ملخص المعايرة الحجمية

1 المفاهيم الأساسية:

① **الهدف منها:** تفيد المعايرة الحجمية في تحديد تركيز أحد المواد المتفاعلة المجهولة التركيز بتفاعلها مع مادة أخرى تدعى المحلول القياسي.

② **المادة القياسية:** هي مادة ذات تركيز معلوم ومحدد بدقة وثابت

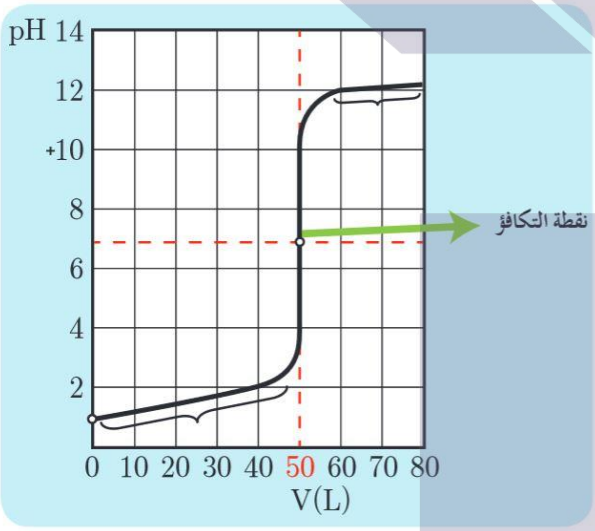
- يعتبر محلول كربونات الصوديوم محلولا قياسيا أكثر دقة من محلول هيدروكسيد الصوديوم أو هيدروكسيد البوتاسيوم؛ علل.
- لأنهما يمتصا الماء وهما في حالتهما الصلبة فليس لهما وزن ثابت أو دقيق بعكس كربونات الصوديوم.

2 معايرة حمض قوي بأساس قوي:

❶ **المعادلة:**

الجزيئية: $HA + BOH \rightarrow BA + H_2O$

الأيونية: $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$



❷ **في بداية المعايرة:**

- يكون الوسط حمضي قوي PH=1
(ويستمر حتى يتفاعل آخر أيون هيدرونيوم في المحلول).
- ليصبح بعدها المحلول أساسي قوي PH=14 سريعا.
- وتكون نقطة نهاية المعايرة منتصف القفزة على المنحني.

❸ **عند نقطة نهاية المعايرة:**

① قيمة ال $PH = 7$ لأن الملح الناتج عن المعايرة أيوناته قوية أحادية لا تتحلمه فلا تتغير طبيعة الوسط (الوسط يبقى معتدلا)

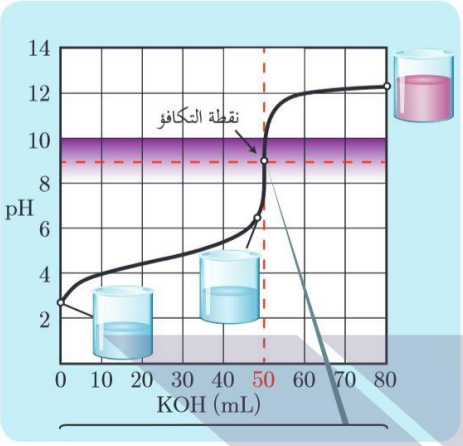
② تتحقق لدينا العلاقة:

$$n_{H_3O^+} = n_{OH^-}$$
$$C_aV_a = C_bV_b$$

③ المشعر المستخدم هو أزرق بروم التيمول لأن نقطة نهاية المعايرة لها قيمة PH=7 تقع ضمن مجاله من $[6.0 - 7.6]$.

Created by: Pixel Team

3 معايرة حمض ضعيف بأساس قوي:



❶ المعادلة:

الجزيئية: $HCOOH + KOH \rightarrow HCOOK + H_2O$

الأيونية: $HCOOH + OH^- \rightarrow HCOO^- + H_2O$

❷ في بداية المعايرة:

- تزداد قيمة ال PH تدريجيا نتيجة تناقص تركيز الحمض بتفاعله مع أيونات الهيدروكسيد
- ليحصل بعدها تغير مفاجئ لقيمة PH المحلول عند إضافة قطرة من الأساس (يصبح أساسيا).

❸ عند نقطة نهاية المعايرة:

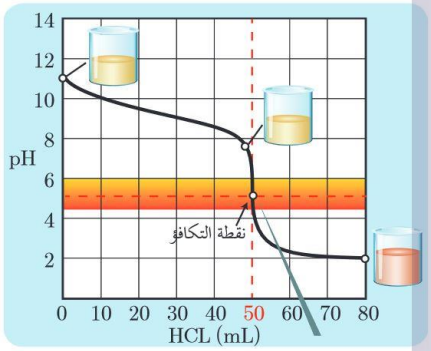
① قيمة ال PH $\simeq 9$ لأن المحلول الناتج عن المعايرة يحوي أيون النملات ذو الصفة القلوية الضعيفة.

② تتحقق لدينا العلاقة :

$$n_{HCOOH} = n_{OH^-}$$
$$C_a V_a = C_b V_b$$

③ المشعر المستخدم هو الفينول فتالئين لأن نقطة نهاية المعايرة لها قيمة PH تقع ضمن مجاله من $[10 - 8.2]$.

3 معايرة أساس ضعيف بحمض قوي:



❶ المعادلة:

الجزيئية: $HNO_3 + NH_4OH \rightarrow NH_4NO_3 + H_2O$

الأيونية: $H_3O^+ + NH_4OH \rightarrow NH_4^+ + 2H_2O$

❷ في بداية المعايرة:

- تتناقص قيمة ال PH تدريجيا نتيجة تناقص تركيز الأساس بتفاعله مع أيونات الهيدرونيوم
- ليحصل بعدها تغير مفاجئ لقيمة PH المحلول عند إضافة قطرة من الحمض (يصبح حمضيا).

❸ عند نقطة نهاية المعايرة:

① قيمة ال PH $\simeq 5$ لأن المحلول الناتج عن المعايرة يحوي أيون الأمونيوم ذو الصفة الحمضية الضعيفة.

② تتحقق لدينا العلاقة :

$$n_{H_3O^+} = n_{NH_4OH}$$
$$C_a V_a = C_b V_b$$

③ المشعر المستخدم هو أحمر المتيل لأن نقطة نهاية المعايرة لها قيمة PH تقع ضمن مجاله من $[6.2 - 4.2]$.

Created by: Pixel Team

4 القوانين الهامة:

❶ **عند نقطة نهاية المعايرة:** (عدد الوظائف الحمضية أو الأساسية بحسب المحاليل المستخدمة)

$$\text{عدد الوظائف} \times n_{\text{أساس}} = \text{عدد الوظائف} \times n_{\text{حمض}}$$

❷ **عند معايرة أساس بحمضين أو حمض بأساسين:**

$$\text{عدد الوظائف} \times n_{2\ \text{أساس}} + \text{عدد الوظائف} \times n_{1\ \text{أساس}} = \text{عدد الوظائف} \times n_{\text{حمض}}$$

$$\text{عدد الوظائف} \times n_{2\ \text{حمض}} + \text{عدد الوظائف} \times n_{1\ \text{حمض}} = \text{عدد الوظائف} \times n_{\text{أساس}}$$

❸ **عند معايرة محلول ملحي:** (مع الانتباه لعدد الوظائف)

$$n_{\text{أساس}} = n_{\text{حمض}} = n_{\text{ملح}}$$

❹ **لحساب كتلة ملح أو حمض:**

$$m = CMV$$

- حيث V هو الحجم الكلي (مجموع حجم الحمض والأساس في تفاعل المعايرة)

❺ **لحساب تركيز الملح الناتج:**

$$\text{عدد الوظائف} \times \text{عدد ذرات المعدن} \times \text{التكافؤ} \times n_{\text{ملح}} = \text{عدد الوظائف} \times n_{\text{معلوم}}$$

$$C.V_{\text{للمحلول المعلوم}} = C.V_{\text{الكلي}}$$

ملاحظة هامة!!

عند معايرة ملح نميز 3 حالات: ① الملح حمضي: يتفاعل مع الأسس فقط
② الملح معتدل: لا يتفاعل
③ الملح أساسي: يتفاعل مع الحموض فقط

تنويه

هذا الملف ليس مصدراً كافياً للدراسة وإنمّا لاسترجاع أهم الأفكار

لا تنسونا من صالح دعائكم

Created by: Pixel Team