

BIYOKİMYA

DOÇ. DR. MEHMET KARACA

ÇÖZÜNÜRLÜK

Çözünürlük, belli bir miktar çözünenin, belirli şartlar altında, spesifik bir çözücü içinde çözünmesini tanımlar. Çözücü **solvent** olarak ve çözünen **solut** olarak adlandırılır ve **SOLVENT + SOLUT** birlikte çözeltiyi oluştururlar.

Çözümleme işlemide çözücü su olduğu zaman **HİDRASYON** olarak adlandırılır. Suyun uzaklaştırılmasına **DEHİDRASYON**, katı maddelerin susuz olduğunu belirlemek için is **ANHİDROUS** kavramı kullanılmaktadır.

DOYMUŞ ÇÖZELTİ

Daha fazla çözünen alamayan çözeltiliye, **DOYMUŞ ÇÖZELTİ** adı verilir.

Çözeltinin denge durumu etkileyen faktörler:

- 1) Sıcaklık
- 2) Çözücü içinde çözünebilecek maksimum çözünen madde miktarına
- 3) Çözücü ile çözünen arasındaki intermoleküler kuvvetler
- 4) Diğer maddelerin varlığı ve miktarları
- 5) Basınç

ÇÖZÜCÜ VE ÇÖZÜNENİN DURUMLARI

ÇÖZEN (SOLVENT)	ÇÖZÜLEN (SOLUT)	ÖRNEK
SIVI	SIVI	“ALKOLLÜ SU”
SIVI	KATI	“TUZLU SU”
SIVI	GAZ	“AMONYAKLI SU”
KATI	SIVI	“GÜMÜŞLÜ-CİVA”
KATI	KATI	“BAKIRLI-ÇİNKO” (“Pirinç”)
KATI	GAZ	“PALLADYUMDA HİDROJEN”
GAZ	GAZ	“AZOTTA OKSİJEN”

ÇÖZÜNME

Çözücü ve çözünenin birbiri içinde homojen olarak karışması ile “çözünme” olayı gerçekleşir.

Bir çözücünün bir maddeyi çözebilmesi için; çözücü ile çözünenin molekülleri arasındaki çekim kuvvetlerinin, çözücü ve çözünenin kendi molekülleri arasındaki çekim kuvvetinden daha büyük olması gerekir.

Şeker, suda iyonlarına ayrışmadan moleküler halde çözünür. Diğer taraftan NaCl tuzunun çözülmesinde iyonlarına ayrışma görülür.

ÇÖZÜNME

Genellikle çözünme olayı, çözücü ile çözünenin benzer yapıda olmaları ile gerçekleşir. Bu durum “benzer benzeri çözer” şeklinde ifade edilebilir.

Suya göre polaritesi daha az olan kloroform, (CHCl_3), suda çözünmez. Çünkü su molekülleri birbirlerini, kloroform moleküllerine göre daha fazla çekerler. Polar bir bileşik, örneğin metanol, su molekülleri tarafından çekilerek suda çözünür.

Benzen gibi polar olmayan çoğu organik bileşikler suda çözünmezler.

SOLVATİZE İYONLAR

İyonik bileşikler polar sıvılarda çok iyi çözünürler.

Çünkü polar çözücü molekülleri, bileşikteki zıt yüklü iyonları iyon-dipol çekim kuvvetleri ile çekerek iyonun etrafını çözücü molekülleri ile sararlar.

Bu tür iyonlara "solvatize iyonlar" denir. Solvatize iyonlar sıvı faza geçerek çözünme olayını sağlarlar. Çözücü olarak su kullanılırsa, çözücü ile sarılmış iyonlara "hidratize iyonlar" denir.

BUHARLAŞMA - YOĞUNLAŞMA - KAYNAMA

Çözeltilerdeki moleküllerin bazılarının sıvı yüzeyinden ayrılarak gaz haline geçmesi "buharlaşma" olarak tanımlanır. "Bitki ve toprak yüzeyindeki buharlaşma"

Buhar halindeki moleküllerin bazılarının tekrar sıvıya dönmeleri olay da "yoğunlaşma" olarak bilinir.

Buharlaşma hızı ile yoğunlaşma hızının birbirine eşit olduğu buharın basıncına o sıvının o sıcaklıktaki buhar basıncı denir.

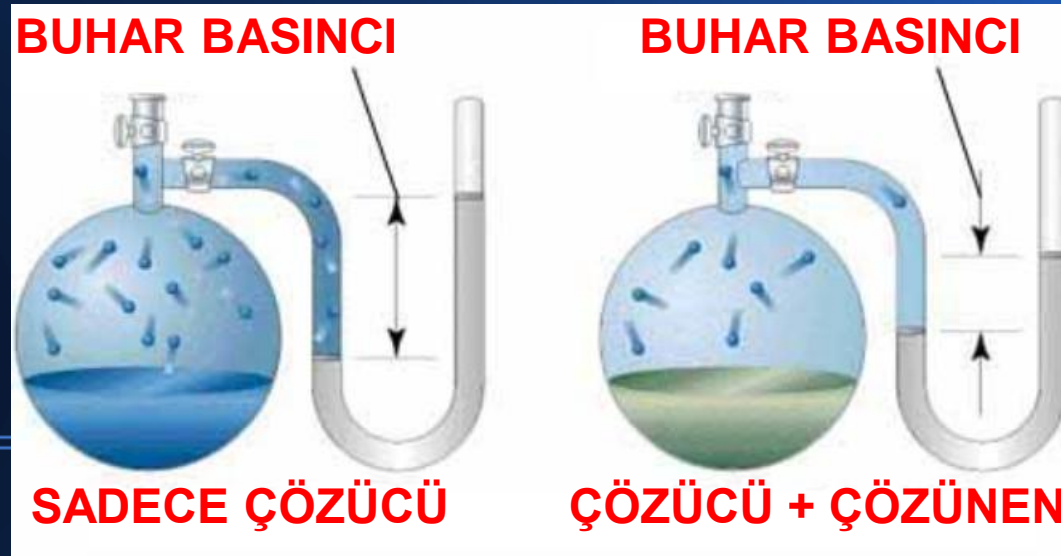
Sıvının buhar basıncının, dışbasınca eşit olduğu sıcaklığa, o maddenin "kaynama noktası" denir.

Suyun 100°C de dinamik denge halinde iken buhar basıncı 760 mm Hg dır, eğer atmosfer basıncı da 760 mm Hg ise kaynama olayı gözlenir.

Raoult Yasası ve Tarım

Çözeltilerin buhar basınçları ile, konsantrasyonu arasındaki bağıntı ilk kez **François-Marie Raoult** tarafından araştırılmıştır ve bu bağıntı "**Raoult Yasası**" olarak bilinmektedir.

Raoult Yasasına göre, bir çözeltinin buhar basıncı, çözücünün saf haldeki buhar basıncı ile onun mol kesrinin çarpımına eşittir.



ÇÖZELTİLERİN KOLİGATİF ÖZELLİKLERİ

Koligatif özellikler çözeltideki çözünen parçacıklarının sayısına bağlı olan özelliklerdir.

Çözeltide bulunan çözünen parçacıkları (atomlar, iyonlar, moleküller) çözeltinin buhar basıncının, saf çözücüye göre daha düşük olmasına neden olurlar.

Çünkü çözünen parçacıkları; çözeltinin yüzeyinden daha az sayıda çözücü moleküllerinin ayrılmasına sebep olurlar.

Buna karşın sıvıya dönen buhar moleküllerinin sayısı değişmez.

ÇÖZELTİLERİN KOLİGATİF ÖZELLİKLERİ

Konsantre çözeltiler, saf çözücüden daha yavaş buharlaşırlar. Buhar basıncının azalması, koligatif özelliğe bir örnektir.

Bir çözünen etkisi ile buhar basıncı düşürülen bir çözeltinin, buhar basıncını atmosferik basınca eşit yapabilmek için daha yüksek sıcaklığa gereksinimi vardır.

Bu etki çözeltilerde kaynama noktası yükselmesi şeklinde ortaya çıkar.

ÇÖZELTİLERİN KOLİGATİF ÖZELLİKLERİ

Ozmotik basınç da diğer bir koligatif özelliktir.

Ozmoz olayı, çözünen parçacıklarının geçemediği yarı geçirgen bir zardan çözücü moleküllerinin difüzyonudur.

Yarı geçirgen zarın iki tarafında farklı konsantrasyonlu çözeltiler yer aldığı anda, çözücü daha seyreltik çözeltiden (daha fazla çözücü içerir) daha derişik çözeltiye (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

Ozmotik basınç ozmoz sırasında daha konsantre çözüeltiden, çözücü akışını durdurmak için gereken basınçtır.

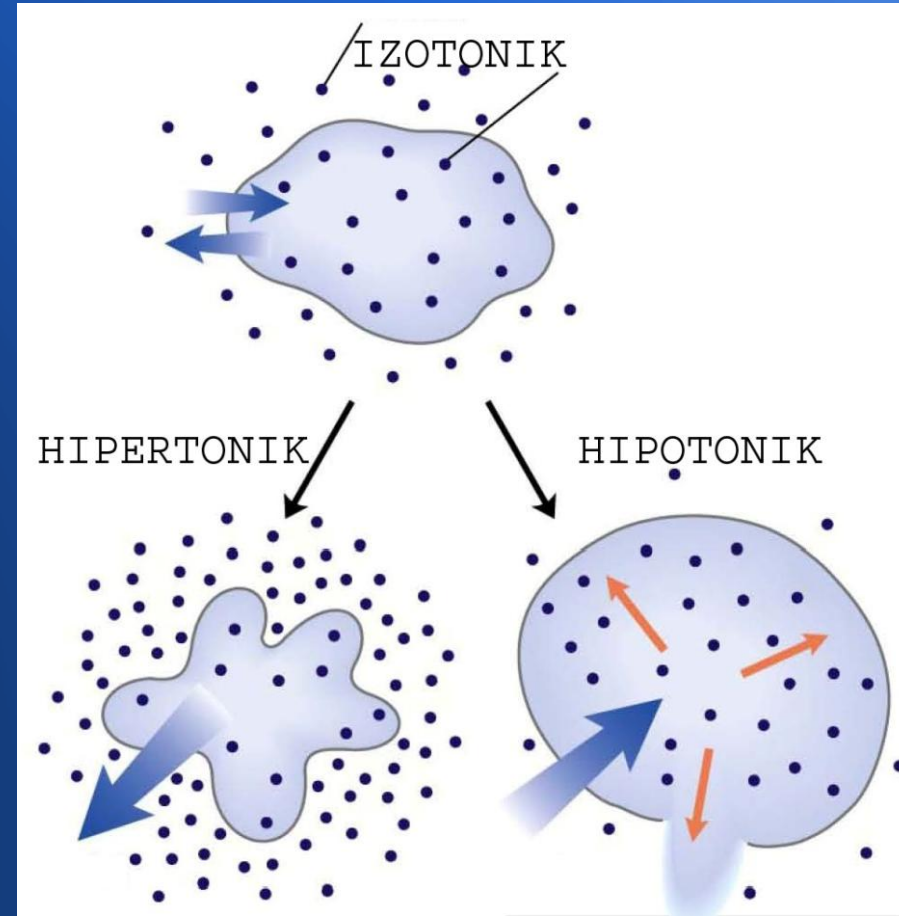
Ozmotik basınç da sadece çözünenin parçacıklarının sayısına (sabit sıcaklıkta, hacimde) bağlı olup koligatif bir özelliktir.

Ozmotik basınç canlı sistemlerde çok önemlidir. İnsan plazmasının 37 °C'de 7.65 atmosferlik bir basıncı olduğu bulunmuştur.

Bitki köklerinde ise 50 atm veya daha fazla olabilmektedir.

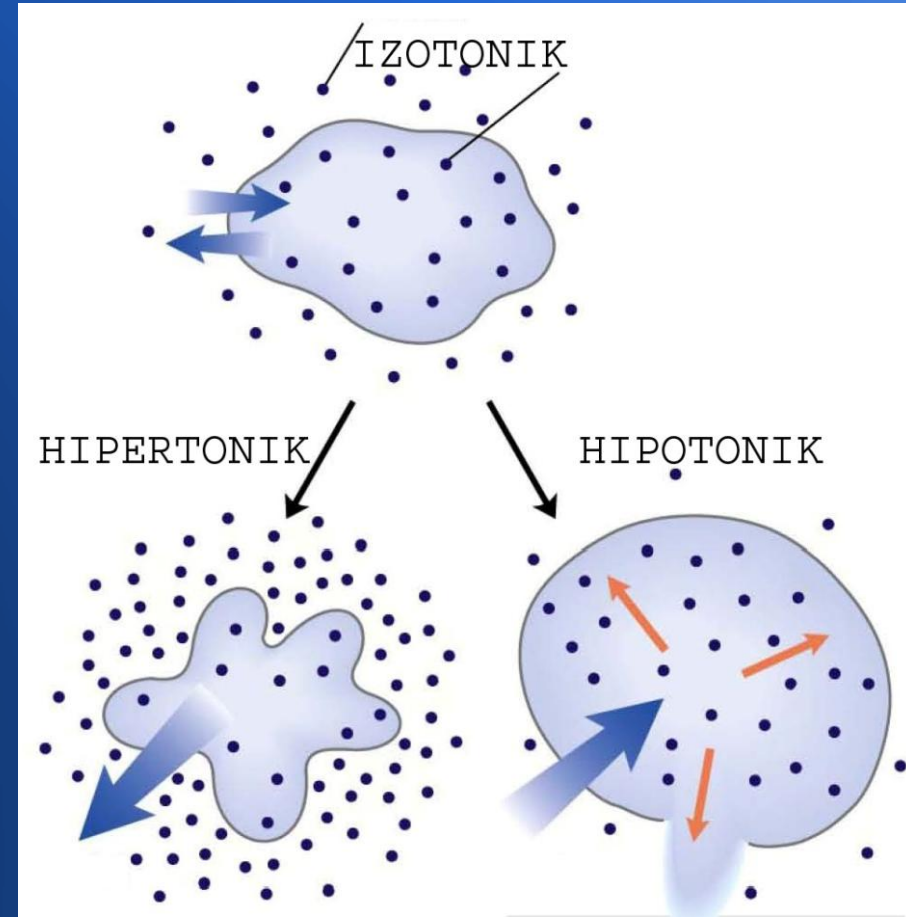
İZOTONİK ORTAM: hücrenin sitoplazmik konsantrasyonu dış ortamla aynıdır, hücre içi ile dış ortam konsantrasyon dengesi sağlanmış olup osmoz gerçekleşmez.

HİPERTONİK ORTAM: Hücre sitoplazmik konsantrasyonundan daha yüksek bir ortama konulduğunda, hücre içinden ortama su geçer, osmoz gerçekleşir, su kaybından dolayı hücrelerin hacimleri küçülür ve büzülürler.



HİPOTONİK ORTAM: hücre sitoplazmik konsantrasyonundan daha düşük bir ortama konulduğunda, ortamdan hücre içine su geçişi gerçekleşir, bir başka deyişle osmoz gerçekleşir. Bu durum bitki hücrelerinde turgor yaratır.

Plazmoliz (Plasmolysis): Hücrenin suyunun hücre dışına çıkması ile su kaybı olup plazmoliz bir ozmotik durumdur.



ÇÖZÜNÜRLÜĞE ETKİ EDEN FAKTÖRLER

Çözünürlük dengesine ve dolayısıyla çözünürlüğe etki eden bu faktörler

1) ortak iyon etkisi, 2) yabancı iyon etkisi, 3) hidrojen iyon-derişiminin etkisi (pH), 4) kompleksleşmenin etkisi şeklinde sıralanabilir.

1- Ortak İyon Etkisi: Az çözünen iyonik bir bileşğin çözeltisine bu bileşik ile ortak iyon (anyon veya katyon) sahip başka bir tuz katılırsa, **ortak iyon çözünürlüğü azaltıcı yönde** etki eder.

2- Yabancı İyon Etkisi: Çözünürlük dengesinde yer almayan iyonlar "yabancı iyonlar" veya "ortak olmayan iyonlar" olarak bilinirler. Örneğin AgCl'ün doygun çözeltisine katılan KNO_3 , $NaNO_3$ gibi elektrolitlerin iyonları yabancı iyon durumundadırlar. Bu iyonlar çözeltinin toplam iyon derişimini artırır. Yabancı iyonlar ile toplam derişim arttığıında, iyonlar arası çekimler önemli duruma gelir.

Yabancı iyonlar az çözünen bileşenin çözünürlüğünü artırır.

Bu nedenle çöktürme işlemlerinde yabancı iyonlardan kaçınmak gerekir.

3- Hidrojen İyonu Derişiminin Etkisi (pH Etkisi): Az çözünen bir bileşğin iyonları **asidik veya bazik özellikte ise, çözeltilinin hidrojen iyonu derişiminin değişimi, çözünlük dengesinin değişmesine neden olur, bazik anyon veren bileşiklerin çözünlüğünü artırmak hatta tamamen çözmek için hidrojen iyonu derişimini artırmak gerekir.**

4-Kompleksleşmenin Etkisi: Kompleks iyon oluşumu, suda çözünmeyen bazı bileşikleri suda çözünür hale getirir. Diğer bir deyişle az çözünen bir bileşiğin iyonlarından biri çözünebilir hale gelen diğer bileşiklerle kompleksleşebiliyorsa çözünürlük artar.

5. Sıcaklık, 6. Basınç, 7. Enzimler (Biyomoleküllerin parçalanmasında).

ELEKTROLİTLER

Çözünme olayı ile çözültide **yüklü iyonik parçacıklar veya yüksüz moleküler parçacıklar** oluşabilir. Bazı maddeler suda iyonlarına ayrıışmadan, moleküler yapısını koruyarak çözünebilir.

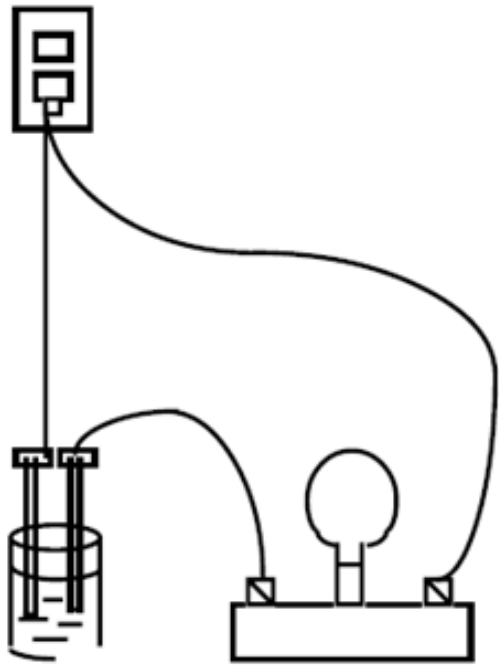
Örneğın aseton (CH_3COCH_3) suda yüklü parçacıklara ayrıışmaz.

Bu şekilde çözültisinde yüklü parçacıklar bulunmayan bir çözültinin elektriğı iletmesi beklenemez. Bu tür elektriğı iletmeyen çözültiler oluşturan çözünen maddeler "**elektrolit olmayanlar**" olarak adlandırılırlar.

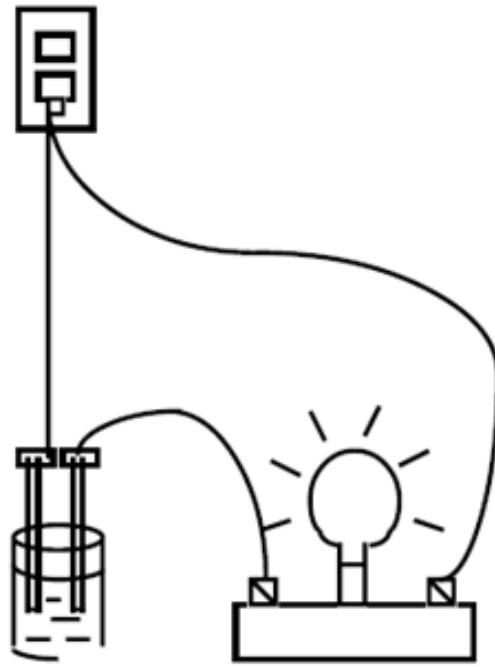
Çözünen madde, sodyum klorür gibi iyonik bir bileşik ise suda artı ve eksi **NaCl (k) + su Na+ (suda) + Cl- (suda)** yüklü iyonik parçacıklar oluştururlar.

Bu şekilde çözeltilde (+) ve (-) yüklü parçacıklar oluşturarak çözeltilsinin elektriği iletmesini sağlayan maddeler "**elektrolitler**" olarak adlandırılırlar

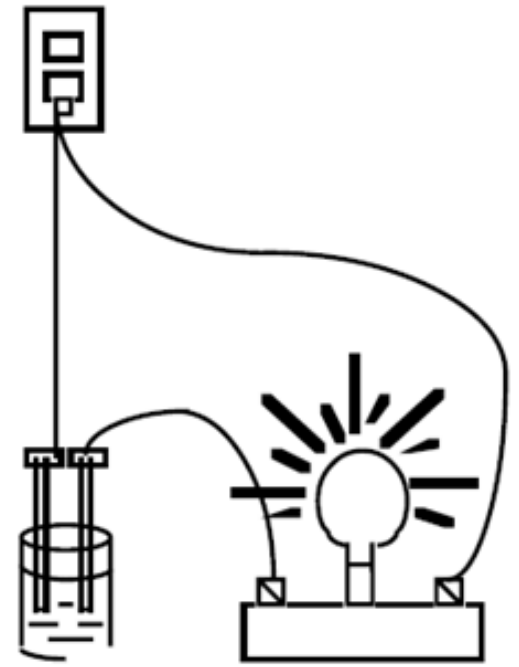
Elektrolitler, çözeltilerde oluşturdukları yüklü iyonik parçacıkların sayısına bağlı olarak "**kuvvetli**" veya "**zayıf elektrolit**" olarak sınıflandırılabilirler.



(a)



(b)



(c)

Elektrolit Olmayan (a), Zayıf Elektrolit (b), Kuvvetli Elektrolit (c)

Kuvvetli bir elektrolit, çözücü içerisinde çözünerek tamamen iyonlarına ayrışır. Örneğin hidroklorik asit suda çözüldüğünde,

$\text{HCl(g)} + \text{su} \rightarrow \text{H}^+ (\text{suda}) + \text{Cl}^- (\text{suda})$ tamamen iyonlarına ayrışır ve çözeltisi elektriği iyi iletir.

Zayıf bir elektrolit ise çözeltide kısmen iyonlarına ayrışır. Örneğin asetik asit, CH_3COOH , moleküllerinin büyük bir kısmı (%98.7) iyonlarına ayrışmadan çözeltide kalabilir.

$\text{CH}_3\text{COOH (s)} + \text{Su} \rightarrow \text{CH}_3 \text{COO}^- (\text{suda}) + \text{H}^+ (\text{suda})$

KUVVETLİ VE ZAYIF ELEKTROLİTLER

Asetik asit gibi suda çözünerek az miktarda (%1.3) iyonlar verebilen zayıf elektrolitler elektriği pek iyi iletmezler.

Kuvvetli elektrolitlere; Nitrik asit (HNO_3), Hidroklorik asit (HCl), sodyum hidroksil (NaOH), potasyum hidroksil (KOH), kalsiyum hidroksil (Ca(OH)_2), sodyum klorür (NaCl) gibi maddeler,

Zayıf elektrolitlere ise; karbonik asit (H_2CO_3), fosforik asit (H_3PO_4), hidrojen sülfür (H_2S), asetik asit (CH_3COOH), civa klorür (HgCl_2), hidrojen siyanür (HCN), amonyak (NH_3) gibi maddeler örnek olarak verilebilir.

BASİT HESAPLAMALAR

Kimyasal hesaplamalarda bileşiğin en küçük birimi baz olarak alınır. Bir bileşiğin tüm özelliklerini taşıyan en küçük birimine kovalent bileşiklerde, "molekül", iyonik bileşiklerde ise "formül birim" denir.

Temel birim ağırlık; molekül ağırlığı, formül ağırlığı ve atom ağırlığı alınır. Bir molekül veya formül ağırlığı içerdikleri atom veya iyonların ağırlıklarının toplamına eşittir.

H₂O 2 Hidrojen, 1 oksijen

C₆H₁₂O₆ 6 Karbon, 12 hidrojen, 6 oksijen

Na₃PO₄ 3 Sodyum, 1 fosfor, 4 oksijen

Al₂(SO₄)₃ 2 Aluminyum, 3 kükürt, 12 oksijen

Tek molekül veya tek formül ağırlığını bulmak için laboratuvarlarda kullanılan hassas teraziler yetersiz kalmaktadır. Çünkü laboratuvarlarda kullanılan hassas terazilerin ölçebileceği en küçük birim miligram düzeyindedir.

Mol, herhangi bir maddenin Avagadro sayısı kadar birim 6.02×10^{23} sayısı miktarıdır.

1 mol içindeki atom sayısı	$6,02 \times 10^{23}$ hidrojen atomu	$6,02 \times 10^{23}$ oksijen atomu
1 mol atomun kütlesi	1,008 gram	16,0 gram

İsim	Formül	Birim tanecik yaklaşık ağırlığı akb	Bir molü yaklaşık ağırlığı (g)	1 molünde bulunan tanecik sayısı
Azot atomu	N	14	14	$6,02 \times 10^{23}$ N atom
Azot molekülü	N ₂	28	28	$6,02 \times 10^{23}$ N ₂ molekülü $2(6,02 \times 10^{23})$ N atomu
Gümüş	Ag	108	108	$6,02 \times 10^{23}$ Ag atomu
Gümüş iyonu	Ag ⁺	108 [*]	108	$6,02 \times 10^{23}$ Ag ⁺ iyon
Baryum klorür	BaCl ₂	208	208	$6,02 \times 10^{23}$ BaCl ₂ birimi $6,02 \times 10^{23}$ Ba ⁺² iyonu $2(6,02 \times 10^{23})$ Cl ⁻ iyonu

Molarite

Molarite, bir litre (1000 ml) çözeltilde çözünenin mol sayısıdır.

Molarite M; çözünenin mol sayısı n ve çözeltilin hacmi V, olmak üzere,

$$M = \frac{\text{Çözünenin mol sayısı}}{\text{Çözeltilin hacmi}} = \frac{n}{V \text{ (L)}}$$

$$M = \frac{\text{Miktar (g)}}{\text{Moleküler Ağırlık (g/mol) x L}} = \frac{\text{Miktar (g)/Moleküler Ağırlık (g/mol)}}{L}$$

Mol Kesri

Çözeltideki bir bileşenin mol sayısının, toplam mol sayısına oranı, o bileşenin mol kesri olarak tanımlanır ve X ile gösterilir.

Örneğin A,B,C ... bileşenlerinden oluşan bir çözeltideki

$$\text{A bileşeni için mol kesri, } X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + n_C + \dots}$$

$$\text{B bileşeni için mol kesri; } X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B + n_C + \dots}$$

şeklinde yazılır. Çözeltideki bileşenlerin **mol kesirleri toplamı birdir** ve

$$X_A + X_B + X_C + \dots = 1 \quad \text{olarak ifade edilebilir.}$$

Ekivalen ağırlık sayısı; çözünenin ağırlığının ekivalen ağırlığına bölünmesiyle bulunur.

Ekivalen ağırlık ise maddenin gireceği reaksiyondaki işlevine göre değişir.

Nötralleşme reaksiyonlarında; ekivalen ağırlık, formül ağırlığının asitlerde aktarılan H^+ iyonu sayısına, bazlarda aktarılan OH^- iyonu sayısına bölünmesiyle bulunur.

Yükseltgenme-indirgenme reaksiyonlarında ise ekivalen ağırlık, formül ağırlığının reaksiyonda aktarılan elektron sayısına bölünmesiyle bulunur.

Tuz oluşturan reaksiyonlarda ekivalen ağırlık, formül ağırlığının tuzun bir cins iyonunun toplam yük sayısına bölünmesiyle bulunur.

Yükseltgenme-indirgenme reaksiyonlarında ise ekivalen ağırlık, formül ağırlığının reaksiyonda aktarılan elektron sayısına bölünmesiyle bulunur.

Tuz oluşturan reaksiyonlarda ekivalen ağırlık, formül ağırlığının tuzun bir cins iyonunun toplam yük sayısına bölünmesiyle bulunur.

Normalite

Normalite bir litre çözeltilerde çözünenin ekivalen (veya eşdeğer) ağırlık sayısıdır. Normalite, "N"; çözünenin ekivalen ağırlık sayısı "ek" ve çözeltilerin hacmi "V", olmak üzere

$$N = \frac{\text{Çözünenin ekivalen ağırlık sayısı}}{\text{Çözeltilerin hacmi}} = \frac{ek}{V (L)}$$

HCl, HNO₃, CH₃ COOH gibi tek H⁺ iyonu içeren asitlerle NaOH, KOH gibi tek OH⁻ iyonu içeren bazlarda, ekivalen ağırlık formül ağırlığına eşittir.

NaCl, AgNO₃ gibi tuzlarda ekivalen ağırlık formül ağırlığına eşittir. BaCl₂, MgSO₄ gibi tuzlarda ise, ekivalen ağırlık formül ağırlığının yarısına eşittir.

Molalite

Molalite, 1 kg (veya 1000 g) çözücüde (çözeltide değil) çözünenin mol sayısıdır. Molalite veya molal derişim, "m" ile gösterilir . Örneğın 5.0 molal NaCl çözeltisi demek, 1 kg suda 5.0 mol NaCl bulunuyor demektir.

$$\text{Molalite} = \frac{\text{Çözünenin mol sayısı}}{\text{Çözücünün miktarı (kg)}}$$

Yüzde Derişim veya Yüzde Konsantrasyon

Ağırlık-hacim yüzdesi esasına göre verilen yüzde çözeltiler: 100 hacim birimi çözeltide kaç ağırlık birimi çözünen olduğunu gösterir. Örneğin %20'lik NaCl çözeltisi demek 100 hacim birimi çözeltide 20 ağırlık birimi NaCl var demektir. Böyle bir çözelti 20 g NaCl tarılarak hacim su ile 100 mL'tamamlanır.

Burada örneğin gram cinsinden bir solut, mL hacim cinsinden bir sıvıda çözülmüştür:

Gösterimi “%” ağırlık/hacim veya “% (w/v)” şeklindedir

$$\text{Ağırlık-hacim yüzdesi} = \frac{\text{çözünenin ağırlığı}}{\text{çözeltinin hacmi}} \times 100$$

Hacim esasına göre verilen yüzde çözeltiler: 100 Hacim birimi (mL, L, m³, vb. olabilir) çözeltide kaç hacim birimi çözünen olduğunu gösterir.

$$\text{Hacim yüzdesi} = \frac{\text{çözünenin hacmi}}{\text{çözeltinin hacmi}} \times 100$$

Örneğin 30 mL hacmindeki alkole, 70 mL su eklenecek şekilde final hacimin 100 mL tamamlanması ile %30'luk bir alkol çözeltisi hazırlanmış olur.

Gösterimi “% (h/h)” veya “% (v/v)”

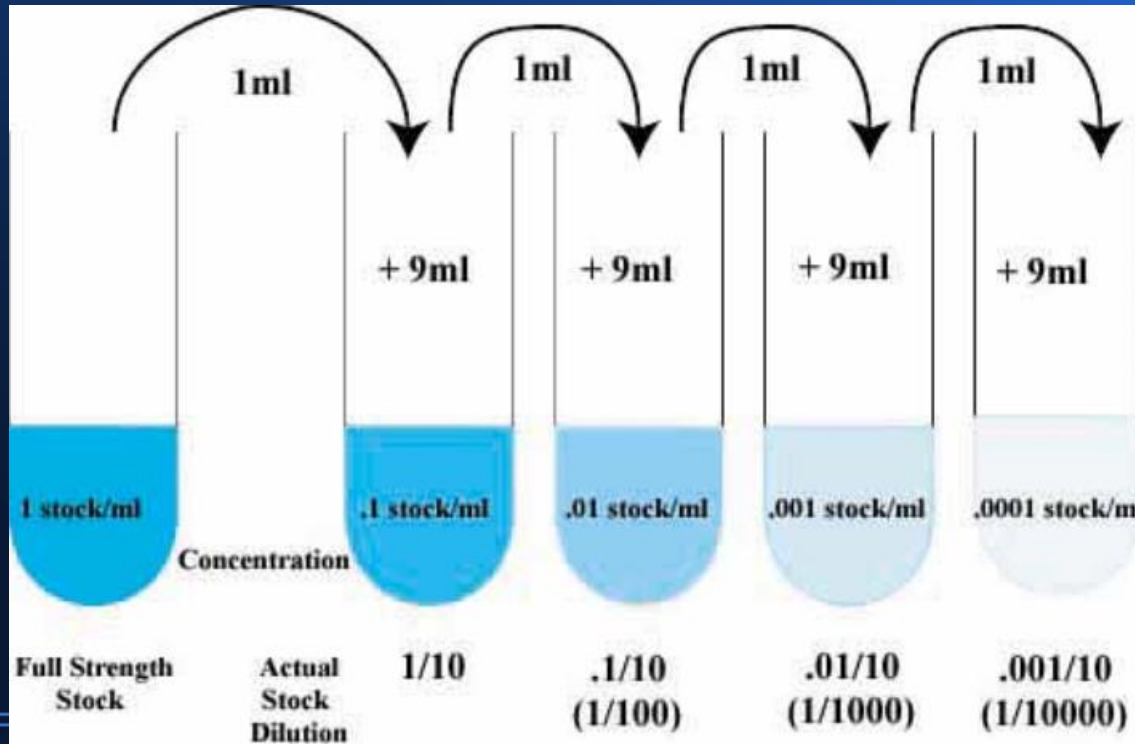
Ağırlık esasına göre verilen yüzde çözeltiler: 100 Ağırlık birimi çözeltide kaç ağırlık birimi çözünen olduğunu gösterir.

Gösterimi % Ağırlık/Ağırlık, % g/g, %w/w

$$\text{Ağırlık yüzdesi} = \frac{\text{Çözünenin ağırlığı}}{\text{Çözeltinin ağırlığı}} \times 100$$

Çözeltilerin Seyreltilmesi

Çözeltiler genellikle konsantrasyonu bilinen stok çözeltilerinden hazırlanır. Bazı durumlarda serisel seyreltmeler yapılarak çok seyreltik çözeltiler hazırlanır.



STOK SOLÜSYONLAR

Seyreltme hesapları, stok çözeltiden alınan çözünen mol sayısı ile seyreltik çözeltideki çözünenin mol sayısının aynı olması esasına dayanır ve : (stok derişimi) (stok hacmi) = (istenen derişim) (istenen hacim) şeklinde ifade edilebilir. Burada eşitliğin her iki tarafında derişim ve hacim birimlerinin aynı olmasına dikkat edilmelidir.

Çoğu derişimler molarite ve normalite ile ifade edildiğinden kısaca $M_1V_1 = M_2V_2$ veya $N_1V_1 = N_2V_2$, şeklinde yazılabilir.

N_1, M_1, V_1 normalite, molarite ve hacmin ilk değerleri, N_2, M_2, V_2 ise normalite, molarite ve hacmin son değerleridir.

ppm & ppb

Bazen çok hassas analizlerde derişimler o kadar küçük olur ki derişim birimi olarak "ppm" veya "ppb" kullanılır.

ppm, milyonda parça anlamında (ppm, İngilizce parts per million v kelimelerinin kısaltılmış şekli) bir derişim birimidir

$$\text{ppm} = \frac{\text{çözünenin miktarı (mg)}}{\text{çözeltilinin hacmi (L)}}$$

Çok küçük derişimler için diğer bir derişim birimi ppb (İngilizce parts per billion kelimelerinin kısaltılmışı) kullanılır. Milyarda parça anlamına gelen ppb için litre çözücüde çözünen miktarı mikrogram cinsinden ifade edilir.

$$\text{ppb} = \frac{\text{çözünenin miktarı (g)\mu}}{\text{çözeltilinin hacmi (L)}}$$

KİMYASAL REAKSİYONLAR

Bir kimyasal reaksiyon, "kimyasal değişme süreci" olarak tanımlanabilir.

Kimyasal değişmeler, maddenin özelliklerinin ve bileşiminin değişmesine neden olan değişmelerdir.

Kimyasal dönüşüme uğrayacak reaktantlar kısaca "tanecik" olarak adlandırdığımız atomlar, iyonlar veya moleküllerden oluşurlar.

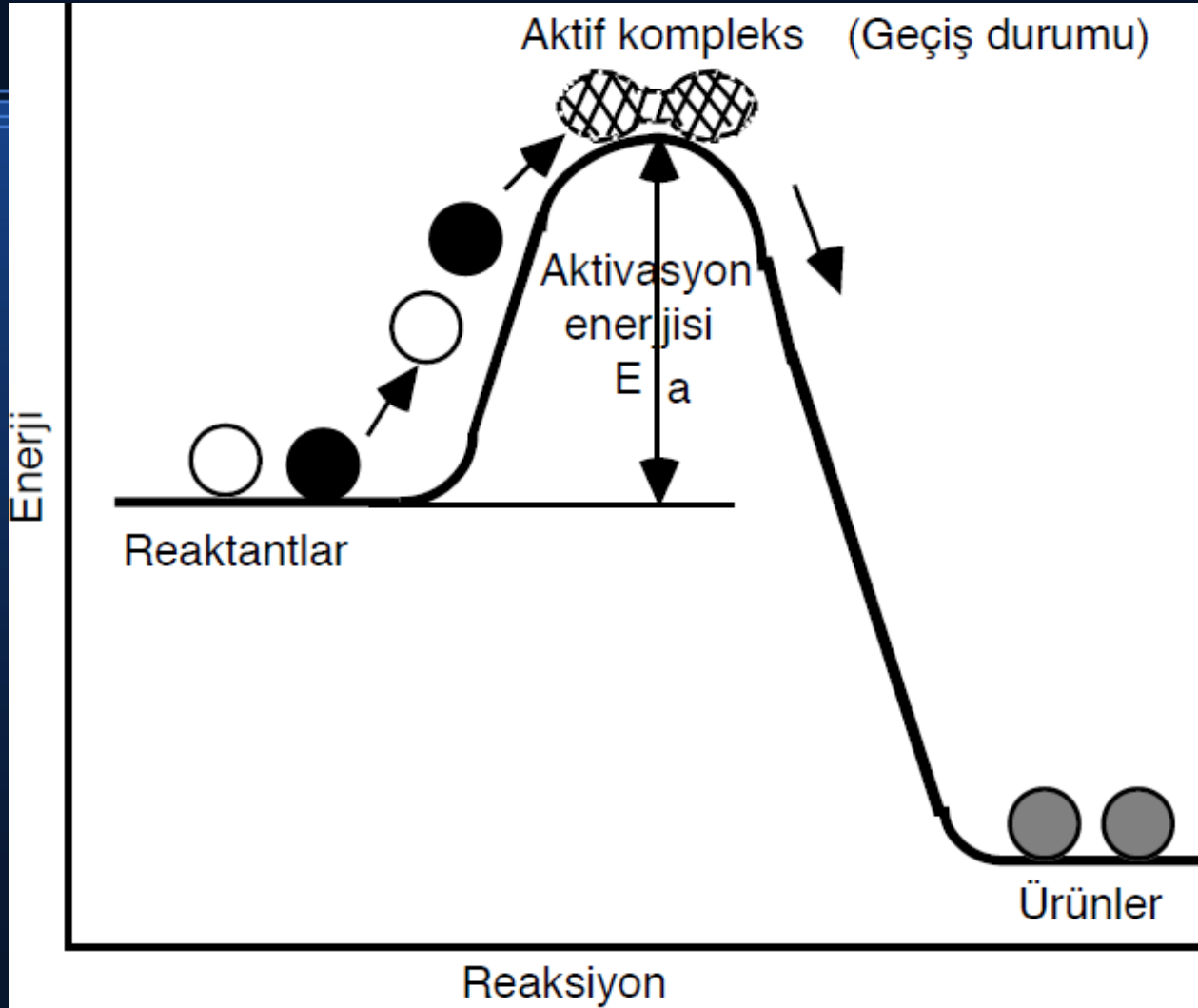
Maddeleri oluşturan tanecikler sürekli hareket halindedirler. Bu hareketlilik maddenin **kati, sıvı ya da gaz** halinde oluşuna bağlı olduğu gibi, sıcaklığa da bağlıdır.

İki (veya daha fazla) madde belirli bir ortamda karıştırıldığında bunları oluşturan tanecikler birbiriyle çarpışacaktır. İşte bu çarpışmaların bir kısmı mevcut bağların kırılarak yeni bağlar oluşmasını ve böylece değişik maddelerin meydana gelmesini sağlayacaklardır.

İki atom arasında bir reaksiyonun gerçekleşmesi bunlara ait değerlik orbitallerinin etkileşmesi koşuluna bağlıdır. Bu nedenle de bir reaksiyon oluşabilmesi için bu iki atomun değerlik orbitallerinin etkileşmesine elverecek kadar birbirlerine yaklaşmaları gerekir.

Böylesi bir yaklaşma da ancak, iki ayrı atoma ait iki çekirdeği çevreleyen elektronların arasındaki itme kuvvetlerini yenecek düzeyde enerjiye sahip bir çarpışma ile mümkündür.

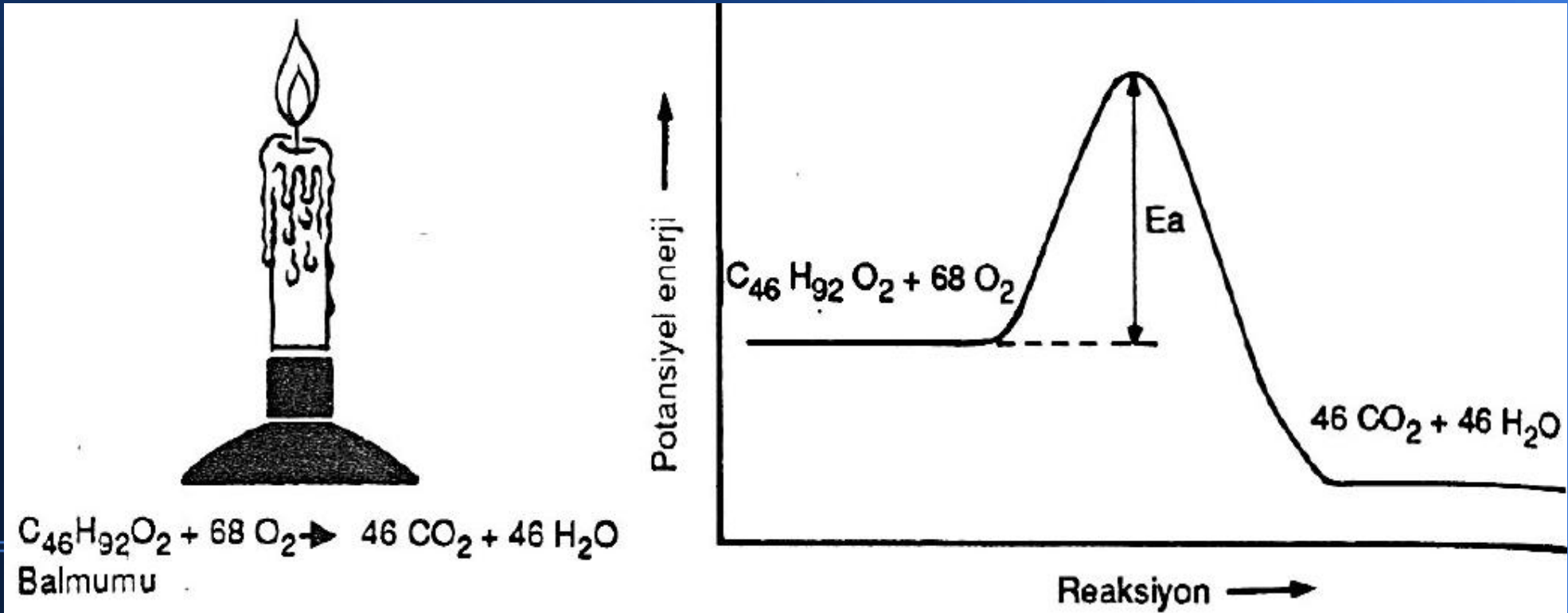
Böyle bir çarpışma için gerekli enerji miktarına da "**aktivasyon enerjisi (E_a)**" denir.



Aktif komplekste atomlar arasında, ürünleri meydana getirecek yeni bağlar oluşmaya başlamış iken, eski bağlar zayıflamış durumdadır.

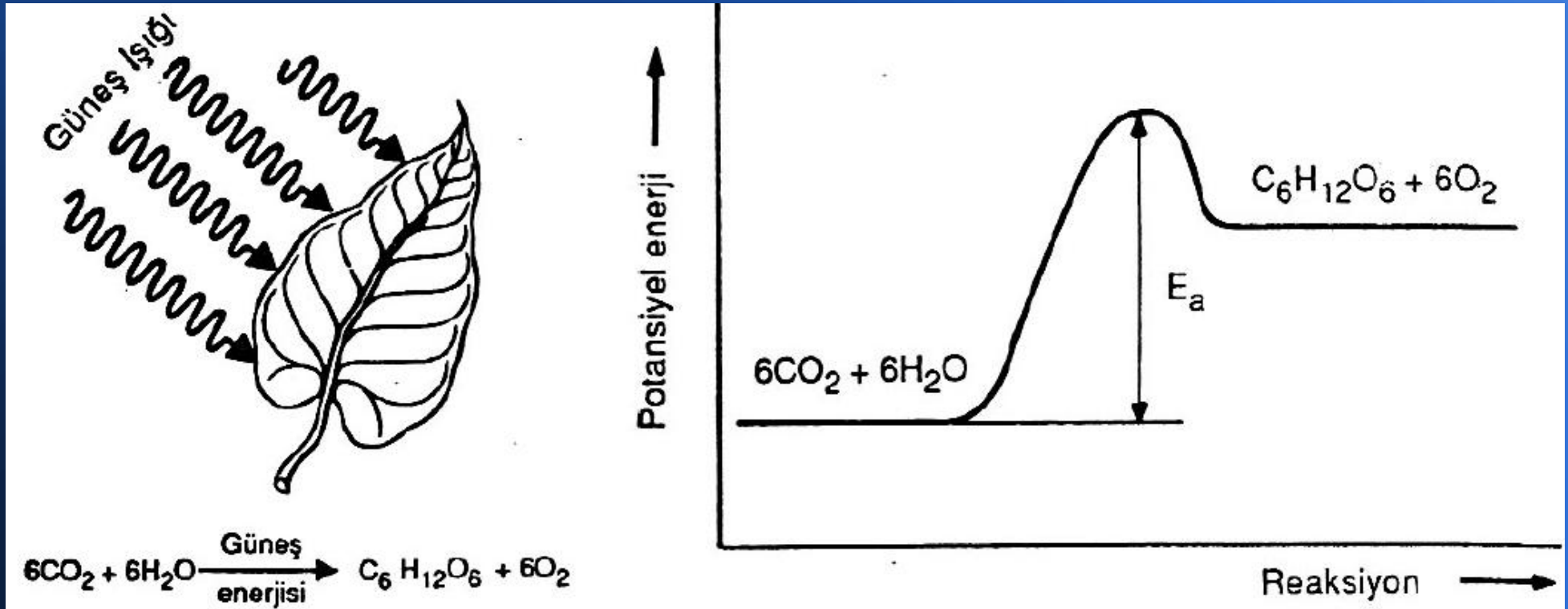
EKZOTERMİK & ENDOTERMİK REAKSİYONLAR

Ekzotermik reaksiyonlar kimyasal dönüşüm sonucunda **çevreye enerji salan reaksiyonlardır** ve bu reaksiyonlarda **ürünlerin potansiyel enerjisi** reaktantlarından daha düşük bir düzeye ine



Endotermik Reaksiyonlar

Yürütülebilmesi için belirli bir enerjinin verilmesini gerektiren reaksiyonlara "endotermik reaksiyonlar" denir ve bu reaksiyonlarda **ürünlerin potansiyel enerjisi reaktantlarından daha yüksektir.** Endotermik reaksiyonlarda da, reaksiyonun başlatılabilmesi için en azından aktivasyon enerjisi engelini aşmaya yetecek kadar bir enerjinin verilmesi ön koşuldur.



Bir endotermik reaksiyon olan fotosentez ve potansiyel enerji diyagramı.

REAKSİYON HIZINI ETKİLEYEN FAKTÖRLER

1-Reaktantların Yapısı: Kimyasal değişme boyunca gerçekleşecek bağ kırılma ve oluşmalarının hızı, bu bağların ve bunların oluşturduğu moleküllerin yapısına göre değişir. Karbohidrat veya lipit

2-Reaktantların Konsantrasyonu: Reaksiyon ortamında daha çok sayıda reaktant taneciği bulunması, daha fazla sayıda çarpışmanın gerçekleşmesine neden olur.

3-Katı Reaktantın Yüzey Alanı: Katı haldeki bir reaktantın yüzey alanı ne ölçüde büyük olursa, reaksiyon da o ölçüde hızlı gerçekleşir.

REAKSİYON HIZINI ETKİLEYEN FAKTÖRLER

4-Sıcaklık

Reaktantların sıcaklığını yükseltmek, taneciklerin kinetik enerjilerini ve dolayısıyla hızlarını artırır. Bu ise hem reaksiyona neden olabilecek (etkin) çarpışma sayısını artırır, hem de çarpışan taneciklere aktivasyon enerjisi engelini aşmaya yetecek kadar enerji kazandırır.

5- Katalizörler: Kendileri tüketilmediği halde reaksiyonların hızlanmasını sağlayan bu tür maddelere "katalizör" adı verilir. katalizörler bir reaksiyonu aktivasyon enerjisini düşürerek hızlandırırlar.

