

**\*\*\*\* مكتسبات قبلية**

**01-القوانين الأكثر استعمالاً :**

1-1 كمية المادة لنوع كيميائي :  $n = \frac{m}{M}$  **\*\* في حالة غاز**  $n = \frac{P_g \cdot V}{R \cdot T}$

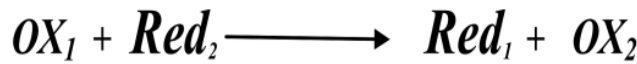
2-1 التركيز المولي :  $C = \frac{n}{V}$   $n = \frac{V_g}{V_M}$

3-1 قانون التمديد (التخفيف) :  $C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$   $F = \frac{C_1}{C_2} = \frac{V_2}{V_1}$

4- عبارة أخرى للتركيز المولي :  $C = \frac{10 \cdot P \cdot d}{M}$  حيث  $P$ : درجة النقاوة و  $d$ : الكثافة

5- الكتلة الحجمية :  $\rho = \frac{m}{V}$  . حيث  $m$  كتلة الجسم و  $V$  حجم الجسم .

02- تفاعل الأكسدة والإرجاع: هو تفاعل يحدث فيه تبادل للإلكترونات بين الثنائيتين .



خطوات الموازنة: 1- نضيف الماء  $H_2O$  للطرف الذي لا توجد به ذرات  $O$ .

2- نضيف الشاردة  $H^+$  للطرف الذي لا توجد به ذرات  $H$ . (أو نضيف  $H_3O^+$ )

3- نوازن جميع الذرات ثم نوازن ذرات  $O$  ثم ذرات  $H$ .

4- نوازن في الأخير الشحنات بإضافة  $(e^-)$  للطرف الأكثر إيجابا .

**03 جدول التقدم:**

حالة الجملة	التقدم (x)(mol)	$\alpha A + \beta B = \sigma C + \delta D$			
		كمية المادة (Mol)			
الابتدائية	$X=0$	$n_{0A}$	$n_{0B}$	$0$	$0$
الانتقالية	$X>0$	$n_{0A} - \alpha X$	$n_{0B} - \beta X$	$\sigma X$	$\delta X$
النهائية	$X_{max}$	$n_{0A} - \alpha X_{max}$	$n_{0B} - \beta X_{max}$	$\sigma X_{max}$	$\delta X_{max}$

\* نحصل على  $n_0$  بإحدى العلاقات  $n = m/M$  أو  $n = C \cdot V$  .

\* يمكن استخدام العلاقات  $n = Vg/V_M$  أو  $n = P \cdot V / R \cdot T$  إذا كان أحد الأنواع غازا .

\* يسمح لنا الجدول بتحديد عبارة كمية المادة لكل نوع  $A, B, C, D$  في أي لحظة زمنية وأيضا عبارة التركيز لكل نوع .

مثال: عبارة كمية المادة للنوع  $B$  في أي لحظة  $t$  هي:  $n_B(t) = n_{0B} - \beta X$  و عبارة التركيز  $[B] = n_B(t) / V_T = n_{0B} - \beta X / V_T$

**04- التقدم الأعظمي  $x_{max}$  والتقدم النهائي  $x_f$  :**

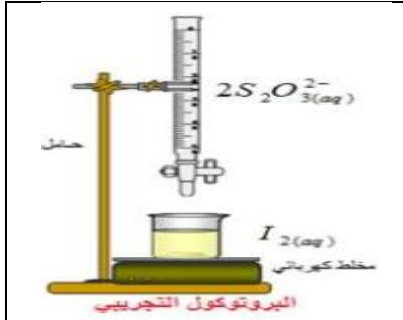
$x_f$ : هي قيمة **مقاسه تجريبيا** عند لحظة توقف تطور الجملة .

$x_{max}$ : هي **قيمة نظرية** ونستنتجها من المعطيات  $x_{max} = \frac{n_0}{\alpha}$  للمتفاعل المحد (القيمة الأقل)

**\*\*\*\* المتابعة الزمنية لتحول كيميائي**

01- تصنيف التحولات : (أ)-تحول سريع (بمجرد الملامسة) ب-تحول بطيء (s, min, h) ج-بطيء جدا (ans, mois).

02 - المتابعة الزمنية لتحول كيميائي وهذا يعني متابعة أحد المقادير الفيزيائية من أجل تحديد كيفية تطور كميات المادة خلال الزمن لأحد المتفاعلات أو النواتج , وهناك عدة طرق :



أ- المتابعة عن طريق المعايرة اللونية (كاشف مناسب أو أحد الأفراد يتميز بلون)

$$\text{من جدول تقدم المعايرة نجد : } C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_b$$

ب- المتابعة عن طريق قياس الناقلية النوعية  $\sigma$  (وهذا بوجود شوارد في التفاعل)

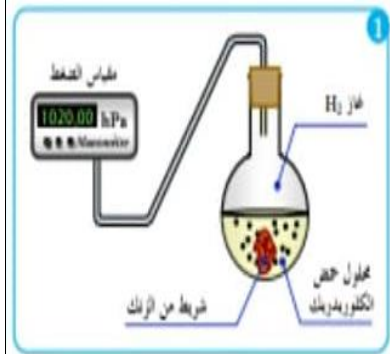
$$\sigma = \sum \lambda \cdot [x]$$

$$G = \sigma \cdot K, \text{ حيث } k \text{ ثابت الخلية}$$

ج- المتابعة عن طريق قياس الضغط  $P$  لغاز وهذا يتطلب أن أحد الأنواع غاز

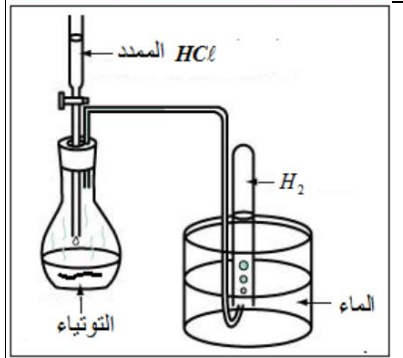
$$n = \frac{P_g \cdot V}{R \cdot T}$$

$$\text{حيث } P_g = P - P_o$$



د- المتابعة عن طريق قياس حجم  $V$  لغاز وهذا يتطلب أن أحد الأنواع غاز .

$$n = \frac{V_g}{V_M}$$



\*\*إن الحصول على أحد البيانات مثل:  $x=f(t)$  أو  $[ ]=f(t)$  يسمح لنا بالقول أننا تابعنا زمنيا هذا التحول الكيميائي .

03 (أ) سرعة التفاعل  $v$ : ( السرعة اللحظية ) وهي تعبر عن تغير التقدم  $x$  خلال كل لحظة زمنية  $t$

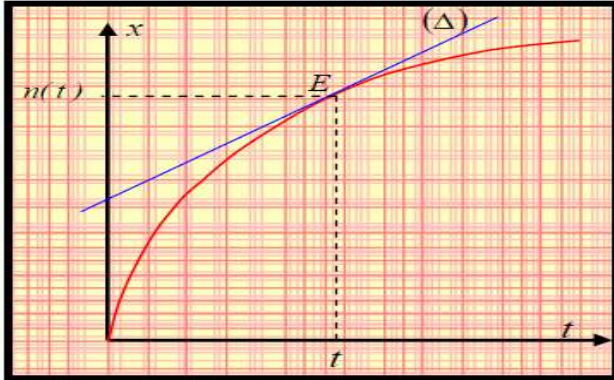
$$v = \frac{dx}{dt}$$

وعبارتها مشتق التقدم  $x$  بالنسبة للزمن  $t$

$$v = \tan \alpha = \frac{\text{المقابل}}{\text{المجاور}} = \frac{x_2 - x_1}{t_2 - t_1}$$

والتي تحسب من ميل المماس للبيان  $x=f(t)$  في لحظة معينة  $t$  حيث:

\*\*\* العلاقة بين السرعات :



$$V_x(t) = \frac{dx}{dt} = \frac{V(t)}{\alpha} = \frac{V_B(t)}{\beta} = \frac{V_C(t)}{\sigma} = \frac{V_D(t)}{\delta}$$

العلاقة بين سرعة التفاعل وسرعة اختفاء أو تشكل أي نوع

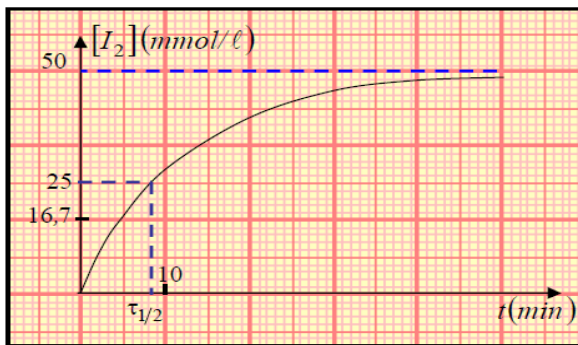
حيث معادلة التفاعل:  $\alpha A + \beta B = \sigma C + \delta D$

$$v_V = \frac{1}{V} \frac{dx}{dt}$$

(ب) السرعة الحجمية  $v_V$ : وهي سرعة التفاعل في وحدة الحجم للوسط التفاعلي. وعبارتها

في ثبوت الحجم الكلي: عبارة أخرى للسرعة الحجمية  $v_V = \frac{d[x]}{dt}$  من بيان التركيز

04 ( زمن نصف التفاعل  $t_{1/2}$ : هو زمن بلوغ التفاعل نصف تقدمه النهائي أي  $X\left(\frac{t_1}{2}\right) = \frac{xf}{2}$



\*\*\* أهميته :- مقارنة سرعة التفاعل

- توقع زمن نهاية التفاعل

ويمكن تحديده من كل البيانات

05 ( العوامل الحركية:

1- درجة الحرارة: كلما ارتفعت درجة الحرارة تزداد سرعة التفاعل.

2- التراكيز الابتدائية للمتفاعلات: كلما كانت التراكيز الابتدائية للمتفاعلات أكبر كلما كان التفاعل أسرع.

على المستوى المجهرى: نفس سبب زيادة سرعة التفاعل بزيادة عدد التصادمات الفعالة بين الأفراد المتفاعلة.

3- الوسيط: نوع كيميائي نضيفه فتزداد سرعة التفاعل ولا يشارك في التفاعل ( لا يظهر في معادلة التفاعل)

أنواعها: المتجانسة ، الغير المتجانسة ، الإنزيمية.