

الجلسة الخامسة

تصنف المعايير وفق:

(١) نوع المعايرة:

معايير تعديل ، معايير تشكيل معقدات ، معايير ترسيب ، معايير أكسدة وارجاع

(٢) الوسط الذي يتم فيه التفاعل:

مائية ، غير مائية

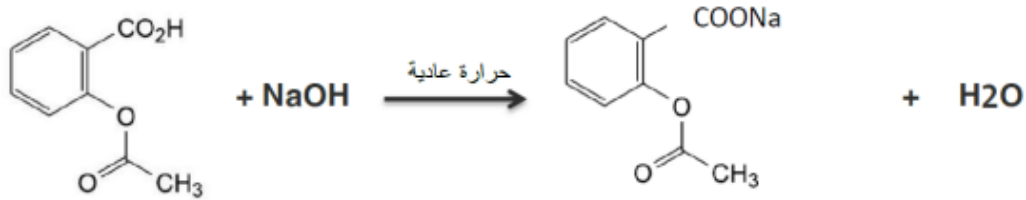
(٣) نمط المعايرة:

المعايرة المباشرة ، المعايرة العكسية (المعايرة بالرجوع) ، المعايرة غير المباشرة (المعايرة بالإزاحة) ،
المعايرة المعكوسة.

معايرة الأسبرين (المعايرة بالتعديل)

تتم معايرة الأسبرين وفق نمط المعايرة العكسية (المعايرة بالرجوع) هي معايرة تتم باستخدام محلول عياري أول بكمية فائضة ومعلومة من هذا المحلول ومن ثم معايرة هذه الكمية الفائضة من المحلول العياري الأول بمحلول عياري ثاني.

عند اجراء تفاعل الاسبرين مع هيدروكسيد الصوديوم في الدرجة العادية من الحرارة يكون معايرة تعديل حمض واساس حيث يتشكل ملح وماء كما في التفاعل التالي:

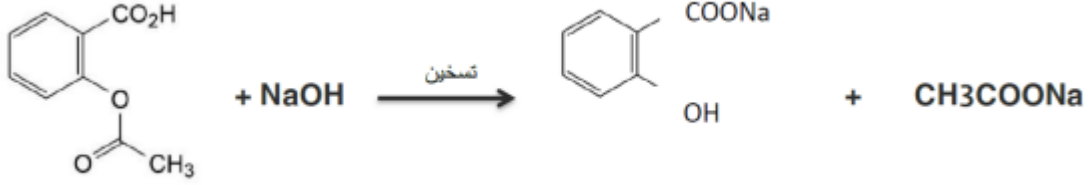


وعند اجراء ذات التفاعل في درجات الحرارة المرتفعة ولمدة زمنية كما في تجربتنا يكون المعايرة العكسية

(تفاعلات تصبن) كما في التفاعل التالي:

د. شهامة عدي

أ. بسمة شيخوني



ونحتاج لهذه المعايرة لمحلولين عيارين ،المحلول العياري الأول نأخذه بكمية فائضة عن التفاعل ومعلومة والمحلول العياري الثاني يستخدم لمعايرة الكمية الفائضة من المحلول العياري الأول وحساب تركيز الأسبرين المستهلك .

القسم العملي:

نسحق مضغوطات الأسبرين (لزيادة سطح التلامس) ونأخذ منه كمية قليلة ونضعه في ارلينة من أجل التسخين ثم نضيف لها كمية فائضة من هيدروكسيد الصوديوم معلوم التركيز.

ثم نبدأ بالتسخين حتى الغليان لمدة عشرة دقائق ونغطي الارلينة بزجاجة ساعة للحفاظ على أبخرة العينة عند الغليان وبعد الانتهاء من التسخين نضيف مشعر الفينول فتالتين فيظهر اللون الأرجواني وبعدها نبدأ بمعايرة الفائض من هيدروكسيد الصوديوم بحمض كلور الماء المعلوم التركيز الموجود بالسحاحة وناخذ منها قطرة قطرة حتى اختفاء اللون في الارلينة ونسجل حجم حمض كلور الماء المستهلك ونطبق القانون:

$$(N.V)_{NaOH} = (N.V)_{HCl} + (N.V)_{ASP}$$

وبعدها نحسب النسبة المئوية للأسبرين من خلال القانون :

$$C_{g/L} = N \cdot E_q$$

$$(W/V) \% = \frac{C_{g/L}}{10}$$

الجلسة السادسة

من أنماط المعايرات: معايرة غير مباشرة (المعايرة بالازاحة):

هي معايرة غير مباشرة تتم بتفاعل المادة المراد معايرتها مع المادة المساعدة بحيث تعطي ناتج هذا الناتج يجب ان يكافئ المادة المراد معايرتها والذي يعاير بمحلول عياري وعندها يكون :

$$(N \cdot V)_A = (N \cdot V)_D = (N \cdot V)_B$$

معايرة الأدوية ذات الصفات الحمضية والأساسية في الوسط المائي

مثال: معايرة كلوريد الأمونيوم في شراب كلوريد الأمونيوم:

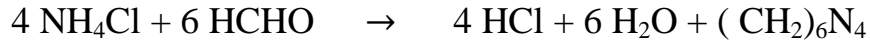
تتم هذه المعايرة بطريقتين:

الطريقة الأولى:

نعتمد على المعايرة بالترسيب لأن كلوريد الأمونيوم تحوي شوارد الكلور قادرة على تشكيل راسب مع شوارد الفضة.

الطريقة الثانية:

نعتمد على نوع المعايرة بالتعديل وفق نمط المعايرة غير المباشرة (المعايرة بالازاحة) والمادة المناسبة المساعدة هي الفورم ألدهيد:



يزيح كلور الأمونيوم وفق التفاعل مقداراً مكافئاً من حمض كلور الماء ثم نعاير حمض كلور الماء باستخدام محلول عياري من هيدروكسيد الصوديوم. يحتاج هذا التفاعل إلى خمس دقائق

القسم العملي:

نملأ السحاحة بمحلول عياري من هيدروكسيد الصوديوم معلومة التركيز 0.1N.

ثم نأخذ كمية من كلوريد الأمونيوم المدروس وتوضع في الأريينة ثم نضع فوقها كمية من الفورم ألدهيد وننتظر خمس دقائق وبعدها نضيف فينول فتالئين ويكون بلا لون لأن الوسط حمضي.

ونبدأ بالمعايرة قطرة قطرة بمحلول هيدروكسيد الصوديوم حتى انقلاب اللون للوردي ونسجل الحجم المستهلك. تعاد التجربة ثلاث مرات ويحسب الحجم الوسطي لمحلول هيدروكسيد الصوديوم

$$(N \cdot V)_{\text{NaOH}} = (N \cdot V)_{\text{NH}_4\text{Cl}} = (N \cdot V)_{\text{HCl}}$$

$$C_{g/L} = N \cdot E_q$$

$$(W/V) \% = \frac{C_{g/L}}{10}$$

تفاعلات الأكسدة والإرجاع:

هي تفاعلات يحدث فيها انتقالات للإلكترونات ما بين الذرات أو الجسيمات نتيجة حدوث تفاعل بينها وتنتقل الإلكترونات من الذرات الأكثر كهربية إلى الذرات الأكثر كهربية وتكون عكوسة.

الأكسدة: هي العملية التي يرافقها خسارة في الإلكترونات وزيادة في رقم الأكسدة والمادة التي حدثت لها الأكسدة تسمى مادة مرجعة.

الإرجاع: هي العملية التي يرافقها اكتساب للإلكترونات ونقصان في رقم الأكسدة والمادة التي حدثت لها الإرجاع تسمى مادة مؤكسدة.

بعض المواد الكيميائية التي تعتبر من **المؤكسدات** (برمنغنات البوتاسيوم – ثاني كرومات البوتاسيوم – الماء الأوكسجيني – اليود – الحديد الثلاثي – السيريوم الرباعي)

بعض المواد الكيميائية التي تعتبر من **المرجعات** (ثيوكبريتات الصوديوم – يوديد البوتاسيوم – الحديد الثنائي – حمض الحمض)

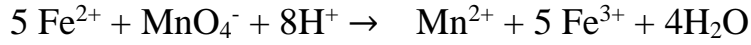
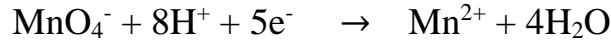
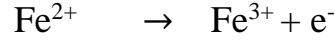
معايرة كبريتات الحديدي المائية $FeSO_4 \cdot 7H_2O$:

تتم وفق نوع معايرات الأكسدة والإرجاع فهي مادة ذات صفات مرجعة ومن أجل معايرتها نستخدم مادة عيارية مؤكسدة وهي برمنغنات البوتاسيوم. لكن برمنغنات البوتاسيوم هي مادة عيارية ثانوية حيث تركيزها غير ثابت مع مرور الزمن وبحاجة إلى التقييس.

وهنا لا نحتاج لاستخدام مشعر لتحديد نقطة نهاية المعايرة بسبب استخدام برمنغنات البوتاسيوم الذي قام بدورين: دور مؤكسد ودور مشعر لوني. حيث في الشكل المؤكسد يكون لونه وردي MnO_4^- والشكل المرجع يكون عديم اللون Mn^{2+} .

القسم العملي:

نملأ السحاحة بمحلول عياري من برمنغنات البوتاسيوم مضبوط التركيز ونضع في الأريلينة بعض من غرامات كبريتات الحديدي المائية مع كمية من حمض الكبريت تركيزه 1M للحصول على وسط حمضي قوي من أجل عملية الأكسدة والإرجاع ليتشكل لدينا Mn^{2+} ونبدأ بالمعايرة قطرة قطرة حتى ظهور اللون الوردي وتعاد التجربة ثلاث مرات ثم نسجل الحجم الوسطي لبرمنغنات البوتاسيوم.



المكافىء الغرامى ليرمنغنات البوتاسيوم يساوي:

$$E_q = M/n = 158/5 = 31.6 \text{ g/eq}$$

المكافىء الغرامى لكبريتات الحديدي المائية يساوي:

$$E_q = M/n = 278/1 = 278 \text{ g/eq}$$

ونطبق القانون:

$$(N \cdot V)_{\text{Fe}^{2+}} = (N \cdot V)_{\text{MnO}_4^{-}}$$

$$C_{g/L} = N \cdot E_q$$

$$(W \setminus V) \% = \frac{C_{g/L}}{10}$$