

الباب التاسع عشر

# تفاعلات التعادل معملياً



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 ويعيها جيداً فى الشركات. والآن نسوق بعض العيارات المعملية لتحديد مدى تركيز المادة أو عيارتها بدلاً من نسبتها المئوية. وهنا سوف نعطي أيضاً عن الدلائل المستخدمة فى مثل تلك العيارات وتغيرها فى الأوساط المختلفة لتعطي نقطة النهاية.

### جدول (1)

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

### 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 :

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

السحاحة (حجم الملى)  $0.1 \times 25 = ?$

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

وبإستخدامات بعض العلاقات للتكافئ . وهى :

الوزن المكافئ لحمص  $\text{HCl} \equiv 36.5$  جم

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

ومن هنا فإن 36.5 جرام من  $\text{HCl} \equiv 53$  جرام من كربونات

الصوديوم

وهذا يعنى 1 مل من  $\text{HCl} \equiv 0.0365$  جرام

وكذلك 1 مل من الكربونات  $\equiv 0.053$  جرام

ومن هذه الحسابات يمكن تعيين قوة عيارية الكربونات.

### **معايرة حمض مع هيدروكسيد الصوديوم : الأساس النظري كما ذكر سابقاً :**

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

### **طريقة العملى والأدوات :**

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 :**

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

باستخدام علاقة التخفيف وهى :

$$V = 25 \text{ مل من الهيدروكسيد.}$$

$$N = \text{غير معلومة والمراد تعيينها.}$$

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

$$\bar{V} = \text{الحجم المأخوذ من السحاحة}$$

وكما سبق ذكره من القياسات :

$$1 \text{ مكافئ من HCl} \equiv 0.0365 \text{ جرام من HCl}$$

$$36.5 \text{ جرام من HCl} \equiv 40 \text{ جرام من هيدروكسيد الصوديوم}$$

$$0.0365 \text{ جرام من HCl} \equiv 0.040 \text{ جرام من هيدروكسيد الصوديوم}$$

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 سابقاً. ولكن أخذت كعينة صلبة تجارية وتمت إذابتها (مخلوط من كربونات وبيكربونات). ولكن فى هذه الحالة نأخذ حجم من كربونات وحجم آخر من بيكربونات، ثم تعابير من السحاحة بواسطة حمض الهيدروكلوريك المعلوم القياسية.

#### طريقة العملى : والأدوات تمت مناقشتها 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<sub>1</sub>).

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<sub>1</sub>) من الحجم (V') ليعطى الحجم المكافئ

للبيكربونات وهو :

$$V_2 = (V_1 - V')$$

$$N \times V = N' \times V' \quad \text{ويستخدم العلاقة :}$$

يمكن إيجاد العيارية والقوة.

كما سبق من الحسابات السابقة.

## معايرة مخلوط من كربونات الصوديوم وهيدروكسيد الصوديوم.

### النظري :

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  $V_1$  فى نفس الوقت خذ 25 مل أجرى وأجرى نفس العيارية مع الإستبدال فى الدليل بدلاً من الفينول فيثالين. ضع الميثيل البرتقال 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 ( $V_5$ )

وباستخدام 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 أملاحه 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 بناءً على هذه المعادلة:



**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 وي طرح 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 قياسي 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 الباقي لهيدروكسيد الصوديوم.

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

$$N \times V = N' \times V' \quad \text{ويمكن أخذ العلاقة :}$$

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

\*\*\* \*\*