الباب التاسع عشر

تفاعلات التعادل معملياً

obeikandl.com

obeikandl.com

ذكرنا فى الباب السابق عن تحديد أو تعيين الكربونات أو البيكربونات والأدلة المستخدمة فى كل حالة ومدى الرقم الأيدروجينى لكل دليل. وتم تحديد كمية المواد بطريقة نسبية وهى فى حد ذاتها طريقة يمكن للطالب أن يستغلها ويعييها جيداً فى الشركات. والآن نسوق بعض العياريات المعملية لتحديد مدى تركيز المادة أو عيارتها بدلاً من نسبتها المئوية. وهنا سوف نعطى أيضاً عن الدلائل المستخدمة فى مثل تلك العياريات وتغيرها فى الأوساط المختلفة لتعطى نقطة النهاية.

جدول (1)

الدلائل	منطقة الرقم الأيدروجينى	تغير اللون فى الوسط الحمضى	تغير اللون فى الوسط القاعدى
الميثيل البرتقالى	3.0 – 4.4	أحمر	أصفر
الميثيل الأحمر	4.4 – 6.2	أحمر	أصفر
البروموكيزول الأحمر	5.2 – 6.8	أصفر	أحمر داكن
البروموثايمول الأزرق	6.0 – 7.6	أصفر	أزرق
ورق عباد الشمس	6.6 – 7.8	أحمر	أزرق
الكيربزول الأحمر	7.2 – 8.7	أصفر	أحمر
الفينول فيثالين	8.2 – 10.0	عديم اللون	أحمر وردى

منحنيات التعادل:

عملية الإختبار للدليل يجب أن يكون فى منطقة الحمض أو القاعدة حتى تتم التجربة بنجاح. وأشكال المنحنيات المختلفة لأنواع الأربعة:

1- تعادل حمض قوى – قاعدة قوية.

2- تعادل حمض قوى – قاعدة ضعيفة.

3- تعادل حمض ضعيف – قاعدة قوية.

4- تعادل حمض ضعيف – قاعدة ضعيفة.

كما هو مبين فى كتاب الأساس فى الكيمياء الفيزيائية للمؤلف.

معادلة حمض مع الكربونات :الأساس النظرى كما ذكر سابقاً :

طريقة العملى : فى هذه الطريقة وإن كانت تماثل ما ذكر سابقاً وهى: خذ 25 مل بواسطة الماصة وضعها فى دورق مخروطى 250 مل. ضع قطرتين من دليل الميثيل الأحمر إلى المحلول. مع عدم الزيادة حتى يكون التغير واضحاً وحتى لا تأخذ محلول من السحاحة أكثر الذى يتفاعل مع الدليل.

من السحاحة ضع الحمض القياسى وليكن حمض الأيدروكلوريك. وعند قرب نقطة التعادل أضف الحمض ببطء شديد ، حتى لا تتخطى نقطة النهاية. مع الإستمرار فى الرج حتى يتغير اللون من الأصفر إلى الأحمر الوردى.

الحسابات : بإستخدام قانون التخفيف :

$$N \times V = \overline{N} \times \overline{V}$$

السحاحة (حجم المللى) $\times$ **0.1** = **25** $\times$ **?**

$$N \; ? = \frac{\text{حجم المللى من السحاحة} \times 0.1}{25} =$$

وبإستخدامات بعض العلاقات للتكافئ . وهى :

الوزن المكافئ لحمض HCl ≡ 36.5 جم

الوزن المكافئ لكربونات الصوديوم $= \frac{106}{2} =$ **53** جرام

ومن هنا فإن 36.5 جرام من HCl ≡ 53 جرام من كربونات الصوديوم

وهذا يعنى 1 مل من HCl ≡ 0.0365 جرام

وكذلك 1 مل من الكربونات ≡ 0.053 جرام

ومن هذه الحسابات يمكن تعيين قوة عيارية الكربونات.

معايرة حمض مع هيدروكسيد الصوديوم : الأساس النظرى كما ذكر سابقاً :

بتفاعل حمض الأيدروكلوريد (حمض قوى) مع هيدروكسيد الصوديوم (قاعدة قوية) بنسبة الأوزان المكافئة.

طريقة العملى و الأدوات :

ماصة ، سحاحة ، حمض هيدروكلوريد قياسى معلوم التركيز، محلول هيدروكسيد الصوديوم غير معلوم العيارية، دليل مناسب، الميثيل الأحمر أو البرتقالى.

خذ 25 مل من هيدروكسيد الصوديوم فى دورق مخروطى 250 مل ثم ضع عليه نقطة أو إثنين من الدليل ولاحظ اللون (أصفر). ثم أضف من السحاحة نقطة نقطة من محلول الهيدروكلوريك مع الرج المستمر. ولاحظ تغير الدليل. وعند نقطة النهاية يتحول اللون الأحمر. أعد التجربة عدة مرات وخذ متوسط القراءات.

الحساب :

بإستخدام علاقة التخفيف وهى : $N \times V = \overline{N} \times \overline{V}$

$V = 25$ مل من الهيدروكسيد.

N = غير معلومة والمراد تعيينها.

$\overline{N}$ = معلومة وهى عيارية الحمض القياسى.

$\overline{V}$ = الحجم المأخوذ من السحاحة

وكما سبق ذكره من القياسات :

1 مكافئ من HCl ≡ 0.0365 جرام من HCl

36.5 جرام من HCl ≡ 40 HCl جرام من هيدروكسيد الصوديوم

0.0365 جرام من HCl ≡ 0.040 جرام من هيدروكسيد الصوديوم

ومن خلال تلك القيم يمكن إيجاد قوة الهيدروكسيد.

عيارية مخلوط من كربونات الصوديوم + بيكربونات الصوديوم بإستخدام حمض الهيدروكلوريك المعلوم القياسية :

النظرية :

تمت مناقشة هذه النظرية بالتفصيل سبقاً. ولكن أخذت كعينة صلبة تجارية وتمت إذابتها (مخلوط من كربونات وبيكربونات). ولكن فى هذه الحالة نأخذ حجم من كربونات وحجم آخر من بيكربونات، ثم تعاير من السحاحة بواسطة حمض الهيدروكلوريك المعلوم القياسية.

طريقة العملى : والأدوات تمت مناقشها فى تلك النظرية، وإستخدام الأدلة اللازمة فى مثل هذه الحالة.

الحسابات: نفترض أن الحجم من السحاحة فى حالة دليل الفينول فيثالين لنقطة النهاية هو (V). هذا الحجم يكافئ $\frac{1}{2}$ الكربونات المحولة إلى بيكربونات فقط وعليه يضرب الحجم (V) فى 2 = ليعطى كل الكربونات (V_1).

تجرى العملية مرة أخرى بأخذ 25 مل أخرى بإستخدام دليل الميثيل البرتقالى وتجرى عملية المعايرة من السحاحة. ولاحظ تغير اللون. وعند نقطة النهاية يكون الحجم من السحاحة (V`) . هذا الحجم (V`) يكافئ الكربونات والبيكربونات.

الخلاصة مما سبق :

يطرح الحجم (V_1) من الحجم (V`) ليعطى الحجم المكافئ للبيكربونات وهو :

$$\equiv V_2 = (V_1 - V`) \text{ البيكربونات}$$

وبإستخدام العلاقة : $N \times V = N` \times V`$

يمكن إيجاد العيارية والقوة.

كما سبق من الحسابات السابقة.

معايرة مخلوط من كربونات الصوديوم وهيدروكسيد الصوديوم.

النظرى :

تم مناقشة هذا المخلوط سابقاً كعينة تجارية: ولكن كما ذكرنا أخذ عينة صلبة من مخلوط مكون من الكربونات والهيدروكسيد.

الطريقة :

يؤخذ 25 مل فى دورق مخروطى 250 مل ثم ضع دليل الفينول فيثالين. ثم عاير بواسطة حمض قياسى معلوم العيارية وليكن حمض الهيدروكلوريك. ولاحظ تغير اللون النقطة النهاية.

فيكون الحجم المقابل من السحاحة يكافئ $\frac{1}{2}$ الكربونات + كل الهيدروكسيد V1 فى نفس الوقت خذ 25 مل أجرى وأجرى نفس العيارية مع الإستبدال فى الدليل بدلاً من الفينول فيثالين. ضع الميثيل البرتقالى ولاحظ تغير اللون عند نقطة النهاية.

ويكون الحجم المقابل من السحاحة يكافئ كل الكربونات + كل الهيدروكسيد (V_2) بطرح V_1 من V_2 ليعطى V_3 وهى تغير $\frac{1}{2}$ الكربونات.

تضرب V_3 × الرقم 2 لتعطى كل الكربونات (V_4)

وبطرح (V_4) من (V_2) لتعطى كل الهيدروكسيد (V_5)

وبإستخدام العلاقة : $N \times V = N` \times V`$

تعطى عيارية كل من الكربونات والهيدروكسيد. ونضرب القيمة فى الوزن الجزيئى يعطى القوة الأيونية لكل منهما.

إيجاد قيمة النشادر فى أحد أملاحة بطريقة – خلفية.

إذا أخذ أحد أملاح الأمونيوم وسخن فى ماء فى وجود هيدروكسيد الصوديوم فإنه يلاحظ خروج غاز النشادر. ولكن الكشف عنه بوضع ورقة مبللة من حمض الهيدروكلوريك المخفف فيلاحظ تكون سحابة بيضاء على فوهة الكأس.

ويلاحظ من المعادلة الآتية تصاعد غاز النشادر بناءاً على هذه المعادلة:

$$NH_4NO_3 + NaOH \rightarrow NaNO_3 + H_2O + NH_3\uparrow$$

لتقدير كمية النشادر فى المحل الأمونيومى على عدة طرق وكل طريقة يجب أن تؤيد الأخرى من حيث تقدير العينة.

يمكن إجراء هذه التجربة فى دورق محكم بسداده وإدخال إنبوبة وهذه الأنبوبة تغمس من أحد طرفيها فى محلول من حمض الكبريتيك (معلوم القياسية) وعند الإمرار يتفاعل الغاز مع الحمض ليعطى كبريتات الأمونيوم. ثم بعد ذلك تؤخذ الكمية بعد إنتهاء التجربة كاملاً للنهاية ثم نعاير الحمض المتبقى بواسطة محلول قلوى معلوم القياسية بإستخدام دليل الميثيل الأحمر، وتعين المتبقى من الحمض ويطرح لبعض الكمية المتفاعل مع الغاز التى تقابل كمية النشادر فى العينة.

والطريقة الثانية هى وضع الملح مع كمية من هيدروكسيد الصوديوم كمية معلومة القياسية وفى نهاية التجربة تعاير الكمية المتبقية من الهيدروكسيد بإستخدام دليل الميثيل البرتقالى. وعند النهاية تطرح الكمية الحجمية لتعطى الكمية المتفاعلة مع المحلول الأمونيومى المقابل فى العينة.

طريقة العمل :

ضع كمية معلومة من محلول الأمونيوم فى دورق مخروطى 250 مل. أضف كمية مماثلة أو أكثر ولكن معلومة الحجم من محلول هيدروكسيد الصوديوم وضع مكثف بدون ماء داخل أو خارج للتبريد ثم إبدأ فى التسخين حتى درجة الغليان. ولمنع الغليان وعملية الفوران ضع بضع قطع من البوروسلين. إستمر فى عملية الغليان حتى إنتهاء خروج الغاز من الملح. وليستدل عن ذلك بأخذ ورقة مبللة من حمض الهيدروكلوريك ليكون سحب بيضاء مع غاز النشادر أو ورقة مبللة من نترات الزئبقوز. يلاحظ تلون الورقة بالسواد مع خروج الغاز، عاير المحلول الكلى بواسطة حمض قياسى من الهيدروكلوريك فى وجود دليل الميثيل

الأحمر. الجزء المتبقى من التفاعل ليتصاعد النشادر هو الكمية المقابلة من حمض الهيدروكلوريك. بعد تبريد المحلول لدرجة حرارة الغرفة.

فإذا كان حجم (V) من يد كل هو المقابل من الباقى لهيدروكسيد الصوديوم.

يطرح هذا الحجم (V) من الحجم الكلى المضاف مع الملح الأمونيومى وليكن 25 مل فيعطى الحجم المقابل لحجم الأمونيوم الموجود فى العينة.

ويمكن أخذ العلاقة : $N \times V = N` \times V`$

بعد تعيين الحجوم من التجربة. ومنها يمكن تقدير القوة الأيونية.

*** *** ***

obeikandl.com