

I- المعايرة: dosage

1- هدف المعايرة

تهدف المعايرة إلى البحث عن كمية مادة أو تركيز نوع كيميائي في محلول ، يسمى : المحلول المُعاير و ذلك بجعله يتفاعل مع نوع كيميائي آخر ، في محلول تركيزه معروف يسمى: المحلول المُعاير .

2- مميزات تفاعل المعايرة:

ينبغي أن يكون تفاعل المعايرة ، تلقائيا و سريعا و كليا.

II- المعايرة الملوانية Dosage colorimétrique

1- معلمة التكافؤ

نُملِّح نقطة التكافؤ عند تغير لون الخليط من لون المحلول المُعاير (في الكأس) إلى لون المحلول المُعاير (في السحاحة).

2- علاقة التكافؤ

عند التكافؤ يستهلك كمية مادة كل من المعايير (B) و المعايير (A) معا داخل الكأس أي يشكل المعايير (B) و المعايير (A) خليطا تناسبيا :

* نقرن تحول المعايرة بمعادلة التفاعل التالي : $a.A + b.B \rightarrow c.C + d.D$

المعادلة		$a.A + b.B \rightarrow c.C + d.D$			
الحالة	التقدم	كمية المادة بـ mol			
البداية	0	$C_A.V_A$	$C_B.V_B$	0	0
عند التكافؤ	x_m	$C_A.V_A - a.x_m$	$C_B.V_B - b.x_m$	$c.x_m$	$d.x_m$

* عند التكافؤ : $\begin{cases} n_i(A) - a.x_m = 0 \\ n_i(B) - b.x_m = 0 \end{cases}$ (من خلال الجدول الوصفي)

$$x_m = \frac{n_i(A)}{a} = \frac{n_i(B)}{b}$$

نستنتج

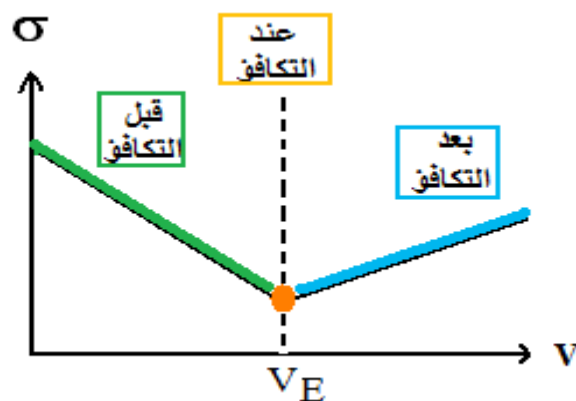
أي أن : $\frac{C_A.V_A}{a} = \frac{C_B.V_B}{b}$ و هي علاقة التكافؤ

III- المعايرة بقياس المواصلة:

* يمكن تحديد تركيز نوع كيميائي في محلول بتتبع مواصلة الخليط خلال التفاعل .

قبل التكافؤ	عند التكافؤ	بعد التكافؤ
خلال تحول المعايرة فإن الأيونات تستهلك بعد تفاعلها و هذا يؤدي إلى انخفاض المواصلة	الأيونات تستهلك كليا بعد تفاعلها و هذا يجعل المواصلة تأخذ قيمة دنيا .	يتوقف تحول المعايرة فصب المُعاير داخل الكأس يؤدي إلى زيادة عدد الأيونات أي زيادة المواصلة من جديد .

* يمثل الشكل المنحني المحصل عليه بعد المعايرة



* استنتاج :

عند التكافؤ تتقاطع قطعتي المستقيمين المقومين للمنحني $G=f(V_A)$ ؛ فنحدد حجم التكافؤ V_E

باعتبار معادلة تفاعل المعايرة $a.A + b.B \rightarrow c.C + d.D$ عند التكافؤ نكتب : $x_m = \frac{n_i(A)}{a} = \frac{n_i(B)}{b}$

$$\frac{C_A.V_A}{a} = \frac{C_B.V_B}{b}$$

أي أن :