الباب الخامس

تجارب على معايرات التعادل

Experiments on Neutralization Reactions

التجربة الأولى

معايرة كربونات الصوديوم بحمض الهيدروكلوريك :

تتفاعل كربونات لصوديوم مع حمض الهيدروكلوريك على خطوتين تبعا للتفاعلين التاليين :

$$N_2 CO_3 + HCl \leftrightarrows Na HCO_3 + Na Cl$$

$$Na HCO_3 + HCl \leftrightarrows Na Cl + CO_2 + H_2O$$

فى الخطوة الأولى (المعادلة رقم ١) تتكـون بيكربونات الصـــوديوم وعندما تتم الخطوة الأولى يكون الرقم الهيدروجينى للمحلول ٨ر٣ ، وعندما تتفاعل البيكربونات مع جزىء آخر من الحمض يصبح الرقم الهيدروجينى للمحلول ٣ر٨ فاذا أريد اتمام التفاعل الأول فقط فانه يجب استخـــدام الفينول فثالين لأنه يغير لونه عند انتهاء الخطوة الأولى من التفاعل ، ويصبح عديم اللون . أما اذا كان المطـــلوب تقدير جميـع الكربونات ، فانه يجب استخدام الميثيل البرتقالى وحده من بدء عملية المعايرة . ويمكن اجراء عملية المعايرة على خطوتين باستخدام الدليلين على التعـــاقب ففى الخطـوة الأولى

تضاف بضع قطرات من الفينول فتالين الى محلول الكربونات ، ثم يضاف الحمض بواسطة السحاحة حتى يختفى لون الفينول فتالين الوردى ، ويصبح المحلول عديم اللون ، وعندئذ تكون كمية الحمض المستنفدة مكافئة لنصف الكربونات . وفى الخطوة الثانية يضاف الميثيل البرتقالى ، ونستمر عملية المعايرة حتى يتحول لون الدليل من الأصفر الى الاحمر . وفى هذه الخطوة ، يكون حجم الحمض المستنفد معادلا للنصف الآخر من الكربونات .

التجربة : أعطيت محلولا عشر عيارى من حمض الهيدروكلوريك - أوجد قوة تركيز كربونات الصوديوم .

خطوات العمل :

١ - نظف السحاحة أولا بالطرق التى سبق شرحها ، ثم بالماء المقطر واغسلها بعد ذلك بكمية من المحلول (حمض الهيدروكلوريك عشرى العيارى) المعطى لك .

٢ - املأ السحاحة بحمض الهيدروكلوريك المعطى لك بحيث يكون السطح المقعر للسائل أمام علامة الصفر .

٣ - نظف الماصة أولا بالطرق التى سبق شرحها ، ثم بالماء المقطر اغسلها بعد ذلك بمحلول كربونات الصوديوم المراد تقدير تركيزه .

٤ - قس عشرة مل من محلول كربونات الصوديوم بواسطة الماصة ، وانقلها الى دورق مخروطى نظيف مغسول بالماء المقطر .

٥ - أضف قطرة من الميثيل البرتقالى تلاحظ أن لون المحلول يكون أصفر باهتا ، وبعد ذلك اجعل الحمض يتساقط من السحاحة مع استمرار تقليب محتويات الدورق أثناء المعايرة فى حركة دائرية بالقرب من نقطة

التعادل ـ أضف الحمض ببطء قطرة قطرة ، حتى تحدث قطرة من الحمض تغيرا فى لون المحلول من الاصفر الى الاحمر . فتكون النقطة هى نقطة التعادل ٠

احسب قوة التركيز وعيارية كربونات الصوديوم متبعا الخطوات الآتية:

$$Na_2CO_3 + 2HCl \rightleftharpoons 2NaCl + CO_2 + H_2O$$

من هذه المعادلة يتضح أن ١٠٦ جم من كربونات الصوديوم ، يتفاعل مع ٧٣ جم من حمض الهيدروكلوريك أو أن ٣٦ر٥ جم (الوزن المكافىء لحمض الهيدروكلوريك) = ٥٣ جم من كربونات الصوديوم وهو الوزن المكافىء لكربونات ، بمعنى أن : ١٠٠٠ مل من محلول حمض الهيدروكلوريك العيارى « ع » ٥٣ جم من كربونات الصوديوم ٠

١ مل من محلول حمض الهيدروكلوريك العيارى «ع» = $\frac{٥٣}{١٠٠٠}$ جم كربونات الصوديوم ٠

س مل من محلول حمض الهيدروكلوريك العيارى « ع » = $\frac{٥٣}{١٠٠٠}$ جم كربونات الصوديوم ٠

حيث (س) = عدد المليلترات من حمض الهيدروكلوريك العيارى المتفاعلة مع ١٠ مل من كربونات الصوديوم حتى نقطة التعادل ٠

اذن $\frac{٥٣}{١٠٠٠}$ × س جم من كربونات الصوديوم توجد فى ١٠ مل من المحلول ٠

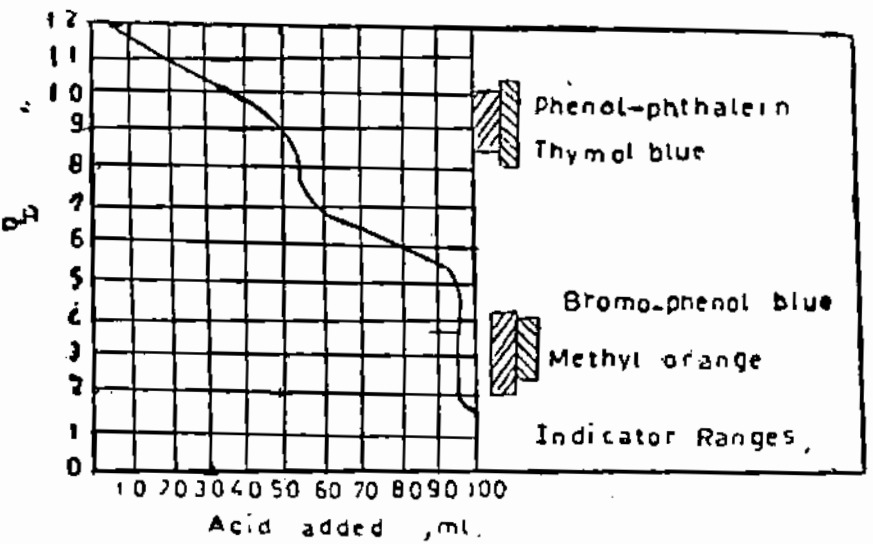
اذن ١٠٠٠ مل من المحلول تحتوى على $\frac{٥٣}{١٠٠٠}$ × س × $\frac{١٠٠٠}{١٠}$ جم من كربونات الصوديوم = تركيز أو قوة المحلول بالجرام/لتر ٠

$$\text{اذن العيارية} = \frac{\text{قوة أو تركيز المحلول}}{\text{الوزن المكافىء}}$$

وهناك طريقـــة للحساب باستخدام القانون الذى ينص عـلى أن حجم كربونات الصوديوم مضروبا فى عيـــاريته تســـاوى حجم الهيدروكلوريك مضروبا فى عياريته ٠

$$NV = N' V' \qquad \text{ع} \times \text{ح} = \text{ع} \times \text{ح}$$

فاذا علم حجم الحمض وعياريته وحجم القلوى المستخـــدم أمكن تقدير عيارية القلوى ويحسب تركيز المحلول المجهول بضرب العيـــارية × الوزن المكافىء ٠



التجربة الثانية :

تحليل مخلوط من الكربونات وهيدروكسيد الصوديوم – تحليـــل الصودا الكاوية التجارية :

التجربة :

الصودا الكاوية من القلويات التى تكون دائما مشوبة بجزء من كربونات

الصوديوم نتيجة لاتحادها مع ثانى أكسيد الكربون الموجود فى الجـــو أو فى الماء المستخدم فى عمل المحلول ، ولذلك يلزم دائما معرفة مقدار ما تحتويه عينة الصودا الكاوية من شوائب من الكربونات ، ويمكن استخدام طريقتين لاجراء هذا التحليل ·

١ ــ الطريقة الأولى :

(أ) تقدر كمية القلوى بأجمعهـــا فنحصـــل على حجم الحمض الذى يكافىء كـــل من القـلوى والكربونات (الكربونـات + الهيدروكسـيد) وذلك بمعايرة محلول القلوى بواسطة حمض قياسى مستخدما الميثيل البرتقالى كدليل ·

(ب) بعد ذلك ترسب الكربونات باضافة مقدار وافر من محلول كلوريد الباريوم ثم تجرى المعايرة مع حمض قياسى مستخدما الفينول فثالين كدليـل دون التخلص من رواسب كربونات الباريوم بالترشيح ، وبهذه الطريقة يقدر حجم الحمض الذى يكافىء القلوى فقط ·

(جـ) يطرح حجم الحمض المســتخدم فى الخطـوة الثانيـة من الحجم المستخدم فى الخطوة الأولى فنحصل على حجم الحمض المستخـــدم فى معايرة الكربونات ·

$$Na_2CO_3 + Ba\,Cl_2 \leftrightharpoons 2Na\,Cl + BaCO_3 \downarrow \quad (\text{راسب})$$

$$2Na\,OH + Ba\,Cl_2 \leftrightharpoons 2Na\,Cl + Ba(OH)_2 \quad (\text{قابل الذوبان})$$

وتعرف هذه الطريقة باسم طريقة « فينكلر » Winkler

الطريقة الثانية :

يعاير حجم معلوم من الخليط بحمض قياسى مستخدما الفينول فثـالين كدليـل حتى يزول اللون القرمزى الأحمر ، يضاف الميثيل البرتقـــالى ــ

ونستمر فى عملية المعايرة حتى نحصل على نقطة التعادل - فيكـــون حجم حمض الهيدروكلوريك المستنفذ حال وجود الفينـــول فثالين يكافىء كـل الهيدروكسيد + نصف الكربونات ، بينما يكافىء حجم الحمض المستنفذ فى وجود الميثيل البرتقالى النصف الثانى من الكربونات ، وتجرى عملية الحساب كما هو موضح بعد ٠

خطوات العمل :

١ - قس ١٠ مل من الخليط بالماصة ، ثم انقلها الى دورق مخـروطى نظيف ، ثم أضف بضع قطرات من الفينول فثالين ، فيتلون المحلول باللون الأحمر القرمزى ٠

٢ - واصل اجراء عملية المعايرة باستخـــدام حمض الهيدروكلوريك العيارى حتى تحصل على نقطة التكافؤ الأولى عندما يختفى لون الدليل ٠

٣ - يضاف بضع قطرات ميثيل برتقالى بعد ذلك ثم واصـــل اجراء المعايرة حتى تحصل على نقطة التكافؤ الثـــانية ، وهى عندما يتخذ المحلول لونا أحمر برتقاليا ٠

٤ - كرر التجربة ثلاث مرات :

الحساب :

نفرض أن س = حجم حمض الهيدروكلوريك المستنفذ عند استخدام الفينول فثالين ٠

ص = حجم حمض الهيدروكلوريك المستنفذ عند استخدام ميثيل البرتقالى ٠

اذن ٢ ص = حجم الحمض الذى يكافىء الكربونات كلها ٠

س - ص = حجم الحمض الذى يكافىء الهيدروكسيد كله ٠

١ مل من حمض الهيدروكلوريك العيارى يكافىء $\frac{٥٣}{١٠٠٠}$ جم من كربونات الصوديوم ٠

١ مل من حمض الهيدروكلوريك العيارى يكافى $\frac{٤٠}{١٠٠٠}$ هيدروكسيد الصوديوم ٠

التجربة الثالثة :

تحليل مخلوط من كربونات وبيكربونات الصوديوم :

اذا رجعنا الى المنحنى الذى يوضح معايرة كربونات الصوديوم مع حمض الهيدروكلوريك لوجدنا أنه يحدث تغيران مفاجئان ، **الأول عند الرقم** الهيدروجينى ٨ر٣ ، وتحدث هذه الخطوة عندما تتفاعل كربونات الصوديوم مع جزىء من حمض الهيدروكلوريك لتعطى بيكربونات الصوديوم ٠

أما التغيير المفاجىء الثانى فيقع عند رقم هيدروجينى = ٨ر٣ ، وفى هذه الخطوة تتفاعل بيكروبونات الصوديوم مع جزىء آخر من حمض الهيدروكلوريك لاتمام التفاعل ٠ ويمكن تبعا لهذه الظواهر - النظر الى بيكربونات الصوديوم على أنها حمضية بالنسبة للفينول فثالين ، وقلوية بالنسبة للميثيل البرتقالى ، ولذلك ففى معايرة خليط من الكربونات والبيكربونات اذا استخدمنا الفينول فثالين كدليل فان حجم الحمض الذى استنفذ عند تغيير لون الميثيل البرتقالى يكافىء البيكربونات والنصف الآخر من الكربونات ٠

وتجرى عملية الحساب كما هو موضح فيما بعد :

الخطوات :

١ - خذ بالماصة ١٠ مل من الخليط ، ثم أضف حجما من الماء المقطر وقطرتين من الفينول فثالين - تلاحظ أن لون المحلول يصبح أحمر قرمزيا ٠

٢ ـ أضف حمض الهيدروكلوريك عشر عيارى بواسطة السحاحة . حتى يزول اللون الأحمر القرمزى ٠

٣ ـ أضف قطرتين من الميثيل البرتقالى ، تجد أن لون المحلول لا يزال أصفر ، ثم واصل اضافة حمض الهيدروكلوريك بواسطة السحاحة حتى تصل الى نقطة التعادل ٠

الحساب :

اذا كان س مل هو حجم حمض الهيدروكلوريك المستنفذ عند استخدام الفينول فثالين ، ص مل هو حجم حمض الهيدروكلوريك المستنفذ عند استخدام الميثيل البرتقالى بعد انتهاء المعايرة مع الفينول فثالين ٠

اذن ٢ س مل هو حجم الحمض الذى يكافىء جميع الكربونات ٠

ص ـ س مل حجم الحمض الذى يكافىء جميع البيكربونات ٠

١ مل من حمض الهيدروكلوريك العيارى « ع » = $\frac{٥٣}{١٠٠٠}$ جم من كربونات الصوديوم

١ مل من حمض الهيدروكلوريك العيارى « ع » = $\frac{٨٤}{١٠٠٠}$ جم من بيكربونات الصوديوم ٠

التجربة الرابعة :

تقدير النوشادر فى أملاح الأمونيوم :

هناك طريقتان يمكن استخدام احداهما فى تقدير النشادر فى املاح الأمونيوم :

الطريقة الأولى : الطريقة المباشرة :

وفيها يعالج ملح الأمونيوم بمحلول قاعدة قوية (مثل الصودا الكاوية)

ثم بقطر المحلول (المخلوط) وتمتص النوشادر المتصاعدة بواسطة كمية زائدة من حمض قياسى · وبعد أن يتم تصاعد النوشادر تعاد معايرة الزيادة من الحمض مع محلول قياسى من هيدروكسيد الصوديوم باستخدام الميثيل البرتقالى كدليل ·

الطريقة الثانية : الطريقة غير المباشرة :

وفيها يغلى الملح الأمونيومى مع كمية وافرة معلومة الحجم من محلول قياسى من الصودا الكاوية ، ثم نستمر فى الغليان حتى يتوقف تصاعد غاز النوشادر مع البخار ، ويمكن الاستدلال على غاز النوشادر باحدى الطرق الآتية :

١ ـ يحول لون ورقة عباد الشمس الحمراء الى اللون الأزرق ·

٢ ـ يحول لون ورقة الترمريك (الكركم) من الأصفر الى البنى ·

٣ ـ يحول لون ورقة مبللة بمحلول نترات الزئبقوز الى اللون الأسود ·

٤ ـ بواسطة الرائحة ·

٥ ـ يعمل سحبا بيضاء مع حمض الهيدروكلوريك المركز ·

وبعد التأكد من خروج كل غاز النوشادر ، تعاير الزيادة من الصودا الكاوية مع حمض قياسى ·

التجربة :

أعطيت محلولا من كلوريد الأمونيوم ومحلولا من الصودا الكاوية العيارى ومحلولا من حمض الهيدروكلوريك العيارى قدر قوة النشادر فى المحلول ·

الخطوات :

١ - أنقل ١٠ مل من محلول كلوريد الأمونيوم الى دورق مخروطى ٠ وأضف اليه ٢٠ مل بالضبط من محلول الصودا الكاوية العيارى ٠

٢ - ضع قمعا على عنق الدورق لتمنع أى تناثر للمحلول أثناء الغليان ، أغل المخلوط حتى يتوقف خروج النشادر ٠

٣ - برد المحلول ٠ ثم أضف قطرتين من الميثيل البرتقالى ، وعاير الزيادة من الصودا الكاوية مع محلول عشر عيارى من حمض الهيدروكلوريك عشر العيارى (١ ع) ٠

الحساب :

حيث أن حمض الهيدروكلوريك والصودا الكاوية لهما نفس العيارية ٠

اذن س مل من حمض الهيدروكلوريك عشر العيارى = س مل من الصودا الكاوية عشر العيارى ٠

فاذا كان س = حمض الهيدروكلوريك المستنفذ فى معايرة الزيادة من الصودا الكاوية ٠

اذن حجم الصودا الكاوية التى تفاعلت مع ملح الأمونيوم = ٢٠ - س٠

$$NH_4Cl + NaOH \rightleftharpoons NaCl + NH_3 + H_2O$$

اذن ١ مل من حمض الهيدروكلوريك العيارى « ع » = $\frac{١٧}{١٠٠٠}$ جم من النوشادر

١ مل من حمض الهيدروكلوريك ١ر٠ع = $\frac{١٧ \times ١ر٠}{١٠٠٠}$ جم من النوشادر ٠

اذن (٢٠ - س) مل من حمض الهيدروكلوريك ١ر٠ع =

$$\frac{(٢٠ - س) \times ١٧ \times ٠ر١}{١٠٠٠}$$ جم من النوشادر ٠

وفى أغلب الأحيان لا يمكن تحضير محلول عشر عيارى من الصودا الكاوية ، أو حمض الهيدروكلوريك بالضبط ولذلك يلزم أولا اجراء عملية معايرة للصودا الكاوية مع حمض الهيدروكلوريك ٠

فاذا أخذنا ١٠ مل من الصودا الكاوية وعويرت بالحمض ، وكان حجم الحمض المستخدم ٨ مل مثلا ثم أخذنا ٢٠ مل من الصودا الكاوية ، ١٠ مل من كلوريد الأمونيوم ، وبعد غلى المحلول استنفذت الزيادة من الصودا الكاوية ١٢ مل من الحمض ٠

حجم الحمض الذى يكافىء ٢٠ مل من الصودا الكاوية
= ٨ × ٢ = ١٦ مل ٠

حجم الحمض الذى يكافىء ١٠ مل من كلوريد الأمونيوم
= ١٦ - ١٢ = ٤ مل ٠

التجربة الخامسة :

تقدير الباريوم فى كلوريد الباريوم

أساس الطريقة :

يؤخذ حجم معلوم من كلوريد الباريوم ، ويرسب الباريوم منه على هيئة كربونات الباريوم باضافة مزيد من كربونات الصوديوم ثم تعاير الزيادة من محلول الكربونات بواسطة حمض قياسى ٠

$$Ba\,Cl_2 + Na_2CO_3 \rightleftarrows Ba\,CO_3 + 2Na\,Cl$$

الخطوات :

١ - خذ ١٠ مل من محلول كربونات الصوديوم ، ثم عايرها بحمض هيدروكلوريك أو كبريتيك معلوم العيارية ٠

٢ — خذ بالماصة ١٠ مل من محلول كلوريد الباريوم فى كأس وباستخدام السحاحة أضف اليها محلول كربونات الصوديوم (١ ع) حتى يتم الترسيب — أكمل حجم الكربونات المستخدم الى ٢٠ مل أو ٢٥ مل بالضبط ، ثم اغل لمدة عشرة دقائق لضمان تمام الترسيب ٠

٣ — رشح محتويات الكأس خلال قمع باستخدام قضيب زجاجى واستقبل الرشيح المحتوى على الزائد من الكربونات فى دورق مخروطى ٠

٤ — اغسل الراسب وجدار الكأس ، وصب ماء الغسيل عن طريق القضيب الزجاجى الى قمع الترشيح ٠

كرر ذلك حتى تتأكد أن كل كربونات الصوديوم قد انتقلت الى الدورق المخروطى ، ويهمل الراسب ٠

٥ — أضف قطرتين من الميثيل البرتقالى الى الرشيح ، ثم عاير باستخدام حمض الهيدروكلوريك أو الكبريتيك عشر العيارى ٠

الحساب :

نفرض أن حجم كربونات الصوديوم عشر العيارى الذى خلط مع محلول الباريوم س مل ، حجم حمض الهيدروكلوريك عشر العيارى الذى يتفاعل مع الزيادة من كربونات الصوديوم = ص مل ٠

حجم كربونات الصوديوم الذى = كلوريد الباريوم = (س — ص) مل

ولما كان من الصعب الحصول على محلول عشر عيارى بالضبط من كل من كربونات الصوديوم وحمض الهيدروكلوريك لذلك يلزم اجراء عملية معايرة لكربونات الصوديوم مع حمض الهيدروكلوريك ٠

نفرض أن حجم الحمض الذى يعادل ١٠ مل من كربونات الصوديوم هو ٨ مل من الحمض عشر العيارى ٠

فيكون حجم الحمض الذى يعادل ٢٠ مل من كربونات الصوديوم = ١٦ مل من الحمض عشر العيارى ٠

واذا كان الحمض الذى يعادل الزيادة من كربونات الصوديوم = ١٠ مل من الحمض عشر العيارى ٠

حجم الحمض الذى يكافىء كلوريد الباريوم = ١٦ ـ ١٠ مل من الحمض عشر العيارى ٠

ومن ثم يمكن حساب حجم كربونات الصوديوم عشر العيـــارى الذى يكافىء الحمض ٠

وتبعا للمعادلة الآتية :

$$Ba\,Cl_2 + Na_2\,CO_3 \leftrightharpoons Ba\,CO_3 + Na\,Cl$$

يتفـــاعل ٢٠٨ جم من كلوريد الباريوم مـــع ١٠٦ جم من كربونات الصوديوم ٠

وبما أن ١٣٧ جم من البـــاريوم يكافىء ٢ وزن مـكافىء من كربونات الصوديوم

اذن $\frac{١٣٧}{٢}$ جم من البـــاريوم يكافىء ١ وزن مكافىء من كربونات الصوديوم ٠

اذن ١٠٠٠ مل من كربونات الصوديوم (١ع) يكافىء $\frac{١٣٧}{٢}$ جم من كربونات الصوديوم ٠

اذن ١ مل من كربونات الصوديوم العيارى يكافىء $\frac{١٣٧}{٢} \times ١٠٠٠$ جم من الباريوم ٠

اذن ١ مل من كربونات الصوديـوم عشر العيـــارى (١رع) يكافىء $\frac{١٣٧}{٢} \times ١٠٠٠ \times ١ر٠$ جم من الباريوم ٠

اذن ، س - ص) مل من كربونات الصوديوم عشر العيارى (١ر٠ ع)
يكافىء $\frac{١٣٧}{٢}$ × ١٠٠٠ × ١ر٠ × (س - ص) حجم باريوم ٠

اذن قوة تركيز المحلول = $\frac{١٣٧}{٢}$ ١٠٠٠ × ١ر٠ × (س - ص)

اذن قوة تركيز المحلول يكافىء -

$$\frac{١٣٧}{٢} \times ١٠٠٠ \times ١ر٠ \times (س - ص) \times \frac{١٠٠٠}{١٠}$$

التجربة السادسة :

معايرة حمض الكبريتيك مع هيدروكسيد الأمونيوم :

بدراسة منحنى معايرة هيدروكسيد الأمنيوم مع حمض الهيدروكلوريك يلاحظ أن التغيير المفاجىء فى الرقم الهيدروجينى يقع فى المدى (٣ - ٥) ولذلك فان الدليل الذى يستخدم هو الميثيل البرتقالى (حمض قوى وقاعدة ضعيفة) :

الخطوات :

١ - خذ ٢٠ مل من محلول هيدروكسيد الأمنيوم بالماصة ، وانقله الى دورق مخروطى نظيف ٠

٢ - أضف قطرتين من الميثيل البرتقالى ، تلاحظ أن الدليل يلون المحلول باللون الأصفر ٠

٣ - أضف بالسحاحة حمض الكبريتيك عشر العيارى (١ر٠ ع) حتى يتغير اللون من الأصفر الى الأحمر :

٤ - احسب عيـــارية وقوة تركيز محلول هيدروكسـيد الأمونيوم ، علما بأن :

١ مل من حمض الكبريتيك عشر العيارى (١ر٠ ع) يكافىء $\frac{٣٥}{١٠٠٠}$
جم من هيدروكسيد الأمنيوم ٠

التجربة السابعة :

تقدير عدد جزئيات ماء التبلور الموجودة فى صودا الغسيل

صودا الغسيل عبارة عن كربونات الصوديوم ، ورمزها الكيميائى

$Na_2CO_3 . 10H_2O$

يؤخذ وزن معلوم من بلورات صودا الغسيل قدره ب جم ، ويذاب فى لتر ماء ، ويعاير ١٠ مل من هذا المحلول بواسطة حمض قياسى باستخدام الميثيل البرتقالى كدليل ٠

من هذه المعايرة يمكن تقدير وزن كربونات الصوديوم فى اللتر (نفرض أن هذا الوزن = أ جم)

واذا كان وزن بلورات صودا الغسيل التى أذبناها فى اللتر = ب جم

اذن ب — أ = وزن ماء التبلر الذى يتحد مع « أ » جم من الكربونات اللامائية٠

والآن يمكن حساب وزن ماء التبلر الذى يتحد مع ١٠٦ جم (الوزن الجزيئى) من كربونات الصوديوم ، وليكن (ج) جم من الماء مثلا :

عدد جزيئات الماء المتبلر فى صودا الغسيل = $\frac{\text{ج}}{١٨}$ جزيئا

(H_2O = ١٨)

التجربة الثامنة :

معايرة حمض الاكساليك مع هيدروكسيد الصوديوم

عند معايرة حمض ضعيف مثل حمض الاكساليك مع قاعدة قوية مثل هيدروكسيد الصوديوم يكون التغيير المفاجىء فى الرقم الهيدروجينى عند نقطة التعادل فى المدى الهيدروجينى (٨ — ١٠) ، ولذلك يستخدم الفينول فثالين كدليل ٠

الخطوات :

١ ـ خذ حجما معلوما (١٠ مل أو ٢٥) من حمض الأكساليك ،وأضف اليه بعض اليه بضع قطرات من الفينول فثالين ٠

٢ ـ أضف محلول الصودا الكاوية من السحاحة حتى يتلون المحلول باللون الوردى ، ثم اقرأ حجم الصودا الكاوية ٠

ويجدر بنا أن نذكر أن عملية معـــايرة الحمض بالصودا الكاوية تعطى نتائج أدق من العملية العكسية وذلك لأن ملاحظة ظهور اللون الأحمر تكون أسهل من مراقبة اختفاء اللون ٠

التجربة التاسعة :

تقدير درجة العسر المؤقت للماء

كلنا نعرف أن العسر المؤقت للماء يحدث لوجود أيونات فلزات ثنائية التكافؤ مثل الكالسيوم والمغنسيوم ٠٠٠ الخ ، على هيئة بيكربونات ٠

ويمكن تقدير درجة عسر الماء باجراء عملية معايرة مباشرة مع حمض هيدروكلوريد قياسى باستخدام الميثيل البرتقالى ، ويعرف العسر بأنه عدد الوحدات الوزنية من أكسيد أو كربونات الكالسيوم لكل ١٠٠٠٠٠ وحـــدة وزنية من الماء ٠

$$Ca(HCO_3)_2 + 2\,HCl \leftrightarrows CaCl_2 + H_2O + 2CO_2$$

اذن ١٦٢ جم من بيكربونات الكالسيوم $= Ca(HCO_3)_2$ = الوزن المكافىء ٠

اذن الوزن المكافىء من بيكربونات الكالسيوم = ٨١

اذن ٨١ جم من بيـــكربونات الكالسيوم تعطى ٢٨ جم من أكســيد الكالسيوم وهو الوزن المكافىء لأكسيد الكالسيوم ٠

الحساب :

نفرض أن حجم حمض الهيدروكلوريك (٠٫٥ ع) الذى يتفاعل مع ١٠ مل من الماء = س مل ٠

اذن ١٠٠٠ مل حمض الهيدروكلوريك (ع) ≡ ٢٨ جم أكسيد كالسيوم

اذن ١ مل من حمض الهيدروكلوريك (٠٫٥ ع) = $\frac{٢٨}{١٠٠٠}$ × ٠٫٥ جم من أكسيد الكالسيوم ٠

اذن س مل من حمض الهيدروكلوريك (٠٫٥ ع) = $\frac{٢٨}{١٠٠٠}$ × ٠٫٥ × س جم من أكسيد كالسيوم ٠

١٠٠٫٠٠٠ مل من الماء تحتوى على $\frac{٢٨}{١٠٠٠}$ × ٠٫٥ × ١٠٠٫٠٠٠ جم أكسيد كالسيوم ٠

التجربة العاشرة :

تقدير الوزن المكافىء لكربونات الكالسيوم

اذا أذبنا ملح كربونات الكالسيوم فى حمض الهيدروكلوريك فان المحلول يحتوى على كلوريد الكالسيوم + الزيادة من حمض الهيدروكلوريك

وتقدير الزيادة من الحمض بمعايرتها مع محلول قياسى من الصودا الكاوية باستخدام الميثيل البرتقالى وبمعرفة كمية الحمض المستخدمة أصلا فى الاذابة يمكن معرفة مقدار حمض الهيدروكلوريك المتفاعل مع كربونات الكالسيوم ، وبالتالى يمكن حساب وزن كربونات الكالسيوم ٠

الوزن المكافىء لملح كربونات الكالسيوم هو ذلك الوزن من الملح الذى يتفاعل مع ٣٦٫٥ جم من حمض الهيدروكلوريك (الوزن المكافىء لحمض الهيدروكلوريك) ٠

الخطوات :

١ ـ خذ حجما قدره ٢٠ مل من حمض هيدروكلوريك عشر عيارى ، ثم أضف كمية من كربونات الكالسيوم ثم سخن قليلا حتى يتم ذوبان كربونات الكالسيوم ويتصاعد غاز ثانى أكسيد الكربون ٠

٢ ـ برد المحلول ثم عاير الزيادة من حمض الهيدروكلوريك بمحلول قياسى من الصودا الكاوية عشر العيارى مستخدما الميثيل البرتقالى كدليل ٠

فان كان حجم الصودا الكاوية عشر العيارى الذى يكافىء الحمض = ١٠ مل ٠

اذن حجم حمض الهيدروكلوريك = ١٠ مل ٠

اذن حجم حمض الهيدروكلوريك الذى تفاعل مع كربونات الكالسيوم = ٢٠ ـ ١٠ = ١٠ مل ٠

من التفاعل :

$$Ca\ CO_3 + 2HCl \leftrightarrows Ca\ Cl_2 + CO_2 + H_2O$$

١٠٠ جم كربونات كالسيوم تكافىء ٧٣ جم حمض الهيدروكلوريك ، وكذا يمكن حساب وزن كربونات الكالسيوم التى تتفاعل مع ٣٦ر٥ جم من الحمض لنحصل على الوزن المكافىء لكربونات الكالسيوم ٠