كلية العلوم

القسم : **الكيمياء**

السنة : **الثانية**

المادة : كيمياء تحليلية٢

المحاضرة :٣+٤ /نظري/

{{ مكتبة A to Z }}

Facebook Group : مكتبة A to Z

2025

كلية العلوم ، كلية الصيدلة ، الهندسة التقنية

يمكنكم طلب المحاضرات برسالة نصية (SMS) أو عبر(What's app-Telegram)على الرقم 0931497960

المعايرة: هي العملية التي يتم من خلالها اضافة محلول معلوم التركيز (الكاشف) الى محلول مجهول التركيز المراد دراستها بهدف تحديد كميتها وذلك من خلال معرفة الكمية المستهلكة من الكاشف العياري والتي تكون مكافئة للكمية الموجودة من المادة المجهولة.

مثال:

الكاشف عياري
NaOH ← 15ml — 0.1M

$N_1V_1 = N_2V_2$ (HCl) (NaOH)

$M_1 \cdot 20 = 0.1 \times 15$

$\Rightarrow M_{HCl} = \frac{0.1 \times 15}{20} = 0.075$

HCl → 20ml

قوانين مهمة:

$N = M \cdot n$

$N = \frac{\text{الوزن الكافئ}}{\text{الوزن الجزيئي}} \times F_w$ / $C_{g/L} = N \times$ الوزن الكافئ

$C_{g/L} = M \times$ الوزن الجزيئي

ملاحظة: الكاشف في المعايرة أحد المتفاعلين أو الناتج هو مثل متفاعلين - الحمض

نقطة التكافؤ: هي اللحظة التي يتم عندها تفاعل تام وكامل بين المحلول العياري والمادة المجهولة

نقطة نهاية المعايرة: هي اللحظة (أو النقطة) التي يظهر عندها تغير في لون المحلول الموجود في دورق المعايرة دليلاً على نهاية التفاعل بين الكاشف والمادة المدروسة

الشروط الواجب توافرها في التفاعلات لاستخدامها في المعايرة :

① يجب ان يكون التفاعل بين المحلولين بسيطاً ويمكن التعبير عنه بمعادلة كيميائية موزونة

② يجب ان يكون التفاعل سريع

③ يجب ان يكون من الممكن الاستدلال على كلية نهاية التفاعل (نقطة نهاية المعايرة)

④ عدم ظهور تفاعلات جانبية

⑤ ان يكون التفاعل كمياً ويحدث باتجاه واحد (مباشر)

المحلول القياسي : هو المحلول الذي يكون تركيزه محدد بدقة .

أنواع التفاعلات المستخدمة في التحليل الحجمي :

① تفاعلات التعادل ② تفاعلات الترسيب

③ تفاعلات الحمض ④ تفاعلات الأكسدة والإرجاع

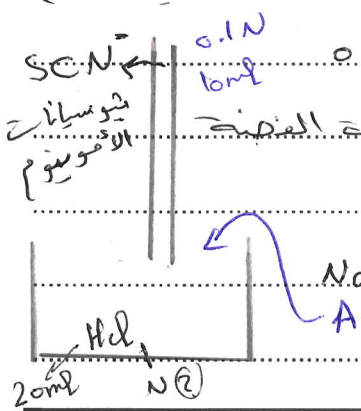
الطرائق الأساسية في المعايرة :

① المعايرة المباشرة : حيث تتفاعل المادة المراد تحديدها تفاعلاً مباشراً مع الكاشف القياسي الذي يسمى كاشفاً لونه نقطة انتهاء المعايرة .

② المعايرة الغير مباشرة : يستخدم فيها كاشفان قياسيان .. كاشف أكسدي أساسي وكاشف ثانوي (رديء) ويطلق على هذه المعايرة اسماً اسم المعايرة العكسية (كاشف/كمية فائضة)

مثال ① معايرة حمض HCl مع أساس NaOH تركيزه 0.1 N

مثال ② معايرة ستوارد الكلوريد باستخدام كمية فائضة من محلول نترات الفضة



$Cl^- + Ag^+ \rightarrow AgCl\downarrow$ راسب أبيض

$NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl\downarrow + NaNO_3$

TEL:0931497960 - Facebook Group: A to Z مكتبة

$Ag^+ + SCN^- \rightarrow AgSCN\downarrow$ لون ابيض

$(SCN^-)\ N.V = N.V\ (Ag^+)$

$0.1 \times 10 = 4 \times V \Rightarrow V_{Ag^+} = 40 - 10 = 30\ ml$

Cl^- التفاعل مع

$(Ag^+)\ N.V = N.V\ (Cl^-)$

$0.1 \times 30 = N \times 20 \Rightarrow N_{Cl} = \frac{0.1 \times 30}{20} = 0.15\ N$

محاضرة (4) معايرات التعديل (حمض - اساس)

معايرات التعديل: هي المعايرات التي تتضمن اتحاد ايونات الهيدروجين من الحمض مع ايونات الهيدروكسيد من الاساس (ينتج عنه ماء PH = 7)

$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$

$(H^+ + Cl^-) + (Na^+ + OH^-) \rightarrow (Na^+ + Cl^-) + H_2O$

$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$ تفاعل التعديل

يتم الكشف عن نقطة نهاية المعايرة في هذا النوع بطريقتين:

1. استخدام دليل كيميائي (مشعر)
2. من طريقة مقياس التغير من الـ PH باستخدام جهاز الـ PH

الأدلة الكيميائية (المشعرات) المستخدمة تكون نوعين:

اما حمضية $In.H$ مشعر حمضي

او اساسية $In.OH$ مشعر قلوي

TEL:0931497960 - Facebook Group: A to Z مكتبة

مشعر الميثيل الأحمر $InH \rightleftharpoons In^- + H^+$

A لون — B لون

اذا زاد H يزداد اللون A عكسي

اذا زاد OH يزداد اللون B مباشر

فسّر؟

عند إضافة كمية قليلة من الحمض يرتفع تركيز H^+ الذي يدفع التفاعل بالاتجاه العكسي ويكون لون المحلول لون A.

وعند إضافة محلول قلوي يتفاعل شوارد الهيدروكسيد مع شوارد الهيدروجين الناتجة فينخفض تركيز شوارد الهيدروجين فيندفع التفاعل بالاتجاه المباشر ويكون لون المحلول B

مثال: وضح كيف يصبح لون محلول ما عندما نضيف اليه دليل الميثيل البرتقالي في وسط قلوي وفي وسط حمضي علماً ان دليل الميثيل البرتقالي اصفر قلوي صفيف!

$InOH \longrightarrow In^+ + OH^-$ لونه اصفر برتقالي — لونه احمر

1- الوسط الحمضي: في الوسط الحمضي وعند اضافة الميثيل البرتقالي الذي يتفاعل شوارد الهيدروجين مع شوارد الهيدروكسيد ليعطي H_2O فينخفض بالتالي تركيز شوارد الهيدروكسيد لذلك يندفع التفاعل بالاتجاه المباشر ويصبح اللون للمحلول أحمر

2- الوسط قلوي: في الوسط القلوي وعند اضافة الميثيل البرتقالي الى وسط قلوي يرتفع تركيز شوارد الهيدروكسيد لذلك يتجه التفاعل بالاتجاه العكسي الذي يقلل من تركيز OH^- وبالتالي يصبح لون المحلول اصفر برتقالي.

تقسم تفاعلات المعايرة الى عدة اقسام: (ايسر جيد معادلة وحسابات مع حفظ PH)

① تفاعل حمض قوي مع اساس قوي:

10ml NaOH 0.1M

$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$

$M_a V_a = M_b V_b$ (HCl) (NaOH)

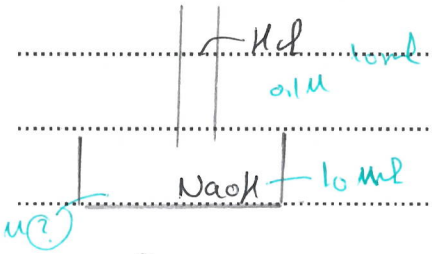
HCl 10ml M(?)

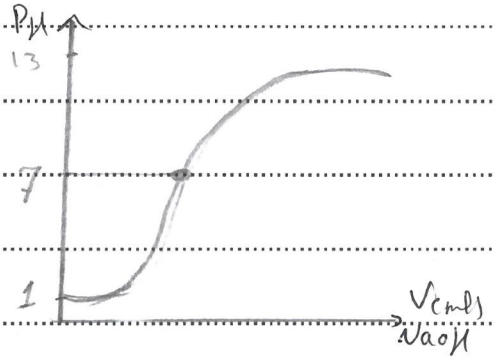
HCl في السيتر

TEL:0931497960 - Facebook Group: A to Z مكتبة

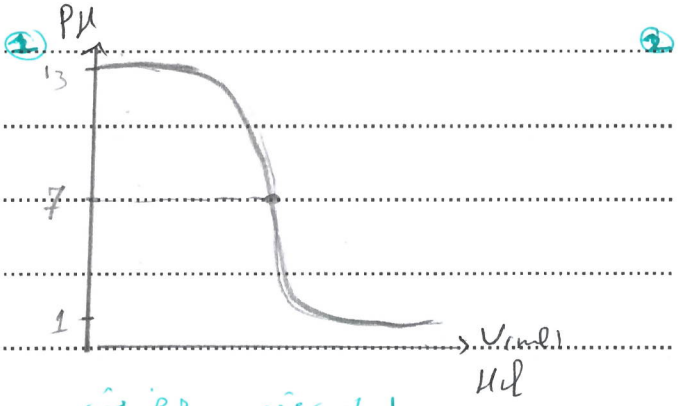
② تفاعل معايرة أساس قوي مع حمض قوي:

نفس المعادلات بس بين حمض PH





حمض قوي مع أساس قوي

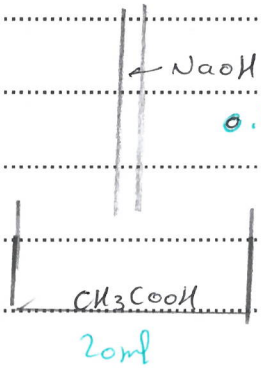


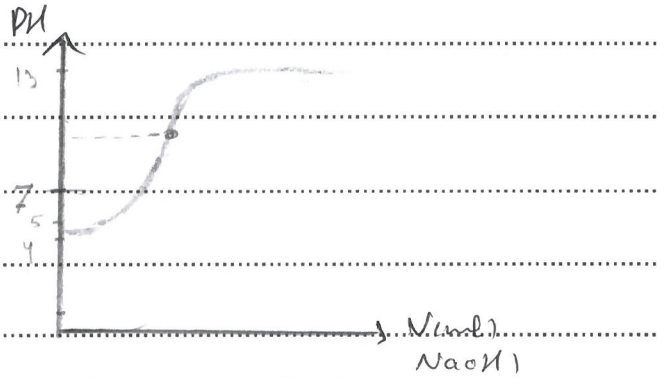
أساس قوي مع حمض قوي

⇐ نقطة نهاية المعايرة تقع في الوسط المعتدل عند PH=7

③ تفاعل معايرة حمض ضعيف مع أساس قوي:

$$CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$$



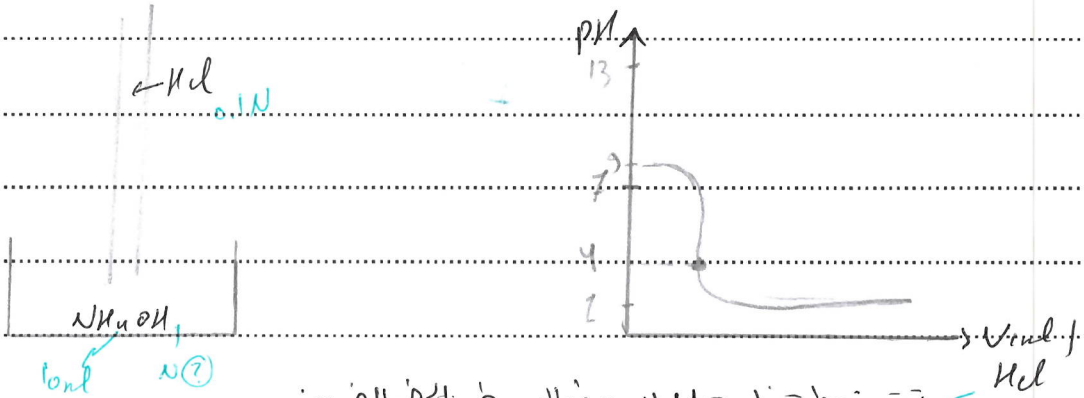


⇐ نقطة نهاية المعايرة في الوسط القلوي الضعيف

TEL:0931497960 - Facebook Group: A to Z مكتبة

④ تفاعل حمض أساس ضعيف مع حمض قوي :

$$NH_4OH + HCl \rightarrow NH_4Cl + H_2O$$

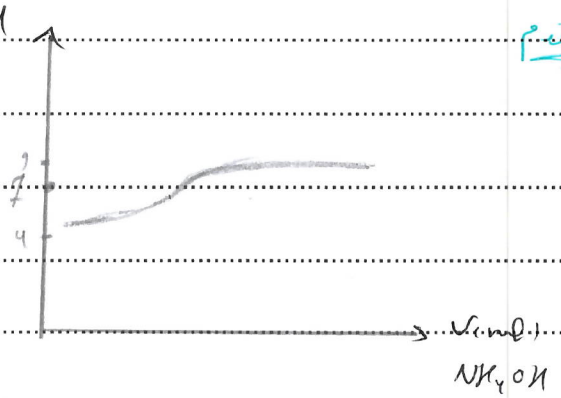


← تبقى نقطة نهاية المعايرة في الوسط الحمضي

⑤ تفاعل حمض ضعيف مع أساس ضعيف : أو العكس :

$$CH_3COOH + NH_4OH \rightarrow CH_3COONH_4 + H_2O$$

لا يستخدم



TEL:0931497960 - Facebook Group: A to Z مكتبة

مكتبة A to Z