

المعايرة المباشرة

Les dosages directs

1. مبدأ المعايرة.

معايرة نوع كيميائي في محلول هي تحديد تركيزه المولي في هذا المحلول. من أجل ذلك ننجز تفاعلا كيميائيا مع نوع كيميائي آخر يكون تركيزه معلوما.

* نقطة التكافؤ: يتفاعل النوع المعايّر مع النوع المعايّر خلال التفاعل و عند نقطة التكافؤ يكونا قد استهلكا كلياً.

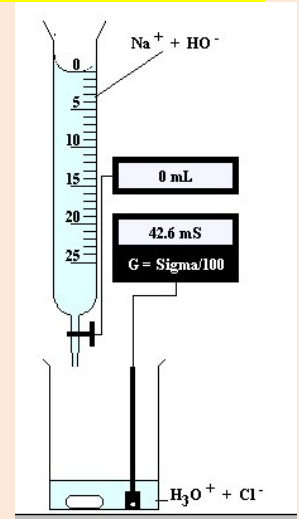
خلال المعايرة يجب معلمة نقطة التكافؤ، يمكن ذلك من خلال:

- تغير لون الوسط التفاعلي.
- تغير لون كاشف ملون تمت إضافته مسبقاً إلى الوسط التفاعلي.
- رسم منحنى تطور الموصلية G للوسط التفاعلي.

ملحوظة: عند توفر منحنى التدرج $G = f(c)$ لمحلول إلكتروليتي، يمكن تحديد تركيز المحلول من خلال قياس الموصلية دون إنجاز التفاعل، تتحدث عن معايرة غير مخربة.

2. معايرة حمض-قاعدة.

(1) تجربة:



(2) تحليل المنحنى.

- أثناء المعايرة تتفاعل أيونات الهيدروكسيد مع أيونات الأوكسونيوم فتختفي مما يقلص موصلية الخليط، و رغم ازدياد أيونات الصوديوم في الخليط فإن موصلية G تنقص و السبب أن لها موصلية مولية أيونية ضعيفة مقارنة مع أيونات الأوكسونيوم

$$\lambda_{Na^+} \ll \lambda_{H_3O^+}$$

- عند إضافة محلول هيدروكسيد الصوديوم بإفراط تكون أيونات الأوكسونيوم قد تفاعلت كلياً و أيونات الهيدروكسيد التي لم تتفاعل تسبب ازدياد موصليّة الخليط من جديد.

(3) جدول التّقدم:

$H_3O^+ + HO^- \longrightarrow 2 H_2O$			معادلة التفاعل	
$n(H_3O^+)$	$n(HO^-)$	$n(H_2O)$	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 التكايف $V_B < V_{eq}$
$C_A \cdot V_A - C_B \cdot V_{eq} = 0$	$C_B \cdot V_B - x_{eq} = 0$	بوفرة	$x_{eq} = C_B \cdot V_{eq}$	عند التكايف $V_B = V_{eq}$
0	$C_B \cdot V_B - x_{eq} \neq 0$	بوفرة	$x_{eq} = C_B \cdot V_{eq}$	بعد التكايف $V_B > V_{eq}$

* استنتاج:

عند التكايف تساوي كمية مادة H_3O^+ في الحجم V_A للحمض لكمية المادة HO^- للقاعدة في الحجم V_{eq} المضاف، نكتب بذلك: $n_i(H_3O^+) = n_a(HO^-)$ و منه: $C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_{eq}$

(4) تطبيق.

لنحسب تركيز المحلول S_A لحمض الكلوريدريك:

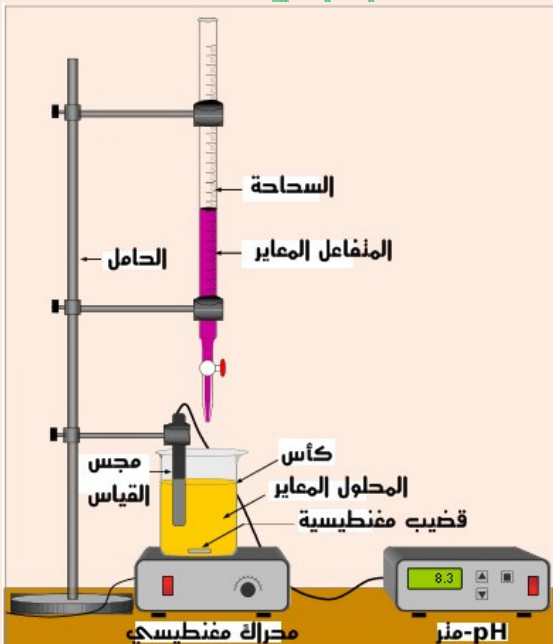
لدينا: $C_B = 1 \text{ mol/L}$ و $V_A = 100 \text{ mL}$ و $V_{eq} = 10.5 \text{ mL}$

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

III معيار أكسدة-اختزال.

* تجربة:

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



* جدول التقدّم:

$MnO_4^- + 5 Fe^{2+} + 8H^+ \longrightarrow Mn^{2+} + 5Fe^{3+} + 4H_2O$						معادلة التفاعل	
كميات المتفاعلات						التقدم	الحالة
$n_a(MnO_4^-)$	$n_i(Fe^{2+})$	بوفرة	0	0	بوفرة	0	البدئية
$n_a(MnO_4^-) - x_{eq}$	$n_i(Fe^{2+}) - 5.x_{eq}$	بوفرة	x_{eq}	$5.x_{eq}$	بوفرة	x_{eq}	النهائية

* عند التكافؤ:

تختفي عند نقطة التكافؤ كل من أيونات الحديد و أيونات البرمنغنات المضافة:

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

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

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

* تطبيق:

$$C_{Red} = \frac{5 \cdot C_{Ox} \cdot V_{eq}}{V_{Red}} = \frac{5 \cdot 0,02 \cdot 19,4}{20} \text{ mol/L} = 0,097 \text{ mol/L}$$

<http://chahrirachid.eb2a.com>