightarrow \text{CaO(k)} + \text{CO}_2\text{(g)}$
 III. $\text{Na(g)} \longrightarrow \text{Na}^+\text{(g)} + \text{e}^-$
 IV. $2\text{H}_2\text{O(s)} \longrightarrow 2\text{H}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)}$

Yukarıdaki olaylardan hangilerinde minumum enerji eğilimi ürünler yönündedir?

- A) Yalnız I
 B) I ve II
 C) I, II ve III
 D) II, III ve IV
 E) I, II, III ve IV

8. Kimyasal bir tepkimenin dengeye gelebilmesi için genellikle maksimum düzensizlik eğilimi ile minimum enerjili olma eğilimi zıt yönde yarışır durumdadır.

- I. $\text{PCl}_5\text{(g)} \longrightarrow \text{PCl}_3\text{(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)} \quad \Delta H > 0$
 II. $\text{H}_2\text{O(s)} + \text{CO}_2\text{(g)} \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3\text{(suda)} \quad \Delta H < 0$
 III. $\text{C}_2\text{H}_6\text{(g)} + 7/2\text{O}_2\text{(g)} \longrightarrow 2\text{CO}_2\text{(g)} + 3\text{H}_2\text{O(g)} \quad \Delta H < 0$
 IV. $\text{CaCO}_3\text{(k)} \longrightarrow \text{CaO(k)} + \text{CO}_2\text{(g)} \quad \Delta H > 0$

Buna göre, yukarıdaki tepkimelerden hangilerinin dengeye ulaşması beklenmez?

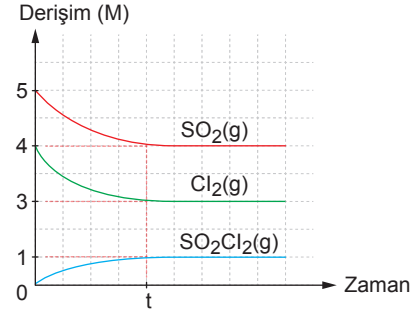
- A) Yalnız III
 B) I ve III
 C) I, II ve IV
 D) I, III ve IV
 E) II, III ve IV

9.	Denge tepkimesi	Denge sabiti
I.	$\text{P}_4\text{(k)} + 6\text{Cl}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 4\text{PCl}_3\text{(s)}$	$K_c = [\text{PCl}_3]^4 / [\text{P}_4] \cdot [\text{Cl}_2]^6$
II.	$\text{Zn(k)} + 2\text{Fe}^{3+}\text{(suda)} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}\text{(suda)} + 2\text{Fe}^{2+}\text{(suda)}$	$K_c = [\text{Zn}^{2+}] \cdot [\text{Fe}^{2+}]^2 / [\text{Fe}^{3+}]^2$
III.	$\text{CaO(k)} + \text{CO}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{CaCO}_3\text{(k)}$	$K_c = 1 / [\text{CO}_2]$

Yukarıda verilen denge tepkimelerinden hangilerinin derişimler türünden denge sabitleri (K_c) doğru yazılmıştır?

- A) Yalnız III
 B) I ve II
 C) Yalnız II
 D) II ve III
 E) I, II ve III

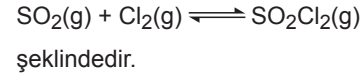
10.



Serbest pistonlu bir kapta gerçekleşen kimyasal bir tepkimeye ait derişim-zaman grafiğı yukarıdaki gibidir.

Buna göre t anı için aşağıdakilerden hangisi yanlıştır?

- A) $k_{\text{ileri}} = k_{\text{geri}}$ şeklindedir.
 B) Sistem dengeye ulaşmıştır.
 C) Tepkime dinamiktir.
 D) $\text{TH}_{\text{ileri}} = \text{TH}_{\text{geri}}$ şeklindedir.
 E) Tepkime denklemi



11. $\text{NO(g)} + \text{F}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{ONF(g)} + \text{F(g)} \quad (\text{Yavaş})$
 $\text{NO(g)} + \text{F(g)} \rightleftharpoons \text{ONF(g)} \quad (\text{Hızlı})$

Ara basamakları yukarıda verilen tepkimenin derişimler türünden denge bağıntısı (K_c) aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir?

- A) $K_c = [\text{ONF}] \cdot [\text{F}] / [\text{NO}] \cdot [\text{F}_2]$
 B) $K_c = [\text{ONF}] / [\text{NO}] \cdot [\text{F}]$
 C) $K_c = [\text{NO}] \cdot [\text{F}_2] / [\text{ONF}] \cdot [\text{F}]$
 D) $K_c = [\text{NO}]^2 \cdot [\text{F}_2] / [\text{ONF}]^2$
 E) $K_c = [\text{ONF}]^2 / [\text{NO}]^2 \cdot [\text{F}_2]$

12. I. $\text{C(k)} + 1/2\text{O}_2\text{(g)} \longrightarrow \text{CO(g)} + \text{ısı}$
 II. $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O(k)} + \text{ısı} \longrightarrow \text{CuSO}_4\text{(k)} + 5\text{H}_2\text{O(g)}$
 III. $\text{O}_2\text{(g)} \longrightarrow \text{O}_2\text{(suda)} + \text{ısı}$

Yukarıdaki dönüşümlerden hangileri tersinirdir?

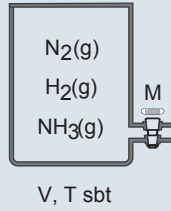
- A) Yalnız I
 B) I ve II
 C) I ve III
 D) II ve III
 E) I, II ve III

DENGEYE ETKİ EDEN FAKTÖRLER

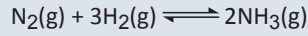
LE CHATELIER PRENSİBİ

Dengedeki bir sisteme dışardan bir etki yapıldığında denge bozulur. Sistem bozulan dengeyi yeniden kurabilmek için dışarıdan yapılan etkiye karşı yönde bir tepki gösterir. Bu duruma Le Chatelier Prensibi denir.

1. Derişimin Dengeye Etkisi



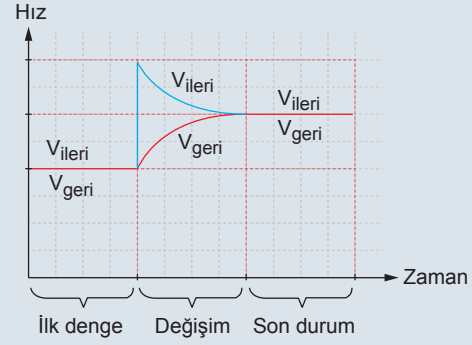
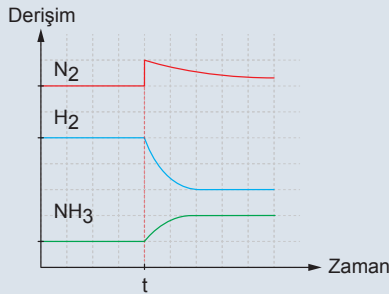
Şekildeki sabit hacimli kapta aşağıdaki denge tepkimesi kurulmuş olsun.



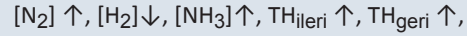
a) Sabit Sıcaklıkta Kaba N₂ Gazı Eklenmesi:

T Anında kaba musluk yardımıyla N₂ gazı eklendiğinde N₂ gazının mol sayısı artar, kabın hacmi sabit olduğu için N₂ gazının derişimi artar.

Denge N₂ gazının derişimini azaltmak için N₂ gazının olmadığı tarafa yani ürünler yönüne hareket eder. N₂ ve H₂ gazları tepkime vererek NH₃ gazına dönüşürler. Olaya ait derişim-zaman ve hız-zaman grafikleri aşağıdaki gibidir.



Son durumda;

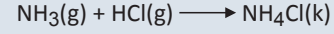


$k_{\text{ileri}}, k_{\text{geri}}$ ve K_c değişmez.

NOT: Sabit sıcaklıkta derişimi değiştirmek denge sabitinin sayısal değerini değiştirmez.

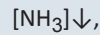
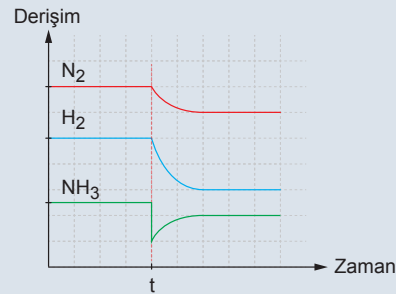
b) Kaptan NH₃ Gazı Uzaklaştırılması:

Kaptan NH₃ çekilmesi yada NH₃ uzaklaştırılması aynı olaylardır. Kaba sadece NH₃ ile tepkime verecek HCl gazı gönderilirse, gönderilen HCl gazı NH₃ ile tepkime verir.



NH₃ gazının mol sayısı azalır, dolayısıyla derişimi azalmış olur. Denge NH₃ derişimini arttırmak için NH₃ gazının olduğu tarafa yani ürünler yönüne hareket eder.

Olaya ait derişim zaman grafiği aşağıdaki gibidir.



NOT: Dengedeki sisteme saf katı ve saf sıvı eklenmesi dengenin yönünü değiştirmez.

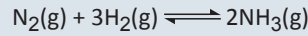
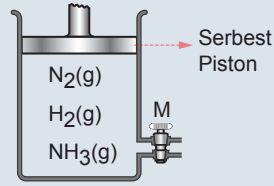
c) Kaba He Gazı Eklenmesi:

He gazı soygaz olduğu için dengedeki gazlarla tepkime vermez, dengedeki gazların mol sayısını, kısmi basıncını, derişimini ve kabın hacmini değiştirmez. Sadece kaba yapılan toplam basınç artar. Dengenin yönü ve denge sabitinin sayısal değeri değişmez.

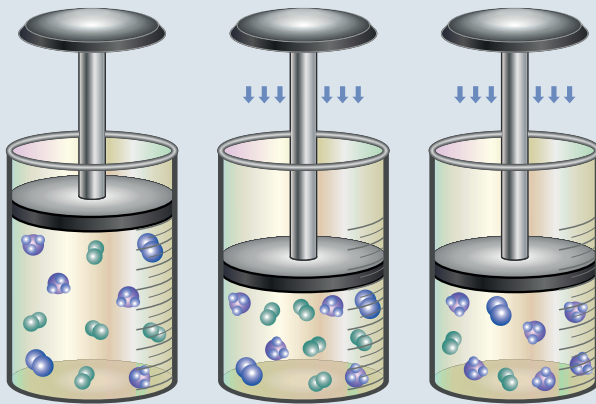
2. Dengeye Basınç–Hacim Etkisi

Bir denge tepkimesinde sadece katı veya sadece sıvı fazında maddeler var ise basıncın dengeye etkisi yoktur. Yalnızca gaz fazında gerçekleşen tepkimelerde basıncın denge üzerine etkisi vardır.

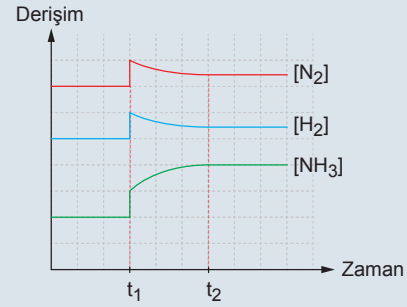
Dengeye basınç ve hacim etkisi birlikte düşünülür.



Denge tepkimesinin gerçekleştiği kabın hacmi küçültülürse (basınç arttırılırsa);



Denge basıncı azaltmak için gazların mol sayısının az olduğu tarafa bu örnek için ürünler yönüne hareket eder. Gazların derişim–zaman grafiği aşağıdaki gibi olur.

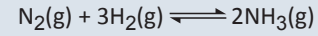


$[\text{N}_2] \uparrow, [\text{H}_2] \uparrow, [\text{NH}_3] \uparrow, TH_{\text{ileri}} \uparrow, TH_{\text{geri}} \uparrow,$

$k_{\text{ileri}}, k_{\text{geri}} \text{ ve } K_c \text{ değişmez.}$

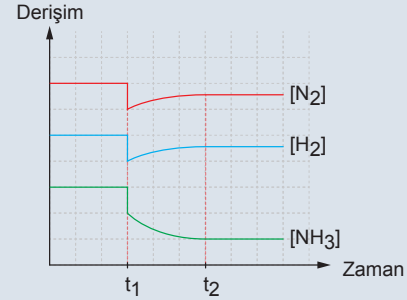
$n(\text{H}_2), n(\text{N}_2) \text{ azalır,}$

$n(\text{NH}_3) \text{ artar.}$



Denge tepkimesinin gerçekleştiği kabın hacmi arttırılırsa (basınç azaltılırsa);

Denge basıncı arttırmak için gazların mol sayısının çok olduğu tarafa bu örnek için reaktifler yönüne hareket eder. Gazların derişim–zaman grafiği aşağıdaki gibi olur.



$[\text{N}_2] \downarrow, [\text{H}_2] \downarrow, [\text{NH}_3] \downarrow, TH_{\text{ileri}} \downarrow, TH_{\text{geri}} \downarrow,$

$k_{\text{ileri}}, k_{\text{geri}} \text{ ve } K_c \text{ değişmez.}$

$n(\text{H}_2), n(\text{N}_2) \text{ artar,}$

$n(\text{NH}_3) \text{ azalır.}$

NOT: Gaz fazında gerçekleşen tepkimelerde ürünlerdeki ve reaktiflerdeki gazların mol sayıları toplamı eşit ise basıncı yada hacmi değiştirmek dengenin yönünü ve dengedeki gazların mol sayısı değiştirmez,



$$\Delta n = n_{\text{ürün}} - n_{\text{giren}} = 2 - 2 = 0$$

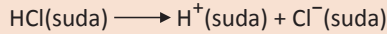
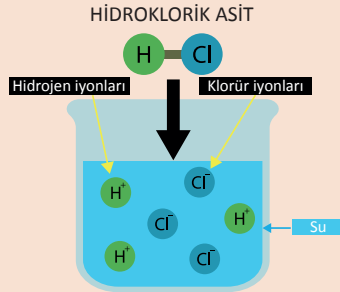
SULU ÇÖZELTİLERDE ASİT-BAZ DENGESİ

ASİT-BAZ TANIMLARI, pH ve pOH KAVRAMLARI

Arrhenius Asit-Baz Tanımı

Arrhenius'a göre, sulu çözeltilerine hidrojen (H^+ veya H_3O^+) iyonu verebilen bileşiklere asit denir.

Hidrojen klorür suda çözündüğü zaman H^+ ve Cl^- iyonlarına ayrışır. İyonlaşma denklemi aşağıdaki gibidir.



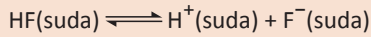
ya da



Kuvvetli Asit: Suda tamamen (%100 oranında) iyonlaşan asitlere kuvvetli asit denir. Kuvvetli asitlerin iyonlaşma denklemleri tek yönlü okla gösterilir.

Çok kullanılan kuvvetli asitlere; HCl, $HClO_4$, HNO_3 , H_2SO_4 'deki ilk proton, HBr ve HI örnek verilebilir.

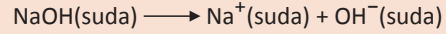
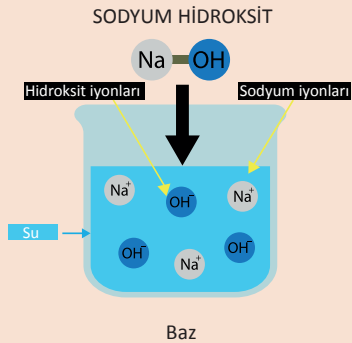
Zayıf Asit: Suda kısmen iyonlaşan asitlere zayıf asit denir. Zayıf asitlerin iyonlaşma denklemleri çift yönlü okla gösterilir.



Çok kullanılan zayıf asitlere; HF, HCN, H_2CO_3 , HNO_2 , H_2S ve karboksilik asitler ($HCOOH$, CH_3COOH vb) örnek verilebilir.

Arrhenius'a göre baz; sulu çözeltilerine hidroksit (OH^-) iyonları verebilen bileşiklere denir.

NaOH katısı suda çözülürken Na^+ ve OH^- iyonlarına ayrışır. İyonlaşma denklemi aşağıdaki gibidir.



Kuvvetli Baz: Kuvvetli bazlar suda % 100 oranında iyonlaşır. İyonlaşma denklemleri tek yönlü okla gösterilir.

Çok kullanılan kuvvetli bazlara, LiOH, NaOH, KOH ve $Ba(OH)_2$ örnek verilebilir.

Zayıf Baz: Suda kısmen iyonlaşabilen bazlara zayıf baz denir. Zayıf bazların iyonlaşma denklemleri çift yönlü okla gösterilir. NH_3 (amonyak) zayıf bir bazdır.

İyonlaşma denklemi;

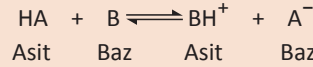


şeklinde.

2. Brönsted-Lowry Asit-Baz Tanımı

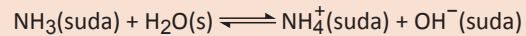
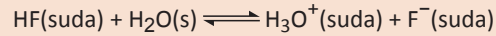
Brönsted-Lowry'e göre asit, H^+ iyonu (proton) veren, baz ise H^+ iyonu (proton) alan maddedir.

Bu tanıma göre nötrleşme bir asitten bir baza proton aktarımıdır.



Yukarıdaki tepkimede NH_3 sudan bir hidrojen alarak NH_4^+ iyonuna dönüşmüştür. NH_3 bir hidrojen aldığı için baz, H_2O ise bir hidrojen verdiği için asit olarak davranmıştır. Benzer şekilde geri tepkimeye bakıldığında NH_4^+ iyonu OH^- iyonuna bir hidrojen vererek NH_3 'e dönüşmüştür. Bu durumda hidrojen veren NH_4^+ asit, hidrojen alan OH^- ise baz özelliği göstermiştir.

Konjuge asit-baz çifti: Bir asit ile onun hidrojeniz hâli olan bazına, konjuge (eşlenik) asit-baz çifti denir. Konjuge asit baz çiftleri arasında bir hidrojen fark vardır. Bir hidrojen alarak veya vererek birbirlerine dönüşürler. Konjuge asit ve baz çiftleri, denklemden aynı rakamla gösterilirler.

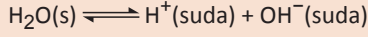


NOT: Su ilk tepkimede Brönsted bazı, diğerinde ise Brönsted asidi olarak davranmıştır. Bu şekilde hem asit hem de baz özelliği gösterebilen maddelere amfoter (amfiprotik) madde denir.

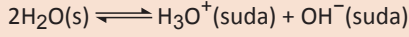
NOT: Bir asit ne kadar kuvvetli ise eşlenik bazı o kadar zayıftır. Bir baz ne kadar kuvvetli ise eşlenik asidi o kadar zayıftır.

Saf Suyun İyonlaşması (otoiyonizasyonu)

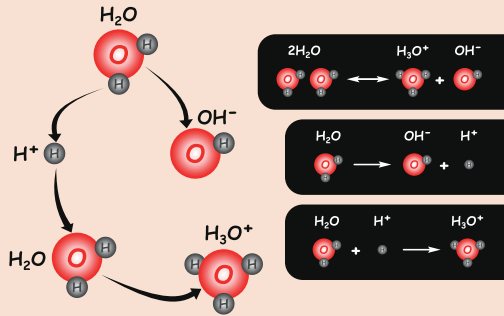
Saf suyun az da olsa iyonlaştığı bilinmektedir. Saf suyun iyonlaşması;



şeklinde ya da aşağıdaki denklemle gösterilebilir.



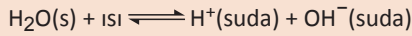
Suyun Ayırma Denklemi



Suyun iyonlaşma yüzdesi çok düşük olduğu için bu bir denge tepkimesidir. Bu tepkimenin denge sabitine K_{su} (suyun iyonlaşma sabiti yada suyun iyonlar çarpımı sabiti) denir ve K_{su} aşağıdaki gibi yazılır.

$$K_{\text{su}} = [\text{H}^+].[\text{OH}^-]$$

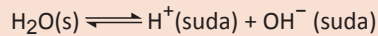
25°C de $K_{\text{su}}=1 \times 10^{-14}$ e eşittir.



Tepkimesi endotermik olduğu için sıcaklık arttıkça K_{su} artar.

Sıcaklık (°C)	K_{su}
0	$0,1 \cdot 10^{-14}$
10	$0,3 \cdot 10^{-14}$
25	$1,0 \cdot 10^{-14}$
35	$2,5 \cdot 10^{-14}$
50	$5,5 \cdot 10^{-14}$

25°C da saf su çok az iyonlaşmaktadır. Saf suyun iyonlaşmasından oluşan $[\text{H}^+]$ ve $[\text{OH}^-]$ iyonları derişimi x M olsun.



Denge x M x M

$$K_{\text{su}} = [\text{H}^+].[\text{OH}^-]$$

$$1 \times 10^{-14} = x \cdot x$$

$$x = 1 \times 10^{-7} \text{ M olur.}$$

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ M dir.}$$

Saf suyun içerisinde asit çözülürse $[\text{H}^+]$ iyon derişimi zamanla artar. Ancak bir asidin sulu çözeltisinde ortamda sadece H^+ iyonları yoktur, sudan gelen OH^- iyonları da vardır. Bir çözeltinin asit çözeltisi olmasının nedeni H^+ iyonları derişiminin OH^- iyonları derişiminden büyük olmasıdır.

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ M ise çözelti nötr özellik gösterir.}$$

pH ve pOH Kavramı

Bir çözeltinin pH'si H^+ iyonu derişiminin (mol/L olarak) negatif logaritması olarak tanımlanır.

pH: (power of hydrogen, hidrojenin gücü)

pH bir çözeltinin asitliğinin yada bazlığının göstergesidir.

"p" değeri matematikte -logaritma ($p=-\log$) demektir.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \text{ veya } [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} \text{ dir.}$$

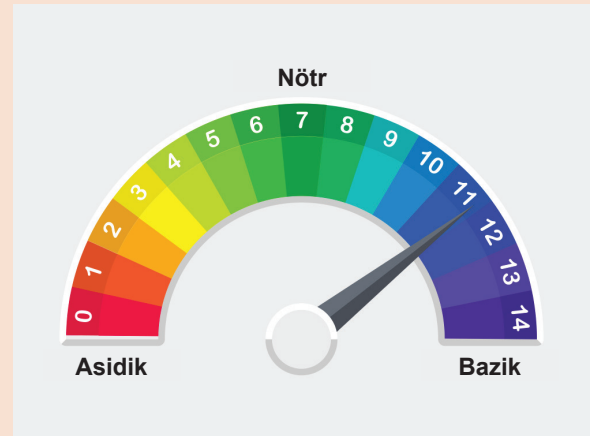
Bir çözeltideki H^+ iyon derişimi arttıkça asitlik artar. pH azalır.

$$[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-5} \text{ M ise pH} = 5$$

$$[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-3} \text{ M ise pH} = 3$$

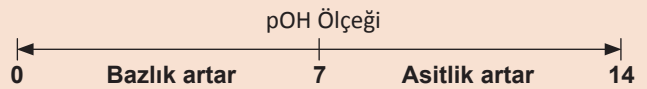
$$[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-1} \text{ M ise pH} = 1 \text{ dir.}$$

pH Ölçeği



pOH = $-\log [\text{OH}^-]$ şeklindedir.

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

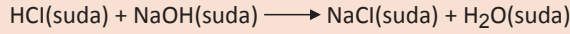


25°C'deki sulu çözeltelerde H^+ veya OH^- iyon derişimleri ters orantılıdır. Biri arttığında diğeri azalır.

ASİT VE BAZLARIN NÖTRLEŞMESİ

Asit ve bazın tepkimeye girerek özelliklerini kaybettiği tepkimelere nötrleşme tepkimesi denir.

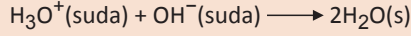
Arrhenius tanımına göre; sulu çözeltilerde asit ve bazların tepkimeye girerek tuz ve su oluşturmaları olayına nötrleşme denir.



Asit Baz Tuz Su

Asitten gelen H_3O^+ iyonları ile bazdan gelen OH^- iyonları tepkimeye girerek H_2O oluşturur.

Net iyon denklemi aşağıdaki gibidir.



Na^+ ve Cl^- iyonları seyirci iyonlardır. Tepkime sırasında mol sayıları sabittir.

Asitten gelen H^+ iyonlarının mol sayısı, bazdan gelen OH^- iyonlarının mol sayısına eşit olduğunda tam nötrleşme olur (kuvvetli asit ve bazlarda).

1. Tam Nötrleşme

$\text{nH}_3\text{O}^+ = \text{nOH}^-$ ise çözelti nötrdür. $\text{pH} = \text{pOH} = 7$

2. Kısmi Nötrleşme

a) $\text{nH}_3\text{O}^+ > \text{nOH}^-$ ise çözelti asidiktir. $\text{pH} < 7$, $\text{pOH} > 7$

Tepkimeden sonra çözeltinin pH'sını bulmak için artan H_3O^+ iyonları derişimi bulunmalıdır.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{\text{nH}_3\text{O}^+ - \text{nOH}^-}{V_T}$$

b) Kısmi Nötrleşme

$\text{nH}_3\text{O}^+ < \text{nOH}^-$ ise çözelti bazıktır. $\text{pH} > 7$, $\text{pOH} < 7$

Tepkimeden sonra çözeltinin pOH'ını bulmak için artan OH^- iyonları derişimi bulunmalıdır.

Kuvvetli Asitle Kuvvetli Bazın Titrasyonu

Titrasyon işleminde, derişimi bilinen standart (ayarlı) çözelti kullanılır. Standart bir çözelti yardımıyla derişimi bilinmeyen bir çözeltinin derişiminin bulunması işlemine titrasyon denir.

Eşdeğerlik noktası H_3O^+ iyonları ile OH^- iyonlarının mol sayılarının eşit olduğu noktaya denir.

Tepkimenin tamamlandığının anlaşılabilmesi için, tepkime çözeltisinin belirli bir özelliğinde (örneğin renginde vb.) gözlemlenebilir bir değişiklik olmalıdır. "İndikatör" veya "belirteç" ortamın pH'sına bağlı olarak renk değiştirebilen maddelere denir. İndikatörün renk değiştirdiği noktaya "dönüm noktası" denir.

İndikatör	Düşük pH	pH Değişim Aralığı	Yüksek pH
Turnusol	Kırmızı	5,0 – 8,0	Mavi
Bromtimol mavisi	Sarı	6,0 – 7,6	Mavi
Fenolftalein	Renksiz	8,2 – 10,0	Pembe
Alizarin sarısı	Sarı	10,1 – 12,0	Kırmızı

Derişimi bilinen asit çözeltisi (HCl) erlene konulur, üzerine birkaç damla fenol ftalein indikatörü damlatılır. Fenolftalein indikatörü $\text{pH} < 8,2$ iken renksiz, $\text{pH} > 8,2$ iken menekşe renklidir. Başlangıçta çözelti renksizdir. Titrasyon için hacmi belli bir baz çözeltisi (NaOH) alınır. Büret bu çözelti ile doldurulur.

Büretin musluğu açılarak içindeki çözelti yavaş yavaş erlendeki çözeltiye damlatılır ve erlen hafifçe çalkalanır.

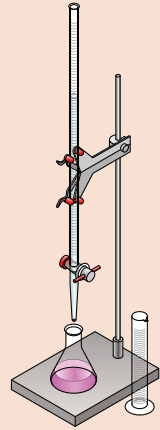
Renk derişimi kalıcı olduğu anda büretin musluğu kapatılır.

Büretteki harcanan çözelti hacmi belirlendikten sonra nötrleşme anında

$\text{nH}_3\text{O}^+ = \text{nOH}^-$ olduğu için

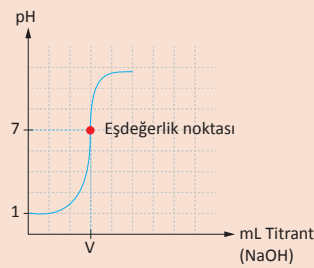
$$M_A \cdot V_A \cdot \text{TD}_A = M_B \cdot V_B \cdot \text{TD}_B$$

formülü kullanılabilir.



M_A = Asidin molaritesi	M_B = Bazın molaritesi
V_A = Asidin hacmi	V_B = Bazın hacmi
TD_A = Asidin tesir değeri	TD_B = Bazın tesir değeri

HCl çözeltisi üzerine NaOH çözeltisi eklendiği için zamanla HCl çözeltisinin pH'ı artacaktır. Eklenen NaOH çözeltisinin hacmine (mL titrant) karşılık HCl çözeltisinin pH'ındaki derişimi gösteren grafiğe titrasyon eğrisi denir.



Uyarı: Kuvvetli bir asitle kuvvetli bir bazın titrasyonunda eşdeğerlik noktasında ($\text{nH}^+ = \text{nOH}^-$), $\text{pH} = 7$ 'dir.

Dönüm noktası indikatörün renk değiştirdiği nokta olduğu için seçilen indikatöre göre derişir, Fenol ftalein için $\text{pH} = 8,2$ 'dir.

TAMPON ÇÖZELTİLER VE TUZLAR

Tampon Çözeltiler

Zayıf bir asitle onun eşlenik bazını veya zayıf bir bazla onun eşlenik asidini içeren çözeltilere tampon çözelti denir.

Tampon çözeltiye sınırlı miktarda asit ya da baz eklendiğinde pH değerinde çok küçük bir değişim olur.

Asidik Tampon

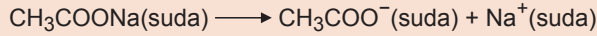
Zayıf bir asitle onun eşlenik bazından (tuzundan) oluşan çözeltilere denir. Aşağıda örnekler verilmiştir.

HF / NaF

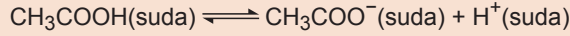
HCOOH / HCOONa

CH₃COOH / CH₃COONa

Asetik asit (CH₃COOH), sodyum asetat tamponu örnek olarak verilmiştir.



Sodyum asetat tuzu suda tamamen iyonlarına ayrışır. Sodyum asetatın iyonlaşması sonucu asetat (CH₃COO⁻) ve Na⁺ iyonları oluşur.



$$K_a = \frac{[\text{H}^+].[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+].[\text{Tuz}]}{[\text{Asit}]}$$

$$[\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{Asit}]}{[\text{Tuz}]}$$

Bazik Tampon

Zayıf bir bazla onun eşlenik asitinden (tuzundan) oluşan çözeltilere denir.

NH₃ / NH₄Cl karışımı bazik tampona örnek verilebilir.

Tampon çözeltinin pH'ı aşağıdaki dengeden bulunabilir.

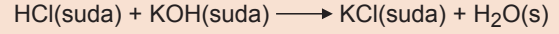


$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+].[\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

$$K_b = \frac{[\text{Tuz}].[\text{OH}^-]}{[\text{Baz}]}$$

Nötr Tuzlar

Kuvvetli asitlerle kuvvetli bazların tepkimesinden oluşan tuzlardır.

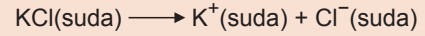


KCl nötr bir tuzdur, asit veya bazlarla tepkime vermez.

Nötr tuzların sulu çözeltisinde

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \text{ dir ve } \text{pH} = 7 \text{ dir.}$$

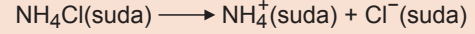
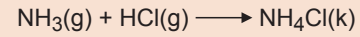
Nötr tuzlar suda iyonlaşarak çözünürler, sulu çözeltileri elektriği iletir.



1. Asidik Tuzlar

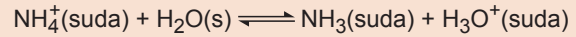
Zayıf bir bazla, kuvvetli bir asitten oluşan tuzlar asidik özellik gösterir. Asidik tuzların sulu çözeltilerinin pH'ı 7'nin altındadır.

Amonyak (NH₃) ile hidroklorik asidin (HCl) tepkimesinden oluşan NH₄Cl tuzu asidik bir tuzdur.



NH₄Cl tuzu suda çözündüğünde NH₄⁺ ve Cl⁻ iyonları oluşur.

NH₄⁺ katyonu suda hidroliz olur.



NH₄⁺ katyonu zayıf asit özelliği gösterir.

Metal katyonları (Al³⁺, Cr³⁺, Fe³⁺ ve Cu¹⁺) asit özelliği gösterir.

2. Bazik Tuz

Kuvvetli bir bazla zayıf bir asitten oluşan tuzlar bazik özellik gösterir. Bazik tuzların sulu çözeltilerinin pH'ı 7'nin üstündedir.

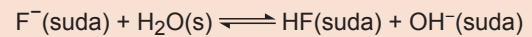
Sodyum hidroksit (NaOH) ile hidroflorik asidin (HF) tepkimesinden oluşan NaF tuzu bazik bir tuzdur.



NaF tuzu suda çözünürse Na⁺ ve F⁻ iyonlarına ayrışır.

Bazik tuzların anyonu hidroliz olur.

F⁻ iyonu su ile hidroliz olur.



CH₃COO⁻, CO₃²⁻ ve CN⁻ iyonları suda hidroliz olur, sulu çözeltileri baz özelliği gösterir.

SULU ÇÖZELTİLERDE ÇÖZÜNME-ÇÖKELME DENGELERİ

Çözünürlük

Herhangi bir maddenin belli bir sıcaklıkta 1 L çözelti içinde çözünebilen maksimum mol sayısına molar çözünürlük denir. Her maddenin sudaki çözünürlüğü aynı değildir. Bazı tuzlar suda tamamen iyonlaşırken, bazıları ise kısmen iyonlaşır.

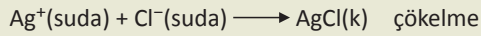
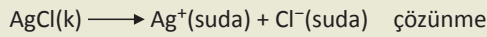
İYON	Çözünürlüğü çok	Çözünürlüğü az
1A grubu katyonları (Na ⁺ , K ⁺ , Rb ⁺ , Cs ⁺ , Fr ⁺)	Tüm bileşikler	–
NO ₃ ⁻ , NH ₄ ⁺	Tüm bileşikler	–
OH ⁻ , F ⁻	1A grubu bileşikler	Diğer metal bileşikler
Cl ⁻ , Br ⁻ , I ⁻	Diğer metal bileşikler	Pb, Ag ve Hg bileşikler
CO ₃ ²⁻ , SO ₄ ²⁻	Diğer metal bileşikler	Ag, Pb ve 2A grubu bileşikler
S ²⁻	1A ve 2A grubu bileşikler	Diğer metal bileşikler

Çözünürlük Dengesi

Sudaki çözünürlüğü az olan katı bir maddenin (tuzun) çözünmesi sırasında çözünme hızının çökme hızına eşit olduğu anda kurulan dengedir.

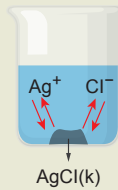
Bir miktar suya azar azar AgCl katısı ilave edildiğinde önce eklenen AgCl nin suda çözündüğü gözlenir. Bir süre sonra çözelti doygunluk noktasına ulaştığında eklenen AgCl katı halde dibe çöker. Bu çözelti dibinde katısı bulunan doygun bir çözeltidir. Çözünme olayı tamamen durmuş değildir. Kabin dibinde bulunan AgCl katısı çözünerek çözeltiye geçerken, çözeltideki Ag⁺ ve Cl⁻ iyonları da birleşerek katıya dönüşmektedir.

Bu iki olayın hızları birbirine eşit olduğunda sistem dengeye ulaşır. Yani çözeltideki



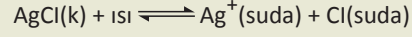
dönüşümlerinin hızları birbirine eşit olur.

Dengedeki Ag⁺ ve Cl⁻ iyonları derişimleri sabittir. Çünkü çöken Ag⁺ ve Cl⁻ iyonları kadar, katı AgCl suda çözünür.

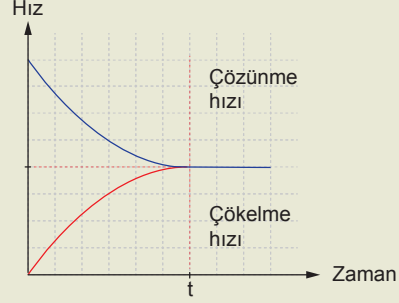


Katısıyla dengede olan doygun çözelti oluşur.

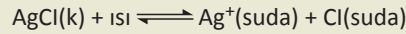
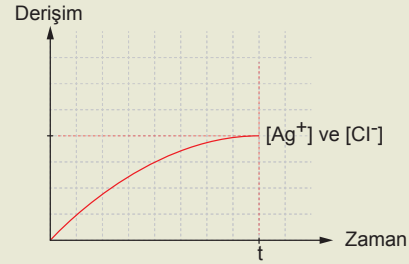
Bu olayın denklemi aşağıda verilmiştir.



t anında sistem dengeye ulaşır. Çözünme hızı, çökme hızına eşit olur.



t anından itibaren Ag⁺ ve Cl⁻ derişimleri sabit kalır. Bu çözünme olayında dengenin kurulmasının nedeni maksimum düzensizlik eğilimi ile minimum enerji eğiliminin zıt yönde olmasıdır. AgCl'nin çözünmesi endotermik bir olaydır.



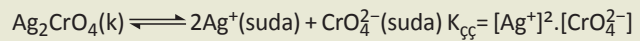
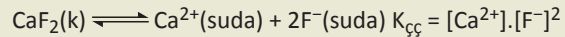
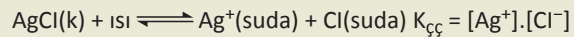
→ Maksimum düzensizlik

← Minimum enerji

NOT: Katısıyla dengede olan doygun bir çözeltide çözünme ve çökme olayları aynı hızda devam etmektedir. Denge dinamiktir.

Çözünürlük Çarpımı (K_{çç})

Bazı iyonik katıların çözünürlük çarpımı (K_{çç}) ifadeleri aşağıda gösterilmiştir.



NOT: Her saf katının belirli sıcaklıkta bir çözünürlük çarpımı (K_{çç}) değeri vardır. Çözünürlük çarpımı (K_{çç}) değeri büyük olan tuzların saf sudaki çözünürlüğü de büyüktür.

ÇÖZÜNÜRLÜĞE ETKİ EDEN FAKTÖRLER

Saf bir maddenin çözünürlüğü aşağıdaki etkenlere bağlıdır.

1. Çözücü ve çözünen maddenin türü
2. Sıcaklık
3. Basınç
4. Ortak iyon etkisi
5. Yabancı iyon etkisi (Tuz etkisi)
6. pH'nin etkisi
7. Kompleks oluşumu

Bu etkenlerden sadece sıcaklık ve ortak iyon etkisi üzerinde durulacaktır.

Sıcaklığın Çözünürlüğe Etkisi

Bir madde uygun bir çözücüde endotermik ($\Delta H_{\text{çözünme}} > 0$) olarak çözünüyorsa, çözünürlüğü sıcaklıkla doğru orantılıdır.



Yukarıdaki dengede sıcaklık arttırılırsa denge Le Châtelier İlkesi'ne göre ürünler yönüne (çözünme) hareket eder,

AgCl katısının çözünürlüğü artar, Ag^+ ve Cl^- iyonlarının derişimi, $K_{\text{çç}}$ 'nin sayısal değeri artar,

Çözünme hızı artar,

Dipteki katı AgCl miktarı azalır.

Bir madde uygun bir çözücüde ekzotermik ($\Delta H_{\text{çözünme}} < 0$) olarak çözünüyorsa, çözünürlüğü sıcaklıkla ters orantılıdır.

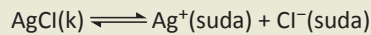
Katısıyla dengede olan doymuş çözeltinin sıcaklığı arttırılırsa Le Châtelier İlkesi'ne göre denge reaktifler yönüne (çökeltme) hareket eder. Dengenin girenler yönüne kaymasıyla daha az madde çözünür. Böylece çözünürlük, iyon derişimleri ve $K_{\text{çç}}$ değeri azalır.

NOT: Endotermik çözünmelerde, $K_{\text{çç}}$ değeri sıcaklık ile doğru orantılıdır. Ekzotermik çözünmelerde, $K_{\text{çç}}$ değeri sıcaklık ile ters orantılıdır. Gazların suda çözünmesi ekzotermiktir.

Ortak İyonun Çözünürlüğe Etkisi

Herhangi bir tuz kendi iyonlarını içeren bir çözeltide saf suda- kinden daha az çözünür. Buna ortak iyon etkisi denir ve ortak iyon etkisi çözünürlüğü azaltır.

Katısıyla dengede olan doymuş AgCl çözeltisinde,



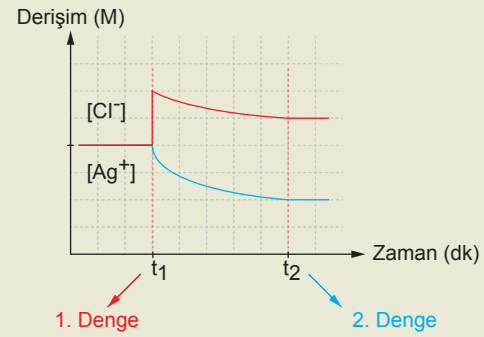
dengesi söz konusudur. Bu çözeltiye çözünürlüğü yüksek olan NaCl tuzu eklendiğinde dengedeki Cl^- iyonları derişimi artar. Le Chatelier ilkesine göre denge bunu azaltacak yöne yani reaktifler yönüne hareket eder.

Çözeltide bulunan Ag^+ ve Cl^- iyonları birleşerek tekrar, katı AgCl tuzuna dönüşür. Sonuçta dipteki AgCl katı miktarı artar ve çözünürlük azalır.

Ag^+ iyonlarının derişimi azalır.

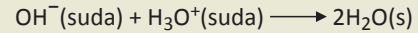
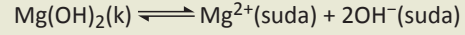
$K_{\text{çç}}$ 'nin sayısal değeri değişmez.

Cl^- iyonlarının derişimi önce artar, sonra azalır, son durumda artmış olur.



pH'in Çözünürlüğe Etkisi

Suda az çözünen bir bazın katısıyla dengedeki doymuş çözeltisine dışarıdan asit çözeltisi eklendiğinde bazın çözünürlüğü artmaktadır.



Nedeni ise dengedeki hidroksit (OH^-) iyonları ile asidin iyonlaşmasından gelen hidronyum (H_3O^+) iyonları tepkimeye girerek su oluştururlar. Dengedeki (OH^-) iyonları derişimi azaldığı için denge ürünler yönüne doğru hareket eder. $\text{Mg}(\text{OH})_2$ katısının çözünürlüğü artar.

Çözünme Hızına Etki Eden Faktörler

a. Sıcaklık

Bir madde suda ister endotermik ister ekzotermik çözünsün, sıcaklığın arttırılması çözünme hızını artırır.

b. Tanecik Boyutu (Temas Yüzeyi)

Tanecik boyutunu arttırmak (katıyı daha küçük parçalara ayırmak) çözünme hızını artırır.

c. Karıştırma

Katı ve sıvıların çözünme hızını artırır.

d. Basınç Artışı

Katı ve sıvıların çözünme hızına etki etmez, gazların çözünme hızını artırır.