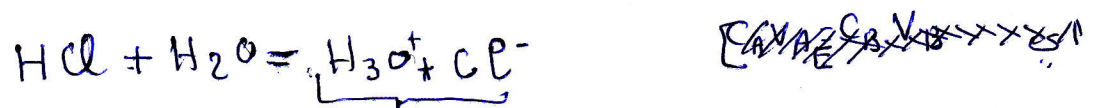


- ① * البروتوكول التجريبي
- ذكر الوسائل والأجهزة المستخدمة في المعايرة
 - ذكر المواد الكيميائية المستخدمة
 - ذكر طريقة المعايرة (شرح)
 - رسم تخطيطي لعملية المعايرة مع ذكر البيانات عليه

② * المقارنة بين قوة الأحماضين: كلما كانت قيمة PH أكبر كان الأسبى أقوى وبالتالي نلاحظ أن PH المحلول S₂ (PH=12) أكبر من PH المحلول S₁ (PH=10,6) وهذا قبل عملية عملية المعايرة ومنه المحلول (S₂) أقوى من المحلول (S₁)

③ حساب التركيز C_a للمحلول الحمضي: ~~من نقطة التكافؤ تكون المحلول متعادلاً~~



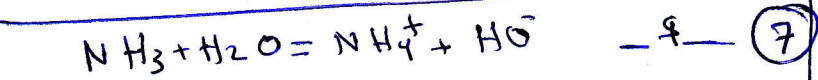
$$PH = 2,3 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-PH} = 10^{-2,3} = \dots \text{mol/l}$$

اذ تركيز الحمض هو تركيز [H₃O⁺] اي: $C_a = 10^{-2,3} = \dots \text{mol/l}$

④ حساب C_b للمولين الاساسيين: عند نقطة التكافؤ تكون المحلة في حالة تشويكومترية اي:

$$C_b = \frac{C_a \times 20}{10} = \dots \text{mol/l} \quad C_b = \frac{C_a V_{AE}}{V_b} \quad C_a V_{AE} = C_b V_b$$

⑤ أي الحمضين أقوى؟ ومن الجدول نجد: $pK_a = PH = 9,2$



$$[H_3O^+] = 10^{-PH} = 10^{-10,6}$$

$$[HO^-] = \frac{K_e}{10^{-PH}} = \frac{10^{-14}}{10^{-10,6}}$$

$$[NH_4^+] = [HO^-] = \dots$$

$$[NH_3] = C_b - [HO^-] = \dots$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][NH_3]}{[NH_4^+]} = \dots$$

$$pK_a = -\log K_a = 9,2$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][NH_3]}{[NH_4^+]} = [H_3O^+] \times \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]} \quad - 0 - \quad ⑦$$

$$-\log K_a = -\log [H_3O^+] - \log \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]}$$

طريقة تحسب [OH⁻] قبل المعايرة لحل أسس وتقارن بـ C_b فلو كان [OH⁻] = C_b فالأسبى أقوى وان كان [OH⁻] < C_b فالأسبى ضعيف

$$S_1: [OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-PH}} = \frac{10^{-14}}{10^{-10,6}} = 10^{-3,4}$$

$$S_2: [OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-PH}} = \frac{10^{-14}}{10^{-12}} = 10^{-2}$$

⑥ قيمة pK_a: عند نصف التكافؤ $10 = \frac{V_{AE}}{2}$

$$pK_a = PH$$

يعود لدينا: