

T.C.
MİLLÎ EĞİTİM BAKANLIĞI
HAYAT BOYU ÖĞRENME GENEL MÜDÜRLÜĞÜ
AÇIK ÖĞRETİM DAİRE BAŞKANLIĞI

KİMYA

6

DERS KİTABI

YAZAR
İnciser İPEK



ANKARA - 2023

MEB HAYAT BOYU ÖĞRENME GENEL MÜDÜRLÜĞÜ YAYINLARI
AÇIK ÖĞRETİM OKULLARI

Dil Uzmanı

Bülent Kenan ERKAN

Görsel Tasarım Uzmanı

Fatih SAĞLAM

YÜMER

Grafik Tasarım Uzmanı

YÜMER

Copyright © MEB

Her hakkı saklıdır. Millî Eğitim Bakanlığına aittir. Tümü ya da bölümleri izin alınmadan hiçbir şekilde çoğaltılamaz, basılamaz ve dağıtılamaz.



İSTİKLÂL MARŞI

Korkma, sönmez bu şafaklarda yüzen al sancak;
Sönmeden yurdumun üstünde tüten en son ocak.
O benim milletimin yıldızıdır, parlayacak;
O benimdir, o benim milletimindir ancak.

Çatma, kurban olayım, çehreni ey nazlı hilâl!
Kahraman ırkıma bir gül! Ne bu şiddet, bu celâl?
Sana olmaz dökülen kanlarımız sonra helâl.
Hakkıdır Hakk'a tapan milletimin istiklâl.

Ben ezelden beridir hür yaşadım, hür yaşarım.
Hangi çılgın bana zincir vuracakmış? Şaşarım!
Kükremiş sel gibiyim, bendimi çiğner, aşarım.
Yırtarım dağları, enginlere sığmam, taşarım.

Garbın âfâkını sarmışsa çelik zırhlı duvar,
Benim iman dolu göğsüm gibi serhaddim var.
Ulusun, korkma! Nasıl böyle bir imanı boğar,
Medeniyet dediğin tek dişi kalmış canavar?

Arkadaş, yurduma alçakları uğratma sakın;
Siper et gövdeni, dursun bu hayâsızca akın.
Doğacaktır sana vâdettiği günler Hakk'ın;
Kim bilir, belki yarın, belki yarından da yakın

Bastığın yerleri toprak diyerek geçme, tanı:
Düşün altındaki binlerce kefensiz yatanı.
Sen şehit oğlusun, incitme, yazıktır, atanı:
Verme, dünyaları alsan da bu cennet vatanı.

Kim bu cennet vatanın uğruna olmaz ki feda?
Şüheda fışkıracak toprağı sıksan, şüheda!
Cânı, cânânı, bütün varımı alsın da Huda,
Etmesin tek vatanımdan beni dünyada cüda.

Ruhumun senden İlahî, şudur ancak emeli:
Değmesin mabedimin göğsüne nâmâhrem eli.
Bu ezanlar -ki şehadetleri dinin temeli-
Ebedî yurdumun üstünde benim inlemeli.

O zaman vecd ile bin secde eder -varsa- taşım,
Her cerihamdan İlahî, boşanıp kanlı yaşım,
Fışkırır ruh-ı mücerret gibi yerden naşım;
O zaman yükselerek arşa değer belki başım.

Dalgalan sen de şafaklar gibi ey şanlı hilâl!
Olsun artık dökülen kanlarımın hepsi helâl.
Ebediyyen sana yok, ırkıma yok izmihlâl;
Hakkıdır hür yaşamış bayrağımın hürriyyet;
Hakkıdır Hakk'a tapan milletimin istiklâl!

Mehmet Âkif Ersoy

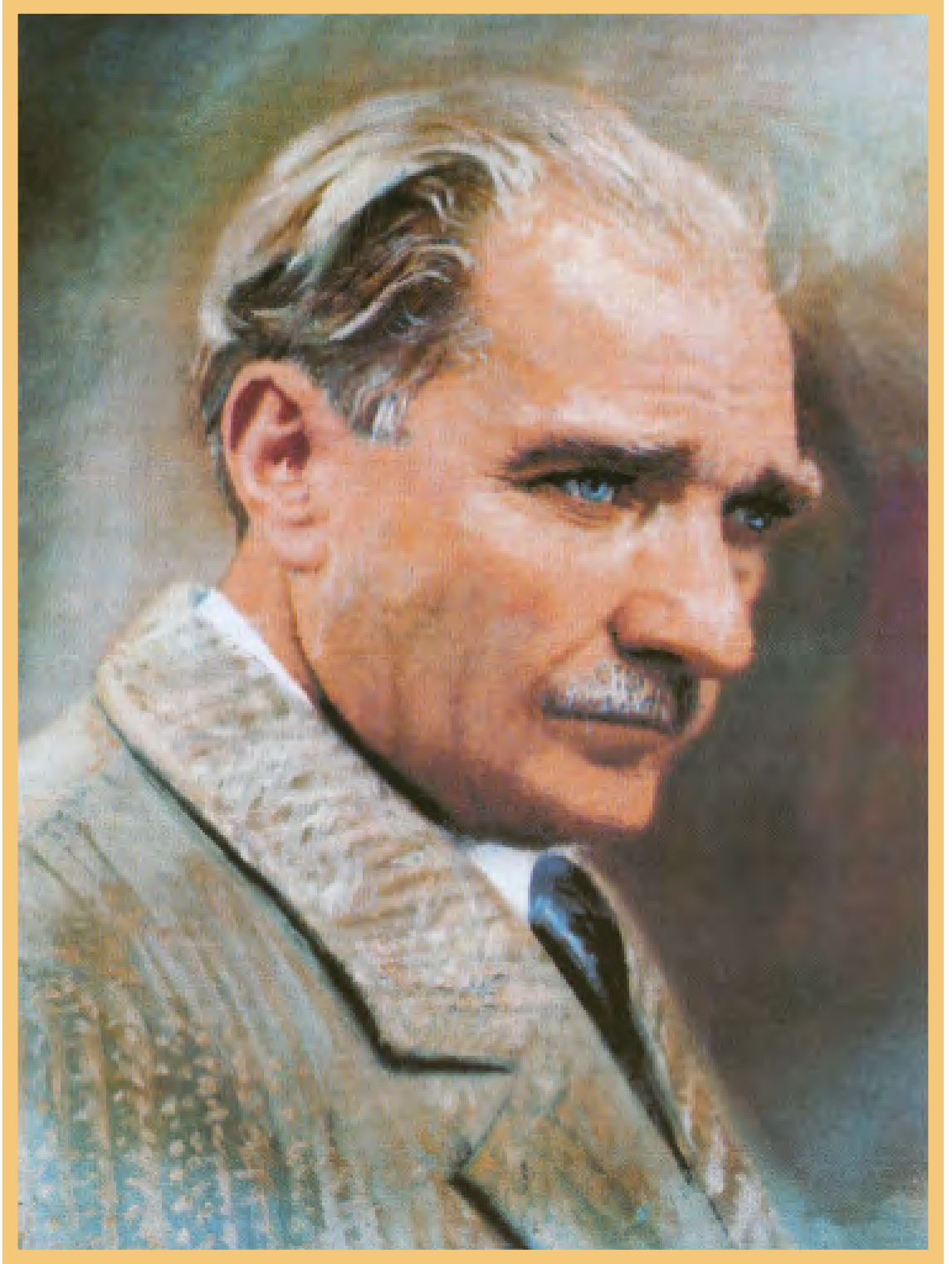
GENÇLİĞE HITABE

Ey Türk gençliği! Birinci vazifen, Türk istiklâlini, Türk Cumhuriyetini, ilelebet muhafaza ve müdafaa etmektir.

Mevcudiyetinin ve istikbalinin yegâne temeli budur. Bu temel, senin en kıymetli hazinendir. İstikbalde dahi, seni bu hazineden mahrum etmek isteyen dâhilî ve hâricî bedhahların olacaktır. Bir gün, istiklâl ve cumhuriyeti müdafaa mecburiyetine düşersen, vazifeye atılmak için, içinde bulunacağın vaziyetin imkân ve şeraitini düşünmeyeceksin! Bu imkân ve şerait, çok namüsaît bir mahiyette tezahür edebilir. İstiklâl ve cumhuriyetine kastedecek düşmanlar, bütün dünyada emsali görülmemiş bir galibiyetin mümessili olabilirler. Cebren ve hile ile aziz vatanın bütün kaleleri zapt edilmiş, bütün tersanelerine girilmiş, bütün orduları dağıtılmış ve memleketin her köşesi bilfiil işgal edilmiş olabilir. Bütün bu şeraitten daha elîm ve daha vahim olmak üzere, memleketin dâhilinde iktidara sahip olanlar gaflet ve dalâlet ve hattâ hıyanet içinde bulunabilirler. Hattâ bu iktidar sahipleri şahsî menfaatlerini, müstevlîlerin siyasî emelleriyle tevhit edebilirler. Millet, fakr u zaruret içinde harap ve bîtap düşmüş olabilir.

Ey Türk istikbalinin evlâdı! İşte, bu ahval ve şerait içinde dahi vazifen, Türk istiklâl ve cumhuriyetini kurtarmaktır. Muhtaç olduğun kudret, damarlarındaki asil kanda mevcuttur.

Mustafa Kemal Atatürk



MUSTAFA KEMAL ATATÜRK

GÜVENLİK İŞARETLERİ

Laboratuvar uygulamalarında karşılaşılabileceğiniz tehlikelere karşı kendinizin ve çevrenizin güvenliğini sağlamak için uymanız gereken bazı kurallar bulunmaktadır. Bu kurallar ve bu kurallara ait sembol ve işaretler aşağıda verilmiştir.



Koruyucu Giysi Giy

Bu uyarı işareti, laboratuvar deneyleri sırasında kullanılan malzemelerin giysilere zarar vereceği bu nedenle önlük ya da tulum kullanılması gerektiği anlamını taşır.



Eldiven Giy

Yapılacak işlemlerde sıcak bir yüzeyin olduğunu veya ısıtıcı kullanılacağını gösterir. Bu nedenle ısıya dayanıklı eldiven kullanılması gerektiği anlamını taşır.



Maske Kullan

Bu işaret, işlemlerde kimyasal tepkimeler sonucu zararlı gazlar oluşabileceğini, bu nedenle maske kullanılması gerektiğini belirtir.



Gözlük Kullan

Bu işaret, işlemlerde göz sağlığı için zararlı maddelerin kullanılacağını, bu nedenle gözlük kullanılması gerektiğini belirtir.



Kesici / Delici Cisim

Yapılacak işlemlerde kesici/ delici malzemelerin kullanılacağını, bu tür malzemelerin yaralanmalara sebep olabileceğini gösterir.



Kırılabılır Malzeme

Bu işaret işlemlerde, kırılabilir malzemelerin kullanılacağını belirtir. Cam malzemelerin aşırı ısıtılmaması ve ani sıcaklık değişimlerine maruz bırakılmaması gerektiği anlamını taşır.



Toksik (Zehirli) Madde

Bu işaret, solunduğunda ya da ağız yoluyla alındığında zehirleyici (toksik) etkiye sahip maddeler için kullanılır.



Aşındırıcı (Korozif) Madde

Bu işaret, temas hâlinde kimyasal olarak canlı dokulara ciddi zararlar verebilen ya da tamamıyla tahrip edebilen maddeler için kullanılır. Aşındırıcı maddeler metal yüzeyleri de aşındırır.



Patlayıcı Madde

Bu işaret; kıvılcım, ısınma, alev, vurma, çarpma ve sürtünmeye maruz kaldığında patlayabilen maddeler için kullanılır.



Yakıcı (Oksitleyici) Madde

Bu işaret, havasız ortamda bile yanabilen, maddelerle temas ettiğinde alev alabilen veya patlayabilen maddeler için kullanılır.



Yanıcı Madde

Ateşe, güneş ışığına ve ısıya maruz kaldığında yanabilen maddeler için kullanılan uyarı işaretidir.



Tahriş Edici Madde

Düşük şiddette sağlığa zararlı maddeler için kullanılan uyarı işaretidir. Bu tür maddeler ciltte tahriş sebeptir.

İÇİNDEKİLER



1.ÜNİTE: KİMYASAL TEPKİMELERDE ENERJİ

1.1. TEPKİMELERDE ISI DEĞİŞİMİ.....	12
1.1.1. TEPKİMELERDE MEYDANA GELEN ENERJİ DEĞİŞİMLERİ.....	12
1.2. OLUŞUM ENTALPİSİ.....	15
1.2.1. STANDART OLUŞUM ENTALPİSİ VE TEPKİME ENTALPİSİ.....	15
1.3. BAĞ ENERJİLERİ.....	30
1.3.1. BAĞ ENERJİLERİ VE TEPKİME ENTALPİSİ.....	30
1.4. TEPKİME ISILARININ TOPLANABİLİRLİĞİ	35
1.4.1.HESS YASASI.....	35
ÖZET	40
ÖLÇME VE DEĞERLENDİRME SORULARI	42



2.ÜNİTE: KİMYASAL TEPKİMELERDE HIZ

2.1. TEPKİME HIZLARI.....	48
2.1.1. KİMYASAL TEPKİMELER VE TANECİK ÇARPIŞMALARI.....	48
2.1.2. KİMYASAL TEPKİMELERİN HIZLARI	53
2.2. TEPKİME HIZINI ETKİLEYEN FAKTÖRLER.....	60
2.2.1. TEPKİME HIZINI ETKİLEYEN FAKTÖRLER.....	60
2.2.2. HIZ BAĞINTISI	67
ÖZET	75
ÖLÇME VE DEĞERLENDİRME SORULARI	77

3.ÜNİTE: KİMYASAL TEPKİMELERDE DENGE



3.1. KİMYASAL DENGE.....	84
3.1.1. FİZİKSEL VE KİMYASAL DEĞİŞİMLERDE DENGE	84
3.2. Dengeyi etkileyen faktörler	98
3.2.1. Dengeyi etkileyen faktörler.....	98
3.3. Sulu çözeltiler dengeleri	104
3.3.1. Suyun oto-iyonizasyonu	104
3.3.2. Brønsted-Lowry asit/bazları	110
3.3.3. Katyonların asitliği anyonların bazlığı	113
3.3.4. Asitlik/ bazlık gücü ve ayrışma denge sabitleri.....	119
3.3.5. Monoprotik asit/baz çözeltilerinde pH hesaplama	124
3.3.6. Tampon çözeltiler	130
3.3.7. Tuz çözeltilerinin asitlik/bazlık özellikleri	134
3.3.8. Kuvvetli asit/bazlarda titrasyon	138
3.3.9. Sulu ortamlarda çözünme-çökme dengeleri	145
ÖZET	154
ÖLÇME VE DEĞERLENDİRME SORULARI	155
ÖLÇME VE DEĞERLENDİRME SORULARI CEVAP ANAHTARI.....	158
SÖZLÜK	159
KAYNAKÇA	161



1. ÜNİTE

KİMYASAL TEPKİMELERDE ENERJİ

KONULAR

- 1.1. TEPKİMELERDE ISI DEĞİŞİMİ
- 1.2. OLUŞUM ENTALPİSİ
- 1.3. BAĞ ENERJİLERİ
- 1.4. TEPKİME ISILARININ TOPLANABİLİRLİĞİ

NELER ÖĞRENECEKSİNİZ?

Bu üniteyi tamamladığınızda;

- Tepkimelerde meydana gelen enerji değişimlerini açıklayabilecek,
- Standart oluşum entalpileri üzerinden tepkime entalpilerini hesaplayabilecek,
- Bağ enerjileri ile tepkime entalpisi arasındaki ilişkiyi açıklayabilecek,
- Hess yasasını açıklayabileceksiniz.

ANAHTAR KELİME VE KAVRAMLAR

☆ ekzotermik tepkime

☆ endotermik tepkime

☆ entalpi

☆ standart oluşum entalpisi

☆ tepkime entalpisi

☆ bağ enerjisi

☆ Hess Yasası

1.1. TEPKİMELERDE ISI DEĞİŞİMİ

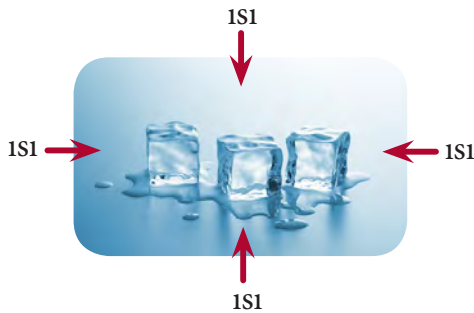
1.1.1. TEPKİMELERDE MEYDANA GELEN ENERJİ DEĞİŞİMLERİ

Önceki ünitelerden hatırlayacağınız gibi kimyasal tepkimeler tanecikler arasındaki bağların kopup, yeni bağların oluşması esasına dayanır. Bağların kopması ve yeni bağların oluşmasında enerji akışı söz konusudur. Örneğin besinlerin vücudumuzda parçalanması; solunum, fotosentez gibi yaşamsal faaliyetler; kömür, benzin gibi yakıtların yanması; tuz, su gibi bileşiklerin elementlerinden elde edilmesi vb. bütün kimyasal tepkimeler enerji olmadan gerçekleşmez. Benzer şekilde fiziksel olaylarda da enerji değişimi gerçekleşmektedir. Erime, donma, buharlaşma gibi hâl değişimleri; tuzun, şekerin, alkolün suda veya başka çözücülerde çözünmesi gibi fiziksel olaylar gerçekleşirken enerji akışı olur.

Tepkimelerdeki enerji akışı ısı şeklinde gerçekleşir. Bildiğiniz gibi ısı, sıcaklıkları farklı maddeler arasında alınıp verilen enerjidir. Tepkime ister fiziksel ister kimyasal olsun, tepkime sırasında ısı alınır veya verilir. Isı alınmasına veya verilmesine göre de tepkimeler şöyle sınıflandırılır:

- Endotermik tepkime
- Ekzotermik tepkime

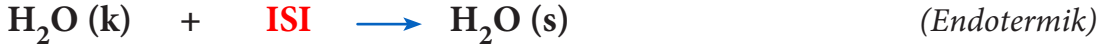
Tepkime sonunda net bir ısı kazancı varsa bu tür tepkimeler **endotermik tepkime** olarak adlandırılır. Tepkime için gerekli enerji çevreden ısı olarak alınır. Alınan ısı, tepkimede girenler kısmında gösterilir.



Görsel 1.1 Buzun erimesi

Erime ve buharlaşma gibi hâl değişim olayları, şeker ve yemek tuzunun suda çözünmesi gibi fiziksel olaylar endotermik tepkimelere örnektir.

1. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Enerji



Bazı kimyasal tepkimeler de endotermik olarak gerçekleşir. Örneğin analiz (ayırışma) tepkimeleri genellikle endotermiktir. Aşağıda suyun ve kireç taşının ayrışma tepkimeleri yer almaktadır:



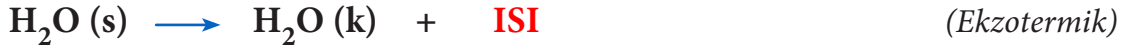
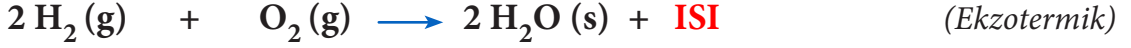
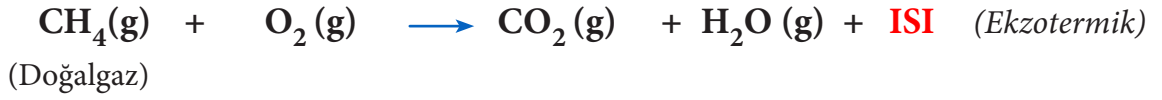
Eğer tepkimede, ihtiyaç duyulan enerjiden daha fazlası açığa çıkıyorsa bu durumda bu fazla enerji, ısı olarak çevreye verilir. Bu tür tepkimelere de **ekzotermik tepkime** denir. Ekzotermik tepkimelerde tepkime sonunda net bir ısı kaybı olur. Verilen ısı, tepkimede ürünler kısmında gösterilir.



Donma ve yoğuşma gibi hâl değişim olayları ekzotermiktir. Birçok kimyasal tepkime de ekzotermik olarak gerçekleşir. Örneğin sentez (oluşum) tepkimeleri genellikle ekzotermik tepkimelerdir. Asit-baz tepkimeleri ile yanma tepkimeleri de yine ekzotermik tepkimelerdir. Ekzotermik tepkimeler günlük yaşamımızda çok önemli bir yer tutmaktadır. Örneğin doğal gazın, odunun vb. yanma tepkimelerinde açığa çıkan ısı enerjisi sayesinde ev ve iş yerlerimiz ısınmaktadır.



Görsel 1.2 Odunun yanması



1. UYGULAMA

Aşağıda verilen tepkimelerde ısının akış yönünü ve tepkimelerin ekzotermik/endotermik olduğunu belirtiniz.

- | | |
|------------------------------------|-----------------------------------|
| a. Suyun buharlaşması | b. Kâğıdın yanması |
| c. NaCl'ün elementlerine ayrışması | d. Sud kostik -Tuz ruhu tepkimesi |

Çözüm:

- Su buharlaşırken çevresinden ısı alır. Bu nedenle endotermik bir tepkimedir.
- Kâğıt yanarken çevresine ısı verir. Ekzotermik bir tepkimedir.
- NaCl'ün elementlerine ayrışması için tepkimenin ısı alması gerekmektedir. Bu nedenle endotermik bir tepkimedir.
- Bu bir asit-baz tepkimesidir. Tepkime gerçekleşirken çevresine ısı aktarır. Bu nedenle ekzotermik bir tepkimedir.

Özetle, fiziksel veya kimyasal tepkimeler gerçekleşirken ya çevresinden enerji alır ya da çevresine enerji verir. Bu enerji değişimi ısı alışverişi şeklinde gerçekleşir. Peki, tepkimelerde alınan veya verilen ısı miktarı nasıl hesaplanır?

1.2. OLUŞUM ENTALPİSİ

1.2.1. STANDART OLUŞUM ENTALPİSİ VE TEPKİME ENTALPİSİ

Tepkime Entalpi

Kimyasal tepkimelerin çoğu sabit basınç altında genellikle açık hava basıncında gerçekleşmektedir. Örneğin beher, erlen gibi ağzı açık kaplarda gerçekleştirilen tepkimeler açık havada gerçekleştiğinden bu tepkimelerde basınç sabittir. Sabit basınç altında gerçekleşen tepkimeler çok yaygın olduğundan bu tür tepkimelerdeki enerji değişimi özel olarak entalpi şeklinde adlandırılmaktadır.

Entalpi, maddelerin sahip olduğu toplam enerjiyi temsil eder. Ancak bir maddenin sahip olduğu toplam enerji miktarını yani entalpi değerini ölçmek oldukça zordur. Bu nedenle kimyasal tepkimelerde entalpi değişiminden bahsedilir. Tepkimelerde enerji, ısı olarak alınıp verildiğinden, **entalpi değişimi** de, tepkime sonunda çevreden ne kadar ısı alındığını veya çevreye ne kadar ısı verildiğini temsil eder.

Kimyasal tepkimelerin tamamında entalpi değişimi gözlenir. Kimyasal bir tepkimede entalpi değişimi şunlara bağlıdır;

- **Tepkimeye giren maddelerin miktarına**
- **Sıcaklığa**
- **Basınca**

Bir tepkimede entalpi değişiminden bahsedildiğinde tepkime denkleminde maddelerin hangi hâllerde olduğu belirtilmelidir. Çünkü maddeler farklı fiziksel hâldeyken entalpi değişimi de farklı olur.

Entalpi değişimi “ ΔH ” sembolü ile gösterilir. Birimi kJ’dür. Entalpi değişimi tepkimeye giren maddelerin entalpileri toplamı ile ürünlerin entalpileri toplamı arasındaki farktır. Diğer bir ifadeyle tepkimenin ilk başlangıcı ile son durumu arasındaki enerji farkıdır.

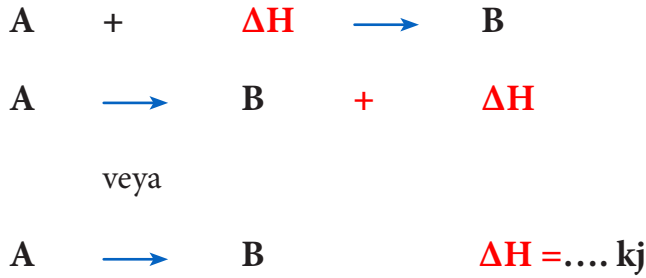
$$\Delta H = \sum \Delta H_{\text{ürünler}} - \sum \Delta H_{\text{girenler}}$$

Entalpi değişimi Ürünlerin entalpileri toplamı Girenlerin entalpileri toplamı

Belirli sıcaklık ve basınç değerlerinde tepkimenin entalpi değişimi **tepkime entalpisi** olarak adlandırılır.

$$\Delta H = \text{Entalpi değişimi} = \text{Tepkime entalpisi}$$

Entalpi değişimi tepkime denkleminde girenler kısmına da, ürünler kısmına da yazılabilir veya denklemde yer verilmeden ayrı bir yerde sayısal değeri de yazılabilir. Denklemde yer verilecekse ekzotermik tepkimelerde ürünler kısmında, endotermik tepkimelerde ise girenler kısmında gösterilir.

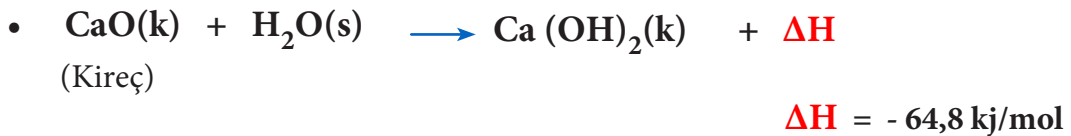


Ekzotermik tepkimelerde çevreye ısı verildiğinden, ΔH değeri negatiftir. Endotermik tepkimelerde ise ısı alındığından bu değer pozitiftir.

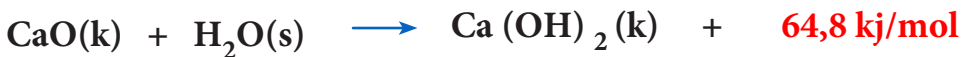
$$\text{Ekzotermik tepkime: } \Delta H < 0$$

$$\text{Endotermik tepkime: } \Delta H > 0$$

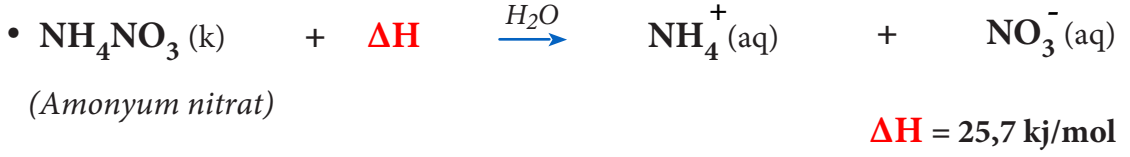
Örneğin sönmemiş kirecin suyla tepkimesi ekzotermik, amonyum nitrat tuzunun suda çözünmesi endotermiktir. Bu tepkimelerin denklemleri ile belirli basınç ve sıcaklıktaki entalpi değişimleri aşağıda verilmiştir:



veya



1. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Enerji



veya



Standart Oluşum Entalpisi

Kimyasal bir tepkimenin sıcaklık ve basınç koşulları değiştiğinde tepkime entalpisi de değişir. Bu nedenle tepkimelerin entalpi değişimlerini karşılaştırmak için standart şartlar belirlenmiştir. 1 atmosfer basınç ve 25 °C sıcaklığı (oda sıcaklığı) standart şartlar olarak kabul edilmiştir. Standart şartlardaki tepkime entalpisi ise **standart tepkime entalpisi** olarak ifade edilmektedir. Kimyasal bir tepkimenin standart şartlardaki entalpi değişimi yani tepkime entalpisi “ ΔH° ” sembolü ile gösterilmektedir.



BİLGİ KUTUSU

Standart tepkime entalpisi ölçülürken, tepkimeye giren maddeler standart şartlara getirilir ve tepkime başlatılır. Ancak tepkime esnasındaki enerji değişiminden dolayı bu koşullar değişir ve standart şartlardan farklı koşullarda ürünler elde edilir. Fakat sistem tekrar standart koşullara getirilir ve tepkimedeki entalpi değişimi ölçülür.

Standart şartlarda, bileşiklerin elementlerinden oluşması tepkimelerindeki entalpi değişimi **standart oluşum entalpisi** olarak adlandırılır. Standart oluşum entalpisi $\Delta H_{\text{ol}}^\circ$ sembolü ile gösterilir. Sembolde üst indis olarak verilen “ $^\circ$ ” işareti standart şartları, alt indiste yer alan “ol” ise oluşum sözcüğünün kısaltması olup, maddenin elementlerinden oluştuğu anlamını taşır.

$\Delta H^\circ \Rightarrow$ Standart tepkime entalpisi

$\Delta H_{\text{ol}}^\circ \Rightarrow$ Standart oluşum entalpisi

Standart oluşum entalpisi;

- sıcaklığın 25 °C' ta tutulduğunu,
- basıncın 1 atmosfer olduğunu,
- entalpi değişiminin, bileşiğin 1 molü için ölçüldüğünü belirtir.

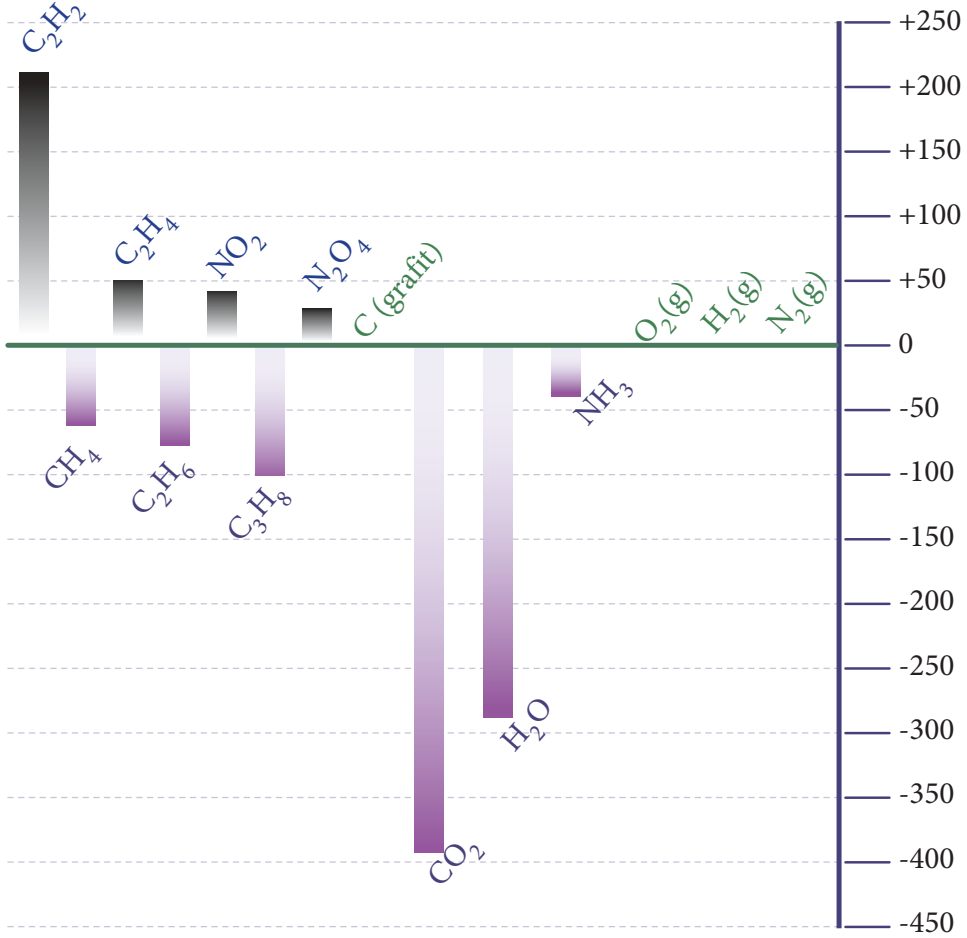
Elementlerin standart şartlarda ve o şartlardaki kararlı hâllerinde, oluşum entalpileri göreceli olarak sıfır kabul edilmektedir. Örneğin H₂, O₂, N₂ standart şartlarda gaz hâlde bulunduğundan bu elementlerin oluşum entalpileri sıfır kabul edilir. Ancak standart şartlarda brom sıvı, iyot katı hâlde kararlı olduğundan bu elementlerin gaz hâllerinin oluşum entalpileri sıfırdan farklıdır. Aşağıdaki tabloda bazı elementlerin ve bileşiklerin 1 mollerinin standart oluşum entalpileri yer almaktadır:

Madde	ΔH_{ol}° (kJ/mol)	Madde	ΔH_{ol}° (kJ/mol)
O ₂ (g)	0	CO (g)	-110,5
O ₃ (g)	142	CO ₂ (g)	-393,5
N ₂ (g)	0	CaO (k)	-635,5
I ₂ (g)	62,4	CaCO ₃ (k)	-1207
I ₂ (k)	0	Ca(OH) ₂ (k)	-986,09
NO ₂ (g)	33,85	H ₂ O (g)	-241,8
NO (g)	90,37	H ₂ O (s)	-285,8
HCN (g)	130,5	SO ₂ (g)	-296,8
CH ₄ (g)	-74,86	SO ₃ (g)	-395,7
NH ₃ (g)	-46,19	NaCl (k)	-411,2
HCl (g)	- 92,31	C ₂ H ₅ OH (s)	-277,6

Tablo 1.1 Bazı maddelerin standart oluşum entalpileri

1. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Enerji

Aşağıdaki grafikte bazı bileşiklerin standart oluşum entalpileri karşılaştırılmıştır.



Grafik 1.1 Bazı maddelerin standart oluşum entalpileri

Oluşum Entalpisinden Tepkime Entalpsi Hesaplamaları

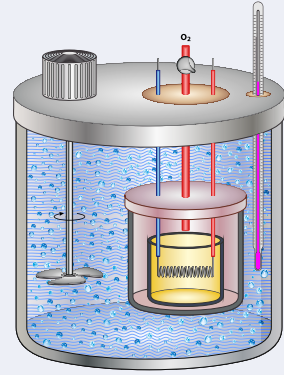
Tepkimelerdeki entalpi değişimlerinin bilinmesi günlük hayatta bir çok avantaj sağlamaktadır. Örneğin eşit miktarlardaki doğal gaz ve kömür için, doğal gazın yanma tepkimesinde açığa çıkan ısı, kömürün yanmasında açığa çıkan ısıdan fazladır. Bu anlamda doğal gaz, kömüre göre daha iyi bir yakıttır. Bu nedenle tepkime entalpilerinin bilinmesi önemlidir.

Tepkimelerdeki entalpi değişimi kalorimetre kaplarıyla ölçülür.



BİLGİ KUTUSU

Kalorimetre kabı çevreyle ısı alışverişi olmayacak şekilde yalıtılmış iç içe iki kaptan oluşur. İki kap arasında sıvı bulunur. İçteki kapta ise tepkime gerçekleşir. İçteki kapta meydana gelen fiziksel veya kimyasal değişim sırasında sıvıdan ısı alınır veya sıvıya ısı verilir. Alınan veya verilen ısının sıvının sıcaklığını ne kadar arttırdığı veya azalttığı ölçülerek tepkime entalpsi hesaplanır.



Görsel 1.3 Kalorimetre kabı

Tepkime entalpileri kalorimetre kaplarıyla ölçülebileceği gibi tepkimedeki maddelerin standart oluşum entalpileri kullanılarak da hesaplanabilir. Eğer tepkime oluşum (sentez) tepkimesi ise yani bileşiğin elementlerinden oluşması tepkimesi ise standart tepkime entalpsi, bileşiğin standart oluşum entalpisine eşittir.

Su ve azot dioksit bileşikleri için standart oluşum entalpileri aşağıda gösterilmiştir:



Eğer tepkime oluşum tepkimesinden farklı bir tepkimeyse örneğin asit-baz tepkimesiyse bu durumda standart tepkime entalpsi, tepkimede yer alan maddelerin standart oluşum entalpileri kullanılarak hesaplanır.

Konu başında da belirtildiği gibi ürünlerin toplam tepkime entalpilerinden, girenlerin toplam tepkime entalpileri çıkarıldığında tepkime entalpsi elde edilir. Standart şartlarda, ürünlerin veya girenlerin toplam tepkime entalpsi ise ürünlerin veya girenlerin standart oluşum entalpileri toplanarak elde edilir.

$$\Delta H_{\text{tepkime}}^{\circ} = \sum \Delta H_{\text{ol}}^{\circ} (\text{ürünler}) - \sum \Delta H_{\text{ol}}^{\circ} (\text{girenler})$$

1. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Enerji

Standart oluşum entalpisi için verilen değerler 1 mol element veya bileşik için verilen değerlerdir.

Örnek

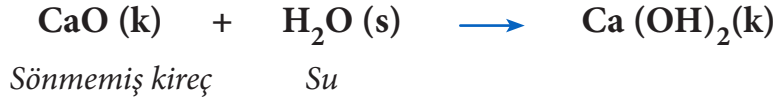
Sönmemiş kirecin suyla tepkimesinin standart tepkime entalpisini hesaplayalım.

$$(\Delta H_{ol}^{\circ} \text{CaO}(k) = -635,5 \text{ kJ/mol})$$

$$\Delta H_{ol}^{\circ} \text{H}_2\text{O}(s) = -285,8 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{ol}^{\circ} \text{Ca(OH)}_2(k) = -986,09 \text{ kJ/mol}$$

- Tepkime denklemi aşağıdaki gibidir:



- Tepkimeye girenlerin ve ürünlerin standart oluşum entalpileri toplamı aşağıdaki gibidir:

$$\begin{aligned} \Sigma \Delta H_{ol}^{\circ} (\text{Girenler}) &= \Delta H_{ol}^{\circ} \text{CaO}(k) + \Delta H_{ol}^{\circ} \text{H}_2\text{O}(s) \\ &= -635,5 \text{ kJ} + (-285,8 \text{ kJ}) \\ &= -921,3 \text{ kJ} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \Sigma \Delta H_{ol}^{\circ} (\text{Ürünler}) &= \Delta H_{ol}^{\circ} \text{Ca(OH)}_2(k) \\ &= -986,09 \text{ kJ} \end{aligned}$$

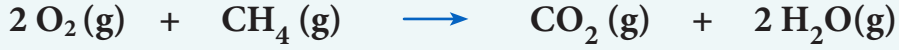
- Tepkimenin standart tepkime entalpisi aşağıdaki gibi hesaplanır:

$$\begin{aligned} \Delta H_{tepkime}^{\circ} &= \Sigma \Delta H_{ol}^{\circ} (\text{ürünler}) - \Sigma \Delta H_{ol}^{\circ} (\text{girenler}) \\ &= -986,09 \text{ kJ} - (-921,3 \text{ kJ}) \\ &= -64,8 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Tepkimelerde element veya bileşiklerin miktarı 1 molden farklıysa tepkime entalpisini hesaplarken, standart oluşum entalpi değerleri maddelerin mol sayılarıyla çarpılarak işlem yapılır. Örneğin karbon monoksit gazının standart oluşum entalpisi $-110,5 \text{ kJ/mol}$ 'dür. Tepkimede 2 mol karbon monoksit gazı kullanılıyorsa oluşum entalpisi 2 ile çarpılır ve karbon monoksitin entalpi değeri $2 \times -110,5 \text{ kJ} = -221 \text{ kJ}$ olur.



2. UYGULAMA



Yukarıdaki tepkimenin standart entalpi değişimini hesaplayınız. Tepkimenin ekzotermik veya endotermik olduğunu belirtiniz.

$$\Delta H_{\text{ol}}^{\circ} \text{H}_2\text{O} (\text{g}) \cong -240 \text{ kJ/mol},$$

$$\Delta H_{\text{ol}}^{\circ} \text{CH}_4 (\text{g}) \cong -74 \text{ kJ/mol},$$

$$\Delta H_{\text{ol}}^{\circ} \text{CO}_2 (\text{g}) \cong -393 \text{ kJ/mol},$$

$$\Delta H_{\text{ol}}^{\circ} \text{O}_2 (\text{g}) \cong 0 \text{ kJ/mol}$$

Çözüm:

$$\begin{aligned} \Sigma \Delta H_{\text{ol}}^{\circ} (\text{girenler}) &= (2 \text{ mol O}_2 \times \Delta H_{\text{ol}}^{\circ} (\text{O}_2)) + (1 \text{ mol CH}_4 \times \Delta H_{\text{ol}}^{\circ} (\text{CH}_4)) \\ &= (2 \text{ mol} \times 0 \text{ kJ/mol}) + (1 \text{ mol} \times (-74 \text{ kJ/mol})) \\ &= 0 \text{ kJ} + (-74 \text{ kJ}) \\ &= -74 \text{ kJ} \end{aligned}$$

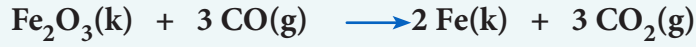
$$\begin{aligned} \Sigma \Delta H_{\text{ol}}^{\circ} (\text{ürünler}) &= (1 \text{ mol CO}_2 \times \Delta H_{\text{ol}}^{\circ} (\text{CO}_2)) + (2 \text{ mol H}_2\text{O} \times \Delta H_{\text{ol}}^{\circ} (\text{H}_2\text{O})) \\ &= (1 \text{ mol} \times (-393 \text{ kJ/mol})) + (2 \text{ mol} \times (-240 \text{ kJ/mol})) \\ &= -873 \text{ kJ} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \Delta H^{\circ} &= \Sigma \Delta H_{\text{ol}}^{\circ} (\text{ürünler}) - \Sigma \Delta H_{\text{ol}}^{\circ} (\text{girenler}) \\ &= (-873 \text{ kJ}) - (-74 \text{ kJ}) \\ &= -799 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Tepkime entalpisi negatif bir değer olduğundan, tepkime ekzotermiktir.



3. UYGULAMA



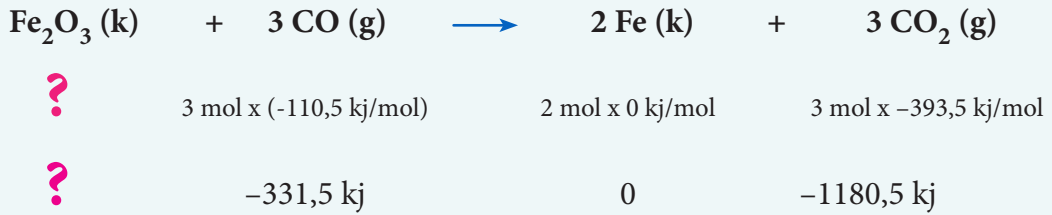
tepkimesinin standart tepkime entalpisi yaklaşık -25 kJ olduğuna göre $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{k})$ 'in standart oluşum entalpisini hesaplayınız.

$$\Delta H_{\text{ol}}^{\circ} \text{CO}_2(\text{g}) = -393,5 \text{ kJ/mol} ;$$

$$\Delta H_{\text{ol}}^{\circ} \text{CO}(\text{g}) = -110,5 \text{ kJ/mol}$$

Çözüm:

$$\Delta H_{\text{tepkime}}^{\circ} = \Sigma \Delta H_{\text{ol}}^{\circ} (\text{ürünler}) - \Sigma \Delta H_{\text{ol}}^{\circ} (\text{girenler})$$



$$\Delta H_{\text{tepkime}}^{\circ} = \Sigma \Delta H_{\text{ol}}^{\circ} (\text{ürünler}) - \Sigma \Delta H_{\text{ol}}^{\circ} (\text{girenler})$$

$$-25 \text{ kJ} = (-1180,5 \text{ kJ} + 0) - (\Delta H_{\text{ol}}^{\circ} \text{Fe}_2\text{O}_3 + (-331,5 \text{ kJ}))$$

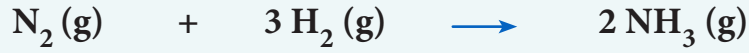
$$-25 \text{ kJ} = -1180,5 \text{ kJ} - \Delta H_{\text{ol}}^{\circ} \text{Fe}_2\text{O}_3 + 331,5 \text{ kJ}$$

$$-25 \text{ kJ} = -849 \text{ kJ} - \Delta H_{\text{ol}}^{\circ} \text{Fe}_2\text{O}_3$$

$$\Delta H_{\text{ol}}^{\circ} \text{Fe}_2\text{O}_3 = -824 \text{ kJ}$$



4. UYGULAMA

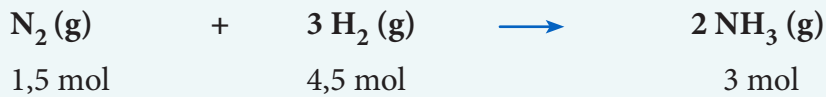


Yukarıdaki tepkime denkleminde göre 51 gram amonyak oluşması sırasındaki entalpi değişimini tepkimedeki maddelerin standart oluşum entalpilerini kullanarak hesaplayınız. Tepkimenin endotermik/ekzotermik olduğunu belirtiniz.

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{ol NH}_3}^{\circ} &\cong -46 \text{ kJ/mol} \\ \text{NH}_3 &\cong 17 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

Çözüm:

- 17 g NH₃ ⇒ 1 mol ise
51 g NH₃ ⇒ 3 mol'dür.
- 3 mol NH₃ oluşması için 1,5 mol N₂ ve 4,5 mol H₂ harcanır.

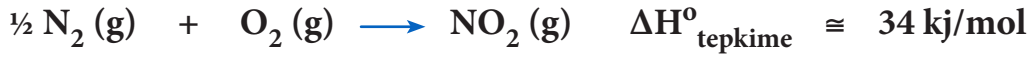


- $\Delta H_{\text{tepkime}}^{\circ} = \Sigma \Delta H_{\text{ol}}^{\circ} (\text{ürünler}) - \Sigma \Delta H_{\text{ol}}^{\circ} (\text{girenler})$
 $= 3 \text{ mol NH}_3 \times (-46 \text{ kJ/mol}) - (0 \text{ kJ N}_2 + 0 \text{ kJ H}_2)$
 $= -138 \text{ kJ}$
- Tepkime entalpisi negatif bir değer olduğundan, tepkime ekzotermik bir tepkimedir.

1. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Enerji

Tepkime Entalpisine İlişkin Elektronik Tablolama Programı Kullanımı

Elektronik tablolama programı kullanarak madde miktarı ile tepkime entalpsi ilişkisini grafik üzerinde gösterebiliriz. Örneğin aşağıdaki tepkimede O₂'in mol sayısı 1 molden 3 mole kadar 0,5'er mol artırıldığında tepkime entalpsinin nasıl değiştiğini irdeleyelim ve bu değişimi elektronik tablolama programı kullanarak grafik üzerinde gösterelim:



- İlk önce O₂'in istenilen mol sayıları için tepkime entalpsi hesaplayalım:

1 mol O₂ harcandığında \Rightarrow tepkime entalpsi 34 kJ'dür.

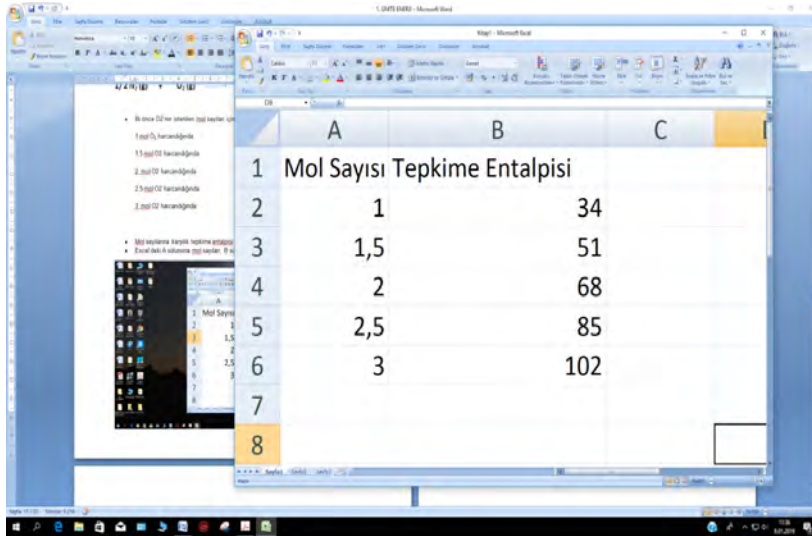
1,5 mol O₂ harcandığında \Rightarrow tepkime entalpsi $1,5 \times 34 = 51$ kJ'dür.

2 mol O₂ harcandığında \Rightarrow tepkime entalpsi $2 \times 34 = 68$ kJ'dür.

2,5 mol O₂ harcandığında \Rightarrow tepkime entalpsi $2,5 \times 34 = 85$ kJ'dür.

3 mol O₂ harcandığında \Rightarrow tepkime entalpsi $3 \times 34 = 102$ kJ'dür.

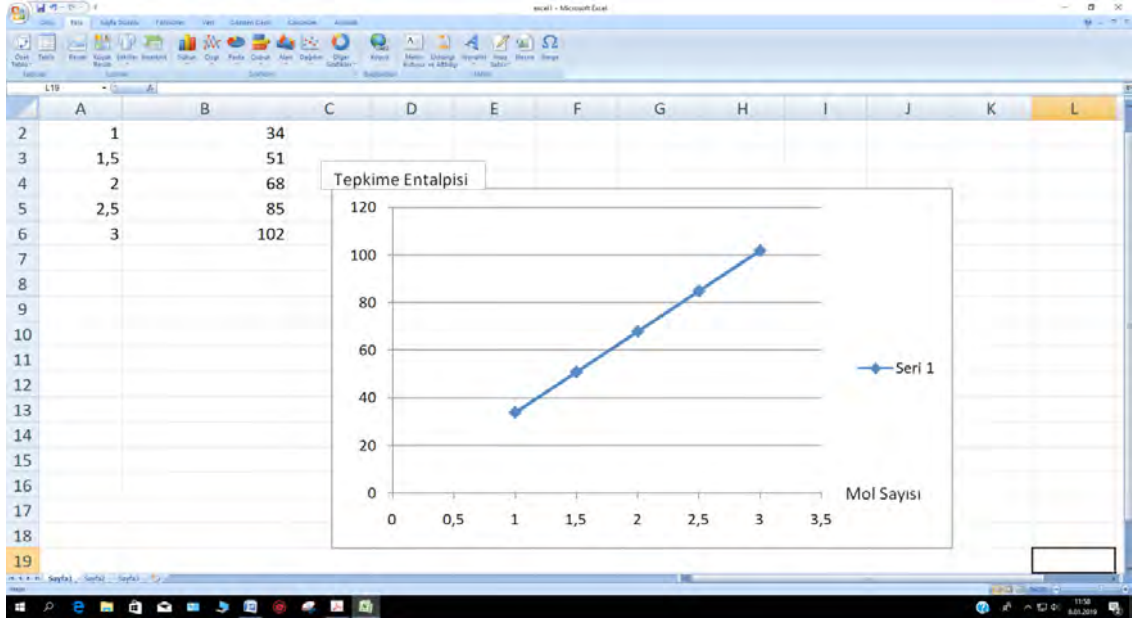
- Mol sayılarına karşılık tepkime entalpsi grafiği oluşturmak için "Excel" programını açalım.
- Excel'deki A sütununa mol sayılarını, B sütununa ise tepkime entalpsi değerlerini girelim.



The screenshot shows a Microsoft Excel spreadsheet with the following data:

	A	B	C
1	Mol Sayısı Tepkime Entalpsi		
2	1	34	
3	1,5	51	
4	2	68	
5	2,5	85	
6	3	102	
7			
8			

- Girilen değerleri seçerek “Ekle” butonuna basalım. Açılan penceredeki “Grafik” ikonundan XY Dağılım grafiği seçildiğinde grafik oluşur. X sütununa “Mol Sayısı” Y sütununa “Tepkime Entalpisi” adını verelim.



- Grafikten de anlaşılacağı gibi madde miktarı arttıkça tepkime entalpisi de aynı oranda artar.

5. UYGULAMA

Elektronik tablolama programı kullanarak aşağıdaki tepkimede karbonun farklı mol sayıları için tepkime entalpisini hesaplayınız. Ardından mol sayısına karşılık tepkime entalpisi grafiği oluşturunuz.



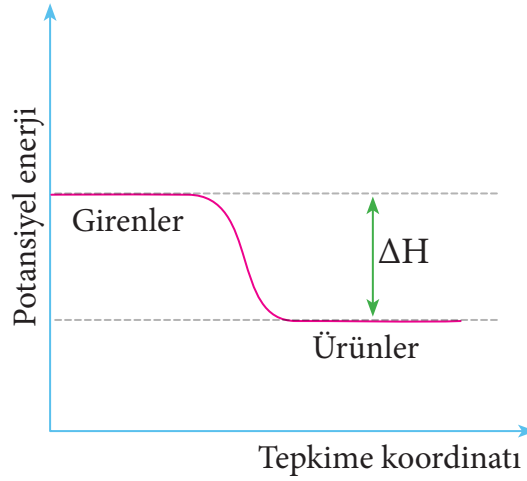
Potansiyel Enerji- Tepkime Koordinatı Grafiği

Maddelerin atom, molekül ve iyon denilen taneciklerden oluştuğunu ve bu tanecikler arasında kimyasal bağın bulunduğunu biliyoruz. Kimyasal bağların sahip olduğu enerjiye **kimyasal potansiyel enerji** denir. Kimyasal tepkimelerde var olan kimyasal bağlar kırılıp farklı kimyasal bağlar oluştuğundan tepkimelerdeki potansiyel enerji miktarı değişir.

1. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Enerji

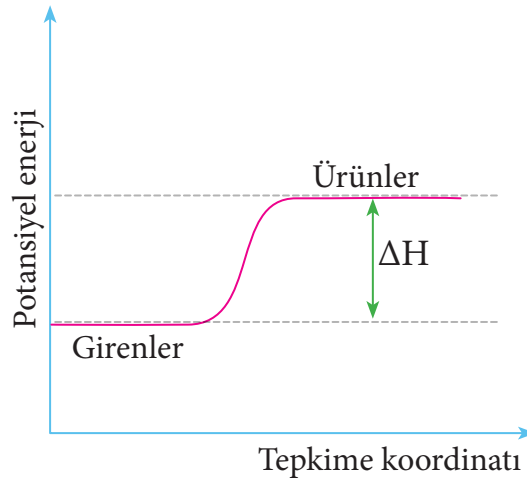
Tepkimenin tamamı düşünüldüğünde bağların kırılması sırasında alınan enerji, yeni bağların oluşumu sırasında verilen enerjiye eşit değildir. Bu nedenle kimyasal tepkimelerde potansiyel enerjinin değişimine bağlı olarak entalpi değişimi gerçekleşir.

Aşağıdaki grafiklerde ekzotermik ve endotermik tepkimelerde potansiyel enerjiye bağlı entalpi değişimi yer almaktadır:



Grafik 1.2 Ekzotermik tepkimelerde potansiyel enerji-tepkime koordinatı grafiği

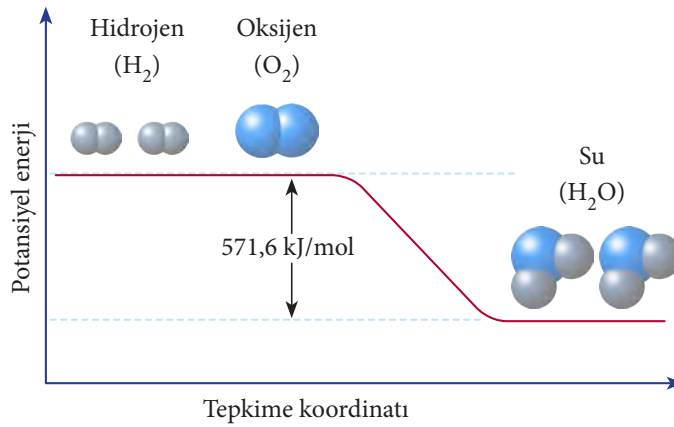
Grafikte de görüldüğü gibi ekzotermik tepkimelerde tepkimeye giren maddelerin toplam potansiyel enerjisi ürünlerin toplam potansiyel enerjisinden fazladır. Potansiyel enerjileri arasındaki fark tepkime entalpisine eşittir. Ürünlerin potansiyel enerjisi daha az olduğundan tepkime entalpisini, ΔH , negatif değere sahiptir.



Grafik 1.3 Endotermik tepkimelerde potansiyel enerji-tepkime koordinatı grafiği

Endotermik tepkimelerde ise durum tam tersidir. Tepkimeye giren maddelerin toplam potansiyel enerjisi, ürünlerin toplam potansiyel enerjisinden daha azdır. Bu nedenle ürünlerin potansiyel enerjisinden girenlerin potansiyel enerjisi çıkarıldığında elde edilen değer yani tepkime entalpisi, pozitif bir değerdir.

Suyun oluşum tepkimesi için potansiyel enerji-tepkime koordinatı grafiği aşağıdaki gibidir:



Grafiğe göre;

- Suyun potansiyel enerjisi suyu oluşturan elementlerin potansiyel enerjisinden daha düşüktür.
- Suyun ve suyu oluşturan elementlerin potansiyel enerjileri arasındaki fark $- 571,6 \text{ kJ}$ 'dür.
- Bu değer tepkime entalpisine eşittir. Yani tepkime entalpisi $- 571,6 \text{ kJ/mol}$ 'dür.
- Tepkime entalpisi negatif bir değer olduğundan suyun oluşum tepkimesi ekzotermik bir tepkimedir.

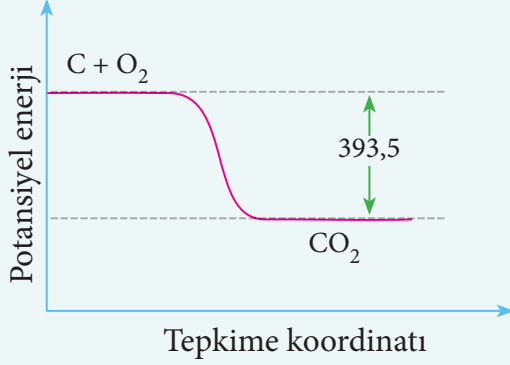
Tepkime denklemi ve tepkime entalpisi aşağıdaki gibidir :



$$\Delta H^0 = - 571,6 \text{ kJ}$$



6. UYGULAMA



Grafiğe göre;

- Tepkime entalpisini hesaplayınız.
- Tepkimenin endotermik/ekzotermik olduğunu belirtiniz.
- Tepkime denklemini yazınız.

Çözüm:

- $\Delta H_{\text{tepkime}} = - 393,5 \text{ kJ}'\text{dür.}$
- Ürünlerin potansiyel enerjisi daha az olduğundan tepkime ekzotermiktir.
- $\text{C (k) + O}_2 \text{ (g)} \longrightarrow \text{CO}_2 \text{ (g)} + 393,5 \text{ kJ}$

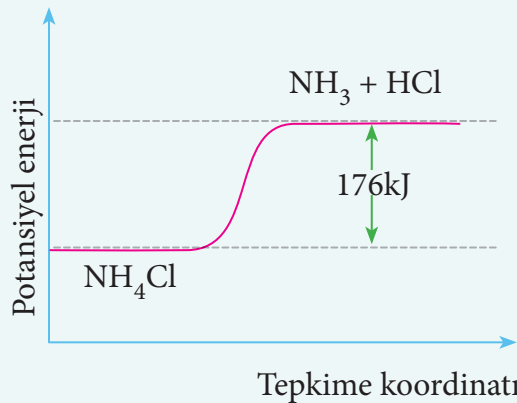


7. UYGULAMA



tepkimesinin potansiyel enerji-tepkime koordinatı grafiğini çiziniz.

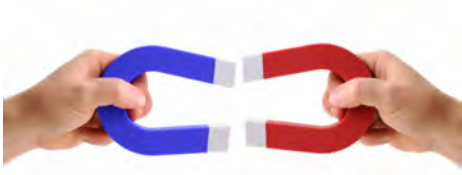
Çözüm:



1.3. BAĞ ENERJİLERİ

1.3.1. BAĞ ENERJİLERİ VE TEPKİME ENTALPİSİ

Kimyasal bağlarda enerji depolandığını ve depolanan bu enerjinin kimyasal potansiyel enerji olduğunu öğrendik. Ayrıca tepkime sürecinde kimyasal bağların kırıldığını, yeni bağların oluştuğunu ve bu esnada enerji değişimi gerçekleştiğini biliyoruz. Buna göre, tepkimeye giren maddelerdeki mevcut bağların ve ürünlerdeki oluşacak bağların enerjisi bilindiğinde tepkimedeki enerji değişimini de bilmek mümkündür.



Görsel 1.4 Birbirini çeken mıknatısları ayırma

Tanecikler arasındaki bağı koparmak için bağa enerji verilmesi gerekir. Bu durumu, birbirini çeken bir çift mıknatısı birbirinden ayırmak için güç harcamamıza benzetebiliriz. Yeni bir kimyasal bağ oluştuğunda ise oluşan bağdan çevreye enerji aktarılır. Buna göre bağ oluşumu ekzotermik, bağın kırılması ise endotermiktir.

İki atomu birbirinden ayırmak için ihtiyaç duyulan enerjiye **bağ enerjisi** denir. Bağ enerjisi “BE” sembolü ile gösterilir. Bağ enerjileri maddelerin 1 molü için ölçülür. Çünkü sadece bir tek molekül alınıp bağ enerjisini ölçme imkânı yoktur, ayrıca iki atom arasındaki bağ enerjisi de çok küçük bir değerdir. Bağ enerjisi değerleri, 1 mol gaz hâlindeki iki atomlu moleküllerin standart şartlarda atomlarına ayrışması için bağa verilen enerji miktarlarına göre belirlenmiştir.

Kimyasal bir bağın kırılması sırasında bağa verilen enerji ile bu bağın oluşması sırasında açığa çıkan enerji aynı miktardadır. Ancak bağın oluşması sırasında enerji açığa çıktığından entalpi değeri negatif, bağın kırılması için enerji gerektiğinden entalpi değeri pozitifdir.

Tepkime esnasında bağa verilen enerji aynı zamanda tepkime entalpisidir. Örneğin H₂ molekülünde H atomları arasındaki bağ enerjisi 436 kJ/mol'dür. Buna göre, 1 mol H₂ molekülünün atomlarına ayrışması sırasındaki entalpi değişimi de 436 kJ/mol'dür. Bu esnada 2 mol hidrojen atomu elde edilir. Bu tepkimede bağ enerjisi 1 mol H-H bağının kopması için gerekli enerjidir ve H-H bağının bağ enerjisi 436 kJ/mol'dür.



$$\Delta H^\circ = + 436 \text{ kJ/mol (Bağ kırılması)}$$

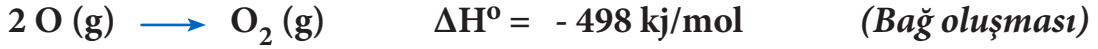
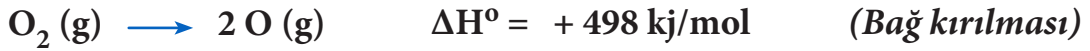
$$\text{H} \text{---} \text{H} \text{ Bağ enerjisi : } +436 \text{ kJ/mol}$$

1. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Enerji

Benzer şekilde, 1 mol hidrojen molekülü oluşumundaki entalpi değişimi de -436 kJ/mol'dür. Yani bağ oluşması ekzotermik bir olaydır.



Oksijen molekülünde ise oksijen atomları arasında çift bağ bulunur. 1 mol oksijen molekülünde oksijen atomları arasındaki çift bağı kırmak için gereken enerji 498 kJ/mol'dür. Buna göre 1 mol O_2 molekülünün oksijen atomlarına ayrışması sırasındaki tepkime entalpisi, aynı zamanda $\text{O}=\text{O}$ bağ enerjisidir.



Özetle, bağların oluşması ve kırılması esnasındaki enerji değişimi tepkimedeki entalpi değişimi kadardır. Aşağıdaki tabloda bazı bağların bağ enerjileri yer almaktadır:

Bağ	Bağ Enerjisi (kJ/mol)	Bağ	Bağ Enerjisi (kJ/mol)
H - H	436	N - N	159
H - C	413	N \equiv N	946
H - N	391	O - O	138
H - O	464	O = O	498
H - F	568	N - O	176
H - Cl	432	N = O	631
C - O	351	Cl - Cl	243
C = O	746	F - F	158
C - C	347		
C = C	612		
C \equiv C	837		

Tablo 1.2 Bağ enerjileri

Tabloda da görüldüğü gibi bağ enerjisi, atomların türüne ve bağın sayısına bağlıdır. Örneğin H-H bağının bağ enerjisi ile H-O bağının bağ enerjisi birbirinden farklıdır.

Benzer şekilde O=O bağının bağ enerjisi ile O-O bağının bağ enerjisi de birbirinden farklıdır. Bu nedenle molekülde hangi atomlar arasında kimyasal bağ bulunduğunun ve bağın tekli mi, ikili mi yoksa üçlü mü olduğunun bilinmesi gerekir. Bu da önceki yıllarda öğrendiğimiz Lewis elektron nokta formülü ile belirlenir. Bazı moleküller için Lewis elektron nokta formülünü hatırlayalım:

Molekül	Lewis formülü	Kısa gösterimi
H ₂	H:H	H-H
O ₂	:Ö::Ö:	:Ö=Ö:
N ₂	:N::N:	:N≡N:
H ₂ O	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$
NH ₃	$\begin{array}{c} \text{H}:\ddot{\text{N}}:\text{H} \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H}-\ddot{\text{N}}-\text{H} \\ \text{H} \end{array}$

Verilen örneklerdeki Lewis formüllerinden de anlaşılacağı gibi:

- H₂ molekülünde 1 tane H – H bağı,
- O₂ molekülünde 1 tane O = O bağı,
- N₂ molekülünde 1 tane N ≡ N bağı,
- H₂O molekülünde 2 tane O – H bağı,
- NH₃ molekülünde 3 tane N – H bağı bulunmaktadır.

H₂O molekülünde 2 tane O-H bağı bulunduğundan H₂O'nun bağ enerjisi O – H bağının bağ enerjisinin 2 katıdır. Benzer şekilde NH₃ molekülünde 3 tane N – H bağı bulunduğundan NH₃'ün bağ enerjisi N – H bağ enerjisinin 3 katıdır.

Bağ Enerjileri Kullanarak Tepkime Entalpisi Hesaplama

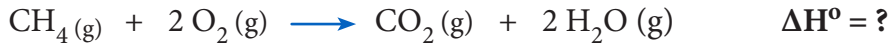
Kimyasal bir tepkimenin entalpi değişimi, standart oluşum entalpileri kullanılarak hesaplanabileceği gibi bağ enerjileri kullanılarak da hesaplanabilmektedir. Tepkime-deki enerji değişimi girenlerin toplam bağ enerjileri ile ürünlerin toplam bağ enerjileri arasındaki farktır.

1. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Enerji

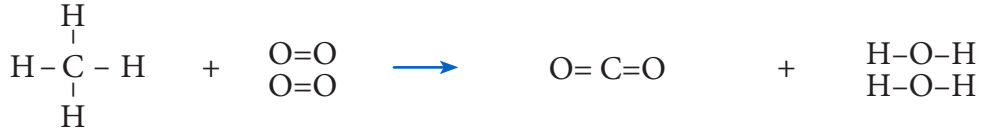
$$\Delta H^\circ \text{ tepkime} = \Sigma \text{Bağ enerjisi}_{\text{girenler}} - \Sigma \text{Bağ enerjisi}_{\text{ürünler}}$$
$$= \Sigma \text{Bağ enerjisi}_{\text{kırılan bağlar}} - \Sigma \text{Bağ enerjisi}_{\text{oluşan bağlar}}$$

Örnek

Metan gazının yanması tepkimesindeki entalpi değişimini bağ enerjilerini kullanarak hesaplayalım:



- Tepkime, bağları gösterilecek şekilde aşağıdaki gibi yazılabilir:



- Tepkimede, tepkimeye giren maddelerdeki bağlar kırılmış, ürünler de ise yeni bağlar oluşmuştur. Kırılan ve oluşan bağlar ile bu bağların bağ enerjileri aşağıdaki gibidir:

$$BE_{\text{C-H}} = 414 \text{ kJ/mol}$$

$$BE_{\text{O=O}} = 498 \text{ kJ/mol}$$

$$BE_{\text{C=O}} = 803 \text{ kJ/mol}$$

$$BE_{\text{H-O}} = 464 \text{ kJ/mol}$$

Kırılan Bağlar	Bağ sayısı	Bağ enerjileri (kJ/mol)	Toplam enerji
C-H	4 mol	414	4 x 414
O=O	2 mol	498	+ 2 x 498
			<hr/>
			2652 kJ
Oluşan Bağlar	Bağ sayısı	Bağ enerjileri (kJ/mol)	Toplam enerji
C=O	2 mol	803	2 x 803
H-O	4 mol	464	+ 4 x 464
			<hr/>
			3462 kJ

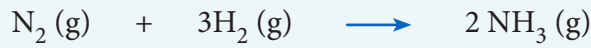
- Tepkimedeki net enerji değişimi bağ enerjilerini kullanarak aşağıdaki gibi hesaplanır:

$$\begin{aligned}
 \Delta H^{\circ}_{\text{tepkime}} &= \Sigma \text{Bağ enerjisi}_{\text{girenler}} - \Sigma \text{Bağ enerjisi}_{\text{ürünler}} \\
 &= \Sigma BE_{\text{kırılan bağlar}} - \Sigma BE_{\text{oluşan bağlar}} \\
 &= 2652 \text{ kJ} - 3462 \text{ kJ} \\
 &= -810 \text{ kJ}
 \end{aligned}$$

- Tepkime entalpisi negatif bir değer olduğundan tepkime ekzotermik bir tepkimedir ve tepkime sırasında 810 kJ enerji açığa çıkmıştır.



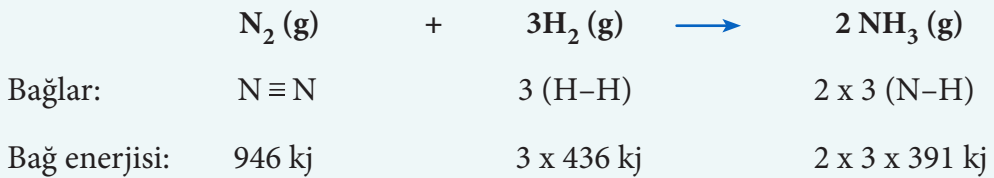
8. UYGULAMA



Yukarıdaki tepkimedeki;

- N_2 molekülünde azot atomları arasındaki bağ enerjisi 946 kJ/mol,
- H_2 molekülünde hidrojen atomları arasındaki bağ enerjisi 436 kJ/mol,
- NH_3 molekülünde azot ve hidrojen atomları arasındaki bağ enerjisi 391 kJ/mol ise **tepkimenin entalpisi kaç kJ'dür?**

Çözüm:



$$\begin{aligned}
 \Delta H^{\circ}_{\text{tepkime}} &= \Sigma \text{Bağ enerjisi}_{\text{kırılan bağlar}} - \Sigma \text{Bağ enerjisi}_{\text{oluşan bağlar}} \\
 &= (BE_{\text{N} \equiv \text{N}} + BE_{\text{H}-\text{H}}) - (BE_{\text{N}-\text{H}}) \\
 &= (946 \text{ kJ} + 3 \times 436 \text{ kJ}) - (2 \times 3 \times 391 \text{ kJ}) \\
 &= (946 \text{ kJ} + 1308 \text{ kJ}) - 2346 \text{ kJ} \\
 &= -92 \text{ kJ}
 \end{aligned}$$

1.4. TEPKİME ISILARININ TOPLANABİLİRLİĞİ

1.4.1. HESS YASASI

Bazı durumlarda tepkime entalpisini doğrudan ölçmek oldukça zordur. Örneğin tepkime çok uzun sürede gerçekleşebilir veya tepkimede elde edilmesi beklenen ürünlerin yanı sıra istenmeyen yan ürünler oluşabilir. Bu tür tepkimelerde tepkime entalpsi, diğer tepkimelerin entalpileri kullanılarak hesaplanabilir. Tepkime ısılarını toplamaya dayalı bu yöntem **Hess Yasası** olarak bilinir. Bu yasaya göre;

- Bir tepkimedeki entalpi değişimi tepkime sürecinden bağımsızdır. Yani tepkime ister tek basamakta ister birçok basamakta gerçekleşsin tepkime entalpsi aynıdır.
- Entalpileri bilinen tepkimelerin entalpileri kullanılarak entalpsi bilinmeyen tepkimenin entalpsi hesaplanır.
- Tepkime iki veya daha fazla tepkimenin toplamından elde ediliyorsa bu tepkimelerin entalpilerini toplayarak asıl tepkimenin entalpsi elde edilir.

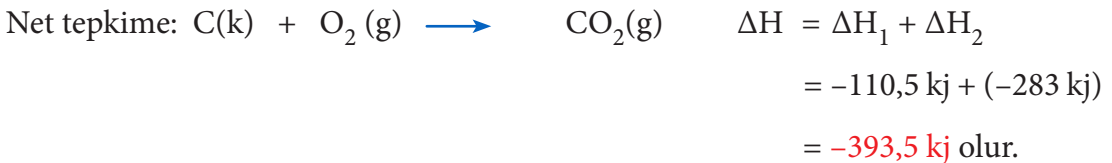
Örnek



Karbonun yanma tepkimesi aşağıda yer alan ara basamak tepkimelerin toplamından da elde edilir. Tepkime entalpsi, ara basamak tepkimelerin entalpileri toplamına eşittir.



+



- Net tepkimeyi elde etmek için ara basamak tepkime ters çevriliyorsa tepkime entalpisinin işareti değişir.

Örnek



- Ara basamak tepkime herhangi sayıyla çarpılır veya bölünürse tepkime entalpi si de aynı sayıyla çarpılır veya bölünür.

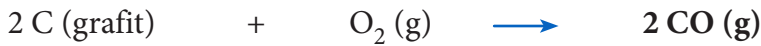
Örnek



x 2



Hess Yasası'nı kullanarak karbonun yanması sonucu karbon monoksit oluşması tepkimesindeki entalpi değişimini hesaplayalım:

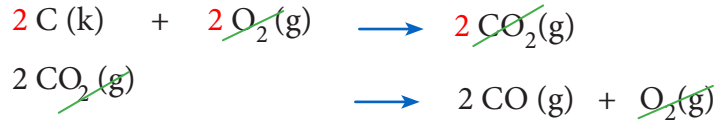


Bu tepkimenin entalpi değişimini doğrudan hesaplamak oldukça zordur çünkü tepkime sırasında karbon monoksit oluştuğunda karbon monoksit oksijenle tepkimeye girerek karbon dioksit dönüşür. Ortamda yeterince oksijen varsa tepkime sonunda sadece karbon dioksit gazı elde edilir. Tepkime entalpi si de karbondioksit gazının entalpi değeridir. Ancak oksijen miktarı yetersizse bu durumda tepkime tamamlandığında karbon dioksit ve karbon monoksit karışımı elde edilir. Tepkime entalpi si ise bu ürünlerin karışımının entalpi değerleridir. Karbon ve oksijenden sadece karbon monoksit oluşumu tepkimesinin entalpi değişimini hesaplamak için tepkimenin iki basamakta gerçekleştiğini farz edelim:

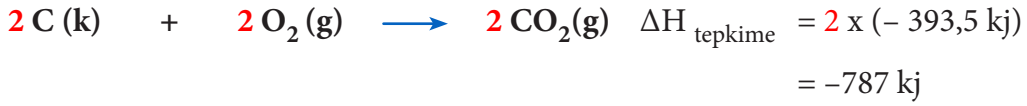
1. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Enerji



İlk tepkime 2 ile çarpılıp, 2. tepkime ise ters çevrilirse ve elde edilen tepkimeler toplanırsa net tepkime karbon ve oksijenden karbon monoksit oluşumu tepkimesi olur:



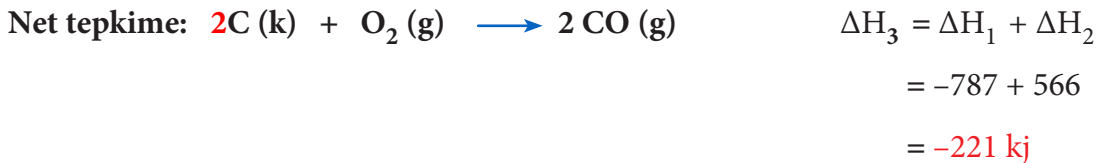
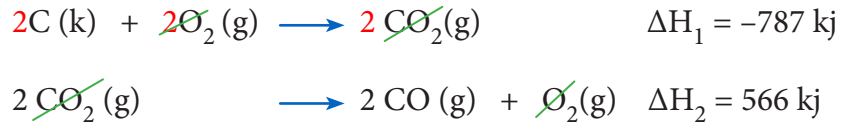
Hess Yasası'na göre net tepkimenin entalpi değişimi de bu iki tepkimenin entalpilerinin toplamına eşittir. İlk tepkime 2 katsayısı ile çarpıldığında entalpi değişimi 2 katına çıkar:



İkinci tepkime ters çevrildiğinde entalpi değişimi (-1) ile çarpılır:

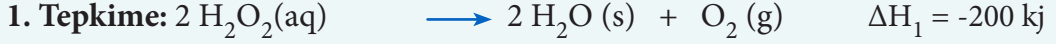


Bu iki tepkime toplandığında net tepkime elde edildiğinden, net tepkimenin entalpisi de bu iki tepkimenin entalpileri toplamına eşit olur:

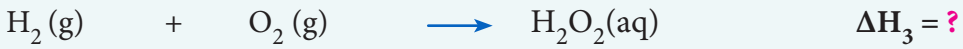




9. UYGULAMA

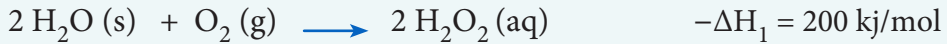


Yukarıda verilen tepkime entalpilerinden yararlanarak aşağıdaki tepkimenin entalpi değişimini hesaplayınız.

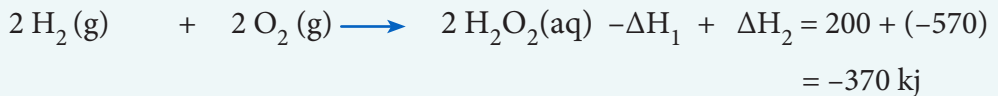
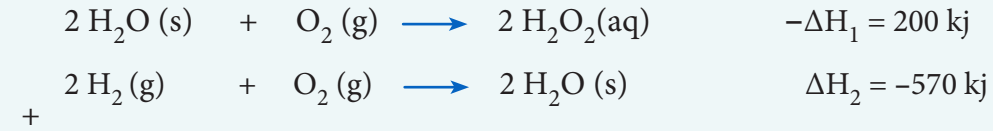


Çözüm:

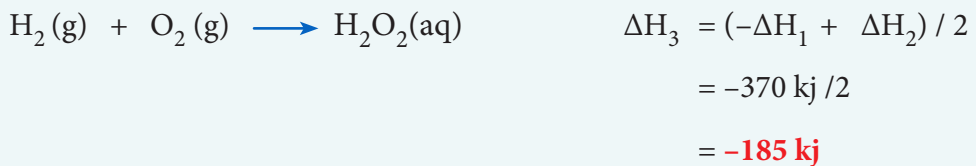
- H_2O_2 bileşiği net tepkimenin ürünler kısmında bulunduğu için ilk tepkime ters çevrilir. Bu durumda tepkime entalpisi de (-1) ile çarpılır.



- Elde edilen tepkime 2. tepkimeyle toplandığında net tepkimenin 2 katı elde edilir.

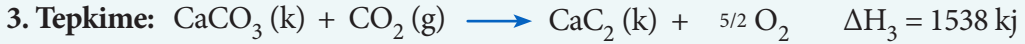
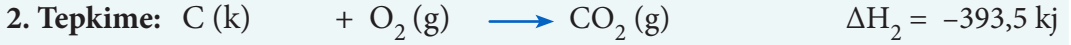


- Elde edilen tepkime 2'ye bölüldüğünde istenilen tepkime denklemi elde edilir. İstenilen tepkimenin entalpi değişimi de yine tepkime entalpisi 2'ye bölünerek hesaplanır.

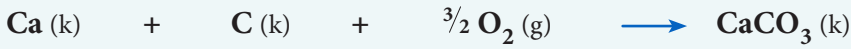




10. UYGULAMA



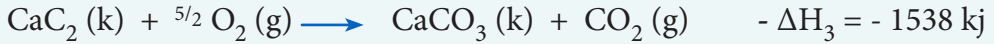
tepkimelerinden yola çıkarak;



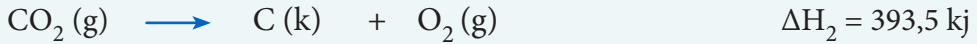
tepkimesinin entalpisini hesaplayınız.

Çözüm:

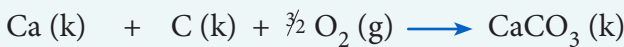
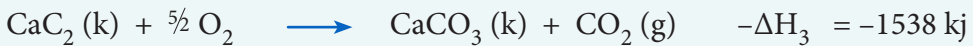
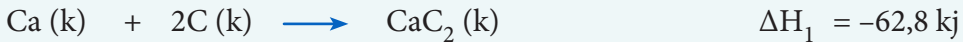
- Net tepkimede CaCO_3 ürünler kısmında bulunduğundan 3. tepkime ters çevrilmelidir.



- Net tepkimede CO_2 bulunmamaktadır 3. tepkimenin ters çevrilmesiyle ürünler kısmında bulunan CO_2 'i harcamak için 2. tepkime de ters çevrilir. Böylece CO_2 girenler kısmında yer alır.



- 1. tepkime ile 2 ve 3. tepkimenin ters çevrilmiş hâlleri toplandığında net tepkime elde edilir:



$$\begin{aligned} \Delta H &= \Delta H_1 - \Delta H_2 - \Delta H_3 \\ &= -62,8 \text{ kJ} + 393,5 \text{ kJ} - 1538 \text{ kJ} \\ &= -1207,3 \text{ kJ} \end{aligned}$$

ÖZET

- Tepkimelerde meydana gelen enerji değişimlerinde;
 - çevreden ısı alınıyorsa tepkime endotermik,
 - çevreye ısı aktarılıyorsa tepkime ekzotermiktir.

- Sabit basınç altında gerçekleşen tepkimelerde çevreden alınan ve çevreye verilen ısı miktarına **tepkime entalpisi** denir. Tepkime entalpisi ΔH sembolü ile gösterilir. Entalpi değişimi sıfırdan büyükse tepkime endotermik, sıfırdan küçükse tepkime ekzotermiktir.
 - Ekzotermik tepkime: $\Delta H < 0$
 - Endotermik tepkime: $\Delta H > 0$

- Standart şartlardaki tepkime entalpisi **standart tepkime entalpisi** olarak ifade edilir. Tepkime entalpisi “ ΔH° ” sembolü ile gösterilir.

- Standart şartlarda, bileşiklerin elementlerinden oluşması tepkimelerindeki entalpi değişimi **standart oluşum entalpisi** olarak adlandırılır. ΔH_{ol}° sembolü ile gösterilir.

- Tepkime entalpileri tepkimedeki maddelerin standart oluşum entalpileri kullanılarak hesaplanabilir. Ürünlerin toplam oluşum entalpilerinden, girenlerin toplam oluşum entalpileri çıkarıldığında tepkime entalpisi elde edilir.

$$\Delta H_{tepkime}^\circ = \sum \Delta H_{ol}^\circ (\text{ürünler}) - \sum \Delta H_{ol}^\circ (\text{girenler})$$

1. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Enerji

- Kimyasal bağların sahip olduğu enerjiye **kimyasal potansiyel enerji** denir. Tepkimeye giren maddelerle ürünlerin potansiyel enerjileri arasındaki fark tepkime entalpisine eşittir.
- İki atomu birbirinden ayırmak için ihtiyaç duyulan enerjiye **bağ enerjisi** denir. Bağların oluşması ve kırılması esnasındaki enerji değişimi tepkimedeki entalpi değişimi kadardır.
- Tepkime entalpsi bağ enerjileri kullanılarak da hesaplanabilmektedir. Tepkimedeki enerji değişimi girenlerin toplam bağ enerjileri ile ürünlerin bağ enerjileri arasındaki farktır.

$$\Delta H^{\circ}_{\text{tepkime}} = \sum \text{Bağ enerjisi}_{\text{girenler}} - \sum \text{Bağ enerjisi}_{\text{ürünler}}$$

- Tepkime, iki veya daha fazla tepkimenin toplamından elde ediliyorsa bu tepkimelerin entalpilerini toplayarak net tepkimenin entalpsi elde edilir. Tepkime entalpilerinin toplanabilirliği **Hess Yasası** olarak adlandırılmaktadır.

1.ÜNİTE

ÖLÇME VE DEĞERLENDİRME SORULARI

1. Aşağıdakilerden hangisi ekzotermik bir tepkimedir?

- A) Yemeğin pişmesi
B) Dondurmanın erimesi
C) Alkolün buharlaşması
D) Su buharının yoğuşması

2. Aşağıda verilen tepkimelerden hangisi ekzotermiktir?

- A) $2 \text{Al}_2\text{O}_3 (\text{k}) + 3352 \text{ kJ} \longrightarrow 4 \text{Al} (\text{k}) + 3 \text{O}_2 (\text{g})$
B) $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2 (\text{k}) \longrightarrow \text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2 (\text{aq}) + 17,3 \text{ kJ}$
C) $2 \text{PCl}_3 (\text{g}) \longrightarrow 2 \text{P} (\text{k}) + 3 \text{Cl}_2 (\text{g}) \quad \Delta H = +574 \text{ kJ}$
D) $2 \text{MgO} (\text{k}) \longrightarrow 2 \text{Mg} (\text{k}) + \text{O}_2 (\text{g}) \quad \Delta H = +1204 \text{ kJ}$

3. $\text{H}_2 (\text{g}) + \text{F}_2 (\text{g}) \longrightarrow 2 \text{HF} (\text{g})$ tepkimesinin entalpi değişimi -536 kJ ise,
 $\text{HF} (\text{g}) \longrightarrow \frac{1}{2} \text{H}_2 (\text{g}) + \frac{1}{2} \text{F}_2 (\text{g})$ tepkimesi için entalpi değişimi kaç kJ 'dür?

- A) -536 B) -268 C) $+268$ D) $+536$

4. $\text{Hg} (\text{s}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g}) \longrightarrow \text{HgO} (\text{k}) + 91 \text{ kJ}$

Yukarıdaki tepkimeye göre 3 mol Hg yeterince oksijenle tepkimeye girerse kaç kJ ısı açığa çıkar?

- A) 45,5 B) 91 C) 182 D) 273

5. $\text{C} (\text{k}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g}) \longrightarrow \text{CO} (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g})$

tepkimesinin standart şartlardaki tepkime entalpisi, ΔH , aşağıdakilerden hangisidir?

($\Delta H_{\text{ol}}^{\circ} \text{H}_2\text{O} = -242 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_{\text{ol}}^{\circ} \text{CO} = -110 \text{ kJ/mol}$)

- A) -352 kJ B) -132 kJ C) $+132 \text{ kJ}$ D) $+352 \text{ kJ}$

6. $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} (\text{s}) + 3 \text{O}_2 (\text{g}) \longrightarrow 2 \text{CO}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$

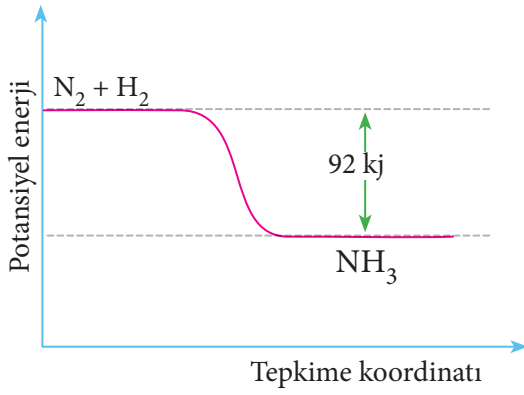
Verilen tepkimenin standart tepkime entalpisi aşağıdakilerden hangisidir?

($\Delta H_{\text{ol}}^{\circ} \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = -278 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_{\text{ol}}^{\circ} \text{CO}_2 = -394 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_{\text{ol}}^{\circ} \text{H}_2\text{O} = -242 \text{ kJ/mol}$)

- A) $+1236 \text{ kJ}$ B) $+358 \text{ kJ}$ C) -1236 kJ D) -358 kJ

1. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Enerji

7.



Grafiğe göre aşağıdaki ifadelerden hangisi yanlıştır?

- A) Tepkime endotermik bir tepkimedir.
- B) Tepkime entalpisi -92 kJ'dür.
- C) Tepkimeye girenlerin potansiyel enerjisi daha fazladır.
- D) Tepkimede 92 kJ ısı açığa çıkmıştır.

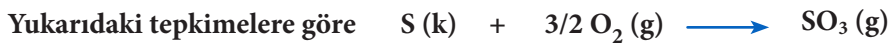
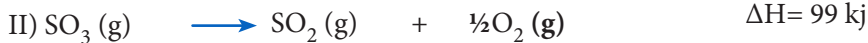


Yukarıda bağları verilmiş suyun oluşum tepkimesinin entalpi değişimi hangi seçenekteki formül kullanılarak hesaplanabilir?(BE: Bağ enerjisi)

- A) $\Delta H = (2 \times \text{BE}_{\text{H-H}} + \text{BE}_{\text{O=O}}) - (4 \times \text{BE}_{\text{O-H}})$
- B) $\Delta H = (4 \times \text{BE}_{\text{O-H}}) - (2 \times \text{BE}_{\text{H-H}} + \text{BE}_{\text{O=O}})$
- C) $\Delta H = (\text{BE}_{\text{O-H}}) - (\text{BE}_{\text{H-H}} + \text{BE}_{\text{O=O}})$
- D) $\Delta H = (2 \times \text{BE}_{\text{H-H}} + \text{BE}_{\text{O=O}}) - (2 \times \text{BE}_{\text{O-H}})$

9. Aşağıdakilerden hangisi standart şartları belirten bir durumdur?

- A) Gaz hâlde olmak
- B) 0 °C sıcaklık
1 atm basınç
- C) 2 atm basınç
25 °C sıcaklık
- D) 25 °C sıcaklık
1 atm basınç



tepkimesinin entalpi değişimi kaç kJ'dür?

- A) -396
- B) -198
- C) +198
- D) +396



2. ÜNİTE

KİMYASAL TEPKİMELERDE HIZ



KONULAR

2.1. TEPKİME HIZLARI

2.2. TEPKİME HIZINI ETKİLEYEN FAKTÖRLER

2. ÜNİTE

KİMYASAL TEPKİMELERDE HIZ

NELER ÖĞRENECEKSİNİZ?

Bu üniteyi tamamladığınızda;

- Kimyasal tepkimeler ile tanecik çarpışmaları arasındaki ilişkiyi,
- Kimyasal tepkimelerin hızlarını,
- Tepkime hızına etki eden faktörleri açıklayabileceksiniz.

ANAHTAR KELİME VE KAVRAMLAR

☆ ortalama tepkime hızı

☆ hız sabiti

☆ aktivasyon enerjisi

☆ katalizör

☆ inhibitör

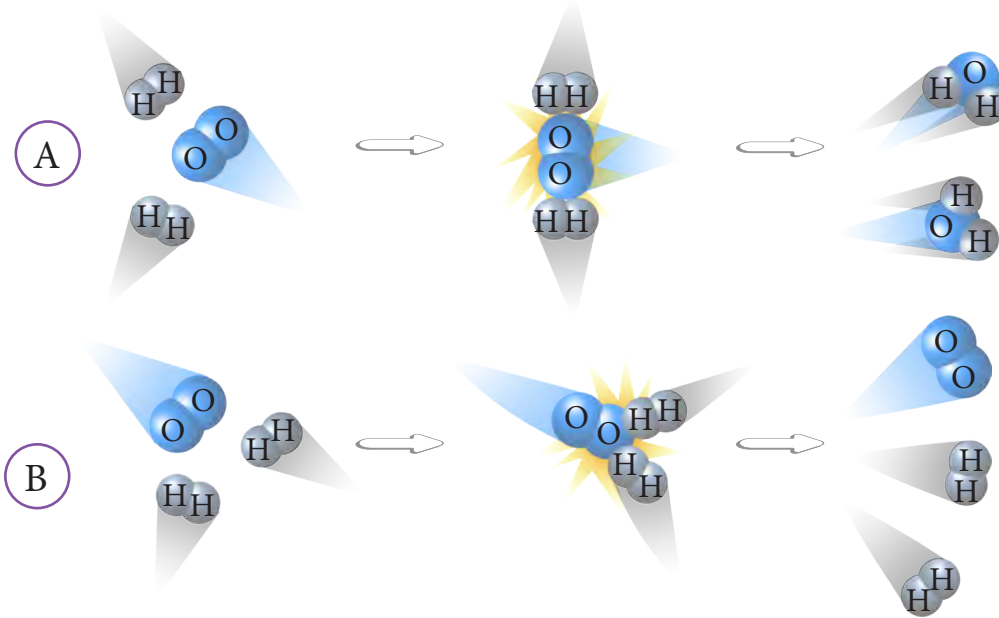
2.1. TEPKİME HIZLARI

2.1.1. KİMYASAL TEPKİMELEK VE TANECİK ÇARPIŞMALARI

Kimyasal değişim, maddeleri oluşturan taneciklerin (atom, molekül, iyon) etkileşmesi esasına dayanır. Kimyasal değişimin gerçekteşmesi için tanecikler arasında ya elektron alışverişi ya da elektronların ortaklaşa kullanılması gerekir. Bunun için de atomların yeterince birbirine yaklaşması gerekmektedir. Ancak tanecikler bir araya geldiklerinde her zaman kimyasal değişim gerçekteşmez, yani yeni bir madde oluşmaz. Peki; atom, molekül veya iyonların yeni madde oluşturmak üzere etkileşmeleri hangi durumlarda mümkündür?

Kimyasal bir tepkimenin gerçekteşebilmesi için gerekli koşullar **çarpışma teorisi** ile açıklanmıştır. Buna göre;

- Taneciklerin birbirleriyle uygun doğrultuda çarpışmaları gerekmektedir. Yani çarpışmada, taneciklerin etkileşecek kısımları birbirlerine temas etmelidir.
- Çarpışan taneciklerin yeterli kinetik enerjiye sahip olması gerekmektedir.



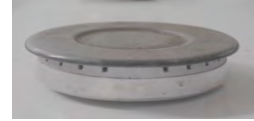
- A. Hidrojen ve oksijen moleküllerinin etkin çarpışması sonucu suyun oluşması
- B. Hidrojen ve oksijen moleküllerinin etkin olmayan çarpışması ve değişime uğramadan birbirlerinden ayrılması

Görsel 2.1 Etkin olan ve etkin olmayan tanecik çarpışmaları

2. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Hız

Eğer taneciklerin yeterli kinetik enerjisi yoksa uygun doğrultuda çarpışmalar bile hiçbir değişime uğramadan birbirlerinden ayrılırlar. Uygun doğrultu ve yeterli enerjiyle gerçekleşen çarpışmalara **etkin çarpışma** denir. Etkin çarpışmalarda tepkimeye giren taneciklerdeki bağlar kopar, kopan tanecikler arasında ürün oluşturmak üzere yeni bağlar oluşur (Görsel 2.1a). Tepkime ile sonuçlanmayan çarpışmalar ise etkin olmayan çarpışmalardır (Görsel 2.1b).

Tepkime gerçekleşmesi için çarpışan taneciklerin sahip olması gereken minimum enerjiye **aktivasyon enerjisi** denir. “E_a” sembolü ile gösterilir. Aktivasyon enerjisi, tepkimeye giren maddelerin ürüne dönüşmeden önce aşmaları gereken bir engel olarak düşünülebilir. Çarpışacak tanecikler birbirlerine yaklaştıklarında, elektronları birbirini iter. Tepkimenin gerçekleşebilmesi için bu itme kuvvetinin aşılması gerekmektedir. Ayrıca tepkimeye giren maddelerdeki kimyasal bağların kırılması için de enerjiye ihtiyaç duyulur. Bu nedenle her tepkime için aktivasyon enerjisi gerekir. Örneğin ocağın düğmesini çevirdiğimizde çıkan doğal gaz havadaki oksijene rağmen yanmaz. Ancak çakmak çakıldığında enerji verilmiş olur ve oksijen ile doğal gaz arasında tepkime gerçekleşir.



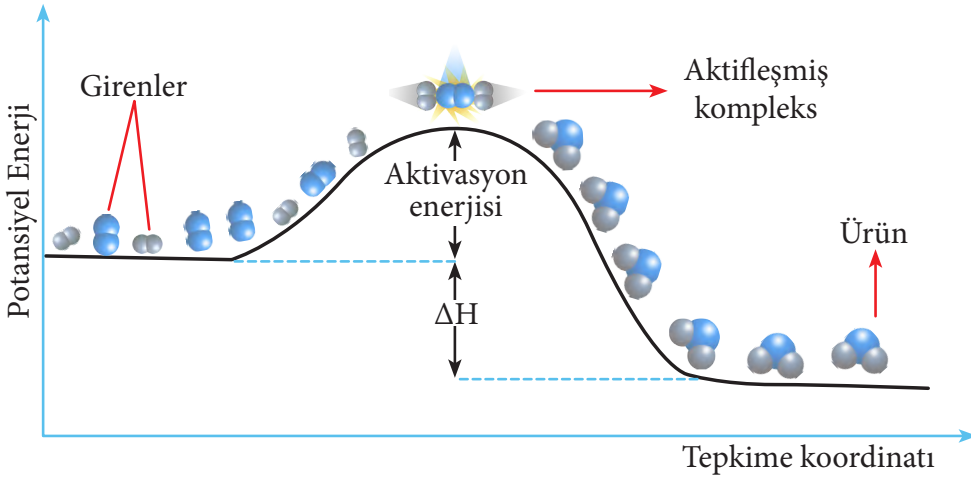
Tepkime gerçekleşmez.



Tepkime gerçekleşir.

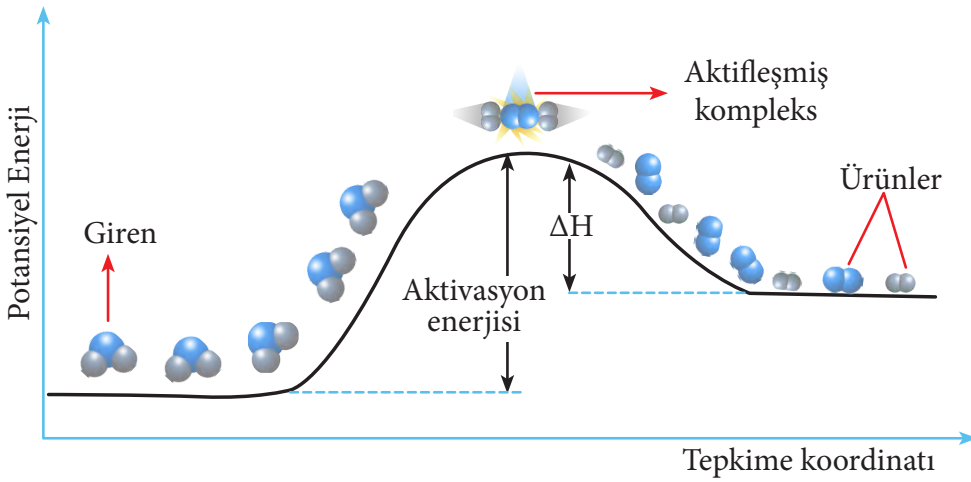
Eğer tanecikler arasında aktivasyon enerjisinden daha az bir enerjiyle çarpışma gerçekleşirse tanecikler hiçbir değişime uğramadan birbirlerinden ayrılır.

Ürün oluşturmak üzere iki tanecik çarpıştığında önce ara ürün meydana gelir. Çarpışan taneciklerin birleşmesi sonucu oluşan, kararsız yapıdaki bu ara ürüne **aktifleşmiş kompleks** denir. Bu yapı sadece tanecikler uygun doğrultuda ve yeterli kinetik enerjiyle çarpışmışlarsa oluşur. Aktifleşmiş kompleks daha sonra çok kısa bir süre içinde ya tepkimeye giren maddelere ya da ürüne dönüşür.



Grafik 2.1 Ekzotermik tepkimelerde aktifleşmiş kompleks oluşumunun gösterilmesi

Grafikte görüldüğü gibi hidrojen ve oksijen molekülleri bir miktar enerji alarak aktifleşmiş kompleksi oluşturmuştur. Ardından, alınan enerjiden daha fazlası verilerek su molekülleri oluşmuştur. Tepkime sonunda, toplamda enerji kaybı olduğundan tepkime ekzotermiktir.



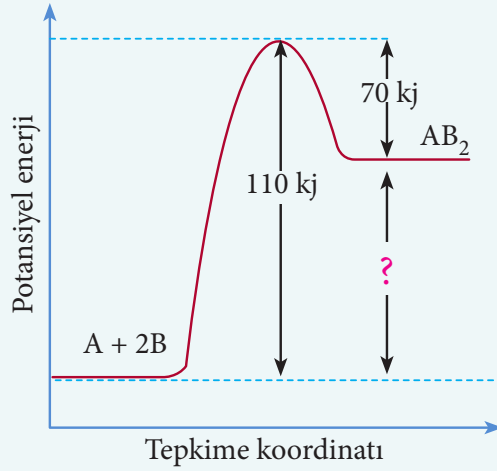
Grafik 2.2 Endotermik tepkimelerde aktifleşmiş kompleks oluşumunun gösterilmesi

Yukarıdaki grafikte ise su molekülleri yine aktivasyon enerjisi kadar enerji alarak aktifleşmiş komplekse dönüşmüş, ardından alınan enerjinin bir kısmı verilerek hidrojen ve oksijen molekülleri oluşmuştur. Tepkime sonunda, net olarak enerji kazancı olduğundan tepkime endotermiktir.

2. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Hız

Her tepkime için ihtiyaç duyulan aktivasyon enerjisi farklıdır. Bazı tepkimelerde aktivasyon enerjisi oldukça düşüktür. Bu nedenle neredeyse her çarpışma, düşük sıcaklıklarda bile ürüne dönüşür. Bazılarında ise aktifleşme enerjisi oldukça yüksektir. Bu nedenle ancak yüksek sıcaklıklarda tepkime gerçekleşir.

1. UYGULAMA



Grafığe göre;

- Tepkime entalpisi kaç kJ'dür?
- Aktivasyon enerjisi kaç kJ'dür?
- Tepkimenin endotermik/ekzotermik olduğunu belirtiniz.
- Tepkimede net olarak açığa çıkan/alınan ısı miktarı kaç kJ'dür?
- Tepkimeye giren maddeleri ve ürünleri yazınız.

Çözüm:

- $\Delta H = 110 \text{ kJ} - 70 \text{ kJ}$
 $= 40 \text{ kJ}$
- $E_a = 110 \text{ kJ}$
- Tepkime endotermiktir çünkü ürünlerin potansiyel enerjisi girenlerin enerjisinden daha fazladır.
- Tepkimedeki ısı değişimi entalpi değişimi kadardır yani net olarak 40 kJ ısı alınmıştır.
- A ve B maddeleri tepkimeye giren maddelerdir, AB₂ ise üründür.

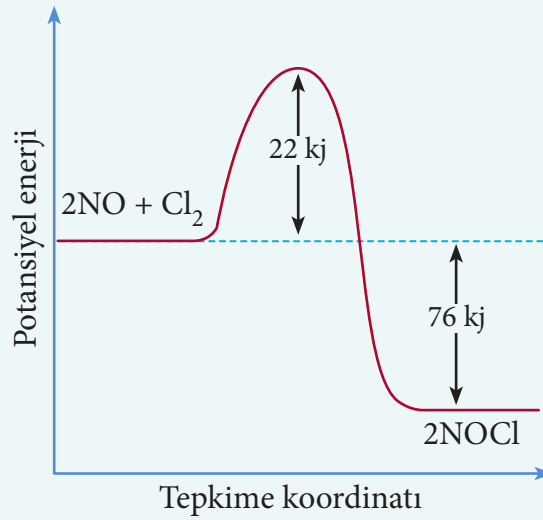


2. UYGULAMA



Verilen tepkimenin aktivasyon enerjisi 22 kJ olduğuna göre bu tepkimenin potansiyel enerji-tepkime koordinatı grafiğini çiziniz.

Çözüm:



2. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Hız

2.1.2. KİMYASAL TEPKİMELERİN HIZLARI

Bir kâğıt yakıldığında veya bir kibrit çakıldığında tepkime anında gerçekleşir. Otomobillerdeki hava yastıklarının şişmesi de saniyeler içinde gerçekleşen bir tepkimedir. Ancak bazı tepkimelerin gerçekleşmesi çok uzun sürer. Örneğin kömürün, petrolün oluşması için milyonlarca yıla ihtiyaç vardır. Yine paslanma, çürüme gibi olaylarda tepkime hızı oldukça yavaştır. Örneklere bakıldığında kimyasal tepkimelerin birbirinden farklı hızlarda gerçekleştiği görülmektedir. Tepkime hızı, tepkimede yer alan maddelerin yapısına ve tepkimenin hangi koşullarda gerçekleştiğine bağlı olarak değişir.



Hava yastığının şişmesi



Paslanma

Görsel 2.2 Hızlı ve yavaş gerçekleşen tepkimeler

Kimyasal bir tepkimenin hızı, tepkime başladığı anda zaman sayacı çalıştırılıp, bittiği anda durdurularak ölçülebilir. Tepkime hızı, tepkimenin tamamından ziyade belirli bir süreci için de ölçülebilir.

Hız, belirli bir zaman aralığında bir şeyin başlangıç değerine göre ne kadar değiştiğidir. **Kimyasal tepkimelerde hız** ise benzer mantıkla, birim zamanda tepkimede yer alan herhangi bir maddenin miktarındaki değişimdir. Buna göre kimyasal tepkime hızı;

- Tepkimeye giren maddelerin birim zamanda ne kadar harcandığı,
- Ürünlerin miktarının birim zamanda ne kadar arttığı ölçülerek bulunur.

Girenlerin miktarındaki azalma veya ürün miktarındaki artma ne kadar kısa sürede gerçekleşiyorsa tepkime o kadar hızlıdır.

Tepkimede yer alan maddelerin miktarı derişim, mol, kütle ve hacim cinsinden belirtilebilir. Saniye, saat, gün, ay, yıl gibi kavramlar ise zamanı belirten kavramlardır. Hızlı tepkimeler için “saniye” birimi kullanılırken, yavaş yürüyen tepkimelerde saat, gün, yıl vb. birimler kullanılır. Buna göre tepkime hızı aşağıdaki gibi ifade edilir:

$$\begin{aligned} \text{Tepkime hızı} &= \frac{\text{Madde miktarındaki değişme}}{\text{Geçen zaman}} \\ &= \frac{(\text{Son durumdaki miktar} - \text{İlk durumdaki miktar})}{\text{Geçen zaman}} \end{aligned}$$

Örneğin;



tepkimesinde 1 saniye sonra 2 mol/L C maddesi oluştuğu farz edilirse tepkime hızı 2 mol/L.s'dir.

Tepkime hızı, kavramın baş harflerinden oluşan “TH” sembolü ile gösterilir. Değişim, yani ilk durum ile son durum arasındaki fark ise “Δ” sembolü ile gösterildiğinden tepkime hızının formülü aşağıdaki gibidir:

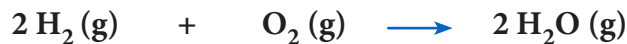
Madde miktarındaki değişim;

- kütle cinsinden ifade edildiğinde; $TH = \Delta m / \Delta t$
- mol cinsinden ifade edildiğinde; $TH = \Delta n / \Delta t$
- gaz maddeler için hacim cinsinden ifade edildiğinde; $TH = \Delta V / \Delta t$
- derişim cinsinden ifade edildiğinde $TH = \Delta M / \Delta t$ 'dir.

Kimyasal tepkimelerde derişim, belirli bir hacimdeki mol sayısı yani molarite cinsinden ifade edilir. Derişimler, matematiksel ifadelerde köşeli parantez ile gösterilir. Örneğin A maddesinin derişimi, [A] şeklinde yazılır.

Tepkime hızı, tepkimede yer alan her bir madde için ayrı ayrı yazılabilir.

Örneğin;



tepkimesinde hız ifadesi derişim cinsinden H_2 , O_2 ve H_2O için yandaki gibidir:

2. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Hız

- H₂O'nun oluşma hızı; $TH_{H_2O} = \Delta [H_2O] / \Delta t$ 'dir.
- H₂'in harcanma hızı; $TH_{H_2} = - \Delta [H_2] / \Delta t$ 'dir.
- O₂'in harcanma hızı; $TH_{O_2} = - \Delta [O_2] / \Delta t$ 'dir.

H₂ ve O₂ miktarları zamanla azalacağından, miktardaki değişim negatif bir değerdir. Hız, negatif bir değer olamayacağından hızın pozitif çıkması için tepkimeye giren maddelerdeki eşitliğin önüne (-) işareti konulur. Ürünlerin madde miktarı tepkime süresince artacağından tepkime hızı pozitif bir değer çıkar, bu nedenle (-) işareti ürünlerde kullanılmaz.

Aynı zaman aralığında tepkimedeki maddelerin oluşma ve harcanma hızları farklı olabilir. Örneğin H₂O oluşum tepkimesinde katsayılara bakıldığında, aynı sürede 1 mol O₂ harcanmasına karşın 2 mol H₂O oluşmaktadır. Bu nedenle O₂'in harcanma hızı H₂O'nun oluşma hızının yarısıdır. Benzer şekilde O₂'in harcanma hızı H₂'in harcanma hızının da yarısıdır. Buna göre tepkimede yer alan maddelerin hızlarını aşağıdaki eşitlikle karşılaştırabiliriz:

$$\frac{1}{2} TH_{H_2} = TH_{O_2} = \frac{1}{2} TH_{H_2O} \quad \text{ya da} \quad TH_{H_2} = 2 TH_{O_2} = TH_{H_2O}$$

Hız ifadeleri eşitlikte yerine konulduğunda aşağıdaki denklem elde edilir:

$$\frac{1}{2} \times \frac{-\Delta [H_2]}{\Delta t} = \frac{-\Delta [O_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \times \frac{-\Delta [H_2O]}{\Delta t}$$

Genel olarak;



şeklinde ifade edilen bir tepkimede, tepkimede yer alan maddelerin miktarlarının zamanla değişimi ile tepkime hızları arasındaki ilişki aşağıdaki gibidir:

$$(1/a) \times TH_A = (1/b) \times TH_B = (1/c) TH_C = (1/d) \times TH_D$$

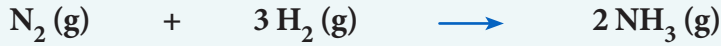
$$\frac{1}{a} \times \underbrace{\frac{-\Delta [A]}{\Delta t}}_{TH_A} = \frac{1}{b} \times \underbrace{\frac{-\Delta [B]}{\Delta t}}_{TH_B} = \frac{1}{c} \times \underbrace{\frac{\Delta [C]}{\Delta t}}_{TH_C} = \frac{1}{d} \times \underbrace{\frac{\Delta [D]}{\Delta t}}_{TH_D}$$

Denklemden de anlaşılacağı gibi tepkimedeki katsayılar hız ifadesinde paydaya yazılır.

Tepkime süresince madde miktarları değişeceğinden tepkime hızının değeri de değişir. Bu nedenle tepkimenin belirli bir zaman aralığı için ölçülen hızı, anlık değil ortalama bir değerdir. Belirli bir zaman aralığındaki madde miktarındaki değişime ortalama hız denir. Örneğin suyun oluşum tepkimesinde madde miktarındaki değişim 2 s için hesaplandığında, tepkimenin ortalama hızı hesaplanmış olur.



3. UYGULAMA



tepkimesinde yer alan her bir madde için ortalama hız ifadesini yazarak maddelerin oluşma ve harcanma hızlarını karşılaştırınız.

Çözüm:

- $TH_{N_2} = -\Delta [N_2] / \Delta t$ $TH_{H_2} = -\Delta [H_2] / \Delta t$ $TH_{NH_3} = \Delta [NH_3] / \Delta t$
- $-\Delta [N_2] / \Delta t = -1/3 \times \Delta [H_2] / \Delta t = 1/2 \times \Delta [NH_3] / \Delta t$

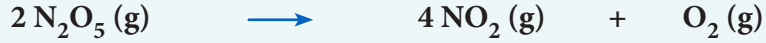
$$TH_{N_2} = TH_{H_2} / 3 = TH_{NH_3} / 2$$

$$6 \times TH_{N_2} = (6 \times TH_{H_2}) / 3 = (6 \times TH_{NH_3}) / 2$$

$$6 \times TH_{N_2} = 2 \times TH_{H_2} = 3 \times TH_{NH_3}$$



4. UYGULAMA



tepkimesinde sabit hacimli bir kaptaki NO_2 gazının derişimi 10. saniyede 0,4 molar, 15. saniyede ise 0,8 molar olarak ölçülüyor. **Bu süre boyunca;**

- Tepkimenin ortalama hızını her bir madde için molarite / saniye cinsinden hesaplayınız.
- Tepkimede yer alan maddelerin ortalama hızlarını karşılaştırınız.

Çözüm:

$$\text{a) } \bullet \text{ TH}_{\text{NO}_2} = \Delta[\text{NO}_2] / \Delta t \quad \Delta[\text{NO}_2] = 0,8 \text{ M} - 0,4 \text{ M} \quad \Delta t = 15 \text{ s} - 10 \text{ s} \\ = 0,4 \text{ M} \quad = 5 \text{ s}$$

$$\text{TH}_{\text{NO}_2} = 0,4 \text{ M} / 5 \text{ s} \\ = 0,08 \text{ M/s}$$

$$\bullet \text{ TH}_{\text{N}_2\text{O}_5} = - \Delta[\text{N}_2\text{O}_5] / \Delta t$$

Tepkimedeki katsayılarına bakıldığında 4 mol NO_2 oluşması için 2 mol N_2O_5 harcanır. Belirtilen sürede 0,4 molar NO_2 oluştuğuna göre, yarısı kadar yani 0,2 molar N_2O_5 harcanır.

$$\Delta[\text{N}_2\text{O}_5] = -0,2 \text{ M} \quad \Delta t = 5 \text{ s}$$

$$\text{TH}_{\text{N}_2\text{O}_5} = - \Delta[\text{N}_2\text{O}_5] / \Delta t \quad \text{TH}_{\text{N}_2\text{O}_5} = -(-0,2 \text{ M}) / 5 \text{ s} \\ = 0,04 \text{ M/s}$$

$$\bullet \text{ TH}_{\text{O}_2} = \Delta[\text{O}_2] / \Delta t$$

Tepkimedeki katsayılarına bakıldığında 4 mol NO_2 oluşması sırasında 1 mol O_2 oluşur. Belirtilen sürede 0,4 molar NO_2 oluştuğuna göre, dörtte biri kadar yani 0,1 molar O_2 oluşur.

$$\Delta[\text{O}_2] = 0,1 \text{ M} \quad \Delta t = 5 \text{ s} \\ \text{TH}_{\text{O}_2} = \Delta[\text{O}_2] / \Delta t \quad \text{TH}_{\text{O}_2} = 0,1 \text{ M} / 5 \text{ s} \quad \text{TH}_{\text{O}_2} = 0,02 \text{ M/s}$$

$$\text{b) } - \frac{1}{2} \Delta[\text{N}_2\text{O}_5] / \Delta t = \frac{1}{4} \times \Delta[\text{NO}_2] / \Delta t = \Delta[\text{O}_2] / \Delta t$$

$$\frac{1}{2} \text{TH}_{\text{N}_2\text{O}_5} = \frac{1}{4} \text{TH}_{\text{NO}_2} = \text{TH}_{\text{O}_2} \quad \Rightarrow \quad 2 \text{TH}_{\text{N}_2\text{O}_5} = \text{TH}_{\text{NO}_2} = 4 \text{TH}_{\text{O}_2}$$

Tepkimeye giren maddeler veya ürünler aynı fiziksel hâlde ise veya bileşenler bir-biri içinde çözünüyorsa bu karışımdan bileşenleri ayırıp harcanan veya oluşan miktarları ölçmek kolay değildir. Bu nedenle tepkime hızlarını ölçerken tepkimeye girenlerin veya ürünlerin aynı hâlde olmadığı tepkimelerden yararlanılmıştır. Öncelikle tepkimeleri aynı hâlde olan ve olmayan olarak irdeleyelim:

Homojen ve Heterojen Faz Tepkimeleri

Kimyasal tepkimeler gerçekleşirken bir faza veya birden fazla faza sahip olabilir. Tepkimede yer alan maddelerin hepsi aynı faza sahipse bu tür tepkimeler **homojen faz** tepkimeleri olarak adlandırılır. Tepkimede birden fazla faz görülüyorsa bu tür tepkimeler de **heterojen faz** tepkimelerdir. Bildiğiniz gibi tepkimelerde;

Katı faz \longrightarrow “k”

Sıvı faz \longrightarrow “s”

Gaz faz \longrightarrow “g”

Çözelti faz \longrightarrow “suda” ya da “aq” sembolleri ile ifade edilir.

Aşağıda homojen ve heterojen faz tepkimelerine örnekler yer almaktadır:



Tepkimede hem katı faz hem gaz faz bulunduğu tepkime heterojen faz tepkimesidir.



Tepkimede hem gaz faz hem sıvı faz bulunduğu tepkime heterojen faz tepkimesidir.



Tepkimede sadece gaz fazı bulunduğu tepkime homojen faz tepkimesidir.



Tepkimede hem çözelti hem de sıvı madde yer almaktadır. Buna göre tepkimede iki faz varmış gibi görünse de tepkime tek fazlıdır. Çünkü çözeltinin çözücüsünü su oluşturur. Yani, çözünen madde suda çözülmüş olduğundan, çözelti ile su farklı fazlarda değil, aynı fazdadır. Buna göre tepkime homojen fazlı bir tepkimedir.

2. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Hız



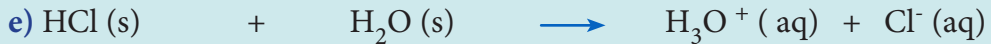
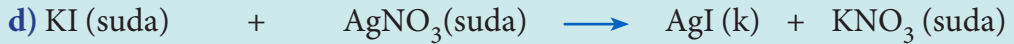
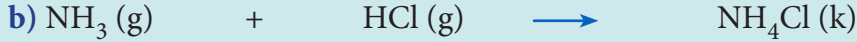
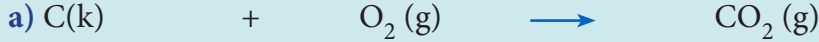
BİLGİ KUTUSU

Tepkimede hem çözelti fazında hem de sıvı hâlde madde bulunuyorsa tepkime homojen fazlı bir tepkimedir. Çünkü çözeltilinin çözücüsü sıvı maddedir, dolayısıyla bu tür tepkimelerde tek faz bulunur.



5. UYGULAMA

Aşağıdaki tepkimeleri homojen ve heterojen faz olarak belirtiniz.



Çözüm:

- a ve b seçeneğindeki tepkimelerde hem katı hem de gaz faz bulunduğu heterojen faz tepkimeleridir.
- c'deki tepkimede maddelerin hepsi gaz hâlde olduğundan homojen faz tepkimesidir.
- d seçeneğinde AgI katısı suda çözünmediğinden tepkimede 2 ayrı faz bulunmaktadır. Bu nedenle tepkime heterojen faz tepkimesidir.
- e seçeneğinde HCl sıvısı suda çözüldüğünden karışım tek fazlıdır. Bu nedenle tepkime homojen faz tepkimesidir.

2.2. TEPKİME HIZINI ETKİLEYEN FAKTÖRLER

2.2.1. TEPKİME HIZINI ETKİLEYEN FAKTÖRLER

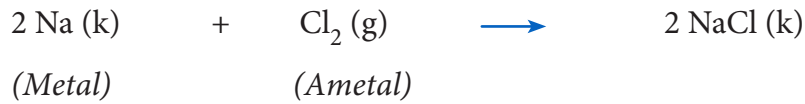
Kimyasal tepkimelerin içinde buldukları koşullara bağlı olarak belirli hızları vardır. Kimileri yavaş, kimileri ise oldukça hızlıdır. Ancak koşulları değiştirerek istenilen hızda tepkime elde edilebilir. Tepkime hızına etki eden faktörler şunlardır:

- madde cinsi
- derişim
- sıcaklık
- katalizör
- temas yüzeyi

Çarpışma teorisi, bu faktörlerin tepkime hızını nasıl etkilediğini açıklığa kavuşturmuştur.

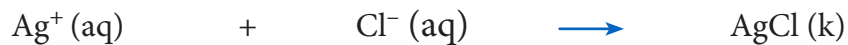
A) Madde Cinsinin Tepkime Hızına Etkisi

- Aktif metal ve ametaller arasında gerçekleşen tepkimeler aktif olmayanlara göre daha hızlıdır. Örneğin sodyum metaliyle klor ametali bir araya geldiklerinde tepkime çok hızlı gerçekleşir.



- Tepkimede çok fazla sayıda bağ kopup oluşuyorsa tepkime hızı genellikle yavaştır.
- Tepkimeye giren maddelerin tanecik sayısı ne kadar fazlaysa tepkime hızı da o kadar yavaştır. Çünkü bu taneciklerin aynı anda çarpışma olasılıkları çok düşüktür.
- Tepkime zıt yüklü iyonlar arasında gerçekleşiyorsa, güçlü elektrostatik kuvvetinden dolayı hızlı gerçekleşir.

Örneğin;



tepkimesi zıt yüklü iyonlar arasında gerçekleştiğinden hızlıdır.

2. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Hız

- Nötralleşme ve çözünme-çökeltme tepkimeleri de zıt yüklü iyonlar arasında gerçekleştiğinden hızlı gerçekleşen tepkimelerdir.

Örneğin;

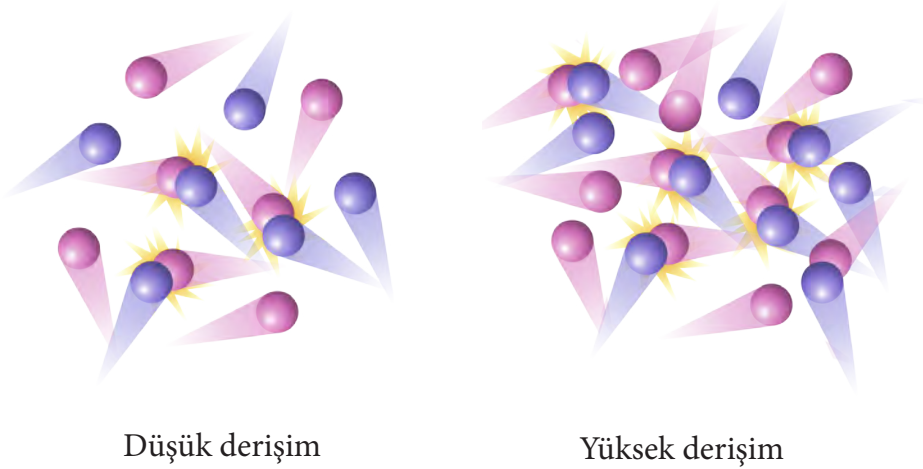


çökeltme tepkimesi oldukça hızlı gerçekleşir.

B) Derişimin Tepkime Hızına Etkisi

Bilindiği gibi derişim, birim hacimdeki tanecik sayısıdır. Tepkimeye giren maddelerin derişimlerinin yüksek olması, birim hacimdeki tanecik sayısının çok olduğu anlamına gelir. Belirli bir hacimde tanecik sayısının fazla olması ise tanecikler arasındaki mesafenin az olmasına dolayısıyla taneciklerin daha fazla sayıda çarpışmasına yol açacaktır. Örneğin kalabalık bir caddede farklı yönlerde giden insanların arasında yürüdüğünüzü düşünün. Böyle bir durumda insanların birbirine çarpması kaçınılmazdır.

Derişimin yüksek olmasına bağlı olarak tepkimeye giren tanecikler arasındaki çarpışma sayısı fazla olur (Görsel 2.3). Bu da birim zamanda daha fazla ürün oluşması ihtimalini artırır. Birim zamanda daha çok ürün oluşması da tepkime hızını artırır.



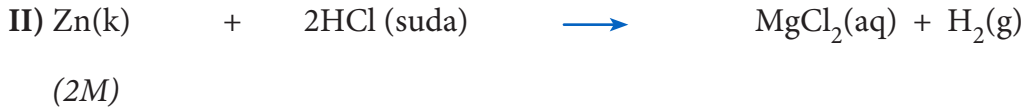
Görsel 2.3 Düşük ve yüksek derişimde taneciklerin çarpışması



I II

Örneğin, aynı miktarlarda çinko metali farklı derişimlerdeki hidroklorik asit çözeltisine (HCl) atıldığında derişimi fazla olan çözeltideki tepkime daha hızlı gerçekleşir.

Görsel 2.4 Çinko metalinin hidroklorik asit ile tepkimesi



II. kaptaki HCl derişimi daha fazla olduğundan, tepkime hızı da daha fazladır.

Bunu, H₂ gazı çıkışının II. görselde daha fazla olmasından anlayabiliriz.

C) Sıcaklığın Tepkime Hızına Etkisi

Sıcaklık, taneciklerin ortalama kinetik enerjilerinin ölçüsüdür. Yüksek sıcaklıklarda, taneciklerin ortalama kinetik enerjileri de yüksek olacağından tanecikler daha hızlıdır ve daha sık çarpışırlar. Daha hızlı ve sık çarpışma etkin çarpışmaların sayısını artıracığından, sıcaklık artışı tepkime hızının artmasına yol açar. Benzer şekilde sıcaklık azaldığında da tepkime hızı yavaşlar.



Görsel 2.5 Gıdaların soğutucuda saklanması

Gıdaların oda sıcaklığında kısa sürede bozulması ancak soğutucularda uzun süre bozulmadan kalması, düşük sıcaklıklarda tepkime hızının yavaş olması ile ilgilidir. Örneğin sütün bozulmasını geciktirmek için buzdolabına konulur. Böylece bozulma tepkimesi çok daha yavaş gerçekleşir.

2. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Hız

Kömürün yanması olayını ele alalım. Oda sıcaklığında, havadaki oksijen molekülleri kömürü oluşturan karbon taneciklerine çarpmasına rağmen aralarında tepkime gerçekleşmez. Ancak kömür alevle temas ettiğinde karbon ve oksijen tanecikleri arasında daha yüksek enerjili ve daha sık çarpışma gerçekleşir. Böylece bazı tanecikler ürünü oluşturur. Bu esnada açığa çıkan enerji diğer taneciklerin de ürüne dönüşmesini sağlar.



BİLGİ KUTUSU

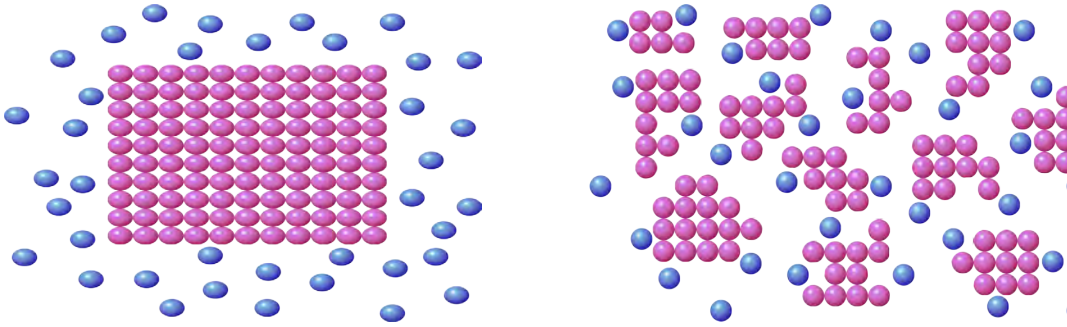
Tepkimenin sıcaklığının değişmesi aktivasyon enerjisini ve tepkimenin izleyeceği yolu yani tepkime basamaklarını değiştirmez.

D) Temas Yüzeyinin Tepkime Hızına Etkisi

Katı madde içeren tepkimelerde katı maddeyi daha küçük parçalara ayırmak, katı maddenin yüzey alanını artırır. Örneğin küp şeker toz hâline getirildiğinde, daha fazla yüzey alanına sahip olur.



Görsel 2.6 Küp şekerin toz hâle getirilerek temas yüzeyinin artırılması



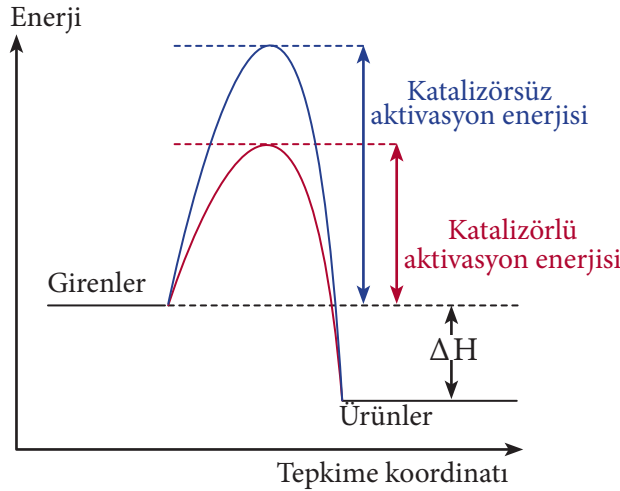
Görsel 2.7 Temas yüzeyi ile taneciklerin etkileşimi arasındaki ilişki

Katı maddenin yüzey alanı, çözüldüğünde de artar. Katı madde çözücüye eklendiğinde tanecikleri birbirinden ayrılır. Böylece etkileşeceği maddeye daha ulaşılabilir durumda olur.

Temas yüzeyinin fazla olması tepkimeye giren maddelerin taneciklerin karşılaşma ihtimallerini artırır. Böylece birim zamanda daha çok tanecik çarpışır buna bağlı olarak tepkime hızı artar. Örneğin talaşın aynı ağırlıktaki odun parçasına göre oldukça hızlı yanıp tükendiğini fark etmişsinizdir. Çünkü küçük talaş parçalarının odun parçasına göre daha fazla yüzey alanı vardır. Bu nedenle de talaşın tepkime hızı oduna göre daha fazladır.

E) Katalizörün Tepkime Hızına Etkisi

Tepkime hızına etki eden bir diğer faktör de katalizördür. Kimyasal tepkimenin hızını değiştiren ancak kendisi bir değişime uğramayan maddelere **katalizör** denir. Katalizörler, tepkimeyi başka yoldan yürüterek tepkime için geçen süreyi kısaltır. Diğer bir ifadeyle katalizör sayesinde tepkime, daha düşük aktivasyon enerjili ara tepkimelerle ilerler. Aktifleşme enerjisi düşük olunca daha kısa sürede daha fazla sayıda tanecik ürünü oluşturur böylece tepkime hızı artar. Aynı ürün elde edilmesine rağmen, katalizör kullanılmış tepkimelerin hem mekanizması hem de hızı farklıdır. Katalizör ileri ve geri aktivasyon enerjisini aynı miktarda azalttığından tepkime entalpisi değişmez.



Grafik 2.3 Katalizörlü ve katalizörsüz tepkime grafiği

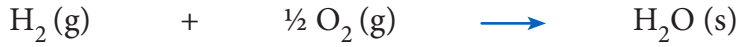
Katalizörler tepkimede harcanmazlar, bir basamakta tepkimeye girip diğer basamakta oluşurlar. Bu nedenle tepkime denkleminde yer almaz yani net tepkimede girenler veya ürünler kısmında gösterilmez. Genellikle tepkime okunun üstüne yazılırlar. Örneğin hidrojen peroksidin parçalanması tepkimesinde katalizör olarak genellikle mangan dioksit (MnO_2) kullanılır. Katalizörlü tepkime yandaki gibidir:

2. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Hız



Katalizörler tepkimeye giren maddeler için bir yüzey oluşturarak taneciklerin karşılaşmalarını kolaylaştırır.

Örneğin;



tepkimesi çok yavaş gerçekleşen bir tepkimedir. Ancak platin (Pt) katalizörü kullanıldığında O_2 ve H_2 tanecikleri platin yüzeyinde karşılaşırlar. Böylece birbirleriyle daha hızlı tepkimeye girme olanakları olur.



Tekstil, demir-çelik, gıda vb. endüstri alanlarında elde edilmek istenilen bazı ürünlerde aktivasyon enerjisi çok yüksek ve tepkime hızı çok yavaştır. Bu nedenle bu tür tepkimelerde ürün maliyeti oldukça yüksektir. Maliyeti düşürmek ve kısa sürede ürün elde etmek için katalizörlerden yararlanılır.



BİLGİ KUTUSU

Muz, mandalina vb. çeşitli meyvelerin daha çabuk olgunlaşması için tepkime hızını artırıcı etilen ve asetilen gazı kullanılır.



İnhibitör ise tepkimeyi yavaşlatan maddelere denir. İnhibitörler negatif katalizör olarak da adlandırılır. Örneğin gıdaların bozulmasını geciktirmek için tepkime hızını yavaşlatmak gerekir. Bunun için gıdalarda çeşitli inhibitörler kullanılarak bozulması geciktirilir.

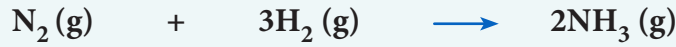
Tepkime hızına etki eden faktörleri aşağıdaki gibi özetleyebiliriz:

Yüzey alanı	}	arttıkça (↑), tepkime hızı artar (↑)
Sıcaklık		
Derişim		
Katalizör		



6. UYGULAMA

Sabit hacimli kapta gerçekleşen;



tepkimesinin hızı aşağıdakilerden hangisi/hangileri uygulandığında artar?

- a) Katalizör kullanmak
- b) Kaba H_2 gazı eklemek
- c) Sıcaklığı azaltmak

Çözüm:

- a) Katalizör, aktivasyon enerjisini düşürdüğünden, birim zamanda daha çok ürün oluşur. Dolayısıyla tepkime hızı artar.
- b) Kaba H_2 eklendiğinde H_2 'in derişimi artar. Böylece N_2 tanecikleri ile çarpışma olasılığı artar. Buna göre tepkime hızı da artar.
- c) Sıcaklık azaldığında taneciklerin hızı yavaşlar. Etkin çarpışma ihtimali azalır. Birim zamanda daha az sayıda ürün oluşur yani tepkime hızı azalır.

2. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Hız

2.2.2. HIZ BAĞINTISI

Bilindiği gibi tepkimenin gerçekleşebilmesi için tepkimeye giren maddelerin tane-ciklerinin çarpışması gerekmektedir. Bir önceki konuda tepkimeye giren maddelerin derişiminin çarpışma hızını etkilediğinden bahsedilmişti. Buna göre tepkime hızı ma-tematiksel olarak, tepkimeye giren maddelerin derişimlerine göre ifade edilebilir mi? Tepkimeye giren maddelerin derişimleri bilindiğinde tepkime hızı tahmin edilebilir mi?

Tepkime hızı, belirli bir zaman aralığında madde miktarındaki değişime göre ifade edilebileceği gibi, tepkimeye giren maddelerin başlangıç derişimlerine göre de ifade edilebilir. Sıcaklık da tepkime hızını etkilediğine göre böyle bir hız ifadesinde sıcaklı-ğın etkisine de yer verilir.

Sıcaklık ve derişime bağlı hız ifadesi deneylerle tespit edilir. Deneysel yollarla tes-pit edilen tepkime hızı, tepkimeye giren maddelerin derişimlerine göre matematiksel bağıntı şeklinde yazılabilir. Tepkimeye giren maddelerden birinin derişimi değiştirilip diğ-erleri sabit tutularak her maddenin tepkime hızına etkisi belirlenebilir.

Gaz fazında gerçekleşen;



- Tepkime hızı tepkimeye giren maddelerin yani A ve B maddelerinin ilk deri-şimleriyle doğru orantılıdır;

$$\text{Hız} \propto [A], [B]$$

- Eğer tepkimede A'nın derişimi sabit tutulup, B'nin derişimi 2 katına çıkarılırsa birim zamanda A ve B arasında iki kat fazla çarpışma gerçekleşeceğinden hız da iki katına çıkar.

$$[B] \times 2 \iff \text{Hız} \times 2$$

- B'nin derişimi sabit tutulup A'nın derişimi iki katına çıkarıldığında da hız yine iki katına çıkar.

$$[A] \times 2 \iff \text{Hız} \times 2$$

- Hem A'nın hem B'nin derişimleri iki katına çıkarılırsa tepkime hızı toplamda 4 kat artar.

$$[A] \times 2, [B] \times 2 \iff \text{Hız} \times 4$$

Anlaşılabacağı üzere tepkime hızı A ve B maddelerinin derişimleri çarpımı ile doğru orantılıdır. Bu orantı **hız sabiti** adı verilen sabit bir sayıyla çarpıldığında hız bağıntısı elde edilir. Tepkimeye giren maddelerin derişimlerinin hız sabiti ile çarpılması sonucu elde edilen bağıntıya **hız bağıntısı** denir. Hız bağıntısı, tepkime hızının tepkimeye giren maddelerin başlangıç derişimlerine göre ifade edilmesidir.

Buna göre verilen tepkime için hız bağıntısı;

$$\text{Hız} = k \times [A] \times [B] \quad \text{şeklindedir.}$$

Hız sabiti “k” harfi ile gösterilir. Aynı tepkime için hız sabitinin sayısal değeri sıcaklık değıştikçe değışir.

Tek Basamaklı Tepkimelerde Hız Bağıntısı

Tek basamaklı tepkimeler için hız bağıntısı, tepkime denkleminde yazılır. Denklemdaki stokiyometrik katsayılar derişimlere üs olarak yazılır. Genel olarak;

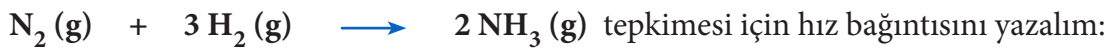


tek basamaklı bir tepkime için hız bağıntısı;

$$\text{Hız} = k [A]^a \times [B]^b \quad \text{şeklinde yazılır.}$$

Hız bağıntısında sadece gazların ve suda çözülmüş maddelerin derişimleri yer alır. Katı ve sıvı hâldeki maddelerin derişimleri sabit olduğundan bağıntıda yer almaz.

Örnek

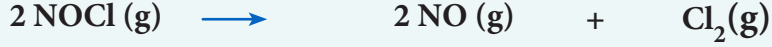


Tepkimeye giren maddelerden N_2 'un katsayısı 1, H_2 'in katsayısı 3 olduğundan;

$$\begin{aligned} \text{Hız} &= k \times [N_2]^1 \times [H_2]^3 \\ &= k \times [N_2] \times [H_2]^3 \text{ tür.} \end{aligned}$$



7. UYGULAMA



tek basamaklı bir tepkimedir. Belirli bir sıcaklıkta, NOCl derişimi 2 mol/litre iken tepkime hızı 4×10^{-6} mol/L.s'dir. **Buna göre hız sabiti, kaç L/mol.s'dir?**

Çözüm:

$$\text{Hız} = k \times [\text{NOCl}]^2$$

$$4 \times 10^{-6} = k \times (2)^2$$

$$k = 10^{-6} \text{ L/mol.s}$$

Çok Basamaklı Tepkimelerde Hız Bağıntısı

Moleküler seviyede, denkleşmiş bir tepkime denkleminde yer alan olaylardan daha fazlası gerçekleşebilir. Yani tepkimeler birçok basamaktan oluşabilir. Tepkime denklemini ise tüm bu basamakların net sonucunu temsil eder.

Çok basamaklı tepkimelerde deneysel yollarla elde edilen hız bağıntısı net tepkimeye göre yazılan hız bağıntısından farklı olabilir.

- Bağıntıda yer alan maddelerin katsayıları net tepkimedekinden farklı olabilir.



net tepkimesinin deneysel sonuçlara göre hız bağıntısı:

$$\text{Hız} = k \times [\text{NO}]^2 [\text{H}_2] \text{ 'dir.}$$

- Bağıntıda, net tepkimede yer alan maddelerden farklı maddeler yani ara basamaklardaki maddeler yer alabilir.



net tepkimesinin deneysel sonuçlara göre hız bağıntısı

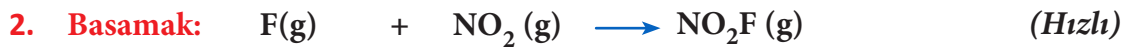
$$\text{Hız} = k \times [\text{NOCl}_2] [\text{NO}] \text{ şeklindedir.}$$

Çok basamaklı tepkimelerde her basamak, kendi denkleminde tepkimeye giren maddelerin derişimine bağılı olarak hızlı veya yavaş ilerler. Bu tür tepkimelerde hız bağıntısı net tepkimeye göre yazılamaz, ancak deneyle belirlenebilir. Çok basamaklı tepkimeler için deneysel yollarla belirlenen hız denklemi en yavaş yürüyen basamağın hız denklemi ile aynıdır. Yani çok basamaklı tepkimelerde hızı en yavaş basamak belirler.

Örnek



tepkimesi aşağıdaki ara basamaklardan oluşmaktadır:



Çok basamaklı tepkimelerin hızını yavaş basamak belirlediğinden bu tepkimenin hız bağıntısı:

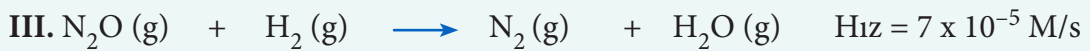
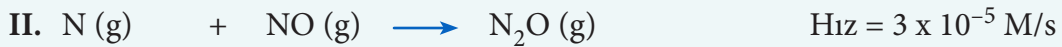
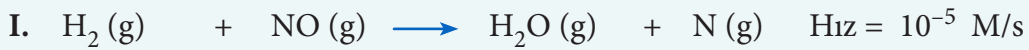
Hız = $k \times [\text{NO}_2] \times [\text{F}_2]$ şeklinde yazılır.



8. UYGULAMA



tepkimesi aşağıdaki ara basamaklar sonucu oluşmaktadır:



Ara basamak tepkimelerin hızlarını göz önünde bulundurarak, net tepkimenin hız bağıntısını yazınız.

2. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Hız

Çözüm:

Ara basamak tepkimelerin hızlarına bakıldığında, I. tepkimenin hızının en yavaş olduğu görülür. Tepkime hızını en yavaş basamak belirlediğinden hız bağıntısı bu basamağa göre yazılır.

$$\text{Hız} = k \times [\text{H}_2] [\text{NO}]$$

Çok basamaklı tepkimelerde, yavaş basamağa göre hız bağıntısı yazılabileceği gibi deneysel yollarla elde edilmiş tepkime hızları ve maddelerin derişimlerine göre de yazılır. Deneysel yollarla elde edilmiş tepkime hızlarına göre, hangi maddelerin tepkime hızını nasıl etkilediği belirlenir. Buna göre de hız bağıntısı yazılır.

Örneğin;



tepkimesinde A'nın farklı derişimleri için tepkime hızı aşağıdaki gibidir:

Deney no	A'nın başlangıç derişimi (mol/L)	Başlangıç hızı(mol/L.s)
1	0,1	2×10^{-6}
2	0,2	8×10^{-6}
3	0,4	32×10^{-6}

Tabloya göre A'nın derişimi 2 kat arttırıldığında tepkime hızı 4 kat artıyor. A'nın derişimi 4 kat arttırıldığında ise hız 16 kat artıyor.

Deney no	A'nın başlangıç derişimi (mol/L)	Başlangıç hızı(mol/L.s)
1	0,1	2×10^{-6}
2	0,2	8×10^{-6}
3	0,4	32×10^{-6}

Diagram: Purple arrows show the change in concentration and rate. From 1 to 2, concentration increases by x2 and rate by x4. From 2 to 3, concentration increases by x2 and rate by x4. Overall, from 1 to 3, concentration increases by x4 and rate by x16.

Bu durumda A'nın derişiminin, hızı aynı oranda değil karesi oranında artırdığını söyleyebiliriz. Buna göre hız bağıntısı:

$$\text{Hız} = k \times [\text{A}]^2 \text{ şeklinde yazılır.}$$



9. UYGULAMA

$$\text{Hız} = k \times [A] [B]^2$$

bağıntısına göre A ve B'nin derişimi sabit tutulup C'nin derişimi 2 katına çıkarılırsa hız kaç kat artar?

Çözüm:

C'nin derişimi 2 kat artırıldığında hız 2^3 oranında artar. Dolayısıyla hız 8 kat artar.



10. UYGULAMA

A ve B arasında gerçekleşen bir tepkimede A ve B'nin farklı derişimleri için tepkime hızı ölçülmüştür. Ölçüm sonuçları aşağıdaki tablodaki gibidir:

[A] (mol/L)	[B] (mol/L)	Başlangıç hızı (mol/L.s)
0,2	0,2	$1,2 \times 10^4$
0,4	0,4	$2,4 \times 10^4$
0,2	0,4	$2,4 \times 10^4$

Tabloya göre tepkimenin hız bağıntısını yazınız.

Çözüm:

[A] (mol/L)	[B] (mol/L)	Başlangıç hızı (mol/L.s)
0,2	0,2	$1,2 \times 10^4$
0,4	0,4	$2,4 \times 10^4$
0,2	0,4	$2,4 \times 10^4$

Diagram annotations: Red arrows indicate 'yarısı' (half) for [A] from 0,4 to 0,2 and 'sabit' (constant) for [B] from 0,4 to 0,4. Blue arrows indicate 'sabit' (constant) for [A] from 0,2 to 0,2 and 'x 2' (double) for [B] from 0,2 to 0,4. Red arrows also indicate 'sabit' (constant) for [A] from 0,2 to 0,2 and 'x 2' (double) for [B] from 0,2 to 0,4.

- A'nın derişimi sabit tutulup B'nin derişimi 2 katına çıkarıldığında hız da 2 katına çıkmaktadır. Buna göre B'nin, tepkime hızını aynı oranda etkilediğini söyleyebiliriz. $\text{TH} \propto [B]$
- B'nin derişimi sabit tutulup A'nın derişimi yarıya indirildiğinde hızın değişmediği görülüyor. Yani A maddesi hızı etkilemiyor. Buna göre;

$$\text{Hız} = k \times [B]$$



11. UYGULAMA

Oda sıcaklığında gerçekleşen $X_3Y + Y_2 \rightarrow 3 XY$ tepkimesi için aşağıdaki deney sonuçları elde ediliyor.

Deney no	$[X_3Y]$ (mol/L)	$[Y_2]$ (mol/L)	Tepkime hızı (mol/L.s)
1	0,1	0,1	$0,5 \times 10^{-2}$
2	0,1	0,3	$1,5 \times 10^{-2}$
3	0,2	0,6	12×10^{-2}
4	0,4	0,6	48×10^{-2}

Buna göre;

- Tepkimenin hız bağıntısını yazınız.
- Hız sabiti k 'nin sayısal değerini hesaplayınız.
- $[X_3Y] = 0,3 M$, $[Y_2] = 0,4 M$ olduğunda tepkime hızı kaç mol/L.s'dir?

Çözüm:

Deney no	$[X_3Y]$ (mol/L)	$[Y_2]$ (mol/L)	Tepkime hızı (mol/L.s)
1	0,1	0,1	$0,5 \times 10^{-2}$
2	0,1	0,3	$1,5 \times 10^{-2}$
3	0,2	0,6	12×10^{-2}
4	0,4	0,6	48×10^{-2}

Red arrows indicate: 1 to 2: $[X_3Y]$ constant, $[Y_2]$ 3x, rate 3x. 2 to 3: $[X_3Y]$ 2x, $[Y_2]$ 2x, rate 4x. 3 to 4: $[X_3Y]$ 2x, $[Y_2]$ constant, rate 4x.

a) Tepkimede;

- X_3Y 'nin derişimi 2 kat arttığında hız 4 kat arttığından, $TH \propto [X_3Y]^2$
- Y_2 'nin derişimi 3 kat arttığında hız 3 kat arttığından, $TH \propto [Y_2]$

$$\text{Hız} = k \times [X_3Y]^2 [Y_2] \text{ 'dir.}$$

b) Hız sabitini bulmak için herhangi bir deneydeki derişimler ve hız değeri kullanılabilir. Örneğin 3. deneydeki verileri kullandığımızda;

$$\text{Hız} = k \times [X_3Y]^2 [Y_2] \Rightarrow 12 \times 10^{-2} = k \times (0,2)^2 \times 0,6$$

$$k = \frac{12 \times 10^{-2}}{(0,2)^2 \times 0,6} \Rightarrow k = 5 \text{ olur.}$$

$$\begin{aligned} \text{c) Hız} &= k \times [X_3Y]^2 [Y_2] \\ &= 5 \times (0,3)^2 \times (0,4) \Rightarrow \text{Hız} = 18 \times 10^{-2} \text{ mol/L.s} \end{aligned}$$



OKUMA METNİ

OKTAY SİNANOĞLU (1935 - 2015)



1961 yılında “Atom ve Moleküllerin Çok Elektronlu Kuramı” ile doçentlik unvanını aldı. 1963’te 50 yıldır çözülemeyen bir matematik kuramını bilim dünyasına kazandırarak 26 yaşında “tam profesör” unvanını aldı. Böylece 20. yüzyılda Yale Üniversitesinde bu unvanı kazanan en genç öğretim görevlisi oldu.

1964 yılında Yale Üniversitesinde Teorik Kimya Bölümünü kurdu. Yale Üniversitesinde birçok çalışmalar yaptı. Yaptığı çalışmalardan bazıları ; “Atom ve Moleküllerin Çok-Elektron Teorisi” (1961), “Kimyasal Tepkime Mekanizmaları Kuramı” (1974), “Değerlik Kabuğu Etkileşim Kuramı” (1983)’dir. Kimyasal Tepkime Mekanizmaları Kuramı’na göre, bazı tepkimelerde tepkimeye giren maddeler tek basamakta istenilen ürünü oluşturmaz, bu durumda taneciklerin çarpışması birden çok basamakta gerçekleşir. Bu tür tepkimelerde tepkime basamakları birden çoktur.

Yale’de çalıştığı süre boyunca çeşitli Türk üniversitelerine, TÜBİTAK’a danışmanlık yaptı. 1962 yılında ODTÜ mütevelli heyeti tarafından sadece Oktay Sinanoğlu’na mahsus olmak üzere danışman profesör unvanı verildi. Yine 1975 yılında Oktay Sinanoğlu’na özel kanunla ilk ve tek “Türkiye Cumhuriyeti Profesörü” unvanı verildi.

Oktay Sinanoğlu aldığı birçok ödül ve yazdığı birçok bilimsel makale ve kitabın yanı sıra Türk Dilinin önemini vurgulayan “Hedef Türkiye” ve “Bye Bye Türkçe” gibi eserlere de imza attı.

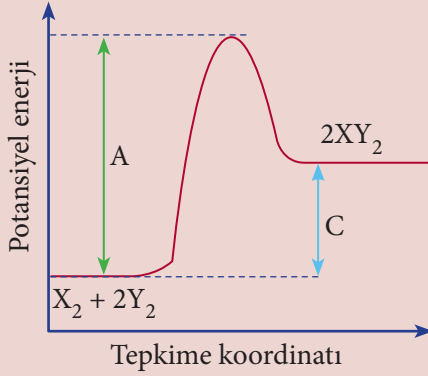
Yale Üniversitesinde 37 yıl çalıştıktan sonra 1997 yılında emekli oldu. Emekliliğin ardından 2002 yılına kadar Yıldız Teknik Üniversitesinde Kimya Bölümünde profesör olarak çalışmaya devam etti. Nisan 2015’te ise yaşama veda etti.

Yazar tarafından düzenlenmiştir.

2. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Hız

ÖZET

- Tanecikler birbirleriyle uygun doğrultuda ve yeterli kinetik enerjisiyle çarpıştıklarında kimyasal tepkime gerçekleşir. Tepkimenin gerçekleşmesi için taneciklerin sahip olması gereken minimum enerjiye **aktivasyon enerjisi** denir.



$X_2, Y_2 \Rightarrow$ Tepkimeye girenler

$XY_2 \Rightarrow$ Ürün

A \Rightarrow Aktivasyon enerjisi

C \Rightarrow Tepkime entalpisi

- Tepkime hızı, birim zamanda, tepkimeye giren maddelerin ne kadar harcan-
dığı, ürünlerin miktarının ne kadar arttığına göre belirlenebilir. Bu şekilde
belirlenen hız, ortalama hızdır. Yukarıdaki grafiğe göre;

$$X_2 \text{ 'nin harcanma hızı} = - \Delta [X_2] / \Delta t$$

$$Y_2 \text{ 'nin harcanma hızı} = - \Delta [Y_2] / \Delta t$$

$$XY_2 \text{ 'nin oluşma hızı} = \Delta [XY_2] / \Delta t$$

Tepkimedeki yer alan maddelerin hızları arasındaki ilişki ise;

$$TH_{X_2} = TH_{Y_2} / 2 = TH_{XY_2} / 2$$

- Tepkime hızı, tepkimeye giren maddelerin başlangıç derişimlerine göre de ifade edilebilir. Böyle bir hız ifadesinde hız sabiti de yer alır. Bu tür hız ifadesine hız bağıntısı da denir.
- Tepkimeler tek basamakta gerçekleşebileceği gibi birden çok basamakta da gerçekleşebilir. Tek basamaklı tepkimelerde hız bağıntısı tepkime denklemine göre yazılır. Denklemdaki stokiyometrik katsayılar derişimlere üs olarak yazılır. Çok basamaklı tepkimelerde hız bağıntısı yavaş basamağa göre yazılır.

Grafiğe göre hız bağıntısı; $TH = k \times [X_2] [Y_2]^2$ şeklinde ifade edilir.

- Tepkime hızına madde cinsi, derişim, sıcaklık, katalizör ve temas yüzeyi etki eder. Tepkimeye giren maddelerin derişimi arttıkça tepkime hızı artar. Benzer şekilde sıcaklık artışı da tepkime hızını artırır. Katalizör kullanımı ise aktivasyon enerjisini düşürdüğünden yine tepkime hızını artırır.

2. ÜNİTE ÖLÇME VE DEĞERLENDİRME SORULARI

1. Kimyasal tepkimenin gerçekleşmesiyle ilgili aşağıdakilerden hangisi yanlıştır?

- A) Isı veren (ekzotermik) tepkimeler için aktivasyon enerjisine ihtiyaç yoktur.
- B) Taneciklerin uygun doğrultuda çarpışması gerekmektedir.
- C) Taneciklerin yeterli kinetik enerjiyle çarpışmaları gerekmektedir.
- D) Her çarpışma sonucu ürün oluşmaz.

2. I. Katalizör
II. Aktivasyon enerjisi
III. Uygun doğrultuda çarpışma

Kimyasal bir tepkimenin gerçekleşebilmesi için yukarıda verilenlerden hangileri gereklidir?

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

3. Aşağıdakilerden hangisi homojen faz tepkimesidir?

- A) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2(\text{k}) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Ba}^{2+}(\text{suda}) + 2\text{NO}_3^-(\text{suda})$
- B) $2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$
- C) $2\text{H}_2\text{O}_2(\text{suda}) \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g})$
- D) $\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{I}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{PbI}_2(\text{k})$

4. $\text{Mg}(\text{k}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{MgO}(\text{k})$

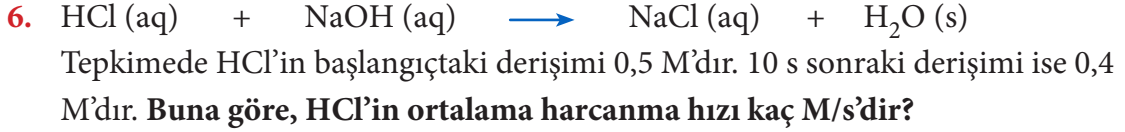
tepkimesine aşağıdaki işlemlerden hangisi uygulanırsa tepkime hızı yavaşlar?

- A) Mg'ü küçük parçalara ayırmak
- B) O_2 'in miktarını artırmak
- C) Tepkimenin sıcaklığını artırmak
- D) İnhibitör kullanmak

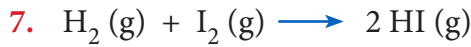


tepkimesinde katalizör kullanılırsa aşağıdakilerden hangisi değişmez?

- A) Tepkime hızı
B) Birim zamanda oluşan C miktarı
C) Tepkime süresi
D) Tepkime entalpis

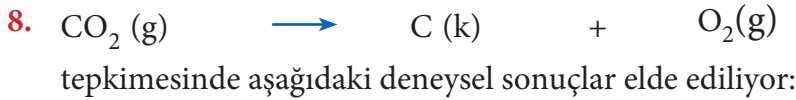


- A) 0,01
B) 0,04
C) 0,05
D) 0,09



Tepkimeye göre H_2 'nin harcanma hızıyla, HI'nın oluşma hızı arasındaki ilişki aşağıdakilerden hangisidir?

- A) $TH_{H_2} = TH_{HI}$
B) $2 TH_{H_2} = TH_{HI}$
C) $TH_{H_2} = 2TH_{HI}$
D) $3 TH_{H_2} = TH_{HI}$



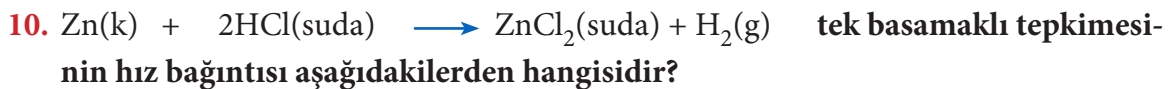
	CO_2 'in başlangıç derişimi (M)	Tepkimenin başlangıç hızı (M/s)
1. Deney	$1,5 \times 10^{-2}$	3×10^{-6}
2. Deney	3×10^{-2}	6×10^{-6}

Tabloya göre, hız sabitinin değeri nedir?

- A) 2×10^{-8}
B) 10^{-4}
C) 2×10^{-4}
D) 3×10^{-2}



- A) 2
B) 3
C) 4
D) 6



- A) $Hız = k \times [Zn] [HCl]$
B) $Hız = k \times [HCl]^2$
C) $Hız = k \times [Zn][HCl]^2$
D) $Hız = k \times [HCl]^2[ZnCl_2][H_2]$

2. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Hız

11. Tabloya göre ; $2A + B \rightarrow C$ tepkimesinin hız bağıntısı aşağıdakilerden hangisidir?

Deney no	Başlangıç Derişimleri (M)		Tepkime hızı (M/s)
	[A]	[B]	
1	0,1	0,2	x
2	0,1	0,4	4x
3	0,2	0,2	2x

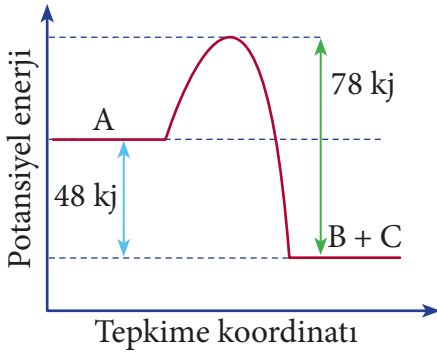
A) Hız = k [2A] [B]

B) Hız = k[A] [B]²

C) Hız = k [A]²[B]

D) Hız = k

12.



Grafiğe göre, A tepkimeye giren madde, B ve C ürünüdür.

Buna göre, aşağıdaki ifadelerden hangisi yanlıştır?

A) Tepkime entalpisi -48 kJ'dür.

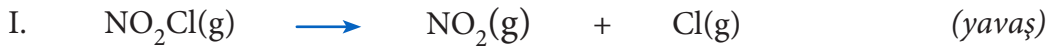
B) Tepkimenin aktivasyon enerjisi 30 kJ'dür.

C) Tepkime endotermiktir.

D) Tepkimeye giren maddenin potansiyel enerjisi ürünlerinkinden daha fazladır.



tepkimesi aşağıdaki ara basamaklardan oluşmaktadır:



Buna göre, tepkimenin hız bağıntısı aşağıdakilerden hangisidir?

A) TH = k x [NO₂Cl]²

B) TH = k x [NO₂Cl]

C) TH = k x [NO₂Cl][Cl]

D) TH = k x [NO₂Cl][NO₂][Cl]



3. ÜNİTE

KİMYASAL TEPKİMELERDE DENGE



KONULAR

3.1. KİMYASAL DENGE

3.2. DENGEYİ ETKİLEYEN FAKTÖRLER

3.3. SULU ÇÖZELTİ DENGELERİ

3. ÜNİTE

KİMYASAL TEPKİMELEERDE DENGİE

NELER ÖĞRENECEKSİNİZ?

Bu üniteyi tamamladığınızda;

- Fiziksel ve kimyasal değişimlerde dengeyi açıklayabilecek,
- Dengeyi etkileyen faktörleri açıklayabilecek,
- pH ve pOH kavramlarını suyun oto-iyonizasyonu üzerinden açıklayabilecek,
- Brönsted-Lowry asitlerini/bazlarını karşılaştırabilecek,
- Katyonların asitliğini ve anyonların bazlığını su ile etkileşimleri temelinde açıklayabilecek,
- Asitlik/bazlık gücü ile ayrışma denge sabitleri arasında ilişki kurabilecek,
- Kuvvetli ve zayıf monoprotik asit/baz çözeltilerinin pH değerlerini hesaplayabilecek,
- Tampon çözeltilerin özellikleri ile günlük kullanım alanlarını ilişkilendirebilecek,
- Tuz çözeltilerinin asitlik/bazlık özelliklerini açıklayabilecek,
- Kuvvetli asit/baz derişimlerini titrasyon yöntemiyle belirleyebilecek,
- Sulu ortamlarda çözünme-çökelme dengelerini açıklayabileceksiniz.

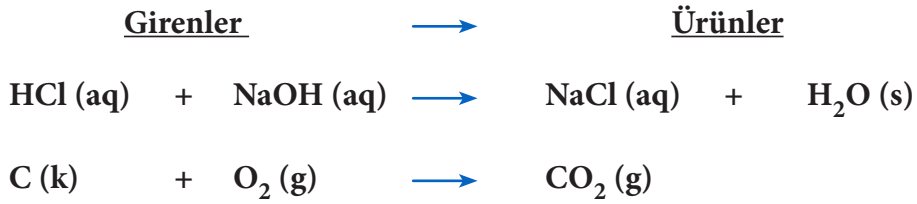
ANAHTAR KELİME VE KAVRAMLAR

- | | | | |
|------------------|-----------------------------|-----------------------|---------------------|
| ☆ kimyasal denge | ☆ denge sabiti | ☆ Le Châtelier İlkesi | ☆ oto-iyonizasyon |
| ☆ pH/pOH | ☆ Brönsted-Lowry asidi/bazı | ☆ asit-baz çifti | ☆ kuvvetli asit/baz |
| ☆ zayıf asit/baz | ☆ asitlik/bazlık sabiti | ☆ tampon çözelti | ☆ titrasyon |
| ☆ indikatör | ☆ eşdeğerlik noktası | ☆ çözünürlük çarpımı | ☆ çökelme tepkimesi |

3.1. KİMYASAL DENGE

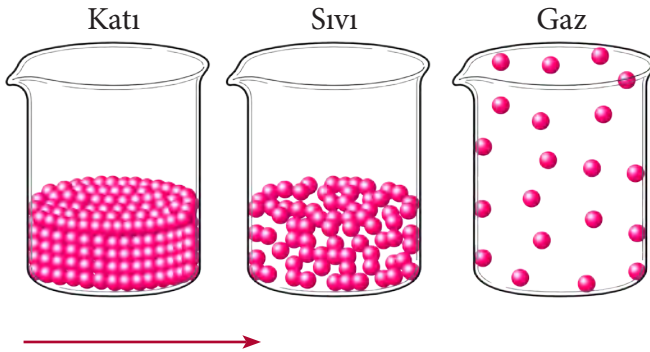
3.1.1. FİZİKSEL VE KİMYASAL DEĞİŞİMLERDE DENGE

Şimdiye kadar verilen tepkime örneklerinde görüldüğü gibi bazı tepkimelerde tepkimeye giren maddeler ürünü oluşturacak şekilde tek yönde tamamlanır. Bu tür tepkime denklemleri tek yönlü okla ifade edilir. Bu tek yönlü ok, ileri yöne doğrudur ve giren maddelerin ürünü oluşturduğu anlamını taşır. Örneğin bazı asit-baz tepkimeleri, yanma tepkimeleri tek yönlü tepkimelerdir.



Bu tür tepkimelerin gerçekleşmesi, ürünlerin tepkimeye giren maddelere göre daha kararlı olmasından kaynaklanır. Kararlılık, daha düşük enerjili ve maksimum düzensiz durumu tercih etmektir. Yani tepkimenin ürünleri oluşturacak yönde tamamlanması, ürünlerin girenlere göre daha az enerjili ve daha düzensiz oldukları anlamını taşır.

Düzensizlik maddeyi oluşturan taneciklerin dağınık dizilime sahip olması şeklinde tanımlanabilir. Maddeler katı hâlde düzenli bir dizilime sahip olduklarından düzensizliği en azdır. Gaz hâlindeki düzensizlik ise sıvı ve katı hâlde göre en fazladır (Görsel 3.1).



Görsel 3.1 Katı, sıvı ve gaz hâllerinde düzensizliğin karşılaştırılması

Düzensizlik artış yönü

Enerji artış yönü

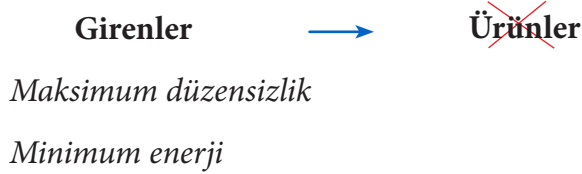
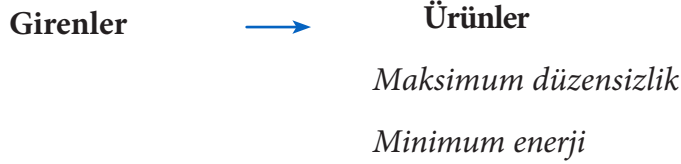
3. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Denge

Sıcaklık artışı da maddelerin düzensizliğini artırır. Benzer şekilde maddeler çözümlerinde de düzensizlikleri artar. Örneğin suyun sıcaklığı arttığında düzensizliği artar. Yine şeker suda çözüldüğünde de düzensizlik artar (Görsel 3. 2).

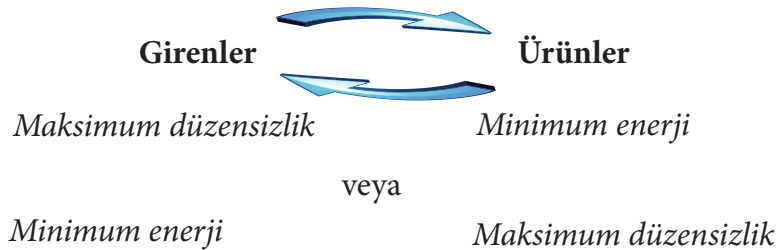


Görsel 3.2 Şekerin suda çözünmesi

Maksimum düzensizlik ve minimum enerji tepkimede ürünler tarafındaysa tepkime ürünü oluşturacak şekilde tamamlanır. Girenler tarafındaysa tepkime gerçekleşmez.



Ancak bazı kimyasal tepkimelerde tepkimeye girenler ve ürünler enerji ve düzensizlik bakımından benzerdir. Veya minimum enerji ve maksimum düzensizlik tepkimenin farklı taraflarındadır. Bu tür tepkimelerde, tepkime tamamlanmaz, çift yönlü gerçekleşir. Yani tepkime hem ileri yönde hem de geri yönde gerçekleşir. Diğer bir ifadeyle tepkimeye giren maddeler ürünlere dönüşürken, aynı anda ürünler de tepkimeye giren maddelere dönüşür.



Tepkimenin her iki yönde de gerçekleştiğini ifade etmek için tepkime denkleminde çift yönlü ok kullanılır. Bu tür tepkimeler tersinirdir. Yani tepkime ters yönde de gerçekleşir. Hidrojen gazıyla iyot arasındaki tepkimeyi inceleyelim:



İleri yöndeki tepkimede H_2 ve I_2 birleşerek HI moleküllerini oluşturur. Geri yöndeki tepkimede ise HI molekülleri H_2 ve I_2 moleküllerine parçalanır. Bu iki denklem çift yönlü ok ile aşağıdaki gibi birleştirilir:

İleri yön



Geri yön

Amonyak ve hidrojen klorür gazları arasındaki tepkime de çift yönlüdür. Amonyak ve hidrojen klorür gazları karşılaştığında amonyum klorür katısı oluşur. Amonyum klorür ısıtılırsa amonyak ve hidrojen klorür gazına dönüşür. Bu tepkime her iki yönde de gerçekleşebildiğinden tersinirdir.



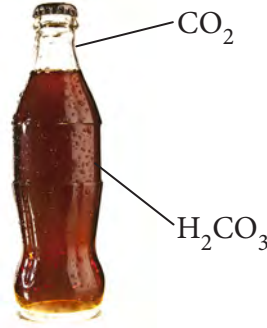
BİLGİ KUTUSU

Teorik olarak, bütün tepkimeler uygun koşullarda belirli bir sınıra kadar tersinirdir ama pratikte bazı tepkimeler tersinirdir. Buna göre bazı tepkimeler hiç gerçekleşmezken, bazıları tek yönlü gerçekleşir, bazıları ise tersinir olarak gerçekleşir.

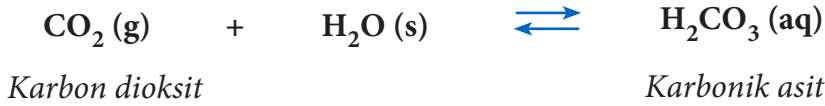
3. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Denge

Tersinir tepkimeler kapalı kaplarda gerçekleştirildiğinde tepkimeye giren maddelerle ürünler arasında dinamik bir **denge** oluşur. Denge durumunda girenlerin bir kısmı ürünlere dönüşürken aynı anda ürünlerin bir kısmı da giren maddelere dönüşür. Hem girenlerin hem de ürünlerin miktarı bu nedenle sabit kalır.

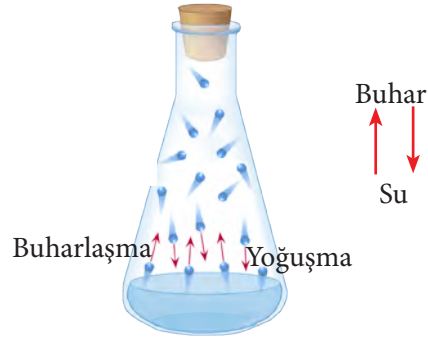
Dinamik denge günlük hayatta birçok tepkimede karşımıza çıkmaktadır. Örneğin gazlı içeceklerde gerçekleşen tepkimelerde dinamik dengeden söz edebiliriz. Bildiğiniz gibi gazlı içeceklerde çözünmüş hâlde CO₂ gazı bulunur. CO₂ gazı suda çözündüğünde su molekülleriyle etkileşerek karbonik asidi oluşturur. Sıvıyla şişe kapağı arasındaki boşlukta da CO₂ gazı bulunur. Ancak suda çözünmüş CO₂ molekülleri sadece suda, gaz fazındaki CO₂ molekülleri de sadece gaz fazında bulunmaz. Gaz fazındaki CO₂ moleküllerinin bir kısmı suya geçerken, H₂CO₃'ten ayrılan CO₂ molekülleri de gaz fazına geçer. Yani gaz fazındaki CO₂ molekülleri ile suda çözünmüş CO₂ molekülleri arasında dinamik denge bulunur (Görsel 3.3).



Görsel 3.3 Gazlı içeceklerde denge

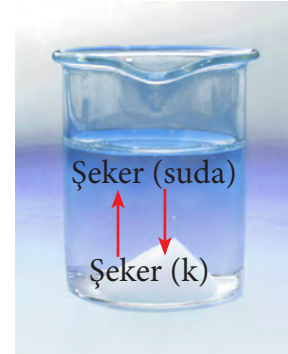


Bazı fiziksel değişimlerde de dengeden bahsedebiliriz. Kapalı kaplarda gerçekleşen hâl değişim olaylarında dinamik denge bulunmaktadır. Örneğin aşağıdaki görselde su, buharı ile denge hâlidir. Su, buharlaşarak gaz hâle geçerken aynı anda su buharı da yoğunlaşarak sıvı hâle geçmektedir (Görsel 3.4).



Görsel 3.4 Suyun buharlaşması ve yoğuşması arasındaki denge

Dibinde katısı olan doymuş çözeltilerde de katı madde ile çözünmüş madde arasında denge vardır. Örneğin şekerli su çözeltilinde dipteki şekerin bir kısmı çözünp suya karışırken, çözünmüş hâldeki şekerin bir kısmı da dibe çöker. Denge durumunda hem dipteki şekerin miktarı hem de çözünmüş şekerin miktarı değişmez, sabit kalır.



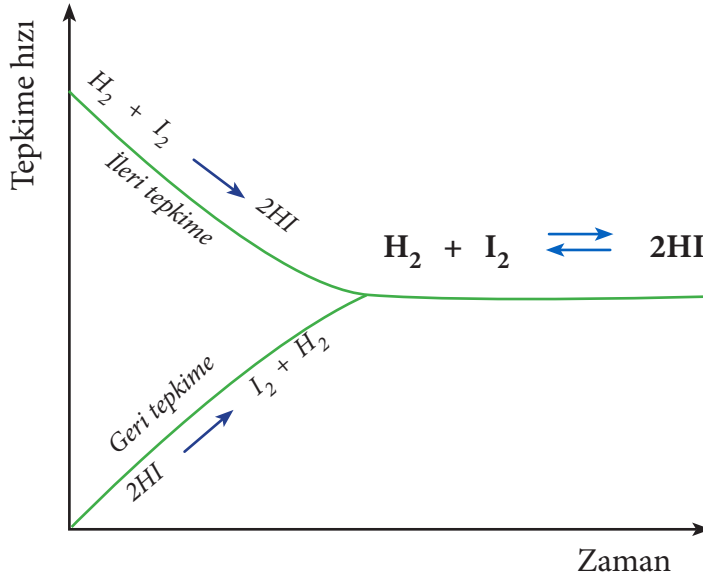
Görsel 3.5 şekerli su çözeltilinde denge



Peki, fiziksel ve kimyasal değişimlerde tepkimeler denge durumuna nasıl gelir? Tepkimeye giren maddeler karşılaşır karşılaşmaz tepkime dengeye ulaşır mı? Bunu, H_2 ve I_2 gazlarından HI oluşumu tepkimesi üzerinden irdeleyelim:

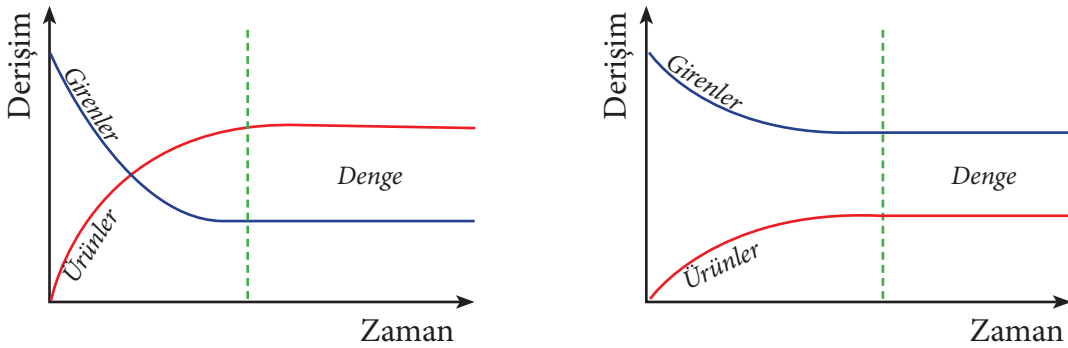
- Kapalı bir kaba H_2 ve I_2 gazları konulduğunda, başlangıç deşişimlerine göre belirli bir hızda ileri yönlü tepkime başlar. Yani H_2 ve I_2 birleşerek HI ürününü oluşturur. Başlangıçta kaptaki HI olmadığından geri tepkimenin hızı sıfırdır. HI oluşmaya başladığında, tepkime tersinir olduğundan, HI'ün H_2 ve I_2 gazlarına parçalanması da başlar. Geri tepkimenin hızı başlangıçta oldukça yavaştır çünkü HI'ün deşişimi çok düşüktür. HI'ün deşişimi arttıkça geri tepkimenin hızı da artar. Ancak bu süre zarfında H_2 ve I_2 gazları harcandığından ileri tepkimenin hızı yavaşlar. Belirli bir süre sonunda HI'ün parçalanma hızı ile H_2 ve I_2 'un harcanma hızı birbirine eşit olur. İleri tepkime hızıyla geri tepkime hızının eşit olduğu duruma **kimyasal denge** denir (Grafik 3.1).

3. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Denge



Grafik 3.1 İleri ve geri yöndeki tepkime hızlarının eşitlenerek kimyasal dengenin kurulması

Denge durumunda tepkimede yer alan maddelerin derişimleri sabit kalır, değişmez. Derişimlerin sabit olması tepkimenin durduğu anlamına gelmez. Denge, ileri ve geri yöndeki tepkime eşit hızda devam ettiğinden maddeler harcıdığı hızda oluşur. Veya oluştuğu hızda harcanır. Bu nedenle derişimler sabit kalır (Grafik 3.2). Denge durumunda derişimlerin sabit olması derişimlerinin eşit olduğu anlamına gelmez.



Grafik 3.2 İleri ve geri yöndeki tepkimelerde madde derişimlerinin dengeye ulaşması

Denge, gözlemlenebilen özellikler (renk, pH vb.) değişmez. Bu nedenle tepkime durmuş gibi gözükse de moleküler seviyede devam eder.

Özetle, tepkimelerin hangi yönde ilerleyeceği taneciklerin düzensizliğine ve sahip oldukları enerjiye bağlıdır. Tepkimeye giren maddelerin ve ürünlerin enerjisi karşılaştırıldığında hangi tarafın enerjisi az ise tepkime o tarafa doğru eğilim gösterir. Diğer taraftan taneciklerin düzensizliği hangi tarafta fazlaysa tepkime o tarafa eğilim gösterir.

Buna göre maksimum düzensizlik ve minimum enerji durumu;

- Girenler tarafında mevcutsa tepkime gerçekleşmez.
- Ürünler tarafında mevcutsa tepkime ileri yönde tamamlanır.
- Tepkimenin farklı taraflarındaysa tepkime çift yönlü gerçekleşir ve denge oluşur.

Denge;

- Sabit sıcaklıkta ve kapalı sistemlerde geçerlidir.
- Tersinir tepkimeler için geçerlidir.
- Maksimum düzensizlik ile minimum enerjinin uzlaştığı durumdur.
- İleri ve geri tepkime hızlarının eşit olduğu durumdur.
- Ürünlerin ve tepkimeye giren maddelerin birbirine dönüştüğü dinamik bir olaydır.

Derişim Cinsinden Denge İfadesi

Kimyasal tepkimelerdeki denge durumu sayısal değerlerle ifade edilir. Sayısal değerlere bakarak tepkimenin dengede olup olmadığı anlaşılır. Kimyasal dengeyi sayısal olarak ifade etmek için önce, tepkimede yer alan maddelerin derişimlerine göre denge ifadesi yazılır. Derişim değerleri, denge ifadesinde yerine konulduğunda kimyasal dengenin sayısal değeri elde edilir. Aşağıdaki tek basamaklı genel tepkime üzerinden derişim cinsinden denge ifadesi yazalım:



Tepkime dengedeysen A, B, C ve D maddeleri belirli derişimlerde karışım hâlde bulunmaktadır. Denge durumunda ileri ve geri yöndeki tepkimelerin hız bağıntıları aşağıdaki gibi yazılır:

$$\text{İleri yöndeki tepkime hızı} = k_i \times [A]^a [B]^b$$

$$\text{Geri yöndeki tepkime hızı} = k_g \times [C]^c [D]^d$$

3. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Denge

(k_i : ileri yöndeki tepkime hız sabiti, k_g : geri yöndeki tepkime hız sabiti)

Dengede, ileri ve geri yöndeki tepkime hızları eşit olduğundan hızlar aşağıdaki gibi eşitlenir:

$$k_i \times [A]^a [B]^b = k_g \times [C]^c [D]^d$$

Bu eşitlik düzenlendiğinde aşağıdaki eşitlik elde edilir:

$$\frac{k_i}{k_g} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

k_i ve k_g sabit sayılar olduğundan k_i/k_g oranı da sabit bir sayıdır. Bu yeni sabit sayı K_d olarak gösterilir. K_d , tepkimede yer alan maddelerin derişimlerine göre yazılan denge sabitidir.

$$k_i/k_g = K_d$$

Denge sabiti

Buna göre, ürünlerin derişimlerinin girenlerin derişimlerine oranı denge sabitini verir.

$$K_d = \frac{[\text{Ürünler}]}{[\text{Girenler}]} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Örnek



tepkimesi için denge sabiti;

$$K_d = \frac{[\text{Ürünler}]}{[\text{Girenler}]} = \frac{[\text{NO}]^4 [\text{H}_2\text{O}]^6}{[\text{NH}_3]^4 [\text{O}_2]^5} \quad \text{şeklindedir.}$$

Denge sabitinin de hız sabitinde olduğu gibi belirli bir birimi yoktur. Her tepkimede farklılık gösterir. Bu nedenle hesaplamalarda K_d için birim kullanılmayabilir. Hız sabiti sıcaklıkla değiştiğinden K_d değeri de sıcaklık değıştikçe değışir.

Denge ifadesinde, aynı hız bağıntısında olduğu gibi, katı ve sıvı maddelerin derişimlerine yer verilmez. Çünkü katı ve sıvı maddelerin derişimleri tepkime süresince sabit kalacağından bu sabit değer K_d değeri içinde yer alır. Çözelti ve gaz fazındaki maddelerin derişimleri ise tepkime başladığı andan itibaren sürekli değişir ancak tepkime dengeye ulaştınca sabit kalır.



1. UYGULAMA



tepkimesi için denge ifadesini yazınız.

Çözüm:

CaCO_3 ve CaO maddeleri katı hâlde olduklarından denge ifadesinde yer almazlar.

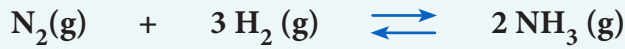
Buna göre;

$$K_d = \frac{[\text{Ürünler}]}{[\text{Girenler}]} = [\text{CO}_2]$$

$$K_d = [\text{CO}_2]$$



2. UYGULAMA



tepkimesi dengede iken tepkime kabında 0,1 M H_2 ; 0,3 M N_2 ve 0,2 M NH_3 gazları bulunmaktadır. **Bu tepkime için denge sabiti K_d 'yi hesaplayınız.**

Çözüm:

$$K_d = \frac{[\text{Ürünler}]}{[\text{Girenler}]} = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] [\text{H}_2]^3} = \frac{[0,2]^2}{[0,3] [0,1]^3} = 133,33$$

3. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Denge



3. UYGULAMA



tepkimesi dengedeysen, 1 litrelik kapta 1 mol CO, 1 mol H₂, 3,5 mol CH₄ ve belirli miktar da H₂O gazı bulunmaktadır. **K_d değeri 3,5 ise H₂O derişimi kaç moldur?**

Çözüm:

- Tepkime 1 litrelik kapta gerçekleştiğinden verilen mol sayıları o maddelerin derişimlerine eşittir. Buna göre;

$$[\text{CO}] = 1 \text{ mol} / 1\text{L} = 1 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2] = 1 \text{ mol} / 1\text{L} = 1\text{M}$$

$$[\text{CH}_4] = 3,5 \text{ mol} / 1\text{L} = 3,5 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = ?$$

$$\bullet K_d = \frac{[\text{Ürünler}]}{[\text{Girenler}]} = \frac{[\text{CH}_4][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}][\text{H}_2]^3}$$

$$\bullet 3,5 = \frac{(3,5) \times [\text{H}_2\text{O}]}{1 \times 1^3} \quad \Rightarrow \quad [\text{H}_2\text{O}] = 1 \text{ M}$$

Basınç Cinsinden Denge İfadesi

Kimyasal tepkimelerde denge ifadesi derişim cinsinden belirtilebileceği gibi maddelerin basınçlarına göre de ifade edilebilir. Sulu çözeltilerde çözeltili hacmi sabit olduğundan denge ifadesi çözeltideki bileşenlerin derişimlerine göre yapılır. Ancak gaz karışımından oluşan bir tepkimede denge ifadesini her bir gazın kısmi basıncına göre belirtmek daha pratiktir. Kısmi basınca göre ifade edilen denge sabiti, K_p sembolü ile gösterilmektedir.



BİLGİ KUTUSU

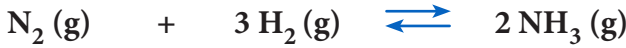
K_p sembolündeki “p” harfi, basınç kelimesinin İngilizce karşılığı olan “pressure” kelimesinin baş harfidir.

Bildiğiniz gibi kısmî basınç, gaz karışımındaki her bir gazın aynı hacimde tek başına yaptığı basınçtır. Aşağıdaki genel tepkime için kısmi basınçlar cinsinden denge sabiti, K_p , ifadesini yazalım:



$$K_p = \frac{P_{\text{Ürünler}}}{P_{\text{Girenler}}} = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b}$$

Örnek

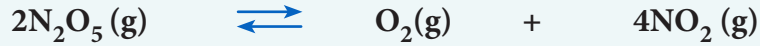


tepkimesi için basınç cinsinden denge sabiti, K_p , aşağıdaki gibi yazılır:

$$K_p = \frac{P_{\text{Ürünler}}}{P_{\text{Girenler}}} = \frac{P_{NH_3}^2}{P_{H_2}^3 P_{N_2}}$$



4. UYGULAMA



tepkimesi dengedeysen;

- N_2O_5 gazının kısmî basıncı 2 atmosfer,
- O_2 gazının kısmî basıncı 1,5 atmosfer,
- NO_2 gazının kısmî basıncı ise 2 atmosferdir.

Buna göre, tepkimenin denge sabitini basınç cinsinden hesaplayınız.

Çözüm:

$$K_p = \frac{P_{\text{Ürünler}}}{P_{\text{Girenler}}} = \frac{P_{NO_2}^4 \times P_{O_2}}{P_{N_2O_5}^2}$$

$$= \frac{1,5 \times 2^4}{2^2}$$

$$K_p = 6$$

3. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Denge

Farklı Denge Sabitleri Arasındaki İlişki

Bir tepkimede derişim cinsinden hesaplanan denge sabiti ile basınç cinsinden hesaplanan denge sabiti genellikle birbirinden farklıdır. Çünkü gazların kısmi basıncı ile molar derişimi aynı değildir. Ancak bu iki denge sabiti birbiriyle ilişkilidir. Aşağıdaki genel tepkime üzerinden K_d , K_p ilişkisini irdeleyelim:



tepkimesinde her bir gazın kısmî basıncı ideal gaz denklemi ile aşağıdaki gibi yazılır:

$$\begin{aligned} PV = nRT & \Rightarrow P_A V = n_A RT & P_B V = n_B RT \\ P_C V = n_C RT & P_D V = n_D RT \end{aligned}$$

Denklemi düzenlediğimizde kısmi basınçlar aşağıdaki gibi gösterilir:

$$\begin{aligned} P_A &= \frac{n_A}{V} RT & P_B &= \frac{n_B}{V} RT \\ P_C &= \frac{n_C}{V} RT & P_D &= \frac{n_D}{V} RT \end{aligned}$$

Mol/hacim oranı derişimi verir.

$$\begin{aligned} \frac{n_A}{V} &= [A] & \frac{n_B}{V} &= [B] \\ \frac{n_C}{V} &= [C] & \frac{n_D}{V} &= [D] \end{aligned}$$

Denklemden n/V yerine derişimler yazıldığında aşağıdaki eşitlikler elde edilir:

$$\begin{aligned} P_A &= [A] R T & P_B &= [B] R T \\ P_C &= [C] R T & P_D &= [D] R T \end{aligned}$$

Bu değerleri kısmi basınçlar cinsinden denge ifadesinde yerine koyduğumuzda aşağıdaki eşitlik elde edilir:

$$K_p = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b} \Rightarrow \frac{([C] RT)^c ([D] RT)^d}{([A] RT)^a ([B] RT)^b} = \frac{[C]^c [D]^d (RT)^{c+d}}{[A]^a [B]^b (RT)^{a+b}}$$

Ürünlerin derişiminin girenlerin derişimine oranı K_d olduğundan K_p , K_d ilişkisi aşağıdaki gibi gösterilir:

$$K_p = K_d RT^{(c+d) - (a+b)}$$

Denklemdaki $(c+d) - (a+b)$, ürünlerin katsayıları ile girenlerin katsayıları arasındaki farka karşılık gelmektedir. Ürünlerin mol sayıları ile girenlerin mol sayıları arasındaki fark Δn sembolü ile ifade edilir. Buna göre, K_p ile K_d arasındaki ilişki aşağıdaki gibi olur:

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

K_p : Basınç cinsinden denge sabiti

K_d : Derişim cinsinden denge sabiti

R : İdeal gaz sabiti (İdeal gaz denklemindeki sabit sayı olup değeri 0,082 L atm/K mol 'dür.

T : Sıcaklık (Denklemden Kelvin cinsinden verilir.)

Δn : Tepkime denkleminde, ürünlerin katsayıları toplamı ile girenlerin katsayıları toplamı arasındaki fark (Δn hesaplanırken sadece gaz hâldeki maddelere yer verilir).

Ürünlerdeki gaz maddelerin katsayıları toplamı ile girenlerdeki maddelerin katsayıları toplamı eşit olduğunda $\Delta n = 0$ olur. Bu durumda eşitlikte $(RT)^{\Delta n} = 1$ 'e eşit olur. K_d değeri de K_p 'ye eşit olur.

$$\Delta n = 0 \Rightarrow (RT)^{\Delta n} = 1 \Rightarrow K_d = K_p$$



5. UYGULAMA



tepkimesinde, 127 °C sıcaklıkta $K_d = 3 \times 10^{-2}$ olduğuna göre aynı sıcaklıkta K_p değeri kaçtır?

Çözüm:

$K_p = K_d (RT)^{\Delta n}$ eşitliğinde;

- $K_d = 3 \times 10^{-2}$
- $R = 0,82 \text{ L atm/K mol}$
- $T = 127 \text{ }^\circ\text{C}$
 $= (127 + 273) \text{ K}$
 $= 400 \text{ K}$
- $\Delta n = (1 \text{ mol PCl}_3 + 1 \text{ mol Cl}_2) - (1 \text{ mol PCl}_5)$
 $= 1$

Buna göre;

$$K_p = 3 \times 10^{-2} (0,82 \times 400)^1$$

$$K_p = 0,984$$

3.2. Dengeyi Etkileyen Faktörler

3.2.1. Dengeyi Etkileyen Faktörler

Kimyasal bir tepkimenin dengede olması derişimin yanı sıra sıcaklık, hacim, basınç gibi koşulların da sabit olduğu anlamını taşır. Bu koşullardan biri veya birkaçı değiştiğinde denge bozulur. Buna göre dengeyi etkileyen faktörler şunlardır:

- Derişim
- Sıcaklık
- Basınç
- Hacim

Yukarıda belirtilen koşullar değiştiğinde ileri ve geri yöndeki tepkime hızı değişir. Buna göre her iki yöndeki tepkime hızının eşitliği yani denge hâli bozulur. Tepkimede yer alan maddelerin her birinin derişimi de değişir. İleri ve geri yöndeki hızlar eşitleninceye kadar derişimler değişmeye devam eder. Hızlar eşitlendiğinde de yeni derişim değerleriyle yeni bir denge kurulmuş olur.

Denge bozulduğunda tepkime ürünler yönüne doğru ilerlerse yeni kurulmuş dengede ürünlerin derişimleri artmış olur. Bu durum, dengenin ürünler yönüne kayması olarak ifade edilir. Denge, girenler yönünde ilerlediğinde de girenlerin derişimi daha fazla olur. Peki, denge bozulduğunda dengenin hangi yöne kayması beklenir? Buna nasıl karar verilir?

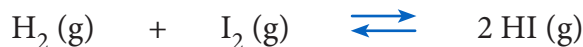
Koşullar değiştiğinde dengenin hangi yöne kayacağı Le Châtelier (Lö Şatölye) İlkesi'yle açıklanmaktadır. Bu ilkeye göre;

“Dengedeki bir tepkimenin koşulları değiştiğinde, denge, bu değişikliği en aza indirecek yöne kayar.”

Şimdi, Le Châtelier İlkesi'ni dengeye etki eden faktörler üzerinden irdeleyelim:

Derişim

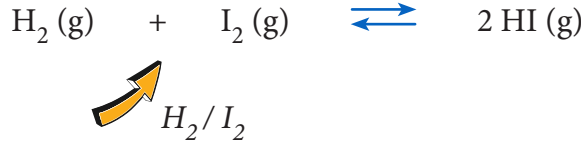
Le Châtelier İlkesi'ne göre denge durumunda, herhangi bir maddenin derişimi artırılırsa denge, bu derişimi azaltacak yönde ilerler. Benzer şekilde derişim azaltılırsa denge, derişimi artıracak yönde ilerler. Aşağıdaki tepkime üzerinden bu durumu inceleyelim:



tepkimesinin dengede olduğunu düşünelim.

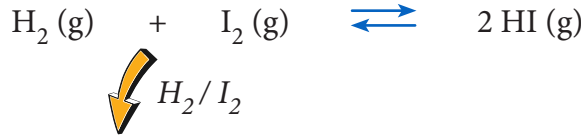
3. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Denge

➤ Sisteme bir miktar H_2 veya I_2 gazı eklenirse;



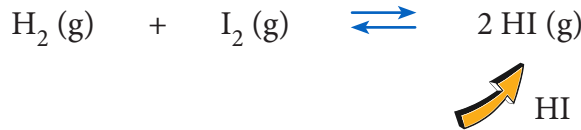
LeChâtelier ilkesi'ne göre, yeni denge kuruluncaya kadar sistem eklenen miktarı azaltacak yönde ilerler. Yani denge ürünler yönüne kayar. Çünkü sisteme tepkimeye giren maddeler eklendiğinde (H_2 veya I_2) derişimleri artar. Derişimin artması taneciklerin çarpışma sayısını artırır. Dolayısıyla ileri yöndeki tepkime hızı artar. İleri yöndeki hızın artması tepkimeye girenlerin miktarının azalması ürünün miktarının da artmasını sağlar. Bir süre sonra ileri ve geri yöndeki tepkime hızları eşitlenerek tepkime yeni bir dengeye ulaşır. Yeni kurulan dengede HI'ün derişimi ilk denge durumuna göre daha fazladır. Yani, denge ürünler yönüne kaymıştır.

➤ Sistemden bir miktar H_2 veya I_2 eksiltirse;



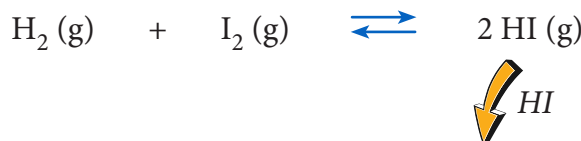
Le Châtelier İlkesi'ne göre denge H_2 ve I_2 ' un miktarını artıracak yönde ilerler yani denge girenler yönüne kayar. Çünkü H_2 veya I_2 ' un derişiminin azalması ileri yöndeki tepkime hızını yavaşlatır. Geri yöndeki tepkime hızı daha fazla olduğundan girenlerin miktarı artmaya, ürünün miktarı azalmaya başlar. Bir süre sonra tekrar denge kurulur ancak bu dengede HI'ün derişimi azalmış olur.

➤ Sisteme HI eklenirse;



Le Châtelier İlkesi'ne göre denge, girenler yönüne kayar. Yeni kurulan dengede H_2 ve I_2 ' un miktarları ilk dengeye göre daha fazla olur.

➤ Sistemden HI eksiltirse;



Le Châtelier İlkesi'ne göre denge ürün yönüne kayar. Yeni kurulan dengede H_2 ve I_2 ' un miktarları ilk dengeye göre daha az olur.

Dengedeki tepkimeye madde eklendiğinde veya tepkimedan madde eksiltildiğinde denge sabiti, K_d , değeri değişmez. Çünkü dengedeki derişimler değişse de ürünlerin derişiminin girenlerin derişimine oranı sabittir.

Basınç-Hacim

Katı ve sıvı maddeler sıkıştırılmadığından basıncın değişmesi bu tür maddeleri etkilemez. Ancak gaz hâlde tepkimeye giren veya ürün varsa sistem basınç değişikliğinden etkilenebilir.

Aşağıdaki tepkime üzerinden basınç değişikliğinin dengeyi nasıl etkilediğini inceleyelim:



Tepkimede her 2 mol amonyak üretimine karşılık toplam 4 mol madde harcanmaktadır (1 mol N_2 , 3 mol H_2). Tepkime dengedeyken pistonun itilmesi hacmin azalmasına yol açar. Hacmin azalması da gaz maddelerin kısmi basınçlarını dolayısıyla toplam basıncı artırır. Le Châtelier İlkesi'ne göre basınç arttığında denge bu basıncı azaltmak için ürünler yönüne kayar. Çünkü denge ürünler yönüne kaydığında daha az sayıda molekül oluşur ve molekül sayısının azalması basıncın azalması anlamına gelir (Görsel 3.6).

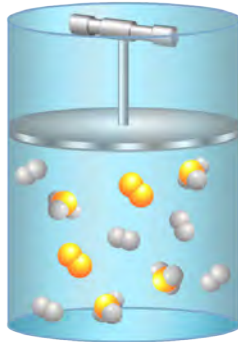
Amonyak molekülü



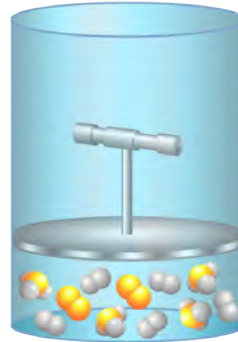
Hidrojen molekülü



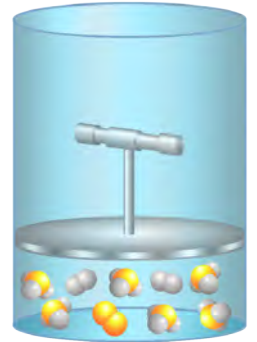
Azot molekülü



a) Başlangıçtaki denge durumu



b) Basıncın artırılmasıyla dengenin bozulması



c) Yeni denge durumu

Görsel 3.6 Basıncın artırılmasının dengedeki tepkimeye etkisi

3. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Denge

Piston yukarı çekildiğinde ise gazların kapladığı alan artar, bu da basıncın azalmasına sebep olur. Basıncın azaldığında denge, bu basıncı artıracak yönde ilerler. Yani denge girenler yönüne kayar. Dengenin girenler yönüne kayması daha fazla sayıda molekül oluşmasını sağlar. Molekül sayısının artması basıncın artmasına yol açar.

Gaz maddelerin mol sayısı tepkimenin her iki tarafında eşit sayıdaysa basıncın değiştiği dengeyi bozmaz. Örneğin aşağıdaki tepkimede basıncın değiştirilmesi dengeyi bozmaz. Çünkü tepkimedeki katsayılar bakıldığında girenlerde de ürünlerde de eşit sayıda gaz tanecikleri bulunmaktadır (3'er mol). Bu nedenle denge durumu korunur, değişmez.



Dengedeki tepkimelerde sistemin basıncı değiştiğinde veya gaz maddelerin kısmi basınçları değiştiğinde denge bozulsa bile K_p değeri de K_d değeri de değişmez.

Sıcaklık

Dengeyi etkileyen faktörlerden birisi de sıcaklık değişimidir. Sıcaklık değişimi sistemin ısı alması veya aktarması anlamına gelir. Sıcaklık değiştiğinde denge hangi yöne kayacağı tepkimenin endotermik veya ekzotermik olmasına göre değişir.

- Ekzotermik tepkimelerde ısı, ürün olarak düşünülebilir. Sıcaklık artışı ısı artışına sebep olduğundan Le Châtelier İlkesi'ne göre denge, girenler yönüne kayar.



Örneğin, yukarıdaki ekzotermik tepkimede sıcaklık arttığında ürünlerdeki ısı miktarı artar. Bu durumda denge girenler yönüne kayar. Denge girenler yönünde ilerlediğinde ürünlerdeki ısı miktarı da bir miktar azalır. Sıcaklık azaltıldığında ise denge ürünler yönüne kayar. Çünkü sıcaklık azalması ürünlerdeki ısı miktarının azalması anlamına gelir. Denge, ürünler yönüne kaydığında ürünlerdeki ısı miktarı artar. Örneğin amonyakın elementlerinden elde edilmesi ekzotermik bir tepkimedir. Daha fazla miktarda amonyak üretimi için tepkimenin düşük sıcaklıkta gerçekleştirilmesi gerekir.

- Endotermik tepkimelerde ise ısı girenler kısmında gösterilir. Sıcaklık artışı bu nedenle dengeyi ürünler yönüne kaydırır. Örneğin aşağıdaki tepkimede sıcaklık artırıldığında denge ürünler yönüne kayar. Böylece CO ve O₂ miktarı artar.



Endotermik tepkimelerde sıcaklık azaldığında ise tepkime girenler yönüne kayar.

Denge sabiti, K_d, belirli bir sıcaklıkta sabittir. Sıcaklık değiştiğinde K_d değeri de değişir. Endotermik tepkimelerde sıcaklık arttığında dengenin ürünler yönüne kaydığı belirtilmişti. K_d, ürünlerin girenlere oranı olduğundan, ürünlerin miktarının artıp, girenlerin miktarının azalması K_d değerini artırır. Ekzotermik tepkimelerde ise sıcaklık artışı K_d değerini azaltır.



6. UYGULAMA



Verilen tepkime dengede iken H₂'in miktarını artırmak için aşağıdakilerden hangisi / hangileri uygulanmalıdır?

- Sıcaklığı artırmak
- Sistemden N₂ uzaklaştırmak
- Kabın hacmini yarıya indirmek
- Toplam basıncı azaltmak

Çözüm:

- Tepkime ekzotermik olduğundan sıcaklık artışı dengeyi girenler yönüne kaydırır. Dolayısıyla H₂ miktarı artar.
- N₂ derişimi azaldığında denge girenler yönüne kayar. Yani H₂ miktarı artar.
- Hacmin azalması basıncın artmasına sebep olur. Sistemin basıncı arttığında, denge tanecik sayısının az olduğu yöne kayar. Ürünlerin tanecik sayısı daha az olduğundan denge ürünler yönüne kayar. Bu nedenle H₂ miktarı azalır.
- Basıncı azaldığında denge tanecik sayısının fazla olduğu yöne ilerler. Yani denge girenler yönüne kayar. Bu da H₂ miktarını artırır.

3. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Denge

Katalizör –Denge İlişkisi

Daha önceden de belirtildiği gibi katalizörler, aktivasyon enerjisini azaltarak tepkime hızını artıran ancak tepkimede harcanmayan maddelerdir. Denge tepkimeleri çift yönlü olduğundan katalizör kullanımı hem ileri yöndeki hem de geri yöndeki tepkime hızını artırır. Bu durumda dengeye ulaşmamış bir tepkime dengeye daha kısa sürede ulaşır. Ancak dengedeki bir tepkimede giren maddelerin veya ürünlerin derişimi değişmeyeceğinden katalizörler denge durumunu değiştirmez.

Aşağıdaki tabloda dengeye etki eden faktörler özetlenmiştir:

Değişim	Dengeye Etkisi	K_d 'ye etkisi
Derişimin artması	Denge zıt yöne kayar.	Değişmez.
Derişimin azalması	Denge aynı yöne kayar.	Değişmez.
Basıncın artması	Denge gazların mol sayısının az olduğu tarafa kayar.	Değişmez.
Basıncın azalması	Denge gazların mol sayısının çok olduğu tarafa kayar.	Değişmez.
Sıcaklık artışı	Denge endotermik tepkimelerde ürünler, ekzotermik tepkimelerde girenler yönüne kayar.	Değişir. Endotermik (↑) Ekzotermik (↓)
Sıcaklık azalması	Denge endotermik tepkimelerde girenler, ekzotermik tepkimelerde ürünler yönüne kayar.	Değişir. Endotermik (↓) Ekzotermik (↑)
Katalizör eklenmesi	Dengeye etkisi yoktur.	Değişmez.

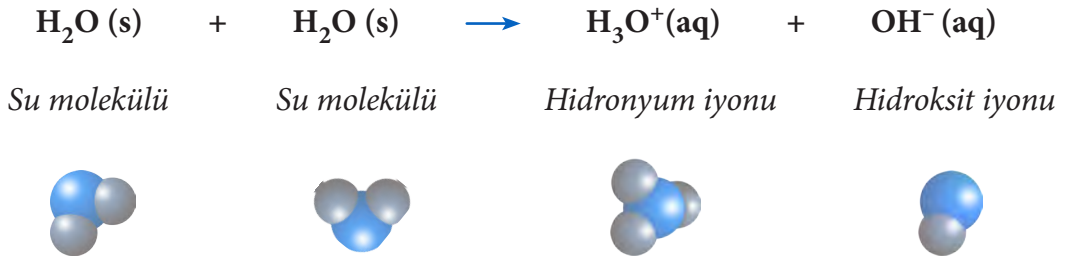
Tablo 3.1 Dengeye etki eden faktörler

3.3. SULU ÇÖZELTİ DENGELERİ

3.3.1. SUYUN OTO-İYONİZASYONU

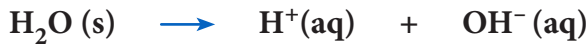
Su, bildiğiniz gibi canlılık faaliyetlerimiz için çok büyük önem taşımaktadır. İnsan vücudunun yaklaşık % 70' ini su oluşturur, yeryüzünün de yaklaşık % 80'i suyla kaplıdır. Su, hidrojen ve oksijen elementlerinden oluşan polar yapılı bir bileşiktir. İçinde çeşitli maddeler çözüldüğünde ise sulu çözeltiler meydana gelir.

Suyu oluşturan moleküller birbirlerinin etrafında sürekli hareket hâindedir. Bu esnada birbirleriyle çarpışırlar. Çarpışmalar sonucu su molekülünün yapısındaki hidrojen atomu bir molekülden diğerine aktarılır. Hidrojenini kaybeden su molekülü hidroksit iyonunu (OH^-) oluştururken, hidrojeni kazanan su molekülü de hidronyum iyonunu (H_3O^+) oluşturur.



Su moleküllerinin kendi kendine iyon oluşturmaya suyun **oto-iyonizasyonu** denir.

Kimyasal tepkimelerde, kullanım kolaylığı bakımından, H_3O^+ iyonu, kısaca H^+ şeklinde gösterilir. Buna göre suyun iyon oluşturma tepkimesi kısaca aşağıdaki gibi ifade edilebilir:



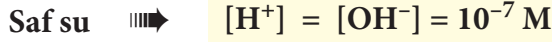
Suyun oto-iyonizasyonu çok az oranda gerçekleşir. Örneğin, yaklaşık 10 milyon su molekülünden ancak 1 tanesi iyonlaşır. Deneysel sonuçlara göre 25 °C sıcaklıkta saf sudaki hidrojen iyonları derişimi 10^{-7} molardır. Saf suda hidrojen iyonları derişimiyle OH^- iyonları derişimi eşittir dolayısıyla OH^- iyonları derişimi de 10^{-7} molardır. H^+ ve OH^- iyonları derişimi eşit olduğu için saf su nötr yapıya sahiptir.

3. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Denge

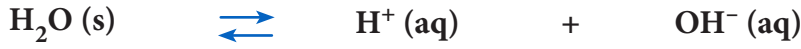


BİLGİ KUTUSU

Su, elektrik iletkenliği bakımından nötr kabul edilse de çok az iyonlaştığı için az da olsa elektriği iletir.



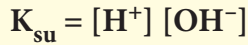
Suyun iyonlaşması tersinir olup tepkime, denge tepkimesidir. Bu nedenle çift yönlü ok ile gösterilir:



Suyun kendi kendine iyonlaşma tepkimesinin denge ifadesi ise aşağıdaki gibidir:



Denge ifadesinde katı ve sıvı hâldeki maddelere yer verilmediğinden su, bu ifade yer almaz. Suyun iyon oluşturmasının denge sabiti K_{su} olarak ifade edilir.



25 °C sıcaklıktaki saf suda H^+ ve OH^- iyonları derişimi 10^{-7} M olduğundan;

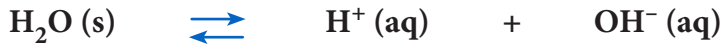
$K_{\text{su}} = 10^{-7} \times 10^{-7} = 10^{-14}$ dür. Sıcaklık değiştiğinde K_{su} değeri de değişir.


Sulu Çözeltilerde H^+ ve OH^- İyonları Derişimi

Suya, içinde çözünen maddeler eklendiğinde H^+ ve OH^- iyonları derişimi değişebilir. Örneğin suya asit veya baz eklendiğinde H^+ ve OH^- iyonlarının derişimleri 10^{-7} M'dan farklı olur.

Önceki yıllardan asit ve bazların suda çözünmesi konusundan hatırlayacağınız gibi suda çözüldüğünde H_3O^+ iyonu oluşturan maddeler **asit**, OH^- iyonu oluşturan maddeler ise **baz** olarak adlandırılmıştı. Buna göre;

- Suya asit eklenirse H^+ iyonları derişimi artar. Tepkime, denge tepkimesi olduğundan H^+ iyonlarının derişimi arttığında denge girenler yönüne kayar.




Denge girenler yönüne kayar

Tepkime, girenler yönünde ilerlediğinde H^+ ve OH^- iyonlarının miktarı azalır. H^+ miktarı azalsa bile, asit eklendiğinde H^+ derişimi artacağı için yeni kurulan dengedeki H^+ derişimi ilk duruma göre daha fazla olur. OH^- iyonları derişimi ise ilk duruma göre azalır.

$$[\text{H}^+] > 10^{-7} \text{ M} > [\text{OH}^-]$$

➤ Suya baz eklendiğinde ise OH^- iyonları derişimi artar, H^+ derişimi azalır.

$$[\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ M} > [\text{H}^+]$$

Özetle;

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M} \text{ ise, çözelti nötrdür.}$$

$$[\text{H}^+] > 10^{-7} \text{ M} > [\text{OH}^-] \text{ ise, çözelti asidiktir.}$$

$$[\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ M} > [\text{H}^+] \text{ ise, çözelti baziktir.}$$



7. UYGULAMA

Aşağıda 25 °C'ta H^+ derişimi verilen çözeltinin OH^- iyonları derişimini, OH^- iyonları derişimi verilen çözeltinin de H^+ iyonları derişimini hesaplayınız. **Çözeltilerin asidik mi yoksa bazik mi olduğunu belirtiniz.**

a) 10^{-4} M OH^-

b) 10^{-6} M H^+

Çözüm:

a) • 25 °C sıcaklıkta, $K_{\text{su}} = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14}$

$$\begin{array}{cc} \downarrow & \downarrow \\ ? & 10^{-4} \end{array}$$

$$\bullet 10^{-14} = 10^{-4} \times [\text{H}^+] \implies [\text{H}^+] = 10^{-14 - (-4)} \implies [\text{H}^+] = 10^{-10} \text{ M}$$

$$\left. \begin{array}{l} \bullet [\text{H}^+] \implies 10^{-10} < 10^{-7} \\ \bullet [\text{OH}^-] \implies 10^{-4} > 10^{-7} \end{array} \right\} \text{ olduğundan çözelti baziktir.}$$

3. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Denge

b) • $K_{su} = [H^+] [OH^-] = 10^{-14}$

\downarrow \downarrow
 10^{-6} ?

• $10^{-14} = 10^{-6} \times [OH^-] \implies [OH^-] = 10^{-8} \text{ M}$

• $[H^+] \rightarrow 10^{-6} > 10^{-7}$

$[OH^-] \rightarrow 10^{-8} < 10^{-7}$

} olduğundan çözelti asidiktir.

pH ve pOH Kavramları

Sulu çözeltilerde H^+ ve OH^- iyonları derişimi çok küçük sayılar olduğundan bu kavramları daha büyük sayılarla ifade etmek için pH ve pOH kavramları kullanılır. Böylece çözeltilerin asitliği ve bazlığı daha kolay anlaşılır hâle gelir.



BİLGİ KUTUSU

pH, İngilizcede hidrojenin gücü anlamına gelen “power of hydrogen” kelimelerinin baş harflerinden oluşmaktadır.

pH, hidrojen iyonları (H_3O^+ / H^+); **pOH** ise OH^- iyonları derişiminin negatif logaritması alınarak elde edilir:

➤ $pH = -\log [H^+]$ veya $pH = -\log [H_3O^+]$

➤ $pOH = -\log [OH^-]$

10 tabanında logaritma hesaplamalarına göre $\log 10^a = a$ ’dır. Buna göre, saf suyun pH ve pOH değeri şöyle hesaplanır:

Saf su $\implies [H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ M}$

$$\text{pH} = -\log 10^{-7} \implies \text{pH} = -(-7) = 7$$

$$\text{pOH} = -\log 10^{-7} \implies \text{pOH} = -(-7) = 7$$

Buna göre; $\text{pH} + \text{pOH} = 7+7= 14$ 'tür.



8. UYGULAMA

25 °C sıcaklıkta, H^+ iyonları derişimi 10^{-3} M olan çözeltinin;

- OH^- iyonları derişimini
- pH değerini
- pOH değerini hesaplayınız.

Çözüm:

a) • 25 °C sıcaklıkta, $K_{\text{su}} = [H^+] [OH^-] = 10^{-14}$

$$\begin{array}{ccc} \downarrow & & \downarrow \\ 10^{-3} & & ? \end{array}$$

$$\bullet 10^{-14} = 10^{-3} \times [OH^-] \implies [OH^-] = 10^{-14 - (-3)}$$

$$\boxed{[OH^-] = 10^{-11} \text{ M}}$$

b) • $\text{pH} = -\log [H^+]$

$$\begin{array}{ccc} \downarrow & & \\ & & 10^{-3} \end{array} \implies \text{pH} = -\log 10^{-3}$$

$$\boxed{\text{pH} = 3}$$

c) • I. yol; $[OH^-] = 10^{-11} \text{ M}$ $\implies \text{pOH} = -\log 10^{-11}$

$$\boxed{\text{pOH} = 11}$$

• II. yol; $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

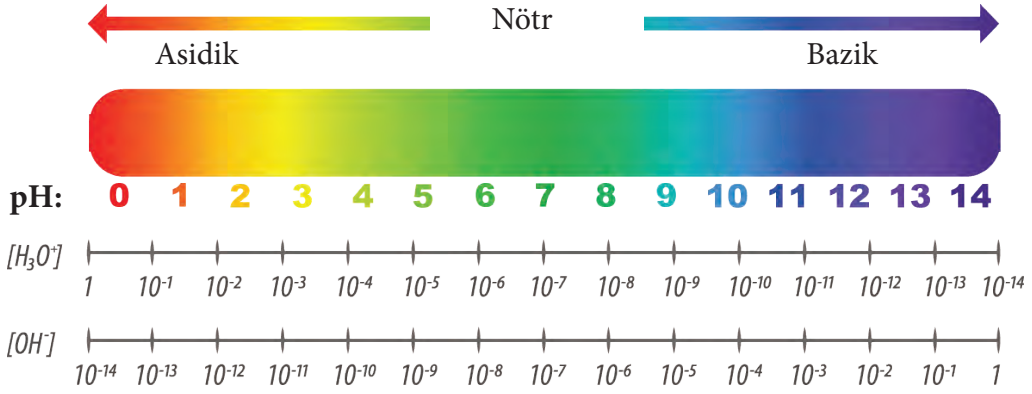
$$\begin{array}{ccc} \downarrow & & \downarrow \\ 3 & & ? \end{array} \implies \text{pOH} = 14 - 3 = 11$$

$$\boxed{\text{pOH} = 14 - 3 = 11}$$

3. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Denge

Bir çözeltideki H^+ iyonları derişimi 10^{-7} M'dan büyükse çözeltinin pH'si 7' den küçüktür. H^+ derişimi 10^{-7} M'dan küçükse pH değeri 7' den büyük olur. Buna göre, sulu çözeltilerde $25\text{ }^\circ\text{C}$ 'ta;

- pH = pOH = 7 ise, çözelti nötrdür.
- pH < 7 < pOH ise, çözelti asidiktir.
- pH > 7 > pOH ise, çözelti baziktir.



Görsel 3.7 pH cetveli



9. UYGULAMA

pH'si 9 olan bir çözeltideki;

- H^+ iyonları derişimi
- OH^- iyonları derişimi kaç molardır?

Çözüm:

a) $pH = -\log [H^+] \implies 9 = -\log 10^{-x}$

$9 = x \implies [H^+] = 10^{-9} \text{ M}$

b) $K_{su} = [H^+] [OH^-] = 10^{-14} \implies [OH^-] = 10^{-5} \text{ M}$

\downarrow \downarrow
 10^{-9} ?

3.3.2. BRÖNSTED-LOWRY ASİT/BAZLARI

Önceki konularda suya H^+ iyonu veren maddelerin asit, OH^- iyonu veren maddelerin ise baz olduğu belirtildi. Bu tanım Arrhenius asit-baz tanımıdır. Arrhenius'a göre;

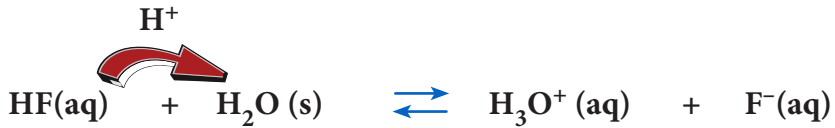
- HCl, HBr, H_2SO_4 , HNO_3 vb. maddeler suya H^+ iyonu vererek H_3O^+ iyonu oluşturduklarından asit;
- NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$ vb. maddeler ise suya OH^- iyonu verdiklerinden bazdır.

Ancak NH_3 , CaO, SO_2 gibi bazı maddeler Arrhenius'a göre asit veya baz olmamasına karşın bu maddelerin kendileri veya sulu çözeltileri asidik/bazik özellik göstermektedir. Bu nedenle Arrhenius asit-baz tanımı yetersiz kalmıştır.

Bunun üzerine Brönsted-Lowry asit/baz teorisi ile tanım genişletilmiştir. Arrhenius'a göre asit veya baz olan maddeler Brönsted-Lowry'ye göre de asit veya bazdır. Ancak Arrhenius'un asit veya baz olarak tanımlamadığı bazı maddeler Brönsted-Lowry'ye göre asit veya baz olarak tanımlanmıştır. Brönsted-Lowry asit-baz tanımı şöyledir:

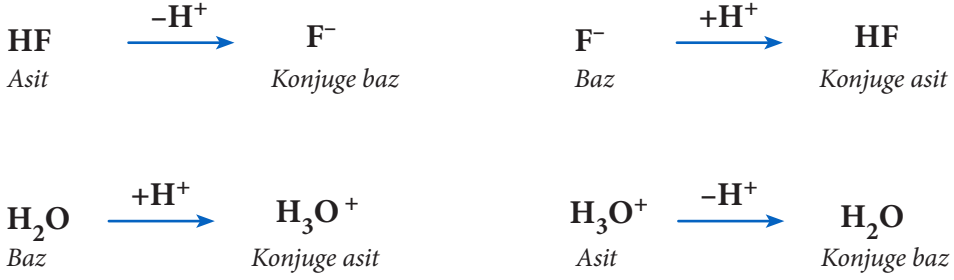
“*Kimyasal tepkimelerde hidrojen iyonu veren maddeler asit, bu hidrojen iyonunu alan maddeler ise bazdır.*”

Örneğin HCl, suda çözüldüğünde su molekülüne hidrojenini aktarır. Su molekülü de hidrojen iyonunu yapısına katarak H_3O^+ iyonuna dönüşür. Brönsted-Lowry'ye göre, HCl hidrojen verdiği için asit, H_2O ise hidrojen iyonunu aldığı için bazdır.

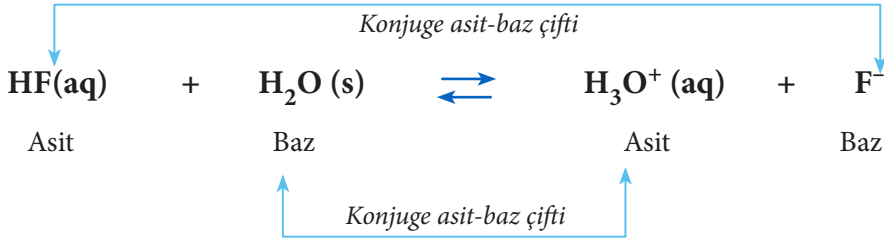


Brönsted-Lowry asit-baz teorisinde hidrojenini veren asit, **konjuge bazına**; hidrojeni alan baz da **konjuge asidine** dönüşür. Örneğin yukarıdaki tepkimede HF, F^- iyonuna dönüştüğünden HF asidinin konjuge bazı F^- iyonudur. H_2O ise H_3O^+ iyonuna dönüştüğünden, H_2O bazının konjuge asidi H_3O^+ iyonudur. Benzer şekilde geri yöndeki tepkime için, F^- bazının konjuge asidi HF, H_3O^+ asidinin konjuge bazı da H_2O 'dur.

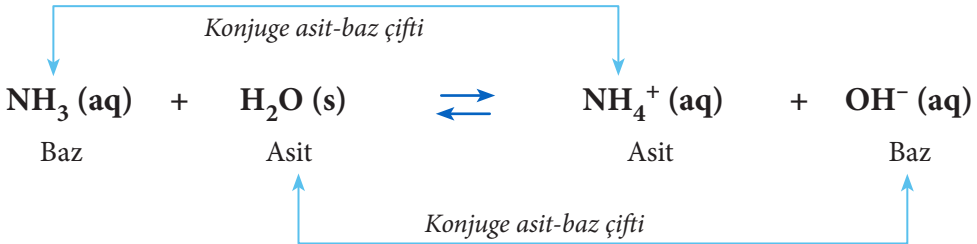
3. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Denge



Hidrojenini veren asit ile verdikten sonra oluşan baz ikilisine ise **konjuge asit-baz çifti** denir. Her asidin bir konjuge bazı, her bazın da bir konjuge asidi vardır.



Amonyakın suda çözünmesi tepkimesinde ise amonyak, Brönsted-Lowry bazı, su ise Brönsted-Lowry asididir. Çünkü su amonyak molekülüne hidrojen aktarmıştır. Bu tepkimede NH_3 ile NH_4^+ ; H_2O ile de OH^- konjuge asit-baz çiftleridir.

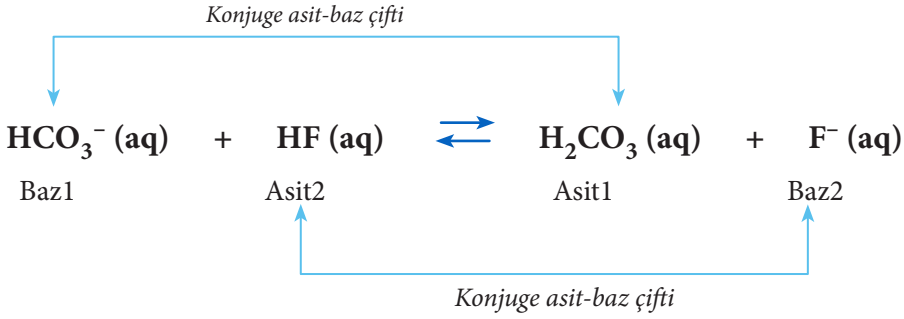


Amonyakın suda çözünmesi denge tepkimesidir, çift yönlü gerçekleşir. Geri yöndeki tepkimede NH_4^+ , hidrojenini OH^- iyonuna verdiği için asit, OH^- ise bazdır.

Yukarıdaki örneklerden de anlaşılacağı gibi Brönsted-Lowry teorisine göre su, hem asit hem de baz gibi davranabilmektedir. Bu nedenle kimyasal maddeleri asit veya baz olarak sınıflandırmak yerine tepkimede karşısındaki maddeye göre nasıl davrandığına bakmak gerekir. Aşağıdaki örneği inceleyelim:



- HCO_3^- iyonu HF'den H^+ iyonu aldığından baz, HF ise hidrojenini kaybettiği için asittir. Ters yöndeki tepkimede ise H_2CO_3 asit, F^- bazdır.
- HF asidi F^- bazına dönüştüğünden, HF'in konjuge bazı F^- iyonudur. F^- iyonunun konjuge asidi ise HF'dür. Yani HF ile F^- konjuge asit-baz çiftidir.



- Benzer şekilde HCO_3^- bazı hidrojen alınca H_2CO_3 'e dönüştüğünden bu ikili konjuge asit-baz çiftidir. HCO_3^- baz, H_2CO_3 ise konjuge asittir.



10. UYGULAMA

Aşağıdaki tepkimelerde konjuge asit-baz çiftlerini bulunuz.

- a) $\text{HF} + \text{CN}^- \rightleftharpoons \text{F}^- + \text{HCN}$
- b) $\text{HI} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{I}^-$

Çözüm

- a) HF ile F^- ; CN^- ile HCN konjuge asit-baz çiftidir.
- b) HI ile I^- ; H_2O ile H_3O^+ konjuge asit-baz çiftidir.

Özetle, Brönsted asit-baz teorisine göre;

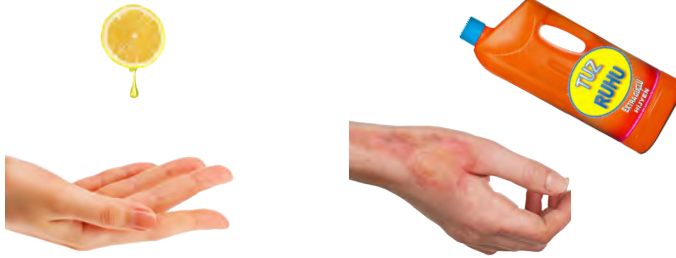
- Asit/baz iyonlardan da moleküllerden de oluşabilir.
- Asit/baz tepkimelerinin sulu çözeltilerde gerçekleşme zorunluluğu yoktur.
- Bir tepkimede asit gibi davranan bileşen başka bir tepkimede baz gibi davranabilir.

3. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Denge

3.3.3. KATYONLARIN ASİTLİĞİ ANYONLARIN BAZLIĞI

Kuvvetli ve Zayıf Asitler

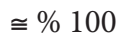
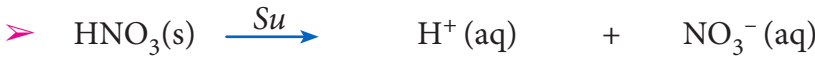
Tuz ruhu, kezzap, sirke, turunçgiller, gazlı içecekler vb. maddelerin asit içerdiği, asitlerin genel olarak tahriş edici özellikte olduğu daha önceki konularda belirtilmişti. Bu maddelerin tamamı asidik özellikte olduğuna göre neden tuz ruhu, kezzap cildimize oldukça fazla zarar verirken, limon, sirke gibi maddeler çok az etki eder? Bu durum asitlerin kuvvetli veya zayıf olmasıyla ilgili olabilir mi?

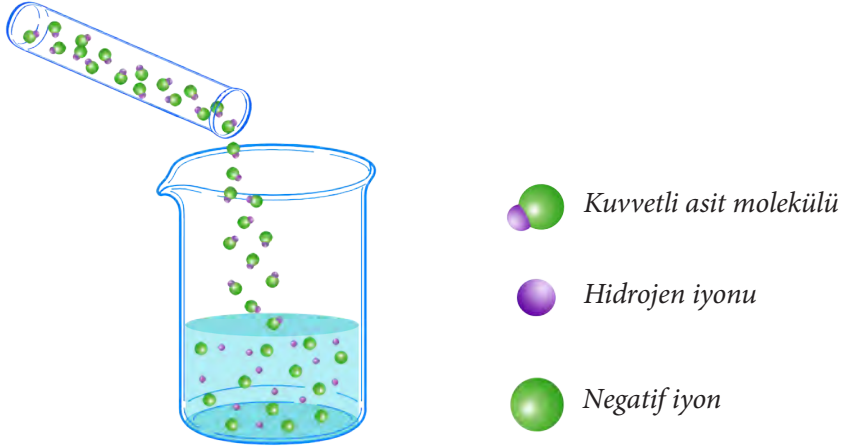


Görsel 3.8 Asit içeren maddelerin cildimize etkileri

Asitler suya eklendiklerinde, suda iyonlaşma yüzdelerine göre kuvvetli veya zayıf asit şeklinde ifade edilir.

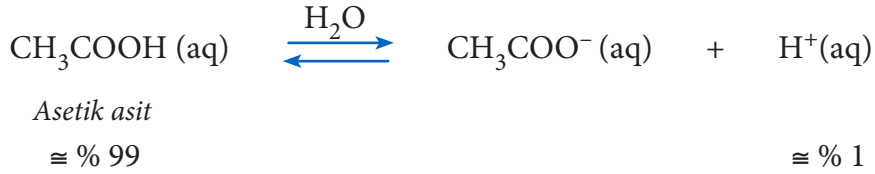
- Suyu eklendiklerinde tamamı veya tamamına yakını iyonlaşan asitler **kuvvetli asitler**dir. Örneğin HCl, H₂SO₄, HNO₃, HClO₄ gibi asitler kuvvetli asitlerdir. Kuvvetli asitler suda yüzde yüz oranında iyonlaştığından tepkime sadece ileri yönlü gerçekleşir. Bu nedenle kuvvetli asitlerin suda çözünme tepkimesi tek yönlü okla gösterilir. Aşağıdaki tepkimelerde bazı kuvvetli asitlerin suda çözünmesiyle oluşan iyonlar yer almaktadır:





Görsel 3.9 Kuvvetli asidin suda iyonlaşması

- Suya eklendiklerinde bir kısmı iyonlaşan asitler ise **zayıf asitler**dir. Zayıf asitlerin de tamamı suda çözünür ancak çok az bir kısmı iyonlaşır. Yani, zayıf asit moleküllerinin tamamı suda birbirinden ayrılır, ancak bazıları H^+ iyonu oluşturur. Asitler moleküler yapıli bileşikler olduğundan suda iyonlaşmayan taneçikler moleküler hâlde kalır. Örneğin asetik asit moleküllerinin sadece % 1'i iyonlaşırken, kalanı asetik asit molekülleri olarak suda bulunur. Asetik asidin iyonlaşma tepkimesi aşağıdaki gibidir:



Zayıf asitler günlük hayatımızın birçok alanında karşımıza çıkmaktadır. Sirke asidi olarak adlandırılan asetik asit (CH_3COOH), karınca asidi olan formik asit ($HCOOH$), limondaki sitrik asit, gazlı içeceklerdeki karbonik asit (H_2CO_3), HF, HCN vb. asitler zayıf asitlerdir.



Asetik asit



Sitrik asit

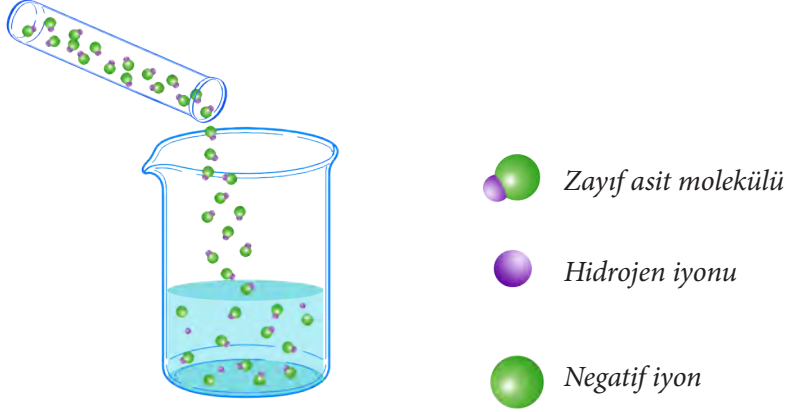


Karbonik asit

Görsel 3.10 Zayıf asit içeren bazı gıdalar

3. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Denge

Zayıf asitlerin suda çözünmesinde tepkime denge tepkimesidir, çift yönlü gerçekleşir.

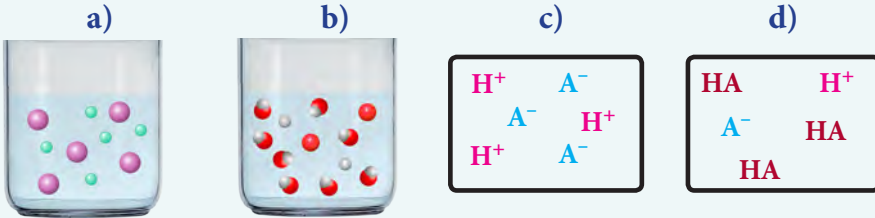


Görsel 3.11 Zayıf asidin suda iyonlaşması



11. UYGULAMA

Aşağıdaki çözeltilerin kuvvetli asit mi zayıf asit mi içerdiğini belirtiniz.

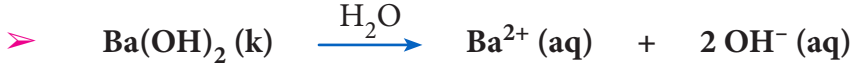


Çözüm:

- Çözeltideki taneciklerin tamamı iyonlaşmış olduğundan çözelti kuvvetli asit içermektedir.
- Çözeltideki moleküllerin bazıları iyonlaştığından çözelti zayıf asit içermektedir.
- Çözeltideki taneciklerin tamamı iyonlaşmış olduğundan çözelti kuvvetli asit içermektedir.
- Çözeltideki moleküllerin bazıları iyonlaştığından çözelti zayıf asit içermektedir.

Kuvvetli ve Zayıf Bazlar

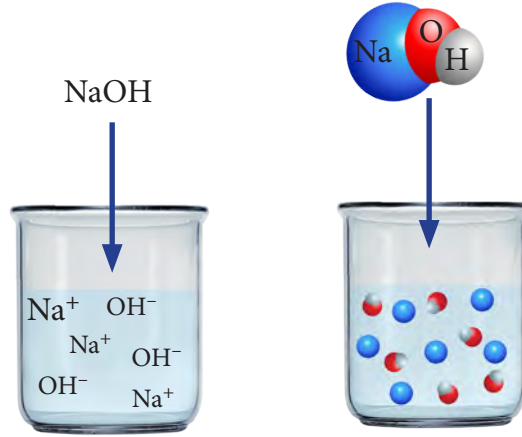
Asitlerde olduğu gibi suda tamamına yakını iyonlaşan bazlar **kuvvetli baz**, çok az iyonlaşan bazlar ise **zayıf baz** olarak adlandırılır. Lityum hidroksit (LiOH), sodyum hidroksit (NaOH), potasyum hidroksit (KOH), baryum hidroksit (Ba(OH)₂), kalsiyum hidroksit (Ca(OH)₂) kuvvetli bazlara örnektir.



Baryum Hidroksit



Sodyum Hidroksit



Görsel 3.12 Kuvvetli bazların suda çözünmesi

Alüminyum hidroksit, amonyak, metil amin (CH₃NH₂) ise zayıf bazlara örnektir. Zayıf bazlar suda tamamen iyonlaşmadığı için tepkime denge tepkimesidir ve çift yönlü okla gösterilir.

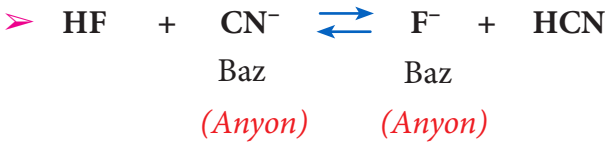
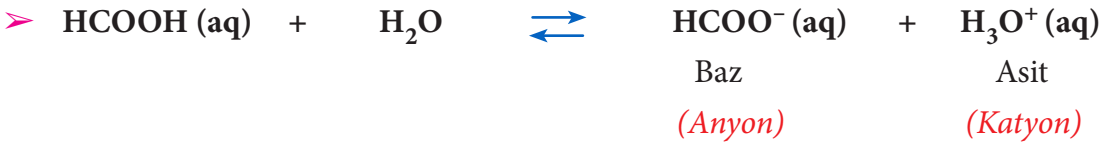
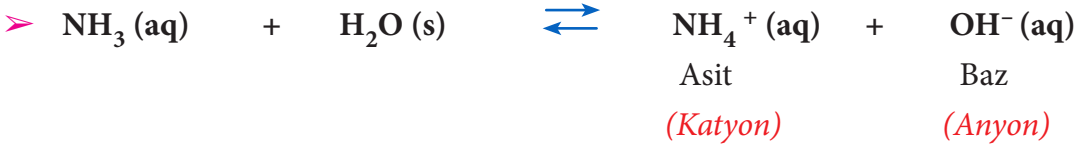


3. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Denge

Anyonların Asitliği Katyonların Bazlığı

Brönsted-Lowry asit/baz tanımına göre asitler ve bazlar sadece moleküllerden değil, iyonlardan da oluşabilmektedir. Bildiğiniz gibi pozitif yüklü (+) iyonlara katyon, negatif yüklü iyonlara (-) ise **anyon** denilmektedir.

Anyonların ve katyonların asitlik/bazlık bakımından nasıl davrandıklarını aşağıda verilen asit/baz tepkimeleri üzerinden inceleyelim:



Tepkimelerden anlaşılacağı üzere katyonlar asit, anyonların ise baz gibi davranır. Örneğin H_3O^+ , NH_4^+ katyonları asidik; F^- , OH^- , CN^- , HCOO^- anyonları ise bazik özellik gösterir.

Peki, bu anyon ve katyonları içeren tuzlar suda çözüldüklerinde çözelti asidik özellik mi bazik özellik mi gösterir? Diğer bir ifadeyle, çözültideki anyon ve katyonların asitliği veya bazlığı hakkında ne söyleyebiliriz?

CuCl₂ tuzunun suda çözünmesini ele alalım:

CuCl₂ tuzu suda çözündüğünde Cu²⁺ ve Cl⁻ iyonları oluşur. Cu²⁺ iyonları suyla tepkimeye girer. Tepkime sonucu Cu(OH)₂ katısı ile H₃O⁺ iyonları elde edilir. Tepkime H₃O⁺ iyonları olduğundan çözelti asidiktir. Yani Cu²⁺ katyonu suyla etkileştiğinde asit gibi davranır.



(Cl⁻ iyonları HCl kuvvetli asidinin konjuge bazıdır. Kuvvetli asitlerin konjuge bazları suyla tepkime vermezler. Bu nedenle Cl⁻ iyonları da suyla tepkimeye girmezler).

NH₄Cl tuzu suyla etkileştiğinde de çözelti asidik olur. Bu tuz suya eklendiğinde oluşan NH₄⁺ katyonu suya hidrojenini aktarır. Yani NH₄⁺ katyonu suda asit gibi davranır, su ise baz gibi davranır.



NaF tuzu suda çözündüğünde ise Na⁺ iyonları ile F⁻ iyonları oluşur. (Na⁺ iyonu kuvvetli bir baz olan NaOH'ın konjuge asididir. Kuvvetli bazların konjuge asitleri suyla etkileşmezler. Bu nedenle Na⁺ iyonları suyla tepkime vermez. Ancak F⁻ anyonu HF zayıf asidinin konjuge bazıdır. Suyla etkileştiğinde suyun hidrojenini koparır. Böylece OH⁻ iyonları oluşur ve çözelti bazik hâle gelir.



Özetle;

- İyon çapı küçük, iyon yükü büyük olan metal katyonları (Al³⁺, Cu²⁺, Cr³⁺, Fe³⁺, Bi³⁺ vb.) su ile etkileştiklerinde asit gibi davranır, su ise baz gibi davranır. Bu katyonlar aynı zamanda zayıf bazların konjuge asitleridir.
- Zayıf asitlerin konjuge bazları olan anyonlar ise suyla etkileştiklerinde baz gibi davranırlar (F⁻, CN⁻, HCO₃⁻ ...). Su ise asit gibi davranır.
- Kuvvetli asitlerin konjuge bazları olan anyonlar ve kuvvetli bazların konjuge asitleri olan katyonlar suyla tepkimeye girmezler.

3. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Denge

3.3.4. ASİTLİK/ BAZLIK GÜCÜ VE AYRIŞMA DENGE SABİTLERİ

Asidin suyla etkileşmesi sonucu hidronyum (hidrojen) ve konjuge baz iyonlarının oluşmasına **asidin iyonlaşması** veya **ayrışması** denir. Benzer şekilde bazların suda hidroksit iyonlarına ve konjuge asit iyonlarına ayrışmasına **bazın iyonlaşması** veya **ayrışması** denir.

Daha önceden de belirtildiği gibi kuvvetli asitler ve bazlar suda tamamen iyonlaşır. Bu nedenle suda asit molekülüne rastlanmaz. Tepkimede kuvvetli asit ve bazların tamamı ürüne dönüştüğünden, tepkime tek yönlü gerçekleşir. Girenlerle ürünler arasında denge kurulmaz. Bu nedenle denge sabitinden de bahsedilmez.

Zayıf asit ve bazlar ise suda kısmen iyonlaştıklarından, suda iyonlaşmaları denge tepkimesidir. Bildiğiniz gibi denge tepkimeleri çift yönlü okla gösterilmektedir. Genel olarak zayıf bir asidi “HA”, zayıf bir bazı da “B” şeklinde simgelersek, bunların suda iyonlaşma tepkimeleri ve denge sabitleri aşağıdaki gibi yazılır:



Dengede; suda çözülmüş zayıf asit molekülleri, H_3O^+ iyonları ve zayıf asidin eşlenik bazı karışım hâlinindedir. Zayıf asitlerin suda iyonlaşma tepkimesinin denge sabitine **asitlik sabiti** denir. Asitlik sabiti, asidin iyonlaşmış kısmının derişiminin, iyonlaşmamış kısmının derişimine oranıdır. Bu oran “ K_a ” sembolü ile gösterilir.

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Formülden de anlaşılacağı gibi asidin iyonlaşması arttıkça K_a değeri büyür.



Zayıf bazların suda iyonlaşmalarının denge sabitine ise **bazlık sabiti** denir. Bazlık sabiti “ K_b ” sembolü ile ifade edilmektedir.

$$K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

Örneğin NH_3 'ün $25\text{ }^\circ\text{C}$ sıcaklıktaki bazlık sabiti, $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$ 'tir. Asetik asidin asitlik sabiti ise $1,7 \times 10^{-5}$ 'tir. Bu değerler çok fazla sayıda asit veya baz moleküllerinden çok çok azının iyonlaştığı anlamını taşır.

Zayıf asitlerin veya bazların suda iyonlaşma oranlarına bakılarak bu maddelerin asitlik/bazlık güçleri karşılaştırılabilir. Örneğin bir asit diğerine göre daha fazla oranda iyonlaşmışsa asitlik gücü de daha fazladır. Bu nedenle, zayıf asit veya bazların ayrışma (iyonlaşma) denge sabitlerine bakılarak asitlik veya bazlık güçleri hakkında fikir sahibi olunabilir.

Asitlik veya bazlık sabiti aslında asidin veya bazın iyonlaşma oranını verir. Eğer asidin veya bazın iyonlaşması az ise K_a veya K_b değerleri küçük olur. İyonlaşma oranı arttıkça K_a veya K_b değerleri de büyür. Örneğin HNO_2 (nitroz asit) zayıf asidinin K_a değeri $4,4 \times 10^{-4}$ 'tür. CH_3COOH (etanoik asit) zayıf asidinin K_a değeri ise $1,8 \times 10^{-5}$ 'tir. Değerlere bakıldığında HNO_2 'ün K_a değeri CH_3COOH 'ün K_a değerinden daha büyüktür. Buna göre HNO_2 asidinin CH_3COOH 'e göre daha fazla iyonlaştığını söyleyebiliriz. Bu durumda HNO_2 asidi etanoik aside göre daha güçlü bir asittir.

Aşağıdaki tablolarda bazı zayıf asit ve bazların oda sıcaklığındaki iyonlaşma denge sabitleri yer almaktadır:

Asit adı	Ayrışma tepkimesi	K_a (25 °C)
Fosforik asit	$\text{H}_3\text{PO}_4 (\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+ (\text{aq}) + \text{H}_2\text{PO}_4^- (\text{aq})$	$7,5 \times 10^{-3}$
Metanoik asit	$\text{HCOOH} (\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+ (\text{aq}) + \text{COOH}^- (\text{aq})$	$1,8 \times 10^{-4}$
Karbonik asit	$\text{H}_2\text{CO}_3 (\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+ (\text{aq}) + \text{HCO}_3^- (\text{aq})$	$4,3 \times 10^{-7}$
Hidrosiyanik asit	$\text{HCN} (\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+ (\text{aq}) + \text{CN}^- (\text{aq})$	$6,2 \times 10^{-10}$
Hidroflorik asit	$\text{HF} (\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+ (\text{aq}) + \text{F}^- (\text{aq})$	$6,3 \times 10^{-4}$

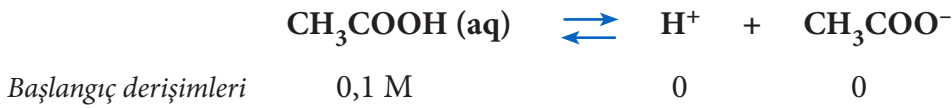
Tablo 3.2 Bazı zayıf asitlerin suda iyonlaşma tepkimeleri ve asitlik sabitleri

3. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Denge

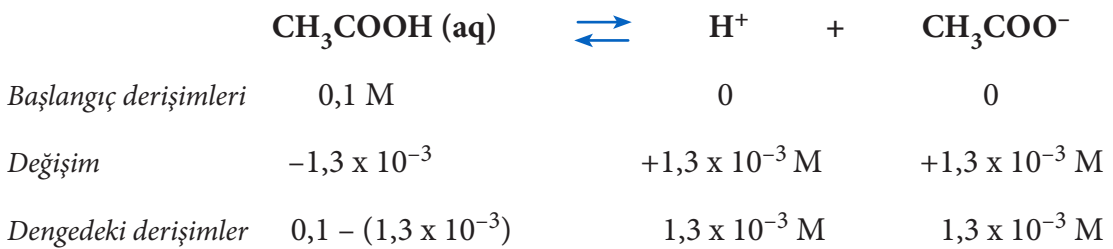
Baz adı	Ayrışma tepkimesi	K_b (25 °C)
Amonyak	$\text{NH}_3 (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{s}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$	$1,8 \times 10^{-5}$
Metilamin	$\text{CH}_3\text{NH}_2 (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{s}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+ (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$	4×10^{-4}
Anilin	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{s}) \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+ (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$	$4,2 \times 10^{-10}$

Tablo 3.3 Bazı zayıf bazların suda iyonlaşma tepkimeleri ve bazlık sabitleri

K_a ve K_b değerleri, denge ifadesinde yer alan maddelerin dengedeki derişimleri bulunduğında hesaplanabilir. Örneğin 0,1 molar etanoik asit (CH_3COOH) çözeltisi dengede H^+ derişimi $1,3 \times 10^{-3}$ M ise bu asidin denge sabiti aşağıdaki gibi hesaplanır:



Tepkimede H^+ ile CH_3COO^- iyonlarının katsayısı aynı olduğundan, derişimleri de aynı olur. Buna göre, CH_3COO^- derişimi de $1,3 \times 10^{-3}$ 'tür. 0,1 M asidin $1,3 \times 10^{-3}$ moları ayrıştığından dengede $0,1 - (1,3 \times 10^{-3})$ molar asit kalır.



Dengedeki derişimlere göre K_a değeri aşağıdaki gibi yazılır:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(1,3 \times 10^{-3}) \times (1,3 \times 10^{-3})}{0,1 - (1,3 \times 10^{-3})}$$

↓
ihmal edilebilir

0,1 sayısı ile karşılaştırıldığında $1,3 \times 10^{-3}$ sayısı çok küçük bir değer olduğundan bu sayı ihmal edilebilir. Dolayısıyla denge ifadesinde, asidin başlangıç derişimi ile denge-deki derişimi aynı alınabilir. Buna göre;

$$K_a \cong \frac{(1,3 \times 10^{-3}) \times (1,3 \times 10^{-3})}{0,1}$$

$$K_a \cong \frac{1,7 \times 10^{-6}}{0,1} = 1,7 \times 10^{-5}$$



12. UYGULAMA

0,1 molar zayıf asit çözeltisinde H^+ iyonları derişimi 10^{-3} M ise, bu asidin K_a değeri kaçtır?

Çözüm:

	HA (aq)	\rightleftharpoons	H^+ (aq)	+	A^- (aq)
Başlangıç	0,1 M		0		0
Değişim	-10^{-3} M		$+10^{-3}$ M		$+10^{-3}$ M
Denge	$(0,1-10^{-3})$ M		10^{-3} M		10^{-3} M

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{10^{-3} \times 10^{-3}}{(0,1-10^{-3})} = \frac{10^{-6}}{0,1} = 10^{-5}$$

ihmal edilebilir



13. UYGULAMA

1 molar B zayıf bazının K_b değeri 9×10^{-4} ise bu bazın iyonlaşma yüzdesini hesaplayınız.

Çözüm:

	$B(aq)$	+	$H_2O(s)$	\rightleftharpoons	$B^+(aq)$	+	$OH^-(aq)$
Başlangıç	1 M				0		0
Değişim	-Y				+Y		+Y
Denge	(1-Y)				Y		Y

$$K_b = \frac{Y \times Y}{(1-Y)} = 9 \times 10^{-4}$$

ihmal edilebilir

$$9 \times 10^{-4} = \frac{Y^2}{1}$$

$$Y = 3 \times 10^{-2} = 0,03 \text{ M}$$

1 molar bazın 0,03 moları iyonlaşıyorsa

100 molar bazın ? kadarı iyonlaşır

? = % 3 (Bazın %3'ü iyonlaşmaktadır.)

3.3.5. MONOPROTİK ASİT/BAZ ÇÖZELTİLERİNDE pH HESAPLAMA

Her taneciği yalnızca bir hidrojen atomu aktarabilen asitler **monoprotik asit**, her taneciği için yalnızca bir hidrojen alabilen bazlar ise **monoprotik baz** olarak kabul edilir. Hem kuvvetli asitler, hem de zayıf asitler monoprotik olabilir. Benzer şekilde monoprotik baz kuvvetli de olabilir, zayıf da olabilir. HCl, HNO₃, HCOOH vb. asitler monoprotik asitlere; NaOH, KOH, NH₃ vb. bazlar monoprotik bazlara örnektir.

Asit ve baz çözeltilerinin pH/pOH değeri çözeltideki H⁺ ve OH⁻ derişimlerine göre hesaplanmaktadır. Asit veya bazın monoprotik olup olmaması, kuvvetli veya zayıf olması çözeltideki H⁺ / OH⁻ derişimlerini değiştirir. Dolayısıyla pH/pOH değeri de değişir. Monoprotik olmayan asit baz çözeltilerinin pH/pOH hesaplaması bu seviyede işlenmeyecektir. Monoprotik asit ve baz çözeltilerinde pH/pOH hesaplamaları ise kuvvetli ve zayıf asit/bazlar için ayrı ayrı ele alınacaktır:



BİLGİ KUTUSU

Suyun oto-iyonizasyonundan gelen H⁺ ve OH⁻ derişimleri, asit ve bazların suda oluşturduğu H⁺ ve OH⁻ derişimleriyle karşılaştırıldığında çok azdır. Bu nedenle pH/pOH hesaplamalarında suyun oto-iyonizasyonu dikkate alınmaz.

A) Kuvvetli Asit/Baz Çözeltilerinde pH Hesaplama

Kuvvetli asit ve bazlar suda tamamen ayrıştığından, H⁺ derişimi asidin başlangıç derişimiyle, OH⁻ derişimi de bazın başlangıç derişimiyle aynıdır (monoprotik asit ve bazlar için geçerlidir). pH hesabı H⁺ ve OH⁻ derişimlerinden yapılır. Örneğin 0,1 M HCl çözeltisindeki H⁺ derişimini ve çözeltinin pH değerini hesaplayalım:

	HCl (suda)	→	H ⁺ (suda)	+	Cl ⁻ (suda)
Başlangıç derişimleri	0,1 M		0		0
Değişim	-0,1 M		+ 0,1 M		+ 0,1 M
Tepkimededen sonra	0		+ 0,1 M		+ 0,1 M

3. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Denge

Denklemden de anlaşılacağı gibi 0,1 M HCl'in tamamı iyonlaşmıştır. Bu nedenle H^+ derişimi de 0,1 M'dır. Buna göre;

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [H^+] && \implies && \text{pH} = -\log 10^{-1} \\ & && && \text{pH} = 1 \end{aligned}$$

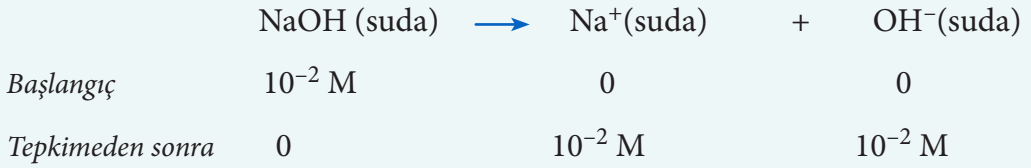


14. UYGULAMA

10^{-2} M NaOH çözeltisinin pOH'sini hesaplayınız.

Çözüm:

➤ NaOH, monoproitik kuvvetli bir baz olduğundan suda aşağıdaki gibi iyonlaşır:



➤ $[OH^-] = 10^{-2}$ olduğundan;

$$\text{pOH} = -\log [OH^-] \implies \text{pOH} = -\log 10^{-2} \implies \text{pOH} = 2 \text{ 'dir.}$$

B) Zayıf Asit/Baz Çözeltilerinde pH Hesaplama

Zayıf asit ve bazlar suda çok az iyonlaştıklarından başlangıç derişimleri ile H^+ ve OH^- iyonlarının derişimleri aynı değildir. Örneğin 0,1 molar HCl çözeltisindeki H^+ derişimi 0,1 M iken; 0,1 M CH_3COOH çözeltisindeki H^+ derişimi 0,1 M'dan çok daha azdır. Bu nedenle bu çözeltilerin molariteleri aynı olmasına rağmen pH değerleri farklıdır. Benzer şekilde 0,1 M NH_3 çözeltisinin pOH değeri ile 0,1 M NaOH çözeltisinin pOH değeri farklıdır.

Zayıf asit/baz çözeltilerinde, iyonların derişimleri asidin/bazın iyonlaşma oranına bağlıdır. Bu nedenle zayıf asit/bazlarda pH ve pOH hesaplamalarında asitlik/bazlık sabitinden yararlanır.

Zayıf asit/baz çözeltilerinde; asit derişimi “ C_a ”, baz derişimi ise “ C_b ” şeklinde ifade edilir. C_a derişimli zayıf bir asidin X molarının iyonlaştığını varsayarsak K_a asitlik sabiti aştığıdaki gibi yazılır:



BİLGİ KUTUSU

“C” sembolü, derişim sözcüğünün İngilizce karşılığı olan “**Concentration**” kelimesinin baş harfini temsil eder.

	HA (suda)	\rightleftharpoons	H^+ (suda)	+	A^- (suda)
Başlangıç derişimleri	C_a		0		0
Değişim	$-X$		$+X$		$+X$
Denge derişimleri	$C_a - X$		X		X

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \quad \implies \quad K_a = \frac{X \cdot X}{(C_a - X)}$$

\downarrow
ihmal edilebilir

$$K_a = \frac{X^2}{C_a} \quad \implies \quad X^2 = K_a \cdot C_a \quad \implies \quad X = (K_a \cdot C_a)^{1/2}$$

$X = [H^+]$ olduğundan formülde yerine konulduğunda aştığıdaki eşitlik elde edilir:

$$[H^+] = (K_a \cdot C_a)^{1/2}$$

Asitlik sabiti ve molar derişimi bilinen bir asidin eşitlikten yararlanarak H^+ derişimi hesaplanır. H^+ derişiminden de pH hesabı yapılır.

Benzer şekilde, zayıf baz çözeltilerindeki OH^- derişimleri de aştığıdaki eşitlikle hesaplanır:

$$[OH^-] = (K_b \cdot C_b)^{1/2}$$

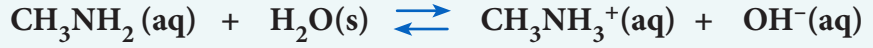
OH^- derişiminden yararlanarak zayıf baz çözeltilisinin pOH değeri hesaplanır.



15. UYGULAMA

25 °C sıcaklıkta metilamin (CH_3NH_2) bazının bazlık sabiti 4×10^{-4} dür. **Buna göre; 0,25 M CH_3NH_2 çözeltisinin pOH değeri kaçtır?**

Çözüm:



Başlangıç (M)	0,25	0	0
Denge (M)	0,25-X	X	X

$$\text{> } C_b = [\text{CH}_3\text{NH}_2] \quad \Rightarrow \quad C_b = (0,25 \text{ M} - X) \quad \Rightarrow \quad C_b = 0,25 \text{ M}$$

ihmal edilebilir

$$\text{> } [\text{OH}^-] = (K_b \times C_b)^{1/2} \quad \Rightarrow \quad [\text{OH}^-] = (4 \times 10^{-4} \times 0,25)^{1/2}$$

$$4 \times 10^{-4} \text{ M} \quad 0,25 \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = (1 \times 10^{-4})^{1/2}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-2}$$

$$\text{> } \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \quad \Rightarrow \quad \text{pOH} = -\log 10^{-2}$$

$$\text{pOH} = 2$$



16. UYGULAMA

Belirli bir sıcaklıkta 0,5 M HA zayıf asidinin pH değeri 3 ise, bu asidin;

- asitlik sabitini
- iyonlaşma yüzdesini hesaplayınız.

Çözüm:

pH = 3 ise $[H^+] = 10^{-3}$ M olur.

	HA(aq)	\rightleftharpoons	H ⁺ (aq)	+	A ⁻ (aq)
Başlangıç (M)	0,5		0		0
Değişim (M)	-10 ⁻³		+10 ⁻³		+10 ⁻³
Denge (M)	0,5 - 10 ⁻³		10 ⁻³		10 ⁻³

$$a) K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \quad \Rightarrow \quad K_a = \frac{10^{-3} \times 10^{-3}}{0,5 - 10^{-3}}$$

↓
ihmal edilebilir

$$K_a = \frac{10^{-6}}{0,5} = 2 \times 10^{-6}$$

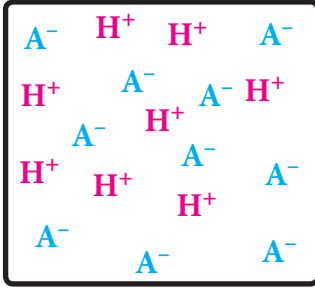
- 0,5 moların 10⁻³ moları iyonlaşmışsa
100 moların X moları iyonlaşır

X = 0,2 M **Asidin iyonlaşma yüzdesi % 0,2'dir.**

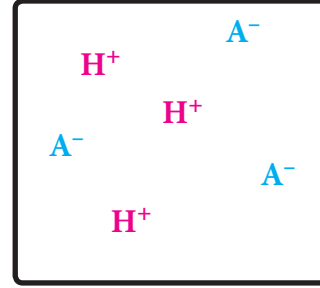
3. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Denge

Asit veya baz çözeltisi seyreltik olduğunda asidin/bazın zayıf olduğu, derişik olduğunda kuvvetli olduğu düşünülebilir. Ancak derişik ve seyreltik kavramları ilk başta suya ne kadar asit/baz eklendiği ile ilgilidir, asidin/bazın ne kadarının iyonlaştığı ile ilgili değildir. Asidin/bazın zayıf veya kuvvetli olması ise ne kadarının iyonlaştığı ile ilgilidir.

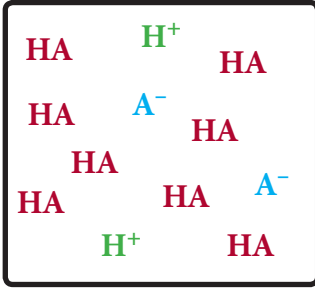
*Derişik kuvvetli
asit çözeltisi*



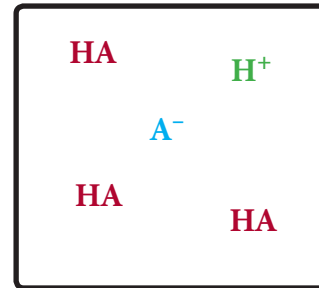
*Seyreltik kuvvetli
asit çözeltisi*



*Derişik zayıf asit
çözeltisi*



*Seyreltik zayıf asit
çözeltisi*

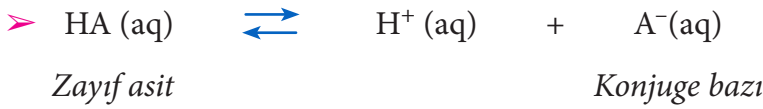


Görsel 3.13 Derişik ve seyreltik kuvvetli/zayıf asit çözeltilerinin tanecik modeli

pH/pOH ise sudaki H^+ / OH^- iyonları derişimiyle ilgilidir. Bu nedenle örneğin kuvvetli asitlerin tamamı suda iyonlaşsa bile çözelti seyreltik bir çözeltiyse pH değeri yüksek olur. Benzer şekilde derişik bir çözelti hazırlanırsa çözeltinin pH değeri düşük olur. Yani kuvvetli asitler, suya eklenen miktara bağlı olarak farklı pH değerlerinde olabilir. Aynı durum kuvvetli bazlar için de geçerlidir.

3.3.6. TAMPON ÇÖZELTİLER

Bazı maddelere asit veya baz eklendiğinde pH değeri büyük oranda değişir. Örneğin 1 litre suya kuvvetli asit olan 1 molar HCl'den 2 damla eklenirse suyun pH'si 7'den 2'ye 5 birim birden düşer. Ancak bazı çözeltilere asit veya baz eklendiğinde pH değerinde önemli bir değişiklik olmaz. Bu tür çözeltilere **tampon çözeltiler** denir. Örneğin HCl, tampon çözeltisine eklenirse çözeltinin pH'si ancak 0,1 veya 0,2 birim düşer. Tampon çözeltiler zayıf asit ve konjuge bazını veya zayıf baz ve konjuge asidini içeren çözeltilerdir.

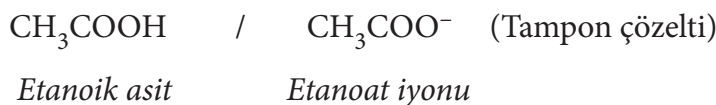


Yukarıdaki tepkimelerden de anlaşılacağı gibi tampon çözeltilerde asit ve baz denge hâlinde bulunur. Bir çözeltinin iyi bir tampon özelliği gösterebilmesi için asit ve bazın derişiminin birbirine yakın olması gerekmektedir. Yani her zayıf asit ve konjuge bazını ya da her zayıf baz ve konjuge asidini içeren çözelti tampon çözelti özelliği göstermez.

Bildiğiniz gibi zayıf asitler suda çözüldüğünde çok az bir kısmı iyonlaşır. Dolayısıyla zayıf asidin derişimi, iyonlaşma sonucu oluşan konjuge bazın derişimine göre oldukça fazladır. Asidin derişimi ile konjuge bazın derişiminin yakın değerde olabilmesi için çözeltilere konjuge bazı içeren tuz eklenir. Tuz suda çözüldüğünde konjuge baz oluşur. Böylece çözeltideki baz derişimi asit derişimiyle yakın değerde olur. Benzer şekilde zayıf baz ile bu bazın konjuge asidini içeren tuz çözeltisi de tampon çözelti oluşturur.

Aşağıda tampon çözelti oluşturan zayıf asit ve bazlar yer almaktadır:

- CH_3COOH zayıf asidi ile NaCH_3COO tuzu içeren çözelti tampon çözeltidir. Tuz çözüldüğünde Na^+ ve CH_3COO^- iyonları oluşur. CH_3COOH asidi ile CH_3COO^- anyonu tampon çözelti oluşturur.



3. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Denge

➤ NH_4Cl tuzu ile amonyaktan oluşan çözelti de tampon çözelti özelliği gösterir.



Amonyak

Amonyum iyonu

(Zayıf baz)

(Konjuge asit)

Tampon Çözeltilerde pH'nin Sabit Kalması

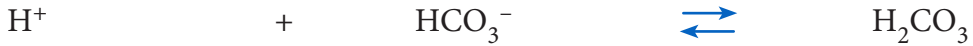
Eşit derişimli zayıf asit ve konjuge bazından oluşan aşağıdaki tepkime üzerinden tampon çözeltilerde pH değerinin fazla değişmemesini inceleyelim:



Zayıf asit

Konjuge baz

Bu karışıma bir miktar kuvvetli asit eklendiğinde H^+ iyonları derişimi artar. H^+ derişimin artması Le Châtelier İlkesi'ne göre tepkimeyi girenler yönüne kaydırır. Yani H^+ iyonları konjuge bazla tepkimeye girer:



Eklenen asitten gelen

Tampon çözeltiden gelen

Tepkime sonucu H^+ derişimi azalarak ilk duruma yaklaşır. Böylece tepkimenin pH'si çok fazla değişmez. Benzer şekilde karışıma bir miktar kuvvetli baz eklenirse çözeltideki OH^- iyonları derişimi artar. OH^- iyonları H_2CO_3 ile tepkimeye girerek tepkimeyi sağa kaydırır. Böylece artan OH^- derişimi azalarak ilk duruma yaklaşır.



Eklenen bazdan gelen

Tampon çözeltiden gelen

Tampon çözeltilerde pH'nin değişmemesinin sebebi bileşenlerden birisinin H^+ iyonu, diğersinin de OH^- iyonlarıyla tepkimeye girebilmesidir. Böylece asit eklendiğinde artan H^+ derişimi, baz eklendiğinde ise artan OH^- derişimi azalır, dolayısıyla çözeltilinin pH değeri sabit kalır.

Tampon çözeltilerin pH/pOH değeri seyreltmeye karşı da dirençlidir. Çözeltiye su eklendiğinde pH/pOH değeri sabit kalır.



17. UYGULAMA

Aşağıdakilerden hangisi/hangileri suya eklendiklerinde tampon çözelti oluşturur?

- a) HF / NaF
- b) HCOOH / NaHCOO
- c) HCl / KCl

Çözüm:

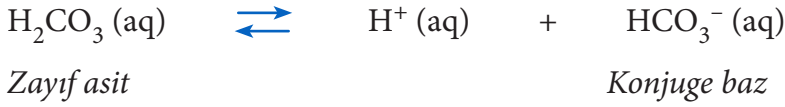
Tampon çözelti oluşabilmesi için zayıf asit ve konjuge bazının veya zayıf baz ve konjuge asidinin aynı çözeltide bulunması gerekir. Buna göre;

- a) NaF tuzu suda çözüldüğünde Na^+ ve F^- iyonları oluşur. F^- iyonları ile HF zayıf asidi konjuge asit-baz çifti olduğundan bu çözelti tampon çözeltidir.
- b) NaHCOO tuzu suda çözüldüğünde oluşan $HCOO^-$ iyonları HCOOH zayıf asidiyle konjuge asit-baz çifti oluşturduğundan bu çözelti de tampon çözelti oluşturur.
- c) HCl kuvveli asittir, bu nedenle KCl tuzuyla tampon çözelti oluşturmaz.

3. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Denge

Tampon Çözeltilerin Önemi

Tampon çözeltilerin pH/pOH değerinin seyreltmeye ve eklenen asit baza karşı sabit kalması özelliği canlı organizmalar açısından çok büyük önem taşımaktadır. Örneğin hücre sıvısı, kan, enzimler belirli pH değerlerinde çalışabilmektedirler. Bu tür sistemlerde pH değerinin sabit kalması içerdikleri tampon çözeltiler sayesinde olur. Örneğin kanın pH değeri 7,4 civarındadır ve bu değer sabit kalması hayati önem taşır. Kandaki pH değerinin sabit kalmasını sağlayan tampon çözelti dengesinden birisi aşağıdaki gibidir:



BİLGİ KUTUSU

Kanın pH değeri 6,8'in altına indiğinde veya 7,8'in üstüne çıktığında birkaç dakikadan daha fazla yaşayamayız.



Canlı organizmalarda olduğu gibi birçok endüstriyel işlem de belirli pH değerlerinde gerçekleştirilebilmektedir. Örneğin ipliklerin boyanması, metal kaplama gibi işlemler tampon çözeltilerde gerçekleştirilir. Şampuanların pH' sini sabit tutmak için de tampon çözeltiler kullanılır. Benzer şekilde marketteki meyve sularının ekşiliğini belirli oranda tutmak için sitrik asit ve konjuge bazının oluşturduğu tampon çözeltisi kullanılır.

3.3.7. TUZ ÇÖZELTİLERİNİN ASİTLİK/BAZLIK ÖZELLİKLERİ

Önceki konulardan bildiğiniz gibi asit ve bazların tepkimeleri sonucu tuz oluşur. Tuzun anyonu asitten, katyonu ise bazdan gelir. Asit ve bazın kuvvetli veya zayıf olmasına göre tuz da asidik, bazik veya nötr yapıda olur. Buna göre tuzlar; 3 sınıfta incelenir.

- Asidik tuz
- Bazik tuz
- Nötr tuz

Nötr Tuzlar

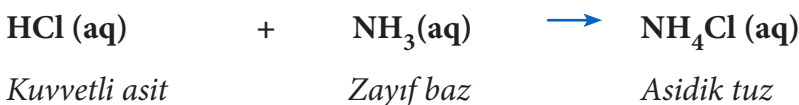
Suda çözüldüklerinde suyun pH değerini değiştirmeyen tuzlara nötr tuz denir. Kuvvetli asitler ile kuvvetli bazların tepkimesi sonucu oluşan tuzlar nötr yapıdadır.

<u>Kuvvetli Asit</u>		<u>Kuvvetli Baz</u>		<u>Nötr Tuz</u>		
HCl (aq)	+	NaOH (aq)	→	NaCl (aq)	+	H ₂ O (s)
HNO ₃ (aq)	+	KOH (aq)	→	KNO ₃ (aq)	+	H ₂ O (s)
H ₂ SO ₄ (aq)	+	2 NaOH (aq)	→	Na ₂ SO ₄ (aq)	+	2 H ₂ O (s)
HClO ₄ (aq)	+	KOH (aq)	→	KClO ₄ (aq)	+	H ₂ O (s)

Nötr tuzlar suda çözüldüklerinde anyon ve katyonlarına ayrılarak iyonlaşırlar. Ancak nötr tuzların anyonu da katyonu da suyla tepkimeye girmez. Bu nedenle nötr tuzlar suda çözüldüklerinde çözeltinin pH değeri 7 olur. Örneğin NaCl tuzu suda Na⁺ ve Cl⁻ iyonlarına ayrışır. Na⁺ iyonları da Cl⁻ iyonları da suyla tepkime vermez. Dolayısıyla nötr tuzlar suya eklendiklerinde suyun pH değerini değiştirmez.

Asidik Tuzlar

Suda çözüldüklerinde H₃O⁺ iyonu oluşturan bu nedenle çözeltinin pH değerini 7'nin altına düşüren tuzlara asidik tuzlar denir. Kuvvetli asit ile zayıf bazın tepkimesinden oluşan tuzlar asidik özellik gösterir. Örneğin kuvvetli asit olan HCl ile zayıf baz olan amonyakın tepkimesinden oluşan amonyum klorür tuzu asidik yapıdadır.



3. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Denge

Amonyum klorür tuzunun neden asidik özellik gösterdiğini inceleyelim:

- NH_4Cl tuzu suya eklendiğinde tamamen iyonlaşır:



- Cl^- iyonu kuvvetli asidin anyonu olduğundan suyla tepkime vermez. NH_4^+ ise NH_3 zayıf bazının konjuge asidi olduğundan suyla denge tepkimesi oluşturur:



(Çözeltiyi asidik yapar)

NH_4Cl tuzu suya eklendiğinde H_3O^+ iyonlarının derişimini arttırdığından asidik bir tuzdur. HNO_3 kuvvetli asidiyle NH_3 bazının tepkimesi sonucu oluşan NH_4NO_3 tuzu da asidik tuza örnektir.

Hidrojen iyonu verebilen anyona sahip tuzlar da asidik özellik gösterir. Örneğin NaHSO_4 tuzu suya eklendiğinde Na^+ ve HSO_4^- iyonlarına ayrışır. Na^+ iyonu kuvvetli baz olan NaOH 'ten geleceği için suyla tepkime vermez. HSO_4^- anyonu ise suyla etkileşiminde yapısındaki hidrojeni suya vererek H_3O^+ iyonu oluşturur:

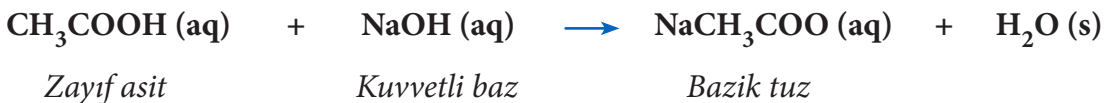


(Çözeltiyi asidik yapar)

Ortamdaki H_3O^+ iyonları derişimi arttığından NaHSO_4 tuzu da asidik yapıdadır.

Bazik Tuzlar

Suda çözündüklerinde OH^- iyonu oluşturan, bu nedenle ortamın pH değerini 7'nin üstüne çıkaran tuzlara **bazik** tuz denir. Kuvvetli baz ile zayıf asidin tepkimesi sonucu oluşan tuzlar ise bazik özellik gösterir. Örneğin zayıf asit olan etanoik asit ile kuvvetli baz olan sodyum hidroksit'in tepkimesinden oluşan sodyum etanoat tuzu bazik yapıdadır:

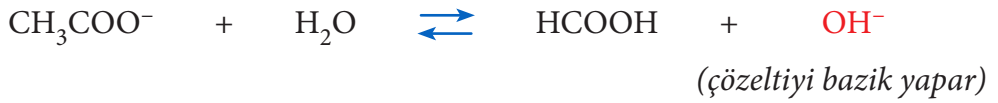


Sodyum etanoat tuzunun neden bazik özellikte olduğunu inceleyelim:

- NaCH_3COO tuzu suya eklendiğinde Na^+ ve CH_3COO^- iyonlarına ayrışır.



- Na^+ iyonları kuvvetli bazın kationu olduğundan suyla tepkimeye girmez. Zayıf asitten gelen CH_3COO^- anyonu ise suyla denge tepkimesi oluşturur:



NaCH_3COO tuzu suya eklendiğinde OH^- iyonları derişimi arttığından çözelti bazik özellik gösterir. NaF , KF , NaNO_2 vb. tuzlar bazik yapıdadır.

Özetle;

Kuvvetli Asit	+	Kuvvetli Baz	➡	Nötr Tuz
Zayıf Asit	+	Kuvvetli Baz	➡	Bazik tuz
Kuvvetli Asit	+	Zayıf Baz	➡	Asidik Tuz

Peki, zayıf asitle zayıf bazın tepkimesi sonucu oluşan tuzların asitliği, bazlığı hakkında ne söyleyebiliriz?

Zayıf asitlerle zayıf bazlar tepkimeye girdiğinde oluşan tuzun hem anyonu hem de kationu suyla tepkime gerçekleştirir. Bu nedenle bu tür tuzların asidik, bazik veya nötr olması kendisini oluşturan asit ve bazın birbirlerine göre ne kadar kuvvetli olduğuna bağlıdır. Diğer bir ifadeyle tuzu oluşturan asit ve bazın suda iyonlaşma oranına bağlıdır. Eğer;

- Asidin iyonlaşma sabiti K_a değeri, bazın iyonlaşma sabiti, K_b 'den daha büyükse oluşan tuz asidiktir.
- K_b , K_a 'dan daha büyükse bu durumda oluşan tuz baziktir.
- K_a ve K_b değerleri birbirine çok yakınsa oluşan tuz nötr yapıdadır.



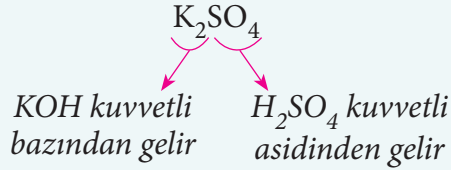
18. UYGULAMA

Aşağıdaki tuzları asidik/bazik/nötr olarak belirtiniz.

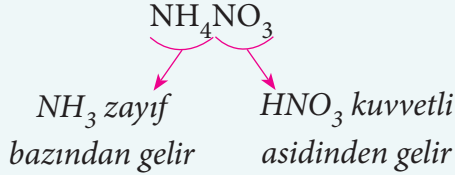
- a) K_2SO_4 b) NH_4NO_3 c) KCH_3COO

Çözüm:

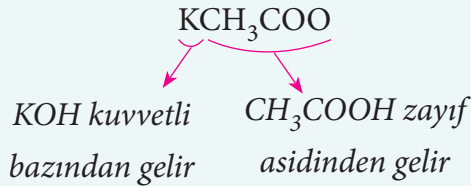
- a) K_2SO_4 tuzunun kationu KOH kuvvetli bazından, anyonu ise H_2SO_4 kuvvetli asidinden gelmektedir. Tuzu oluşturan asit ve bazın her ikisi de kuvvetli olduğundan bu tuz nötr yapıdadır.



- b) Bu tuz, zayıf baz ile kuvvetli asidin tepkimesi sonucu oluşmaktadır. Buna göre tuz asidik özellik göstermektedir.



- c) Bu tuz kuvvetli baz ile zayıf asidin tepkimesi sonucu olduğundan bazik özelliindedir.



3.3.8. KUVVETLİ ASİT/BAZLARDA TİTRASYON

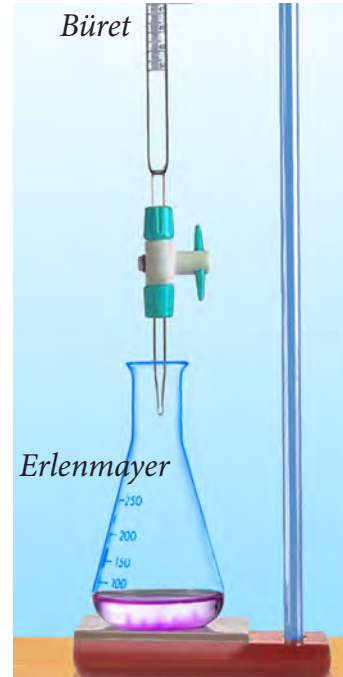
Asitlerin bazlarla nötrleştirilmesine dayanarak derişimi bilinmeyen asit veya baz çözeltilisinin derişiminin, derişimi bilinen asit veya baz çözeltilisi kullanılarak bulunması yöntemine **titrasyon** denir. Titrasyon asitlere baz, bazlara asit eklenerek gerçekleştirilir. Derişimi bilinen asit veya bazdan derişimi bilinmeyen asit veya baza ne kadar ekleneceği indikatörler sayesinde belirlenir. **İndikatör**, belirli pH aralıklarında belirli renge sahip olan zayıf asit veya bazlardır. Metil oranj, fenolftalein, bromtimol mavisi vb. çözeltiler laboratuvar ortamında yaygın kullanılan indikatörlerdendir. Asit-baz titrasyonunda hangi pH aralığında renk değişikliği isteniliyorsa ona uygun indikatör seçilmelidir.

Titrasyon;

- kuvvetli asit ve kuvvetli bazlar arasında
- kuvvetli asit ve zayıf bazlar arasında
- kuvvetli baz ve zayıf asitler arasında
- zayıf asitler ve zayıf bazlar arasında gerçekleştirilebilir.

Ancak bu bölümde sadece kuvvetli asitler ve kuvvetli bazlar arasında gerçekleştirilen titrasyondan bahsedilecektir. Kuvvetli asidin kuvvetli bazla titrasyonu için aşağıdaki basamaklar gerçekleştirilir:

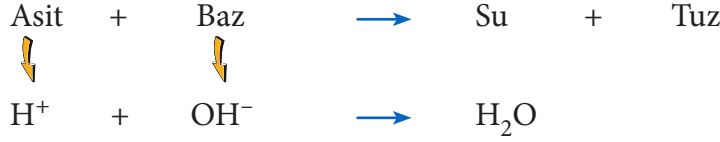
- Belirli hacimdeki derişimi bilinmeyen asit çözeltilisi erlenmayere konulur.
- Asit çözeltilisine birkaç damla indikatör eklenir ve erlenmayer çalkalanır.
- Derişimi bilinen baz çözeltilisinden belirli miktar bürete konulur. Büretin musluğu açılarak yavaş yavaş erlendeki asit çözeltilisine damlatılır.
- Çözeltilide renk değişikimi olup olmadığı gözlemlenir. Asit çözeltilisinin rengi değişince damlatma işlemi sonlandırılır.
- Damlatılan baz çözeltilisinin hacmi tespit edilir.
- Eklenen bazın hacmi ve derişiminden bazın mol sayısı hesaplanır.
- Bazın mol sayısı yardımıyla asidin mol sayısı, daha sonra da asidin derişimi hesaplanır.



Görsel 3.14 Titrasyon

3. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Denge

Yukarıda verilen basamaklarda aside baz eklendikçe, asidin oluşturduğu H^+ iyonlarıyla bazdan gelen OH^- iyonları tepkimeye girer ve su molekülleri oluşur.



Diğer bir ifadeyle baz eklendikçe asit molekülleri nötrleşmeye başlar. Böylece asit çözeltisinin pH değeri artar. Asit ve baz her ikisi de kuvvetli olduğundan çözeltinin pH'si 7'ye kadar yükseldiğinde asidin tamamının nötrleştiği, ortamda hiç asit kalmadığı anlamına gelir. Asidin tamamının nötrleştiği eklenen indikatörün renginin değişmesinden anlaşılır. İndikatör, çözeltinin her yerinde çözünmüş hâlde bulunduğu için renk değişimi çözeltinin her yerinde gözlemlenir. Çözeltinin renk değiştirdiği diğer bir ifadeyle nötrleşmenin gerçekleştiği pH değerine **eşdeğerlik noktası** denir. Nötrleşme, bazdaki OH^- iyonlarının mol sayısı ile asitteki H^+ iyonlarının mol sayısı aynı olduğunda gerçekleşir.

Derişimi bilinmeyen kuvvetli bazın derişimini bulmak için de aynı aşamalar derişimi bilinen kuvvetli asit çözeltisi kullanılarak gerçekleştirilir. Aşağıdaki deneyle kuvvetli asidin derişimini ve eşdeğerlik noktasını bulalım:

1. DENEY

Deneyin Adı : Kuvvetli Asit-Baz Titrasyonu



Deneyin Amacı : NaOH çözeltisinin derişiminden yararlanarak HCl çözeltisinin derişimini belirlemek

Kullanılan Maddeler

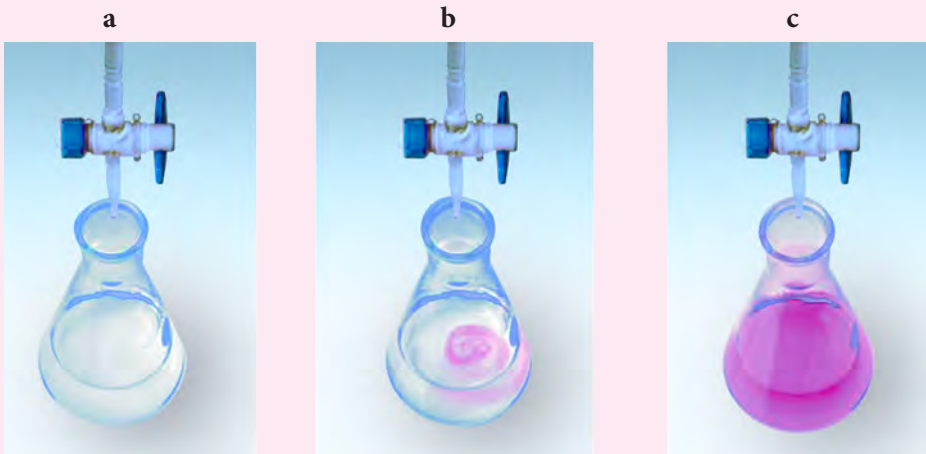
- 0,1 M NaOH çözeltisi, 50 mL
- HCl çözeltisi (derişimi bilinmeyen), 50 mL
- Fenolftalein indikatörü, 3 damla
- Erlenmayer (50 mL)
- Büret (50 mL)
- pH metre/pH kağıdı

Deneyin Aşamaları

- Büret 0,1 M NaOH çözeltisi ile doldurulur. Doldurulan çözeltinin hacmi kaydedilir.
- Erlenmayere 50 mL (0,05 L) HCl çözeltisi konulur. pH metreyle veya pH kâğıdı yardımıyla çözeltinin pH'si ölçülür. Ardından üzerine birkaç damla fenolftalein indikatörü damlatılır.
- Büretin musluğu çok az açılarak erlenmayerdeki çözeltiye akıtılır.
- Çözeltinin rengi pembe olmaya başlayınca titrasyon sonlandırılır. Çözeltinin pH değeri tekrar ölçülür.
- Büretten akan NaOH çözeltisinin hacmi ölçülür.
- NaOH çözeltisinin derişiminden ve hacminden yararlanarak HCl çözeltisinin derişimi hesaplanır.
- Çözelti koyu pembe renkte oluncaya kadar bir süre daha HCl damlatılır. Ardından çözeltinin pH değeri tekrar ölçülür.
- Eklenen NaOH çözeltisinin miktarı arttıkça HCl çözeltisinin pH değerinin nasıl değiştiğinin grafiği çizilir.

Sonuç

- 1) Fenolftalein indikatörü asidik ortamda renksiz, nötr ve bazik ortamda pembe renge dönüşmüştür.



3. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Denge

2) HCl derişimi aşağıdaki gibi hesaplanır:

- Çözelti renk değiştirdiğinde büretten 25 mL yani 0,025 L NaOH aktığı belirlenmiştir.

$M = n / V$ formülünden NaOH'in mol sayısı hesaplanır:

$$0,1 \text{ M} = n_{\text{NaOH}} / 0,025\text{L}$$

$$n_{\text{NaOH}} = 0,0025 \text{ mol}$$

- HCl çözeltisine NaOH eklendiğinde aşağıdaki nötralleşme tepkimesi gerçekteşir:



1 mol NaOH ile



1 mol HCl tepkimeye giriyorsa

0,0025 mol NaOH ile

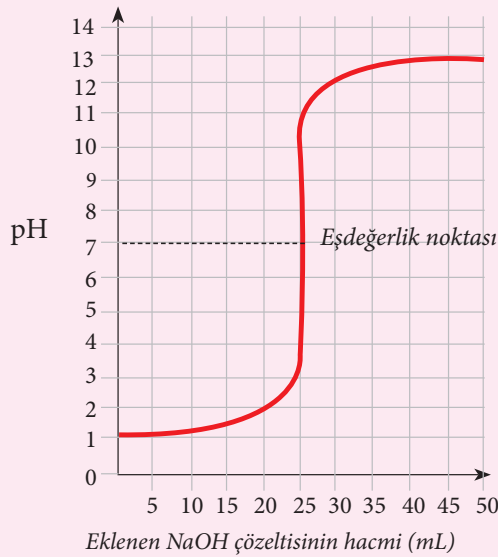
X mol HCl tepkimeye girer.

X = 0,0025 mol HCl tepkimeye girer.

- HCl çözeltisinin derişimi $M_{\text{HCl}} = 0,0025 \text{ mol HCl} / 0,05\text{L HCl}$

$$M_{\text{HCl}} = 0,05 \text{ M}$$

3) HCl çözeltisinin pH değerleri ve pH değişimine ilişkin grafik aşağıdaki gibidir:



- İndikatör renk değiştirdiğinde çözeltinin pH değeri 7 ölçüldüğünden, bu titrasyon için eşdeğerlik noktası grafikte de gösterildiği gibi 7'dir.

	Başlangıç	İndikatör renk değiştirdiğinde	Son durumda
pH	1	7	13

- Eşdeğerlik noktasında çözeltide asit ve baz tükenmiş, tamamı tuz ve suya dönüşmüştür.
- pH'ı 7 olan çözeltiye baz eklenmeye devam edildikçe çözeltinin pH değeri grafikten de anlaşılacağı gibi artmıştır.



19. UYGULAMA

100 mL H_2SO_4 kuvvetli asidinin 1M KOH kuvvetli bazıyla titrasyonu yapıyor. **Dönüm noktasında 20 mL KOH harcadığına göre H_2SO_4 çözeltisinin derişimini hesaplayınız.**

Çözüm:

- $V_{KOH} = 20 \text{ mL} = 0,02 \text{ L}$ $M_{KOH} = 1 \text{ M}$ $n_{KOH} = ?$
 $M = n / V$ formülüne göre; $1 \text{ M} = n_{KOH} / 0,02 \text{ L}$ $n_{KOH} = 0,02 \text{ mol}$

- H_2SO_4 ile KOH arasındaki nötralleşme tepkimesi aşağıdaki gibidir:



Denkleme göre;



$$X = 0,01 \text{ mol } H_2SO_4$$

- $n_{H_2SO_4} = 0,01 \text{ mol}$ $V_{H_2SO_4} = 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L}$ $M_{H_2SO_4} = ?$
 $M_{H_2SO_4} = 0,01 \text{ mol} / 0,1 \text{ L}$ $M_{H_2SO_4} = 0,1 \text{ M}$



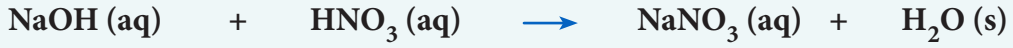
20. UYGULAMA

0,4 M HNO₃ kuvvetli asidinin kaç mililitresi, 100 mL 1M NaOH çözeltisini nötralleştirir?

Çözüm:

$$\begin{aligned} \bullet V_{\text{NaOH}} &= 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L} & M_{\text{NaOH}} &= 1 \text{ M} & n_{\text{NaOH}} &= ? \\ 1 \text{ M} &= n_{\text{NaOH}} / 0,1 \text{ L} & n_{\text{NaOH}} &= 0,1 \text{ mol} \end{aligned}$$

• HNO₃ ile NaOH arasındaki nötralleşme tepkimesi aşağıdaki gibidir:



$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol NaOH için} & & 1 \text{ mol HNO}_3 \text{ gerekliyse} \\ 0,1 \text{ mol NaOH için} & \Rightarrow & X \text{ mol HNO}_3 \text{ gereklidir.} \end{array}$$

$$X = 0,1 \text{ mol HNO}_3$$

$$\begin{aligned} \bullet n_{\text{HNO}_3} &= 0,1 \text{ mol} & M_{\text{HNO}_3} &= 0,4 \text{ M} & V_{\text{HNO}_3} &= ? \\ 0,4 \text{ M} &= 0,1 \text{ mol} / V_{\text{HNO}_3} \\ V_{\text{HNO}_3} &= 0,25 \text{ L} = 250 \text{ mL} \end{aligned}$$

Elektronik Tablolama Programı Kullanılarak Titrasyon Yöntemine Yönelik Hesaplamalar

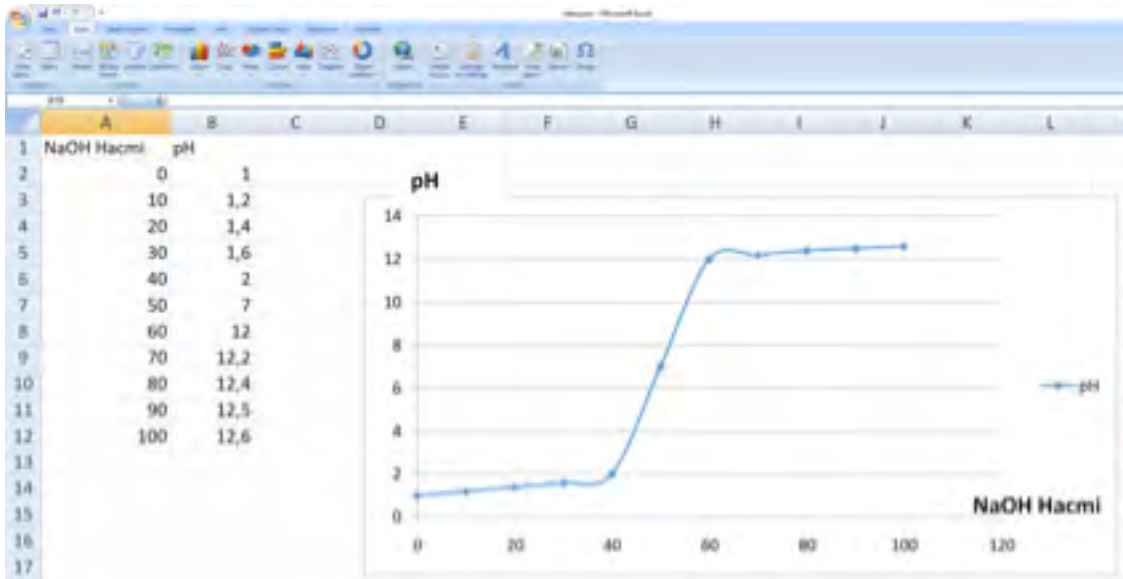
HCl ve NaOH çözeltilerinin titrasyonuna ait değerleri kullanarak elektronik tablolama programı ile grafik oluşturulabilir.

- Aşağıdaki tabloda 50 mL 0,1 M HCl çözeltisinin 0,1 M NaOH çözeltisi ile titrasyonuna ait değerler yer almaktadır. Titrasyon sırasında, HCl çözeltisine 10'ar mL NaOH eklendiğinde çözeltinin pH'ı hesaplanmış ve tablodaki pH değerleri elde edilmiştir.

<i>Eklenen NaOH'in toplam hacmi (mL)</i>	<i>Çözeltinin pH değeri</i>
0	1
10	1,2
20	1,4
30	1,6
40	2
50	7
60	12
70	12,2
80	12,4
90	12,5
100	12,6

Tablo 3.4 Kuvvetli asit/baz titrasyonuna ilişkin eklenen bazın hacmi ve çözeltinin pH değeri

- Tablodaki değerleri “Excel” programına kaydedip grafik çizdirildiğinde aşağıdaki gibi bir grafik elde edilir:



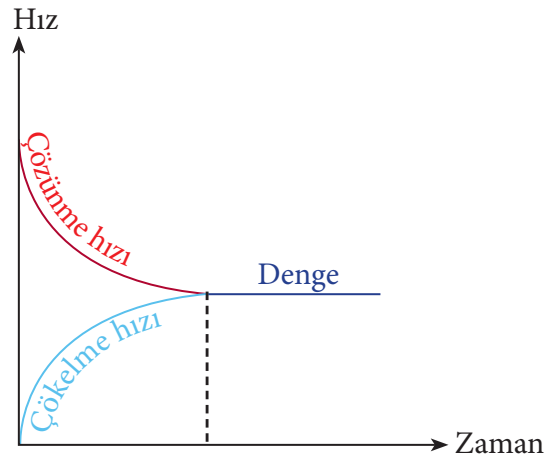
3. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Denge

3.3.9. SULU ORTAMLARDA ÇÖZÜNME-ÇÖKELME DENGELERİ

Sulu ortamda **çözünme** bir katının suda taneciklerine kadar ayrılmasıdır. Katı madde moleküler yapıdaysa moleküllerine, iyonik yapıdaysa iyonlarına kadar ayrılır. Bu konuda sadece iyonik yapıli katıların yani tuzların suda çözünmesinden bahsedilecektir.

Belirli miktar suda farklı tuzlar farklı miktarlarda çözünmektedir. Suya, çözebileceği en fazla miktarda tuz eklenirse doymuş çözelti elde edilir. Doymuş çözeltilerde çözünen miktar tuzdan tuza değişir. Örneğın 100 gram suda yaklaşık 36 gram NaCl ile doymuş çözelti elde edilirken, aynı miktar suda ancak 15 gram PbS çözünür. Bu nedenle bazı tuzlar suda çok iyi çözünürken bazıları oldukça az çözünür.

İster az ister çok çözünsün, suya çözebileceğinden daha fazla miktarda tuz eklenirse bu fazla miktar suda çözünmez, katı olarak dibe çöker. Bu durumda tuzun katısı ile suda çözünmüş iyonlar arasında denge oluşur. Kurulan bu dengeye çözünürlük dengesi denir. Denge de, katı tuz çözünerek suya geçerken, aynı anda çözeltildeki iyonlarda dibe çöker. Denge durumunda çözünme hızıyla çökeltme hızı birbirine eşittir. Böylece hem çözeltildeki iyonların derişimi hem de katı tuzun miktarı sabit kalır.

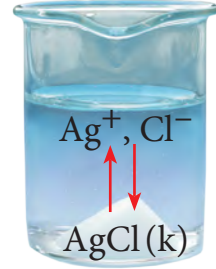
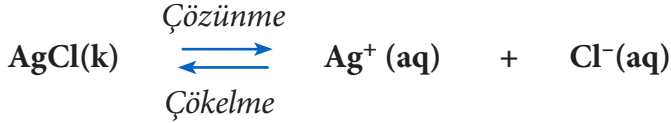


Grafik 3.3 Çözünme-çökeltme dengesi

Özetle, çözünürlük dengesinde;

- Çözelti doymuş hâdedir.
- Çözelti dibinde bir miktar tuz çökmüş hâlde bulunur.
- Aynı anda dipteki tuzun bir kısmı çözünürken, çözeltildeki iyonların bir kısmı da dibe çöker.
- Çözünme hızı çökeltme hızına eşittir.
- Çözeltildeki iyon derişimleri ve dipteki tuzun derişimi sabittir.

Bu konuda az çözünen tuzların sulu çözeltilerinin dengeleri işlenecektir. Örneğin AgCl katısı suda çok az çözünen bir tuzdur. AgCl katısı ile çözeltideki Ag^+ ve Cl^- iyonları arasındaki denge tepkimesi aşağıdaki gibidir:



Bu tepkime için denge sabiti aşağıdaki gibi ifade edilir:

Görsel 3.15 AgCl tuzunun çözünme çökme dengesi

$$K_d = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] / [\text{AgCl}]$$

AgCl katı olduğundan derişimi sabit bir değerdir ve bu sabit değer denge sabitinin içinde yer alır. Bu nedenle denge bağıntısında, çözünmemiş tuzların derişimlerine yer verilmez. Buna göre bu tepkime için denge sabiti aşağıdaki gibidir:

$$K_d = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

Çözeltide yer alan iyonların derişimlerine göre yazılan denge sabitine **çözünürlük denge sabiti** denir. Diğer denge tepkimelerinde olduğu gibi iyonların katsayıları denge bağıntısında derişimlere üs olarak yazılır. Çözünürlük denge sabiti **çözünürlük çarpımı** olarak da ifade edilir. Çözünürlük çarpımı " $K_{\text{çç}}$ " sembolüyle gösterilir. Buna göre AgCl tuzunun, katısıyla sulu çözeltideki iyonları arasındaki denge sabiti, $K_{\text{çç}}$ aşağıdaki gibidir:

$$K_d = \frac{[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]}{[\text{AgCl}]}$$

$$K_d \times [\text{AgCl}] = \text{sabit}$$

$$K_{\text{çç}} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$



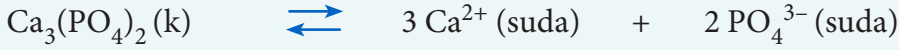
21. UYGULAMA

Aşağıdaki tuzlar için çözünürlük çarpımı ifadesini yazınız.

- a) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ b) BaSO_4 c) PbI_2

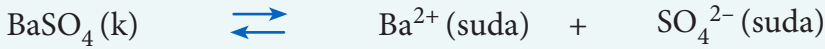
Çözüm:

- a) Kalsiyum fosfatın sudaki denge tepkimesi aşağıdaki gibidir:



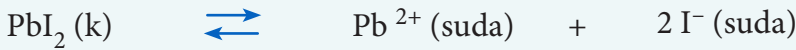
Buna göre; $K_{\text{çç}} = [\text{Ca}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2$

- b) Baryum sülfatın suda çözünme tepkimesi aşağıdaki gibidir:



Buna göre; $K_{\text{çç}} = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}]$

- c) Kurşun iyodürün suda çözünme tepkimesi aşağıdaki gibidir:



Buna göre; $K_{\text{çç}} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^{-}]^2$

Çözünürlük çarpımı tuzların suda ne kadar çözüldüğünün göstergesidir. $K_{\text{çç}}$ değeri ne kadar küçükse tuzun çözünmesi de o kadar azdır. Tablo 3.5’de yer alan tuzlar karşılaştırıldığında en az çözünen tuzun CuS olduğunu söyleyebiliriz. Tabloda 25 °C sıcaklık için çözünürlük denge sabiti değerleri yer almaktadır. Farklı sıcaklıklarda bu değerler de farklı olmaktadır.

Tuz adı	$K_{\text{çç}}$	Tuz Adı	$K_{\text{çç}}$
AgCl	$1,8 \times 10^{-10}$	PbSO ₄	$6,3 \times 10^{-7}$
AgI	$8,3 \times 10^{-17}$	BaSO ₄	$1,1 \times 10^{-10}$
CaF ₂	$3,9 \times 10^{-11}$	BaCO ₃	5×10^{-9}
CuS	8×10^{-37}	ZnCO ₃	1×10^{-10}
FeS	8×10^{-19}	Ag ₂ CO ₃	$8,1 \times 10^{-12}$

Tablo 3.5 Bazı tuzların 25 °C’teki çözünürlük çarpımı değerleri

Çözünürlük çarpımında yer alan iyonların derişimi tuzun çözünürlüğü ile ilişkilidir. Daha önceki çözeltiler konusundan da hatırlayacağınız gibi **çözünürlük**, belirli miktarda suda çözünen maddenin miktarıdır. Çözünürlük “s” sembolü ile gösterilir.



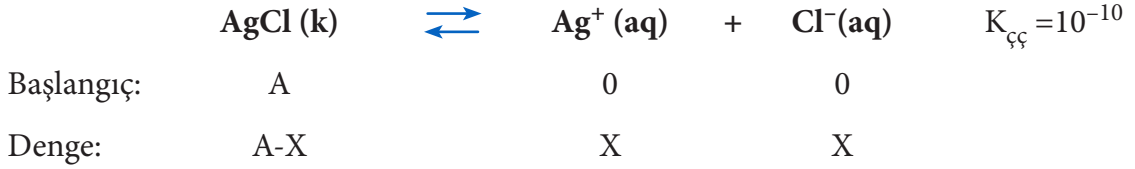
BİLGİ KUTUSU

Çözünürlüğün sembolü olan “s” harfi, çözünürlük kelimesinin İngilizce karşılığı olan “solubility” kelimesinin baş harfidir.

Örnek

AgCl tuzunun belirli bir sıcaklıktaki çözünürlük çarpımı değerinden yararlanarak sudaki çözünürlüğünü hesaplayalım:

1L suya bir miktar AgCl tuzu eklediğimizi varsayalım. Eklenen tuzun çözünen miktarının molaritesine X diyelim.



$$K_{\text{çç}} = X \cdot X = X^2$$

$$K_{\text{çç}} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] \implies K_{\text{çç}} = X^2 = 10^{-10}$$

$$X = 10^{-5}$$

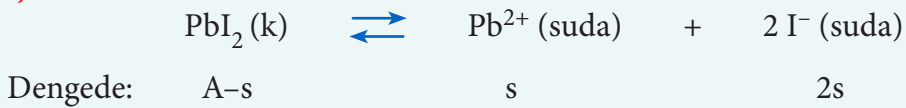
Buna göre AgCl tuzunun çözünürlüğü, 10^{-5} molardır.



22. UYGULAMA

PbI₂ tuzunun belirli bir sıcaklıktaki çözünürlük çarpımı 4×10^{-6} olduğuna göre bu tuzun çözünürlüğü kaç molardır?

Çözüm:



$$K_{\text{çç}} = s \times (2s)^2 = 4 \times 10^{-6} \implies 4s^3 = 4 \times 10^{-6} \implies s^3 = 10^{-6}$$

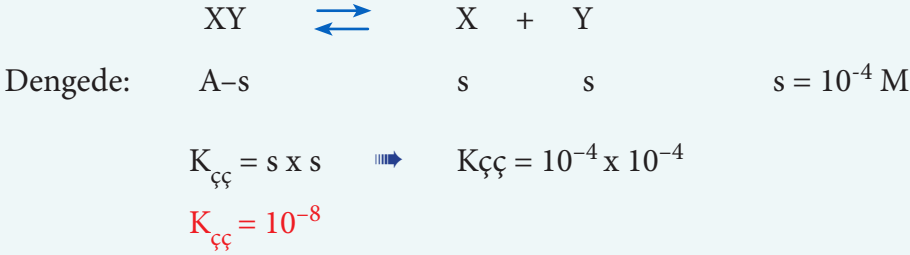
$$s = 10^{-2} \text{ M}$$



23. UYGULAMA

Belirli bir sıcaklıkta çözünürlüğü 10^{-4} M olan XY tuzunun çözünürlük çarpımını hesaplayınız.

Çözüm:



Çözünme - Çökme Dengesi

İki farklı tuzlu su çözeltisi karıştırıldığında, suda çözülmüş iyonlar birleşerek suda çözünmeyen katı madde oluşturabilir. Bu tür tepkimelere **çözünme-çökme tepkimeleri** denir. Suda çözülmüş hâlde bulunan taneciklerin su fazından ayrılarak tekrar katı fazı oluşturmalarına **çökme** denir. Çökme sonucu oluşan katı maddeye de **çökelti** denir.

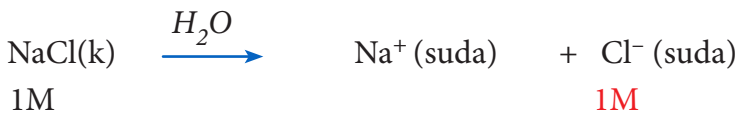
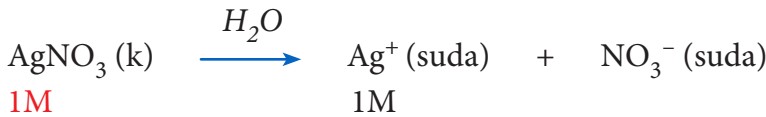
$K_{\text{çç}}$ değeri ile tuzun suda ne kadar çözüneceğini anlarız. $K_{\text{çç}}$ ayrıca, iki çözelti karıştırıldığında çökelti olup olmayacağını tahmin etmemize yarar.

Örnek

AgNO_3 ve NaCl çözeltileri karıştırıldığında çözülmüş olarak bulunan Ag^+ ve Cl^- iyonları birleşerek AgCl çökeltisini oluşturur mu? (AgNO_3 ve NaCl çözeltilerinin 0,5'er L ve 1'er M olduğunu farz edelim. Belirli bir sıcaklıkta AgCl için çözünürlük çarpımını, $K_{\text{çç}} \text{AgCl} = 10^{-10}$ alalım.)

Çözüm:

➤ Çözeltilerdeki Ag^+ ve Cl^- iyonlarının derişimlerini hesaplayalım:



- İki çözelti karıştırıldığında toplam hacim değişeceğinden iyonların derişimleri de değişir. $0,5 \text{ L AgNO}_3 + 0,5 \text{ L NaCl} = 1 \text{ L}$ çözelti eder. Hacim iki katına çıkacağından iyonların derişimleri yarıya iner. Buna göre Ag^+ ve Cl^- iyonlarının derişimleri $0,5$ 'er M olur.
- Ag^+ ve Cl^- iyonlarının derişimleri çarpımı AgCl 'ün çözünürlük sabitinden büyükse çökeltme gerçekleşir. Aksi takdirde çökeltme olmaz.

$$[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 0,5 \times 0,5 \\ = 25 \times 10^{-2}$$

$$[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] > K_{\text{çç}}_{\text{AgCl}} \text{ ise çökeltme gerçekleşir.}$$

$$25 \times 10^{-2} > 10^{-10} \text{ olduğundan AgCl çöker.}$$

Çökeltme işlemi çözeltideki Ag^+ ve Cl^- derişimlerin çarpımı $K_{\text{çç}}$ değerine ulaşmaya kadar devam eder.

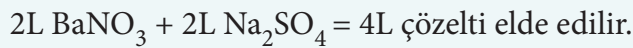


24. UYGULAMA

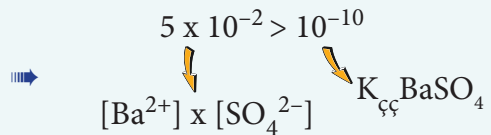
0,2M 2L BaNO_3 çözeltisi ile 1M 2L Na_2SO_4 çözeltileri karıştırıldığında BaSO_4 çökeltisi oluşur mu? ($K_{\text{çç}}_{\text{BaSO}_4} = 10^{-10}$)

Çözüm:

- İlk durumda $[\text{Ba}^{2+}] = 0,2\text{M}$, $[\text{SO}_4^{2-}] = 1\text{M}$
- Çözeltiler karıştırıldığında;



- Çözeltiler karıştırıldığında hacim iki katına çıktığından iyon derişimleri yarıya iner. Buna göre derişimler; $[\text{Ba}^{2+}] = 0,1\text{M}$, $[\text{SO}_4^{2-}] = 0,5\text{M}$ olur.
- Derişimler çarpımı; $[\text{Ba}^{2+}] \times [\text{SO}_4^{2-}] = 0,1 \times 0,5 \\ = 5 \times 10^{-2}$
- Derişimler çarpımı $K_{\text{çç}}$ değerinden büyük olduğundan çökelti oluşur.



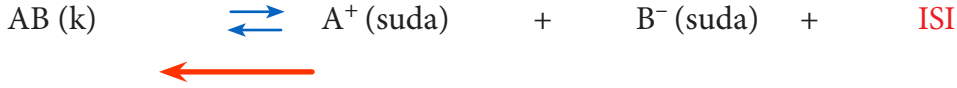
3. Ünite: Kimyasal Tepkimelerde Denge

ÇÖZÜNÜRLÜK DENGESİNE ETKİ EDEN FAKTÖRLER

A) Sıcaklığın Etkisi

Tuzların çözünürlüğü sıcaklık değiştikçe değişir. Ancak tepkimenin endotermik veya ekzotermik olması çözünürlüğü farklı etkiler.

- Ekzotermik tepkimelerde çözünme sırasında ısı açığa çıkacağından ısı, ürün olarak düşünülmelidir. Le Châtelier İlkesi' ne göre sıcaklık artışı dengeyi girenler yönüne kaydırır. Yani bir miktar tuz çöker.



Denge girenler yönüne kayar

Sonuç olarak, tuzun çözünmesi ekzotermik ise sıcaklık arttıkça çözünürlük azalır.

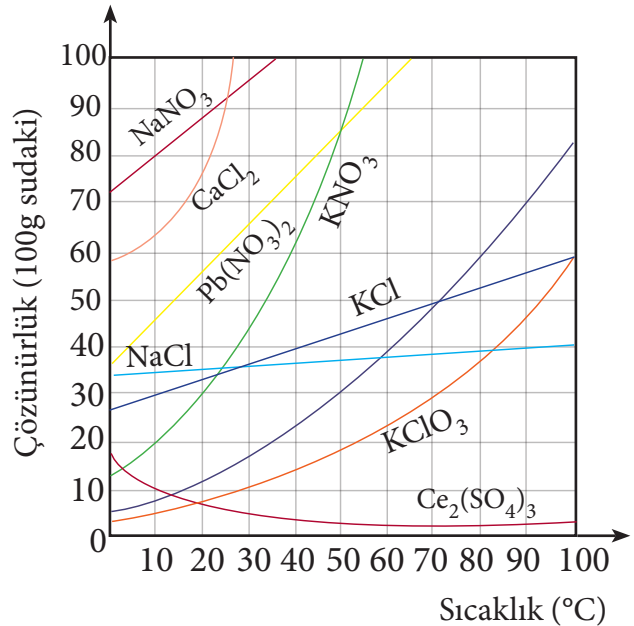
- Endotermik tepkimelerde ise tuzun çözünmesi sırasında ısı alınır. Bu durumda ısı tepkimede, girenler kısmında gösterilir. Sıcaklık artışı dengeyi ürünler yönüne kaydırır. Böylece daha fazla tuz çözünür.



Denge ürünler yönüne kayar

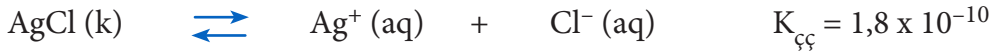
Buna göre, endotermik tepkimelerde sıcaklık arttıkça çözünürlük artar.

Grafik incelendiğinde sıcaklık arttıkça $Ce_2(SO_4)_3$ tuzunun çözünürlüğü azalırken diğer tuzların çözünürlüğü artmaktadır. Buna göre $Ce_2(SO_4)_3$ tuzunun suda çözünmesi ekzotermik, diğer tuzların çözünmesi ise endotermiktir.



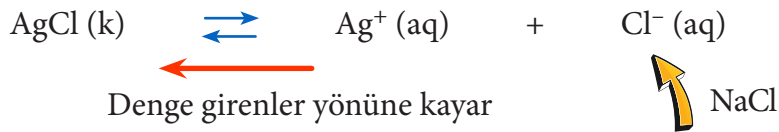
B) Ortak İyon Etkisi

Katısıyla dengede olan AgCl sulu çözeltisine NaCl tuzu eklenirse denge bozulur mu?



NaCl suda çok iyi çözünen bir tuzdur. Suya eklendiğinde Na^+ ve Cl^- iyonları oluşur dolayısıyla çözeltideki Cl^- iyonları derişimi artar. Bu durumda Ag^+ ve Cl^- derişimlerinin çarpımı $K_{\text{çç}}$ değerinden daha büyük olur.

Çözeltideki Cl^- iyonlarının derişiminin artması dengeyi bozar. Le Châtelier İlkesi'ne göre denge girenler yönüne kayar.



Denge girenler yönüne kaydığıında bir miktar Ag^+ ve Cl^- iyonları birleşerek AgCl katısını oluşturur. Dolayısıyla çözeltideki AgCl katısının miktarı artarken Ag^+ ve Cl^- iyonları derişimi azalır. Çökme olayı, $K_{\text{çç}}$ değerine ulaşıncaya kadar devam eder ardından yeni denge kurulur.

$$\text{İlk çözeltide} \quad \Rightarrow \quad K_{\text{çç}} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1,8 \times 10^{-8}$$

$$\text{NaCl eklendiğinde} \quad \Rightarrow \quad K_{\text{çç}} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1,8 \times 10^{-8}$$

Bu örnekte Cl^- iyonları ortak iyonudur. Ortak iyon, çözünürlük dengesinde tuzun çökmesine yol açar yani tuzun çözünürlüğünü azaltır. Ortak iyonun tuzun çözünürlüğünü azaltmasına **ortak iyon etkisi** denir.

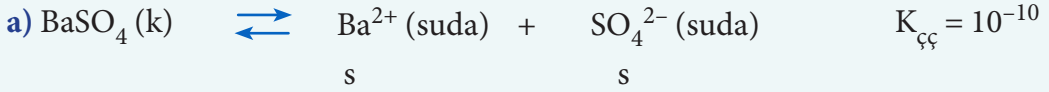


25. UYGULAMA

Çözünürlük çarpımı 1×10^{-10} olan BaSO_4 'ın;

- Saf sudaki
- 0,1 M Na_2SO_4 çözeltisindeki çözünürlüğünü hesaplayınız.

Çözüm:

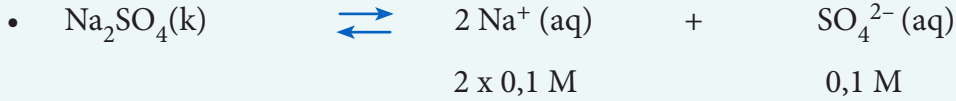


$$K_{\text{çç}} = [\text{Ba}^{2+}] \times [\text{SO}_4^{2-}] = s^2 = 10^{-10}$$

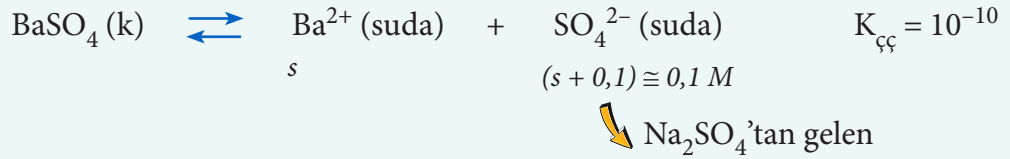
$$s = 10^{-5} = [\text{Ba}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}]$$

BaSO_4 'ın saf sudaki çözünürlüğü 10^{-5} M'dir.

b) Na_2SO_4 tuzu suda tamamen iyonlaşır.



BaSO_4 çözeltisine Na_2SO_4 eklendiğinde çözeltideki SO_4^{2-} iyonları derişimi artar.



$$\bullet \quad K_{\text{çç}} = 10^{-10} = [\text{Ba}^{2+}] \times [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$10^{-10} = s \times 0,1 \quad \Rightarrow \quad s = 10^{-9}$$

BaSO_4 'ın çözünürlüğü saf suda 10^{-5} M iken, Na_2SO_4 eklendiğinde 10^{-9} olmaktadır. Yani ortak iyon etkisi BaSO_4 'ın çözünürlüğünü azaltmıştır.

ÖZET

- Tepkimeye giren maddelerin ürünlere aynı anda ürünlerin tepkimeye giren maddelere dönüştüğü tepkimeler denge tepkimeleridir. Tepkime dengedeysen;
 - İleri yöndeki tepkime hızıyla geri yöndeki tepkime hızı eşittir.
 - Tepkimeye giren maddelerin ve ürünlerin derişimleri sabittir.
- Denge bağıntısı, ürünlerin derişimlerinin girenlerin derişimlerine oranı şeklinde ifade edilir.

$$K_d = \frac{[\text{Ürünler}]}{[\text{Girenler}]}$$

- Dengeyi etkileyen faktörler;
 - Derişim
 - Sıcaklık
 - Basınç
 - Hacimdir.
- Denge kurulan tepkimeler ve tepkimenin denge sabiti ifadesi aşağıdaki gibidir:
 - Suyun oto-iyonizasyonu tepkimesi $\rightleftharpoons K_{su}$
 - Zayıf asit ve bazların suyla verdiği tepkimeler $\rightleftharpoons K_a, K_b$
 - Az çözünen tuzların suda çözünme tepkimeleri $\rightleftharpoons K_{çç}$
- Kimyasal tepkimelerde hidrojen iyonu veren maddeler asit, hidrojen iyonu alan maddeler ise bazdır. Suyu eklendiklerinde tamamı iyonlaşan asit ve bazlar kuvvetli, çok az bir kısmı iyonlaşan asit ve bazlar ise zayıftır.
- Asit ve bazlar suya eklendiklerinde çözeltildeki hidrojen iyonu derişiminden pH, hidroksit iyonu derişiminden ise pOH değeri hesaplanır.
- Asit ve bazların tepkimeleri sonucu tuz oluşur. Tuzlar kendisini oluşturan asidin ve bazın kuvvetine göre asidik, bazik veya nötr özellik gösterir.
- Tuzlar suya eklendiklerinde dibe çöken katı ile çözeltildeki iyonlar arasında denge oluşur. Bu dengeye çözünürlük dengesi denir.

3. ÜNİTE
ÖLÇME VE DEĞERLENDİRME SORULARI



tepkimesi için derişim cinsinden denge ifadesi aşağıdakilerden hangisidir?

A) $K_d = [\text{Ni (CO)}_4] / [\text{CO}]^4$

B) $K_d = [\text{Ni (CO)}_4] / [\text{CO}]^4 [\text{Ni}]$

C) $K_d = [\text{CO}]^4 [\text{Ni}] / [\text{Ni (CO)}_4]$

D) $K_d = [\text{Ni (CO)}_4] / [\text{CO}]$



tepkimesi için kısmî basınçlar cinsinden denge ifadesi (K_p) aşağıdakilerden hangisidir?

A) $P_{\text{CH}_4} \times P_{\text{H}_2\text{O}} / P_{\text{H}_2} \times P_{\text{CO}}$

B) $P_{\text{CH}_4} \times P_{\text{H}_2\text{O}} / P_{\text{H}_2}^3 \times P_{\text{CO}}$

C) $P_{\text{CO}} \times P_{\text{H}_2} / P_{\text{H}_2\text{O}} \times P_{\text{CH}_4}$

D) $P_{\text{CO}} \times P_{\text{H}_2}^3 / P_{\text{H}_2\text{O}} \times P_{\text{CH}_4}$

3. Dengedeki bir tepkime için aşağıdaki ifadelerden hangisi her zaman doğrudur?

A) Tepkime tamamlanmıştır.

B) Ürünlerin derişimleri ile girenlerin derişimleri birbirine eşittir.

C) İleri yöndeki tepkime hızı geri yöndeki tepkime hızına eşittir.

D) Tepkime tek yönlü gerçekleşir.



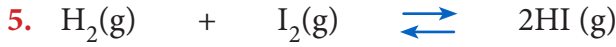
tepkimesinin 100K sıcaklıktaki derişim cinsinden denge sabiti $K_d = 0,5$ olduğuna göre basınç cinsinden denge sabiti K_p değeri kaçtır? ($R = 0,08$)

A) 8

B) 4

C) 1

D) 0,5



tepkimesi dengede iken sisteme H_2 gazı eklenirse aşağıdakilerden hangisi gerçekleşir?

- A) Denge girenler yönüne kayar.
 B) Denge ürünler yönüne kayar.
 C) HI derişimi azalır.
 D) I_2 derişimi artar.



tepkimesi belirli bir sıcaklıkta dengede iken kaptaki $0,1 \text{ M PCl}_5$, $0,2 \text{ M PCl}_3$, 1 M Cl_2 gazı bulunmaktadır.

Buna göre tepkimenin denge sabiti, K_d , değeri kaçtır?

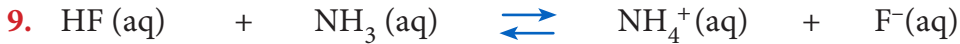
- A) 2 B) 1 C) 0,2 D) 0,1

7. OH^- iyonları derişimi $0,1 \text{ M}$ olan çözeltinin pOH değeri kaçtır?

- A) 10^{-1} B) 1 C) 10 D) 13

8. pH değeri 10 olan çözeltinin pOH değeri kaçtır?

- A) 10^{-10} B) 10^{-4} C) 4 D) 10



tepkimesinde konjuge asit - baz çifti aşağıdakilerden hangisidir?

- A) $\text{HF} - \text{NH}_3$ B) $\text{NH}_4^+ - \text{F}^-$
 C) $\text{NH}_3 - \text{NH}_4^+$ D) $\text{HF} - \text{NH}_4^+$

10. Aşağıdaki asitlerden hangisi kuvvetli asit değildir?

- A) HCl B) H_2SO_4
 C) HNO_3 D) HF

11. Aşağıdakilerden hangisi zayıf bazdır?

- A) NaOH
B) Ca(OH)₂
C) NH₃
D) KOH

12. PbCl₂ tuzunun belirli bir sıcaklıktaki suda çözünürlüğü 10⁻² M olduğuna göre bu tuzun çözünürlük çarpımı, K_{çç}, değeri kaçtır?

- A) 4 x 10⁻⁶
B) 10⁻⁴
C) 2 x 10⁻⁴
D) 10⁻²

13. Belirli bir sıcaklıktaki çözünürlük denge sabitleri verilen aşağıdaki tuzlardan hangisinin sudaki çözünürlüğü en fazladır?

	Tuz	K _{çç}
A)	X	3 x 10 ⁻¹⁵
B)	Y	2 x 10 ⁻⁹
C)	Z	8 x 10 ⁻¹¹
D)	T	5 x 10 ⁻¹³

14. Belirli bir sıcaklıkta HA zayıf asidinin asitlik sabiti 2 x 10⁻¹⁰'dur.

Buna göre; 0,5 M HA çözeltisinin pH değeri kaçtır?

- A) 10
B) 5
C) 2
D) 1

15. Hangi asit-baz tepkimesi sonucu oluşan tuz asidik özellik gösterir?

	Asit		Baz		Tuz		
A)	HCl	+	NaOH	⇌	NaNO ₃	+	H ₂ O
B)	HCl	+	NH ₃	⇌	NH ₄ Cl		
C)	HF	+	NaOH	⇌	NaF	+	H ₂ O
D)	HNO ₃	+	KOH	⇌	KNO ₃	+	H ₂ O

CEVAP ANAHTARI

1. ÜNİTE	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
	D	B	C	D	C	C	A	A	D	A

DOĞRU SAYISI YANLIŞ SAYISI

2. ÜNİTE	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
	A	C	B	D	D	A	B	C	D	B
	11	12	13							
	B	C	B							

DOĞRU SAYISI YANLIŞ SAYISI

3. ÜNİTE	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
	A	B	C	B	B	A	B	C	C	D
	11	12	13	14	15					
	C	A	B	B	B					

DOĞRU SAYISI YANLIŞ SAYISI

SÖZLÜK

A

- analiz tepkimesi** : Bir maddenin daha yalın başka maddelere bölünmesi tepkimesi.
- anlık hız** : Kimyasal bir tepkimenin o andaki hızı.

B

- bağıntı** : İki veya daha fazla değişken arasındaki ilişkinin ifade edilmesi.

Ç

- çift yönlü tepkime** : Her iki yönde devam eden tepkime.
- çözünürlük** : Bir maddenin belirli koşullarda doygun bir çözeltildeki derişimi

D

- derişim** : Bir ortamda bulunan belirli bir maddenin kütle veya hacminin, içinde bulunduğu ortamın kütle veya hacmine oranı, konsantrasyon.

E

- etkileşme** : Atom, molekül veya iyonların sahip oldukları elektrik yükünden dolayı birbirlerine kuvvet uygulaması.

F

- faz** : Her tarafı aynı homojenlikte olan, sınırları tanımlanabilen, diğer fazlardan fiziki olarak ayrılabilen sıvı, gaz veya katı sistemin bir parçası.

K

kısmî basınç : Gaz karışımını oluşturan her bir bileşenin toplam basınç içerisindeki basınç kesri.

M

molar derişim : Bir mol maddenin derişimi.

moleküler seviye : Atom, molekül veya iyon boyutunda olan.

S

sentez tepkimesi : Birden fazla maddenin birleşerek yeni madde oluşturması tepkimesi.

T

tepkime : Bir ya da daha çok iyon, atom ya da molekülün birbirleriyle etkileşerek başka iyon, atom ve moleküllere dönüşmesi olayı.

tepkime mekanizması : Bir kimyasal tepkimenin hangi basamaklar üzerinden yürüdüğünü gösteren mekanizma.

Ü

ürün : Bir tepkime sonucu oluşan türler.

KAYNAKÇA

1. ATASOY, Basri; *Temel Kimya Kavramları* (Gözden geçirilmiş 2. Baskı), Asil Yayın Dağıtım, Ankara, 2004.
2. BYLIKIN, Sergey; HORNER, Gary; BRIAN Murphy vd.; *Chemistry*, IB Diploma Programme, Oxford University Press, 2014.
3. CLUGSTEN, Michael; ROSALIND, Flemming; *Advanced Chemistry* (Updated for the 2008 specifications), Oxford University Press, 2011.
4. EBBING, Darrel D.; *General Chemistry* (5th edition), Houghton Mifflin, 1996.
5. ERDİK, Ender; Sarıkaya, YÜKSEL; *Temel Üniversite Kimyası* (19. Baskı), Gazi kitapevi, 2009.
6. GREEN, John; DAMJI, Sadru; *Chemistry* (3rd edition), International Baccalaureate, IBID Press, 2008.
7. MOORE, John T., EdD; *Chemistry For Dummies* (2nd edition), Wiley Publishing, 2011.
8. NEUSS, Geoffrey; *Chemistry* (2nd edition), IB Diploma Programme, Oxford University Press, 2010.
9. SUCHOCKI, John; *Conceptual Chemistry* (4th edition), Pearson Prentice Hall, 2011.
10. WILBRAHAM, C. Antony; STALEY, D. Dennis; MATTA, S.Michael, *Chemistry 11*, Pearson, 2017.

GENEL AĞ KAYNAKÇASI

<https://bau.edu.tr/icerik/34-konferans-oktay-sinanoglu>

GÖRSEL KAYNAKÇA

Yayınevi arşivi ve <https://www.shutterstock.com> adresinden telif ücreti ödenerek kullanılmıştır.