**KİM 202 TEMEL KİMYA 1**

KİM 202 dersi “Temel Üniversite Kimyası; E. Erdik ve Y. Sarıkaya, Gazi Kitabevi, 2014.(21. Baskı)” kitabından bire bir anlatılmaktadır.

Uygulama dersleri ise “Temel Üniversite Kimyası Soruların Çözümleri ve Yeni Sorular”; E. Erdik ve Y. Sarıkaya, Gazi Kitabevi, 2014.(10. Baskı)” kitabındaki sorulardan hazırlanmaktadır.

Sınav soruları kitabın içindeki çözümlü sorular ve her konu sonundaki bulunan çözümleri yapılmış sorular esas alınarak hazırlanmaktadır.

**SULU ÇÖZELTİ REAKSİYONLARI VE İYON DENGELERİ**

14.1 Çözelti Reaksiyonları Denklemlerinin Denkleştirilmesi

(Bu konu KİM 201 Temel Kimya 1 dersinde “Kimyasal hesaplamalar” bölümünde ayrıntılı olarak anlatılıyor ve çok sayıda örnek çözülüyor)

14.2 Suyun İyonlaşması, pH. Güçlü Asitlerin ve Bazların Ayrışması

14.3 Zayıf Asitlerin ve Bazların Ayrışması

14.4 Tampon Çözeltiler

14.5 Asit-Baz Titrasyonu

14.6 İyon Reaksiyonları

14.7 Çözünürlük Çarpımı ve Çökme

**14.1 ÇÖZELTİ REAKSİYONLARI DENKLEMLERİNİN DENKLEŞTİRİLMESİ**

Yükseltgenme-indirgenme reaksiyonlarını denkleştirmek için iki yöntem geliştirilmiştir.

1. Yükseltgenme sayısı değişmesi yöntemi b) İyon-elektron yöntemi.

Bu bölümde iyon-elektron yöntemi ele alınacaktır. Çözelti reaksiyonlarının çoğunda H+ ve OH- iyonlarının önemli görevi vardır. İyon-elektron yönteminde, toplam reaksiyon (yani iyon denklemi), yükseltgenme ve indirgenme basamaklarının ayrı ayrı yazıldığı iki yarı reaksiyon olarak yazılır.

İyon-elektron yöntemi

Yöntem şu sıra ile uygulanır.

* Tepkimeyi 2 yarı reaksiyona ayrılır.
* Hidrojen ve Oksijen dışındaki atomlar için gerekli katsayı değişikliğini yapılır.
  + *Asitli çözeltilerde*
    - Oksijen eksikliği olan yere H2O, diğer tarafa H+ eklenir.
  + *Bazik çözeltilerde*
    - Hidrojen eksikliği olan yere H2O, Oksijen eksikliği olan yere OH- eklenir.
  + *Eksi yük eksikliği olan tarafa gerektiği kadar elektron (e-) eklenir.*
* Elektron eşitliğini sağlamak yani yükleri denkleştirmek için iki yarı tepkimeyi uygun sayılarla çarpılır ve toplanır.
* Toplu tepkimede, her iki tarafta aynı terimleri silinir. Sonuçta net iyonik denklem elde edilir.

**Çözülmüş Soru 14.1.1**

Sn2+ + Hg2+ + Cl- → Hg2Cl2 + Sn4+ reaksiyonunu denkleştiriniz.

**Çözüm :**

Sn2+ → Sn4+

Hg2+ → Hg2Cl2

Sn2+ → Sn4+ + 2é

2 Hg2+ + 2 Cl- → Hg2Cl2 2é ekleyerek yükler denkleştirilir.

2 Hg2+ + 2 Cl- + 2é → Hg2Cl2

Sn2+ → Sn4+ + 2é

|  |
| --- |
|  |

Sn2+ + 2 Hg2+ + 2 Cl- + 2é → Sn4+ + Hg2Cl2 + 2é

Ve toplu reaksiyon

Sn2+ + 2 Hg2+ + 2 Cl- → Sn4+ + Hg2Cl2

**14.2 SUYUN İYONLAŞMASI. pH. GÜÇLÜ ASİTLERİN VE BAZLARIN AYRIŞMASI**

H2O ⇔ H+ + OH-

K = [H+][OH-]/[H2O]

K[H2O] = [H+][OH-]

Ksu = [H+][OH-]

x = [H+] = [OH-]

Ksu = x2 = 1,0 x 10-14

ve

x = [H+] = [OH-] = 10-7

[H+] = [OH-] = 10-7 M

H+ ve OH- iyonlarının, sulu çözeltilerde derişimlerinin kolayca bulunması için logaritmik bir ölçek geliştirilmiştir. Genel olarak, X için

pX = - logX

dır ve

pH = - log [H+]

pOH = - log [OH-]

Suyun ayrışması dengesinden

-log Ksu = (- log [H+]) + (- log [OH-])

Veya

pKsu = pH + pOH

dolayısıyla

pH + pOH = 14

bulunur.

**14.3 ZAYIF ASİTLERİN VE BAZLARIN AYRIŞMASI**

Zayıf elektrolitler, sulu çözeltilerinde tümüyle ayrışmayan zayıf asitler ve zayıf bazlardır. Bu bileşiklerin çözeltilerinde ayrışmamış asit veya baz, iyonlarıyla denge halindedir.

HOAc : CH3COOH

AcO- : CH3COO-

HOAc + H2O ⇔ H3O+ + AcO-

dengesi ve

K = [H3O+][AcO-]/[HOAc][H2O]

Denge eşitliği yazılabilir. Çözücü derişimi [H2O] (55,3 M) sabit olduğundan

K x [H2O] = Ka = [H3O+][AcO-]/[HOAc]

**Ka, asit ayrışma sabiti, asitlik sabiti, asit iyonlaşma sabiti** adını alır.

HA ⇔ H+ + A-

Dengesi ve

Ka = [H+][A-]/[HA]

Denge eşitliğine geçilir. Benzer şekilde zayıf bir baz için

B + H2O ⇔ HB+ + OH-

Dengesi ve

Kb = [BH+][OH-]/[B]

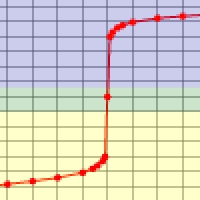
Denge eşitliği geçerlidir**. Kb, baz ayrışma sabiti, bazlık sabiti, baz iyonlaşma sabiti** olarak tanımlamır**.**

**14.4 TAMPON ÇÖZELTİLER**

Bir zayıf asit ve tuzunu veya bir zayıf baz ve tuzunu içeren çözeltilere **tampon çözeltiler** denir. Bu çözeltiler, az miktarda katılan derişik asitleri ve bazları, pH da önemli bir değişme olmadan nötralleştirirler. Uygun zayıf asitler veya bazlar ve tuzları seçilerek, bir çözelti herhangi bir pH’ da tamponlanabilir.

**14.5 ASİT-BAZ TİTRASYONU**

Asit-baz titrasyonu, asitlerin ve bazların derişimlerinin ölçülmesi için kolay ve doğru sonuçlar veren bir yöntemdir.

pH 

VNaOH cm3

**14.6 İYON REAKSİYONLARI**

Kimyasal reaksiyonların çoğu sulu çözeltide yürür ve en çok kullanılan çözücü de sudur. Örneğin 1 mol NaCl içeren bir çözelti ile 1 mol AgNO3 içeren bir çözelti karıştırılırsa nasıl bir reaksiyon olacağını görelim: 1 mol beyaz bir katı madde olan AgCl çökerek ayrılır. Reaksiyon denklemi

NaCl(sulu) + AgNO3(sulu) → AgCl(k) + NaNO3(sulu)

Bu reaksiyonun iyon denklemi şu şekildedir.

Na+(sulu) + Cl-(sulu) + Ag+(sulu) + NO3-(sulu) → AgCl(k) + Na+(sulu) + NO3-(sulu)

Denklem incelendiğinde Na+ ve NO3- iyonlarının bir değişikliğe uğramadığı görülür. O halde net iyon denklemi

Ag+(sulu) + Cl-(sulu) → AgCl(k)

**14.7 ÇÖZÜNÜRLÜK ÇARPIMI VE ÇÖKME**

Bir tuzun sulu çözeltide doymuş bir çözeltisi hazırlandığı zaman , tuzun ayrışmış iyonları ve çözünmeyen katı arasında dinamik bir denge kurulur. Örneğin

AgCl (k) ⇔ Ag+(sulu) + Cl-(sulu)

dengesi için

K = [Ag+][Cl-] / [AgCl]

Yazılabilir. Saf bir katının derişimi miktarından bağımsız yani sabit olduğundan

K [AgCl] (k) = Kçç = [Ag+][Cl-]

Elde edilir ve  **Kçç** sabitine **çözünürlük çarpımı** **sabiti** denir.