

## I) مبادأ المعايرة.

## نستغل نتائج حصة الأعمال التطبيقية TP

معايير نوع كيميائي في محلول هي تحديد تركيزه المولى في هذا محلول. من أجل ذلك نجيز تفاعلاً كيميائياً مع نوع كيميائي آخر يكون تركيزه معلوماً.

**\* نقطة التكافؤ:** يتفاعل النوع المعاير مع النوع المعاير خلال التفاعل و عند نقطة التكافؤ يكونا قد استهلكا كلية.

خلال المعايرة يجب معلمـة نقطة التكافـر، يمكن ذلك من خـلال:

- رسم منحنى تطور المواصلة  $G$  للووسط التفاعلي.
  - تغير لون كاشف ملون تمت إضافته مسبقاً إلى الوسط التفاعلي.
  - تغير لون الوسط التفاعلي.

ملحوظة: عند توفر منحني التدريج  $G=f(c)$  مخلول إلكتروليتي، يمكن تحديد تركيز المخلول من خلال قياس المواصلة دون المجاز التفاعل، نتحدث عن معايرة غير مخربة.

## II) معاييره بعض-قامات.

## (1) تدليل المنهى.

- أثناء المعايرة تتفاعل أيونات الهيدروكسيد مع أيونات الأوكسونيوم فتحتفي مما يقلص موصليّة الخليط، ورغم ازدياد أيونات الصوديوم في الخليط فإن موادّلته  $G$  تنقص و السبب أنّ لها موصليّة أيونية ضعيفة مقارنة مع أيونات الأوكسونيوم  $\lambda_{Na^+} < \lambda_{H_3O^+}$ .
- عند إضافة محلول هيدروكسيد الصوديوم يافرط تكون أيونات الأوكسونيوم قد تفاعلت كلّياً وأيونات الهيدروكسيد التي لم تتفاعل تسبّب ازدياد موصليّة الخليط من جديد.

## جدول المدة (2)

$H_3O^+ + HO^- \longrightarrow 2 H_2O$			معادلة النفاعل	
$n(H_3O^+)$	$n(HO^-)$	$n(H_2O)$	التقدم	الحالة
$n_i = C_A \cdot V_A$	$n_a = C_B \cdot V_B$	بوفرة	0	البدئية
$C_A \cdot V_A - C_B \cdot V_B \neq 0$	$C_B \cdot V_B - x = 0$	بوفرة	$x = C_B \cdot V_B$	قبل التكافؤ
$C_A \cdot V_A - C_B \cdot V_{eq} = 0$	$C_B \cdot V_B - x_{eq} = 0$	بوفرة	$x_{eq} = C_B \cdot V_{eq}$	عند التكافؤ
0	$C_B \cdot V_B - x_{eq} \neq 0$	بوفرة	$x_{eq} = C_B \cdot V_{eq}$	بعد التكافؤ

## استنتاج:

عند التكافؤ تساوي كمية مادة  $H_3O^+$  في الحجم  $V_A$  للحمض كمية المادة  $HO^-$  للقاعدة في

الحجم  $V_{eq}$  المضاف، نكتب بذلك:  $n_i(H_3O^+) = n_a(HO^-)$  و منه:

3) تطبيق.

لحساب تركيز محلول  $S_A$  حمض الكلوريد里ك:

$$V_{eq} = 10.5 \text{ mL} \quad \text{و} \quad V_A = 100 \text{ mL} \quad \text{و} \quad C_B = 1 \text{ mol/L}$$

$$C_A = \frac{C_B \cdot V_{eq}}{V_A} = \frac{1 \cdot 10.5}{100} \text{ mol/L} \approx 0.1 \text{ mol/L}$$

### III) معايرة أكسدة-أحترة زال.

\* تجربة :

- نصب في كأس من سعة  $100 \text{ mL}$ , بواسطة ماصة معيرة, حجما  $V_{red} = 20 \text{ mL}$  من محلول كبريتات الحديد ( $Fe^{2+} + SO_4^{2-}$ ) تركيزه  $C_{red}$  مجهول. نضيف بحظر  $5 \text{ mL}$  من حمض الكبريتيك المركز، ثم نضع الكأس فوق المحراك المغناطيسي.
- غلاة سحاحة مدرجة بمحلول برمونغات البوتاسيوم تركيزه معلوم  $C_{Ox} = 0.2 \text{ mol/L}$
- نضيف، تدريجيا، محلول برمونغات البوتاسيوم حتى أول قطرة يتحول عندها لون الخليط من أخطر فاتح إلى البنفسجي ( $V_{eq} = 19.4 \text{ mL}$ ).

\* جدول التقاطع:

المعادلة التفاعلية						المادة	النهاية
كميات المادة							
$MnO_4^-$	$+ 5 Fe^{2+}$	$+ 8H^+$	$\longrightarrow$	$Mn^{2+}$	$+ 5Fe^{3+}$	$+ 4H_2O$	البدئية
$n_a(MnO_4^-)$	$n_i(Fe^{2+})$	بوفرة	0	0	بوفرة	0	النهاية
$n_a(MnO_4^-) - x_{eq}$	$n_i(Fe^{2+}) - 5 \cdot x_{eq}$	بوفرة	$x_{eq}$	$5 \cdot x_{eq}$	بوفرة	$x_{eq}$	

\* عند التكافؤ:

تحتفي عند نقطة التكافؤ كل من أيونات الحديد وأيونات البرمنغات المضافة:

$$n_i(Fe^{2+}) - 5 \cdot x_{eq} = 0 \quad \text{و} \quad n_a(MnO_4^-) - x_{eq} = 0$$

$$n_i(Fe^{2+}) = C_{Red} \cdot V_{Red} \quad \text{و} \quad n_a(MnO_4^-) = C_{Ox} \cdot V_{eq} \quad \text{و بما أن:}$$

$$\frac{C_{Red} \cdot V_{Red}}{5} = C_{Ox} \cdot V_{eq} \quad \text{فإن:}$$

\* تطبيق:

$$C_{Red} = \frac{5 \cdot C_{Ox} \cdot V_{eq}}{V_{Red}} = \frac{5 \cdot 0.02 \cdot 19.4}{20} \text{ mol/L} = 0.097 \text{ mol/L}$$

الأستاذ: محمد المرابي (أولى علوم)