

DENEY RAPORU

DENEY ADI Potansiyometrik Asit Karışımı Tayini (3 No'lu deney)

DENEY TARİHİ 16 Nisan 2003 Çarşamba

AMAÇ Asit karışımlarının potansiyometrik yöntemle titrasyonunun yapılması, eşdeğerlik noktasının hesaplanarak örnek miktarının bulunması.

TEORİK BİLGİ **Potansiyometri**

Galvanik bir pil sisteminde iki elektrot arasındaki potansiyel farkını sıfır yada çok küçük akım altında saptamaya dayalı olarak yapılan ölçüm yöntemine **potansiyometri** denir. Potansiyelden gidilerek derişim saptanması, eletrotlardan birinin potansiyelinin değişmez olmasıyla mümkündür. Potansiyeli değişmez olan elektroda **karşılaştırma** elektrodu, potansiyeli değişen elektroda da **göstergen** elektrot denir. Göstergen elektrodun potansiyeline bağlı olarak derişim saptanabilir. Ayrıca titrasyonlarda indikatör gibi eşdeğerlik noktasının saptanmasında kullanılabilir. Böyle ölçümlere **potansiyometrik titrasyonlar** denir.

Potansiyometrik titrasyonlar kimyasal indikatör varlığından daha doğru ve duyarlı tekrarlanabilir titrasyon sonu noktası saptanabilir.

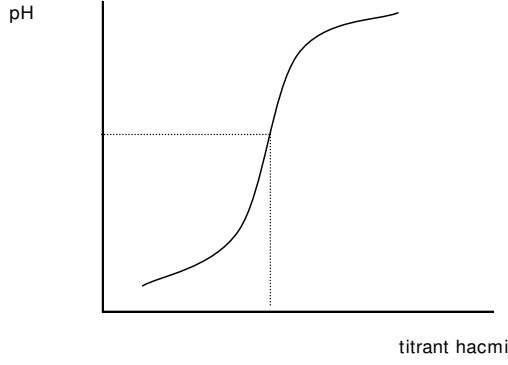
Ayrıca kimyasa indikatörlerle bulanık ve renkli çözeltilerde titrasyon sonu gözlenemediği halde potansiyometrik titrasyonlarda böyle bir sorun yoktur. Potansiyometrik titrasyonlarda titrannt hacmine karşı potansiyeldeki değişmeler incelenir. **$E = f(V)$** eğrilerinden titrasyon sonu noktası bulunabilir.

Titrasyon eğrileri logaritmik olup sigmoid eğrileridir. Bu eğrilerin birinci türevin maksimum ve ikinci türevin "0" olduğu bir dönüm noktası vardır. Bu dönüm noktası simetrik tepkimelerin eşdeğerlik noktasıdır.

Potansiyometrik titrasyonlarda dönüm noktaları titrasyon eğrilerinden gidilerek, türev yöntemi , grafikte, hesaplama ile , ortası yarı cetvelle ve elektronik türev alma yöntemi ile hesap edilebilir.

Potansiyometrik titrasyon eğrilerinden gidilerek zayıf asit yada zayıf bazların görsel asitlik ya da bazlık sabitleri tayin edilebilir. Kuramsal olarak eğri üzerindeki herhangi bir noktadaki pH değerinden gidilerek bu değer bulunabilir. Daha pratik ve kolay olanı yarı titrasyon noktasından yararlanmaktır.

$c_{HA} = c_{A^-}$ ve $pH = pK'_a$ Buna göre yarı titrasyon noktasındaki çözletinin pH'sı titre edilen zayıf asidin görsel asitlik değişmezinin eksi logaritmasına eşittir.



Potansiyometrik titrasyonlarda sigmoid eğrileri

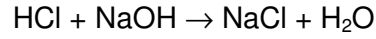
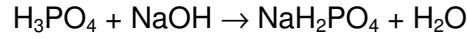
DENEYİN

YAPILIŞI

Verilen örnek 100 ml 'ye tamamlanır. "0" ml sarfiyat için pH ölçümü yapılır. 0,1 N NaOH titrantı ile 0,5 ml katımlarla ölçülen pH değerleri yazılır. Sıçrama aralığında 0,1 ml katımlarla tekrar titrasyon yapılarak eşdeğerlik noktasının doğru olarak tespit edilmesi sağlanır. Sarfiyata karşı okunan potansiyel aşağıdaki gibi olur.

Sarfiyat	0	0,5	1	1,5	2	2,5	3	3,5	4	4,5	4,6	4,7	4,8	4,9	5	5,1	5,2	5,3	5,4	5,5	5,6	5,7	5,8	5,9	6	6,5	7
pH	5,5	5,5	5,5	5,6	5,6	5,6	5,7	5,7	5,8	6	6,1	6,2	6,4	6,5	6,7	6,8	6,9	7	7	7,1	7,2	7,2	7,3	7,3	7,3	7,4	7,5

Sarfiyat	7,5	8	8,5	9	9,5	10	10,1	10,2	10,3	10,4	10,5	10,6	10,7	10,8	10,9	11	11,1	11,2	11,3	11,4	11,5	12	12,5	13	13,5	14	
pH	7,7	7,7	7,8	7,9	8,1	8,3	8,3	8,3	8,4	8,6	8,8	8,9	8,9	9	9,1	9,1	9,2	9,2	9,3	9,3	9,4	9,5	9,6	9,7	9,7	9,7	



Titrasyonda kullanılan NaOH 'ın normalitesi 0,1N olarak verilmiştir.

H_3PO_4 'ün tesir değeri "3" dir. T.D $\text{H}_3\text{PO}_4 = 3$

H_3PO_4 'ün eşdeğer gramı M_{eg} ;

$$M_{eg} = \frac{M_A}{T.D.1000} \quad M_{eg} = \frac{98}{3.1000} \quad M_{eg} = 0,032 \text{ gr}$$

$$N_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = \frac{g_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{M_{eg, \text{H}_3\text{PO}_4}} \quad \text{ise, } g_{\text{H}_3\text{PO}_4} = N_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} \cdot M_{eg, \text{H}_3\text{PO}_4}$$

$$g_{\text{H}_3\text{PO}_4} = (0,1) \cdot (10,7) \cdot (0,032) = 0,034 \text{ g bulunur.}$$

SONUÇ

H_3PO_4 çözeltisinin titrasyonunda ilk iki asitlik için belirgin sıçramalar elde edilmiştir.

Fakat üçüncü asitlik için nicel olarak titre edilemeyecek kadar zayıf olduğundan üçüncü sıçrama gözlemlenememiştir.

Handwritten signature