الوحدة

01

مراقبة تطور كميات المتفاعلات والنواتج خلال تحول كيميائي في محلول مائي

ملخص الدرس

I- مفاهيم أولية .

1. تركيز محلول مائي وكمية المادة .

أ- علاقة كمية المادة بالكتلة والحجم .

نعرف كمية المادة $n[mol]$ لفرد كيميائي (صلب ، سائل أو غاز) بالعبارة التالية : $n=\frac{m}{M}$.

حيث $m(g)$ الكتلة النقية للمادة المذابة ، $M\left[g.mol^{-1}\right]$ كتلتها المولية .

يعطى حجم غاز $V_g[L]$ بالعبارة التالية : $V_g=n.V_M$.

حيث $V_M\left[L.mol^{-1}\right]$ الحجم المولي (المتعلق بالشروط الإبتدائية من الضغط ودرجة الحرارة)

ب- التركيز المولي والتركيز الكتلي لمحلول .

يعطى التركيز المولي $C\left[mol.L^{-1}\right]$ لمحلول بالعبارة التالية : $C=\frac{n}{V}$ ، حيث $V[L]$ حجم المذيب ، $n[mol]$ كمية مادة المذاب .

يعطى التركيز الكتلي $C_m\left[g.L^{-1}\right]$ لمحلول بالعبارة التالية : $C_m=\frac{m}{V}$ ، حيث $V[L]$ حجم المذيب ، $m[g]$ كتلة المادة المذابة .

وبالتالي العلاقة بين التركيز المولي والتركيز الكتلي هي : $C_m=C.M$ ، حيث $M\left[g.mol^{-1}\right]$ الكتلة المولية للمادة المذابة .

ج- الكثافة و درجة النقاوة .

نعرف الكثافة d لغاز بالعبارة $d=\frac{M_{gaz}}{M_{air}}=\frac{M_{gaz}}{29}$ ، حيث $M_{gaz}\left[g.mol^{-1}\right]$ الكتلة المولية للغاز .

وكثافة سائل أو صلب هي $d=\frac{\rho}{\rho_{eau}}$ ، حيث $\rho\left[g.cm^{-3}\right]$ الكتلة الحجمية للمذاب ، $\rho_{eau}=1g.cm^{-3}$ الكتلة الحجمية للماء .

وتعطى عبارة درجة النقاوة بالعلاقة $p=\frac{m}{m_T}$ ، حيث $m[g]$ كتلة المحلول النقي و $m_T[g]$ كتلة المحلول الكلية .

وبالتالي عبارة التركيز المولي لمحلول بدلالة الكثافة ودرجة النقاوة هي : $C=\frac{p.d.\rho_{eau}}{M}$.

حيث : $\rho_{eau}=10^3\,g.L^{-1}$ و d كثافة المحلول بالنسبة للماء .

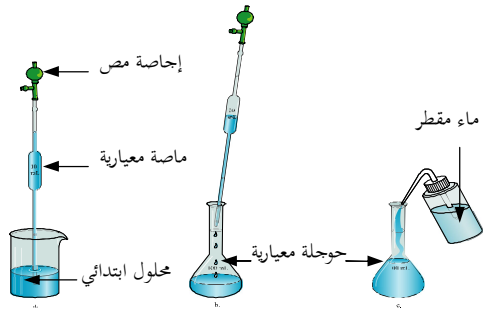
د- قانون التمديد (التخفيف) .

يعطى قانون التمديد بالعلاقة التالية : $C_i.V_i=C_f.V_f$ ، حيث : $V=V_f-V_i$ يمثل حجم الماء المضاف أو المحلول المستعمل للتخفيف .

$C_i\left[mol.L^{-1}\right]$ التركيز المولي الإبتدائي للمحلول (قبل التمديد) و $V_i[L]$ حجمه ، $C_f\left[mol.L^{-1}\right]$ التركيز المولي النهائي للمحلول (بعد التمديد) و $V_f[L]$ حجمه .

يسمى العدد $F=\frac{V_f}{V_i}=\frac{C_i}{C_f}$ بـ **معامل التمديد** (عدد مرات التمديد).

❖ **البروتوكول التجريبي للتمديد .**



- **الأدوات المستعملة :** ماصة معيارية ذات سعة V_i ، حوجلة معيارية ذات سعة V_f .
- **المواد المستعملة :** المحلول الإبتدائي (المركز) ، ماء مقطر .
- **طريقة العمل :** نسحب بواسطة الماصة المعيارية حجم قدره V_i من المحلول الإبتدائي ونسكبه في الحوجلة المعيارية ثم نسكب الماء المقطر مع الرج إلى خط العيار .

هـ- القانون العام للغاز الميثالي :

يعطى قانون الغاز المثالي بالعبارة التالية : $P.V = n.R.T$ ، مع : $T = t + 273$.

$P[Pa]$ الضغط المسلط على الغاز ، $V[m^3]$ حجم الغاز ، $n[mol]$ كمية مادة الغاز ، $T[°K]$ درجة الحرارة المطلقة للوسط ، $t[°C]$ درجة الحرارة المئوية . $R = 8,31 Pa.m^3.mol^{-1}.°K^{-1} = 0,082 atm.L.mol^{-1}.°K^{-1}$ ثابت الغازات الميثالية .

2. تقدم التفاعل وجدول التقدم .

أ- تقدم التفاعل : التقدم x لتفاعل كيميائي هو عدد مرات تكرار التفاعل الكيميائي ويعبر عنه بالمول ، ويسمح بمتابعة تطور التحول الكيميائي .

ب- جدول التقدم : نعتبر التحول الكيميائي المنمذج بالمعادلة الكيميائية التالية : $a\,A + b\,B = c\,C + d\,D$.

A ، B ، C و D الأنواع الكيميائية . a ، b ، c و d المعاملات الستوكيو مترية .

معادلة التفاعل		المتفاعلات		النواتج	
		$a\,A$ +	$b\,B$ =	$c\,C$ +	$d\,D$
حالة الجملة الكيميائية	التقدم	كمية المادة بـ (mol)			
الحالة الإبتدائية	0	$n_i(A)$	$n_i(B)$	0	0
الحالة الإنتقالية	$x(t)$	$n_i(A) - a.x(t)$	$n_i(B) - b.x(t)$	$c.x(t)$	$d.x(t)$
الحالة النهائية	x_f	$n_i(A) - a.x_f$	$n_i(B) - b.x_f$	$c.x_f$	$d.x_f$

- **الشروط الستوكيو مترية :** نقول إن كمية المادة للمزيج الإبتدائي متناسبة مع المعاملات الستوكيو مترية للمعادلة الكيميائية إذا تحقق : $\frac{n_i(A)}{a} = \frac{n_i(B)}{b}$ ، ولا يكون حينها للمزيج التفاعلي متفاعل محد .
- **المتفاعل المحد :** هو المتفاعل الذي تستهلك كمية مادته قبل كل المتفاعلات الأخرى .
- **التقدم النهائي x_f :** هو قيمة التقدم لما تتوقف الجملة الكيميائية عن التطور من غير أن ينتهي أي متفاعل (تفاعل محدود) .
- **التقدم الأعظمي x_{max} :** هو قيمة التقدم الموافقة لاستهلاك المتفاعل المحد أو كلا المتفاعلين .

3. الناقلية الكهربائية :

تعطى الناقلية $G[S]$ لمحلول بالعبارة :

$G = \frac{1}{R} = \frac{I_{eff}}{U_{eff}}$ أو $G = \sigma.K$ ، مع $K = \frac{S}{L}$ ثابت الخلية وحدته m و $\sigma = \sum \lambda_i [X_i]$.

$R[\Omega]$ مقاومة المحلول ، $I_{eff}[A]$ الشدة المنتجة للتيار الكهربائي ، $U_{eff}[V]$ التوتر المنتج بين اللبوسين .

$S\left[m^2\right]$ مساحة سطح لبوس الجهاز و $L[m]$ البعد بين اللبوسين . $\sigma\left[S.m^{-1}\right]$ الناقلية النوعية للمحلول .

$[X_i]\left[mol.m^{-3}\right]$ التركيز المولي للشاردة X_i و $\lambda_i\left[S.m^2.mol^{-1}\right]$ ناقليتها النوعية المولية .

4. المعايرة :

أ- أنواعها : توجد عدة أنوع من المعايرة منها المعايرة عن طريق قياس الناقلية ، المعايرة عن طريق تتبع الـ pH ، المعايرة اللونية ...

ب- شروط المعايرة : للتمكن من المعايرة يجب أن يكون تفاعل المعايرة **سريعا** ، **تاما** ، **وحيدا** (دون أي تفاعلات ثانوية أخرى) .

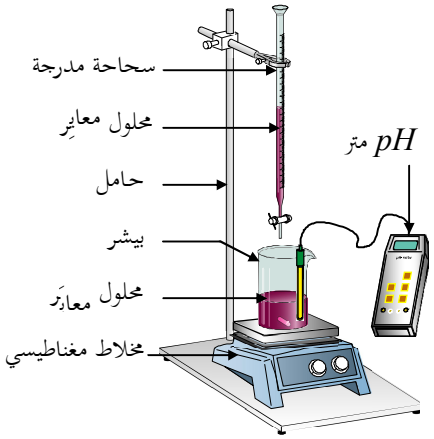
جـ- السقي : هو عملية يتم فيها الخفض المفاجئ لدرجة حرارة الجملة الكيميائية ، وهو نوعان :

- **السقي الفيزيائي :** تبريد الكأس الذي يحتوي على المزيج المتفاعل بوضعه في الثلج المهشم ، حيث أنه في هذا السقي يتم التحكم في عامل حركي واحد هو درجة الحرارة .
- **السقي الكيميائي :** إضافة ثلج وماء بارد إلى المزيج المتفاعل ، حيث أنه في هذا السقي يتم التحكم في عاملين حركيين هما درجة الحرارة وتراكيز المتفاعلات ، لأن إضافة الماء للمزيج معناه التمديد وبالتالي خفض تراكيز المتفاعلات

د- نقطة التكافؤ : عند نقطة التكافؤ ينتهي المتفاعلان معا (كمية مادة المتفاعلين متناسبة مع الأعداد الستوكيومترية لمعادلة التفاعل) ، ولتحديد نقطة التكافؤ يجب أن توجد طريقة تمكّننا من ذلك ، مثل التغير في اللون مثلا .

هـ- البروتوكول التجريبي للمعايرة .

- **الهدف :** معايرة نوع كيميائي هو تعين تركيزه في محلوله .
- **الأدوات المستعملة :** كأس بيشر ، سحاحة ، حامل ، ماصة مزودة بإجاصة مص ، مخلاط مغناطيسي .
- **المواد المستعملة :** محلول معايَر ، محلول معايِر .
- **خطوات العمل :** نملأ السحاحة بالمحلول المعايِر إلى خط الصفر ، وبواسطة ماصة نأخذ حجما معينا من المحلول المعايَر ونضعه في كأس بيشر موضوع على مخلاط مغناطيسي ، ثم نضيف قطرات من كاشف ملون مناسب (أو نستعمل جهاز pH متر ، أو جهاز قياس الناقلية ...) نشغل المخلاط ونبدأ بالتسحيح إلى أن يتغير لون الوسط التفاعلي ، الحجم المسكوب هو الحجم الموافق للتكافؤ .



التركيب التجريبي للمعايرة

5. الأكسدة الإرجاعية :

أ- الأكسدة : هي عبارة عن تحول كيميائي يصاحبه فقدان الإلكترونات من ذرة أو مجموعة من الذرات .

ب- الإرجاع : هو عبارة عن تحول كيميائي يصاحبه إكتساب الإلكترونات من ذرة أو مجموعة من الذرات .

جـ- المؤكسد : هو كل فرد كيميائي (ذرة ، شاردة ، جزيء) يمكنه اكتساب إلكترون أو أكثر .

د- المرجع : هو كل فرد كيميائي (ذرة ، شاردة ، جزيء) يمكنه فقد إلكترون أو أكثر .

ويمكن أن نلخص ذلك في مايلي : $\mathbf{Red} \underset{\text{إرجاع}}{\overset{\text{أكسدة}}{\rightleftharpoons}} \mathbf{Ox} + \mathbf{ne^-}$.

ومنه تفاعل الأكسدة – إرجاع هو تفاعل يحدث فيه تبادل الإلكترونات بين الثنائية $(Ox_1 / \mathrm{Re}\, d_1)$ والثنائية $(Ox_2 / \mathrm{Re}\, d_2)$ حيث أنه كل ثنائية معرفة بمعادلة نصفية أكسدة أو إرجاع .

6. كيفية موازنة معادلة كيميائية .

- نوازن الذرات المكونة للمؤكسد والمرجع (الأساسية) ماعدا الأكسجين والهيدروجين .
- **في وسط حمضي :** نوازن ذرات الأكسجين بإضافة جزيئات الماء H_2O وذرات الهيدروجين بإضافة الشوارد H^+ أو H_3O^+ .

- **في وسط أساسي** : نوازن ذرات الأكسجين بإضافة الشوارد OH^- وذرات الهيدروجين بإضافة جزيئات الماء H_2O .
- نوازن الشحنات (التعديل الكهربائي) بإضافة الإلكترونات e^- .

II-المدة المستغرقة في تحول جملة كيميائية .

1. التحولات السريعة : هي تحولات آنية ، تصل إلى حالتها النهائية مباشرة بعد تلامس المتفاعلات وتدوم مدة قصيرة جدا (أقل من ثانية) ولا يمكن متابعتها بالعين المجردة أو باستعمال وسائل القياس المعتادة .

مثال : تفاعل ثنائي اليود I_2 مع ثيوكبريتات الصوديوم $\left(2Na^+ + S_2O_3^{2-}\right)$ ، تفاعلات الإنفجار ، تفاعلات الأحماض و الأسس .

2. التحولات البطيئة : هي تحولات تدريجية تدوم عدة ثواني إلى عدة ساعات ويمكن متابعتها بالعين المجردة أو باستعمال وسائل القياس المعتادة .

مثال : تفاعل يود البوتاسيوم $\left(K^+ + I^-\right)$ مع البيرو كسو ديكبريتات البوتاسيوم $\left(2K^+ + S_2O_8^{2-}\right)$.

3. التحولات البطيئة جدا : هو تحول ممكن ، تظهر فيه نتائج تطور الجملة الكيميائية بعد عدة أيام أو أشهر ، ونقول أن الجملة عاطلة حركيا .

مثال : تحول شاردة البرمنغانات إلى ثنائي أكسيد المغنيزيوم $\left(MnO_4^-(aq)/MnO_2(aq)\right)$ ، تفاعلات التخمر ، تفاعل الأسترة اماهة .

III- المتابعة الزمنية لتحول كيميائي .

متابعة تطور تحول كيميائي زمنيا هو تحديد كمية مادة كل فرد كيميائي في المزيج (متفاعل أو ناتج) خلال أزمنة متعاقبة ولأجل ذلك يجب تحديد قيم تقدم التفاعل خلال أزمنة مختلفة ، و يمكن استعمال عدة طرق منها :

1. الطريقة الكيميائية : تعتمد على المعاير اللونية .

نعتبر التحول الكيميائي بين شوارد البيروكسودي كبريتات $S_2O_8^{2-}(aq)$ تركيزه C_1 وحجمه V_1 و شوارد اليود $I^-(aq)$ تركيزه C_2 وحجمه V_2 المنمذج بالمعادلة التالية : $S_2O_8^{2-}(aq)+2I^-(aq)\rightarrow 2SO_4^{2-}(aq)+I_2(aq)$ ، حجم الوسط التفاعلي $V=V_1+V_2$.

نقسم الوسط التفاعلي إلى عدة أجزاء متساوية الحجم V_0 ؛ وفي لحظات مختلفة وفي كل مرة نأخذ أحد الأجزاء ونقوم بسقيها ونعاير ثنائي اليود الناتج البني (أزرق في وجود التيودان أو صمغ النشاء) ، بواسطة شوارد الثيو كبريتات تركيزه C وفق التحول المنمذج بالمعادلة التالية :

$2S_2O_3^{2-}(aq)+I_2(aq)\rightarrow 2S_4O_6^{2-}(aq)+2I^-(aq)$ ، أنظر التركيب التجريبي للمعايرة

يمكن متابعة التحول بطريقة المعايرة اللونية وذلك لأن ثنائي اليود وشوارد اليود لهما لونين مختلفين ، فنحصل على التكافؤ بزوال اللون المميز لثنائي اليود.

عند التكافؤ ينتهي المتفاعلان معا أي : $n\left(S_2O_3^{2-}\right)-2x_{éq}=0$ و $n\left(I_2\right)-x_{éq}=0$.

وبالتالي : $x_{éq}=n\left(I_2\right)=\frac{1}{2}n\left(S_2O_3^{2-}\right)$ ، إذن : $[I_2].V_0=\frac{1}{2}C.V_E$.

بالاستعانة بجدول التقدم نجد : $n\left(I_2\right)=x$ ، ومنه : $(1).....x=\frac{C.V}{2.V_0}V_E$.

- **نتيجة :**

بواسطة طريقة المعايرة اللونية نسجل بجدول قيم الحجم الواجب لبلوغ التكافؤ مرفقة بلحظة أخذ العينة ، وباستغلال العلاقة (1) نجد قيم التقدم خلال نفس اللحظات ؛ ومنه بواسطة طريقة المعايرة اللونية يمكن معرفة كمية مادة الأفراد الكيميائية المتواجدة في المزيج خلال أزمنة مختلفة .

2. الطريقة الفيزيائية : وتعتمد على قياس الناقلية ، حجم أو ضغط غاز منطلق خلال التحول الكيميائي تحت درجة حرارة ثابتة ...

نعتبر التحول الكيميائي بين محلول كلور الهيدروجين $\left(H_3O^+(aq)+C\ell^-(aq)\right)$ تركيزه C وحجمه V و معدن الزنك $Zn(s)$ المنمذج بالمعادلة التالية : $Zn(s)+2H_3O^+(aq)\rightarrow Zn^{2+}(s)+H_2(g)+2H_2O(\ell)$.

- **طريقة قياس الناقلية :**

يمكن متابعة التحول السابق بطريقة قياس الناقلية وذلك لأن الوسط التفاعلي يحتوي على شوارد كميتها متغيرة وهي : Zn^{2+} ، H_3O^+ .

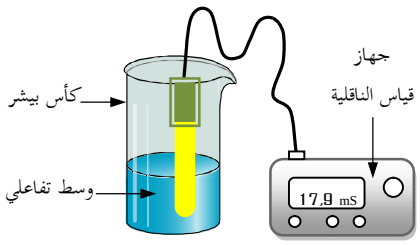
تعطى ناقلية المزيج بالعبارة :

$$G=\sigma.k=\left(\lambda_{H_3O^+}\left[H_3O^+\right]+\lambda_{Zn^{2+}}\left[Zn^{2+}\right]+\lambda_{C\ell^-}\left[C\ell^-\right]\right)k$$

من جدول التقدم نجد : $G=\left(\lambda_{H_3O^+}\dfrac{CV-2x}{V}+\lambda_{Zn^{2+}}\dfrac{x}{V}+\lambda_{C\ell^-}C\right)k$

إذن : $G=\left(\left(\lambda_{Zn^{2+}}-2\lambda_{H_3O^+}\right)\dfrac{x}{V}+\left(\lambda_{H_3O^+}+\lambda_{C\ell^-}\right)C\right)k$.

أي : $G=\left(\lambda_{Zn^{2+}}-2\lambda_{H_3O^+}\right)k\dfrac{x}{V}+G_0$ ، ومنه : $x=\dfrac{(G-G_0)V}{\left(\lambda_{Zn^{2+}}-2\lambda_{H_3O^+}\right)k}$ ..... (2) .



التركيب التجريبي

- **نتيجة :**

بواسطة جهاز قياس الناقلية نسجل بجدول قيم ناقلية المزيج في لحظات مختلفة ، وباستغلال العلاقة (2) نجد قيم التقدم خلال نفس اللحظات ؛ ومنه بواسطة طريقة قياس الناقلية يمكن معرفة كمية مادة الأفراد الكيميائية المتواجدة في المزيج خلال أزمنة مختلفة .

- **طريقة قياس الحجم :**

يمكن متابعة التحول السابق بطريقة قياس الحجم وذلك لأن التفاعل الكيميائي الموافق يحرر غاز مثالي وهو غاز ثنائي الهيدروجين $H_2(g)$.

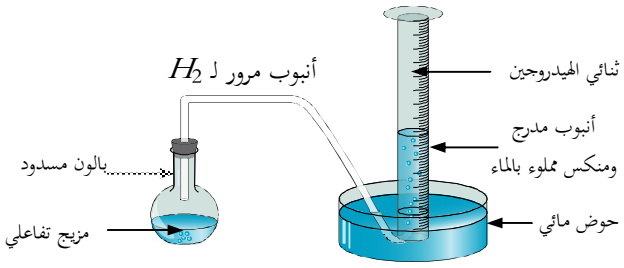
حسب قانون الغاز المثالي نجد :

$$P_{H_2}.V_{H_2}=n_{H_2}.R.T$$.

من جدول تقدم التحول نجد : $n_{H_2}=x$.

وبالتالي : $P_{H_2}.V_{H_2}=x.R.T$.

ومنه : $x=\dfrac{P_{H_2}}{R.T}.V_{H_2}$ ..... (3) .



التركيب التجريبي

- **نتيجة :**

بواسطة التجهيز السابق نسجل بجدول قيم حجم غاز ثنائي الهيدروجين المنطلق في لحظات مختلفة (تحت ضغط ودرجة حرارة ثابتين) ، وباستغلال العلاقة (3) نجد قيم التقدم خلال نفس اللحظات ؛ ومنه بواسطة طريقة قياس الحجم يمكن معرفة كمية مادة الأفراد الكيميائية المتواجدة في المزيج خلال أزمنة مختلفة .

- **طريقة قياس الضغط :**

يمكن متابعة التحول السابق بطريقة قياس الضغط وذلك لأن التفاعل الكيميائي الموافق يحرر غاز مثالي وهو غاز ثنائي الهيدروجين $H_2(g)$.

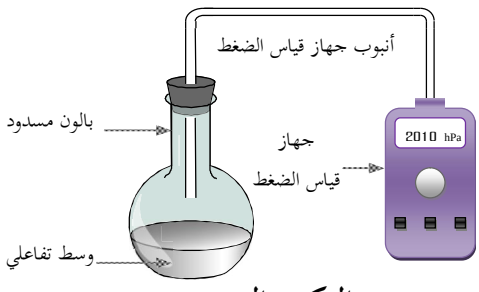
حسب قانون الغاز المثالي نجد :

$$P_{H_2}.V_{H_2}=n_{H_2}.R.T$$.

من جدول تقدم التحول نجد : $n_{H_2}=x$.

وبالتالي : $P_{H_2}.V_{H_2}=x.R.T$.

ومنه : $x=\dfrac{V_{H_2}}{R.T}.P_{H_2}$ ..... (4) .

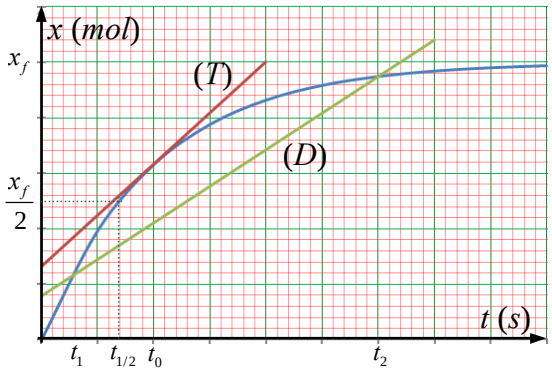


التركيب التجريبي

- **نتيجة :**

بواسطة جهاز قياس الضغط نسجل بجدول قيم الضغط التفاضلي في لحظات مختلفة (تحت درجة حرارة وحجم ثابتين) ، وباستغلال العلاقة (4) نجد قيم التقدم خلال نفس اللحظات ؛ ومنه بواسطة طريقة قياس الضغط يمكن معرفة كمية مادة الأفراد الكيميائية المتواجدة في المزيج خلال أزمنة مختلفة .

3. سرعة التفاعل : سرعة التفاعل هي قيمة تغير التقدم في وحدة الزمن .



- **السرعة المتوسطة :** السرعة المتوسطة بين اللحظتين t_1 و t_2 هي النسبة : $v_m = \frac{\Delta x}{\Delta t} = \frac{x_2 - x_1}{t_2 - t_1}$.

وتمثل بيانيا ميل المستقيم القاطع (D) .

- **السرعة اللحظية :** تعرف سرعة التفاعل عند لحظة t_0 بالعبارة : $v = \lim_{\Delta t \to 0} \frac{\Delta x}{\Delta t} = \frac{dx}{dt}$.

وتمثل بيانيا ميل المماس (T) عند اللحظة t_0 .

- **السرعة الحجمية :** في وسط تفاعلي حجمه V ، تعطى عبارة السرعة الحجمية بالعبارة : $v_{vol} = \frac{1}{V}\frac{dx}{dt} = \frac{v}{V}$.

نعتبر التحول الكيميائي المنمذج بالمعادلة الكيميائية التالية : $a.A + b.B = c.C + d.D$.

سرعة إختفاء A	سرعة تشكل C	السرعة الحجمية لاختفاء A	السرعة الحجمية لتشكل C
$v_A = -\frac{dn_A}{dt}$	$v_C = \frac{dn_C}{dt}$	$v_{Avol} = -\frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{V}\frac{dn_A}{dt}$	$v_{Cvol} = \frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{V}\frac{dn_C}{dt}$
$v_A = -\frac{d(n_i - a.x)}{dt}$	$v_C = \frac{d(c.x)}{dt}$	$v_{Avol} = -\frac{1}{V}\frac{d(n_i - ax)}{dt}$	$v_{Cvol} = \frac{1}{V}\frac{d(cx)}{dt}$
$v_A = a\frac{dx}{dt}$	$v_C = c\frac{dx}{dt}$	$v_{Avol} = \frac{a}{V}\frac{dx_t}{dt}$	$v_{Cvol} = \frac{c}{V}\frac{dx}{dt}$
$\Rightarrow v_A = a.v$	$\Rightarrow v_C = c.v$	$\Rightarrow v_A = \frac{a}{V}.v = a.v_{vol}$	$\Rightarrow v_{Cvol} = \frac{c}{V}.v = c.v_{vol}$

- **ملاحظة :** $\frac{v_A}{a} = \frac{v_B}{b} = \frac{v_C}{c} = \frac{v_D}{d} = v$.

4. لحظة توقف التفاعل t_f : هي لحظة بلوغ التفاعل حده النهائي ، وتمثل بيانيا فاصلة أول نقطة بداية استقرار بيان تغير كمية المادة (أو التركيز) بدلالة الزمن .

5. زمن نصف التفاعل : هو المدة الضرورية لبلوغ التفاعل نصف تقدمه النهائي أي : $x(t_{1/2}) = \frac{x_f}{2}$ ، وهو يسمح لنا بمقارنة سرعة تحولين.

IV- العوامل الحركية : من العوامل التي تؤثر على سرعة التفاعل ما يلي :

1. درجة الحرارة : عدد التصادمات الفعالة بين أفراد المتفاعلات في وحدة الزمن وفي وحدة الحجم يتزايد مع إرتفاع درجة الحرارة مما يؤدي إلى تزايد سرعة التفاعل . وتتناقص هذه السرعة إذا انخفضت درجة حرارة الوسط التفاعلي .

مثال : طهي الأطعمة بسرعة ، المحافظة على المواد الغذائية بالثلاجة .

2. تراكيز المتفاعلات : خلال تحول كيميائي تتناقص تراكيز المتفاعلات مما يؤدي إلى تناقص سرعة التفاعل إلى أن تؤول إلى الصفر بانتهاء أحد المتفاعلات ، وتزداد هذه السرعة إذا رفعنا من تركيز أحد المتفاعلات .

مثال : ماء جافيل ، المنظفات .

3. الوساطة : هي عملية تأثير الوسيط على سرعة التفاعل الكيميائي .

أ- الوسيط : هو نوع كيميائي محفز يسرع التفاعل الكيميائي دون أن يظهر في معادلة التفاعل ولا يغير الحالة النهائية للجملة الكيميائية (نتيجة التفاعل)

ب- أنواع الوساطة : بصفة عامة تصنف الوساطة إلى ثلاثة أصناف حسب طبيعة المتفاعلات والوسائط المستعملة .

- **الوساطة المتجانسة :** الوسيط والمتفاعلات في طور واحد . **مثل :** تحميض الوسط التفاعلي في تفاعل أسترة – إماهة .
- **الوساطة غير المتجانسة :** الوسيط والمتفاعلات ليسو طورا واحد . **مثل:** الأكسدة الجافة للإيثانول في وجود سلك نحاسي محمر .
- **الوساطة الإنزيمية :** الوسيط إنزيما (بروتين) . **مثل :** في المادة الحية تحدث تفاعلات بيوكيميائية تتدخل فيها الإنزيمات كوسائط .

4. التفسير المجهري :

أ- التصادم الفعال (المثمر) : هو التصادم الذي ينتج عنه تفاعل كيميائي .

ب- شروط التصادم الفعال :

- أن تتخذ الجزيئات المتصادمة الوضع المناسب من حيث المسافة والإتجاه .
- أن لا تقل طاقة الجزيئات المتصادمة عن الطاقة المنشطة .

ج- تأثير العوامل الحركية على التصادم :

كلما كان عدد الأفراد في وحدة الحجم أكبر أو درجة الحرارة عالية كان تواتر الإصطدامات الفعالة أكبر وكان التحول أسرع .