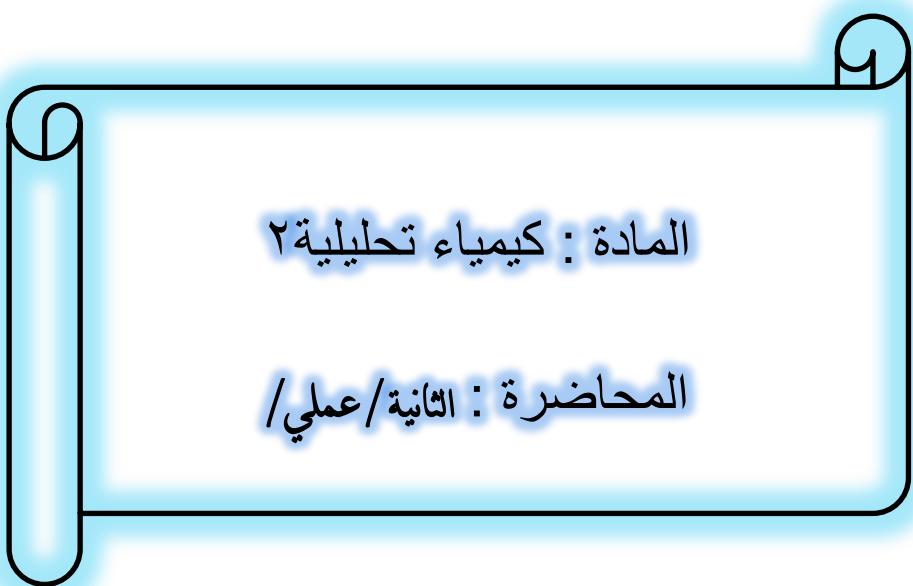




كلية العلوم

القسم : علم الحماة

السنة : الثانية



# A to Z مکتبہ

# Facebook Group : A to Z مكتبة

كلية العلوم ، كلية الصيدلة ، الهندسة التقنية ، تكنولوجيا المعلومات والاتصالات

يمكنكم طلب المحاضرات برسالة نصية (SMS) أو عبر (What's app-Telegram) على الرقم ٠٩٣١٤٩٧٩٦٠

5. سجل حجم NaOH المستهلك ولتكن  $V'$ .
6. تحسب نظامية محلول HCl بتطبيق قانون المعايرة الحجمية الموفق لنقطة التكافؤ الآتي:

$$\text{no.meg HCl} = \text{no. meg NaOH}$$

$$N \times V (\text{HCl}) = N' \times V' (\text{NaOH})$$

7. يسجل التركيز الدقيق لحمض كلور الماء على الدورق الحجمي الذي يحتويه، ويحفظ من أجل استخدامه في المعايرات اللاحقة.

## التجربة (2): معايرة حمض الخل الضعيف بأساس قوي (NaOH)

يعبر عن تفاعل تعديل حمض الخل الضعيف بهيدروكسيد الصوديوم القوي وفق المعادلة الآتية:



تحلماً خلات الصوديوم الناتجة عن التفاعل (تفاعل مع الماء) مؤدية إلى تحرير أيونات الهيدروكسيل وفق المعادلة الكيميائية الآتية:



تكتب المعادلة الأيونية لتفاعل الحلامة وفق الآتي:



يؤدي ظهور أيونات الهيدروكسيل إلى خفض تأين حمض الخل، مما يؤدي إلى إكساب محلول صفة القلوية، فتصبح قيمة pH المحلول عند نقطة التعادل أكبر من سبعة ( $pH > 7$ )، وهذا ما يتطلب البحث عن مشعر مناسب يكون مجال عمله هو في المجال القلوبي الضعيف عملية ضرورية، وهو ما يتحقق فينول الفتالين الذي مجال عمله يتراوح ضمن المجال ( $10 - 8$ ) pH؛ إذ يتغير لونه بالقرب من نقطة التكافؤ.

### خطوات العمل:

تتم معايرة محلول حمض الخل بمحلول عياري من هيدروكسيد الصوديوم وفق الخطوات الآتية:

1. تمتلأ السحاحة بمحلول عياري من هيدروكسيد الصوديوم  $0.1\text{N}$ .

2. يؤخذ حجم قدره 10ml من محلول حمض الخل المجهول التركيز بوساطة ماصة ويووضع في دورق مخروطي، ثم تضاف إليه قطرتان من مشعر فينول فتاللين فيبقى محلول عديم اللون.

3. تبدأ عملية المعايرة بإضافة محلول هيدروكسيد الصوديوم ببطء من الساحة مع التدوير المستمر للدورق المخروطي حتى لحظة ظهور اللون الذهري الواضح والثابت مما يشير إلى نهاية المعايرة ( يجب الحذر من إضافة كمية فائضة من محلول هيدروكسيد الصوديوم ).

4. يسجل الحجم المستهلك للمعايرة من هيدروكسيد الصوديوم ولتكن ' V .

5. تحسب نظرية محلول حمض الخل من قانون المعاارة الحجمية الذي يتحقق عند نقطة التكافؤ .

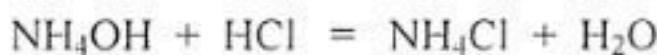
$$N \times V (\text{CH}_3\text{COOH}) = N' \times V' (\text{NaOH})$$

ومنه نحسب نظرية محلول حمض الخل.

6. احسب مolarية محلول حمض الخل ثم احسب تركيزه ب g / l .

### التجربة (3): معايرة هيدروكسيد الأمونيوم الضعيف بحمض قوي (HCl)

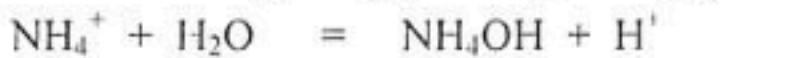
يعبر عن تفاعل تعديل هيدروكسيد الأمونيوم بمحلول عياري من حمض كلور الماء القوي وفق المعادلة الآتية:



يتخلماً كلوريد الأمونيوم الناتج عن التفاعل ( يتفاعل مع الماء ) مؤدياً إلى تحرير أيونات الهيدروجين وفق المعادلة الكيميائية الآتية:



تكتب المعادلة الأيونية لتفاعل الحلامة وفق الآتي:



يؤدي ظهور أيونات الهيدروجين إلى خفض تأين هيدروكسيد الأمونيوم، مما يؤدي إلى إكساب محلول صفة الحموضة، فتصبح قيمة pH محلول عند نقطة التعادل أصغر من سبعة ( $pH < 7$ ), وهذا ما يتطلب البحث عن مشعر مناسب يكون مجال

عمله ضمن المجال الحمضي الضعيف، والذي يتحقق الميثيل البرتقالى ذو المجال (4,8 - 3,1) pH، ويغير لونه بالقرب من نقطة التكافؤ.

#### خطوات العمل:

تم معايرة محلول هيدروكسيد الأمونيوم بمحلول عياري من حمض كلور الماء وفق

#### الخطوات الآتية:

1. تملأ الساحة بمحلول عياري من حمض كلور الماء 0,1N .
2. يؤخذ حجم قدره 10ml من محلول هيدروكسيد الأمونيوم المجهول التركيز بواسطة ماصة ويوضع في دورق مخروطي ثم تضاف إليه قطرتان من مشعر الميثيل البرتقالى فيتلون محلول باللون الأصفر.
3. تبدأ عملية المعايرة بإضافة محلول حمض كلور الماء ببطء من الساحة مع التدوير المستمر للدورق المخروطي حتى لحظة ظهور اللون الزهري الواضح والثابت مما يشير إلى نهاية المعايرة (يجب الحذر من إضافة كمية فائضة من محلول حمض كلور الماء).
4. يسجل الحجم المستهلك للمعايرة من حمض كلور الماء وليكن 'V' .
5. تحسب نظامية محلول هيدروكسيد الأمونيوم من قانون المعاارة الحجمية الذي يتحقق عند نقطة التكافؤ .

$$N \times V (\text{NH}_4\text{OH}) = N' \times V' (\text{HCl})$$

ومنه نحسب نظامية محلول هيدروكسيد الأمونيوم.

6. احسب مolarية محلول هيدروكسيد الأمونيوم ثم احسب تركيزه بـ 1 / g.

---

#### التجربة (4): معايرة الحموض متعددة الوظيفة

---

أولاً - معايرة حمض الكبريت ( حمض قوي ثانوي الوظيفة ) بهيدروكسيد الصوديوم تتطلب عملية إنجاز معايرة الحموض متعددة الوظيفة الحمضية بخطأ تحليلي من مرتبة 1% شرطاً يكون الفرق بين قيم  $pK_a$  لكل وظيفتين حمضيتين متتاليتين أكبر من أربعة أي:

$$\Delta pK_a = pK_{a2} - pK_{a1} \geq 4$$