

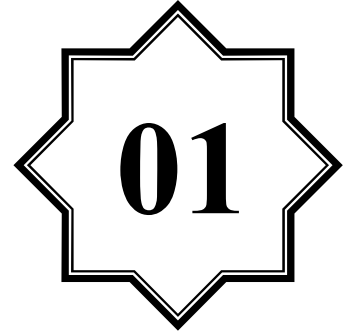
## سلسلة دروس و تمارين في مادة العلوم الفيزيائية - ثالثة ثانوي

إعداد الأستاذ : فرقاني فارس

# مركز نظري مختصر

التطورات الرتبية

المتابعة الزمنية لتفاعل كيميائي



الشعب : علوم تجريبية  
رياضيات ، تقني رياضي

\*\*\*\*\*

[www.sites.google.com/site/faresfergani](http://www.sites.google.com/site/faresfergani)

تاريخ آخر تحديث : 2013/07/01

### ● مفهوم المول و عدد أفوقادور :

- الكيميائيون في حياتهم اليومية يتعاملون مع أعدادا كبيرة جدا لما يتعلق الأمر بالأفراد الكيميائية (ذرات ، جزيئات ، شوارد ..... ) و لتجنب هذه الأعداد الكبيرة جدا ، فكروا في تغيير سلم التداول ، فاختروا وحدة جديدة تدعى المول (mol) تختزل من خلالها الأرقام الكبيرة جدا للأفراد الكيميائية .
- المول هو كمية من المادة قدرها 1 mol تحتوي على العدد  $6.02 \cdot 10^{23}$  من الأفراد الكيميائية لهذه المادة ، و نفس هذا العدد يمثل عدد الأفراد الكيميائية الموجودة في 12 g من الكربون  $^{12}\text{C}$  .
- يسمى العدد  $6.02 \cdot 10^{23}$  عدد أفوقادور ، يرمز له بالرمز  $N_A$  ، فالمول إذن هو كمية من المادة تحتوي على عدد أفوقادور من الأفراد الكيميائية لهذه المادة .

### ● الكتلة المولية الذرية لعنصر كيميائي :

- الكتلة المولية الذرية لعنصر كيميائي X التي يرمز لها بـ M و وحدتها الغرام على المول (g/mol) ، هي كتلة 1 مول (1mol) من ذرات هذا العنصر أي كتلة  $6.02 \cdot 10^{23}$  (عدد أفوقادور) من ذرات هذا العنصر .
- جدول للكتل المولية لبعض العناصر الكيميائية :

الكتلة المولية M $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$	العنصر الكيميائي		
	العدد الكتلي Z	الرمز	الإسم
12	12	C	الكربون
1	1	H	الهيدروجين
16	16	O	الأكسجين
14	14	N	الآزوت
11	11	Na	الصوديوم
35.5	37 ، 35	Cl	الكلور

### ● الكتلة المولية الجزيئية :

- الكتلة المولية الجزيئية لنوع كيميائي هي كتلة 1 mol من جزيئات هذا النوع الكيميائي يرمز لها أيضا بـ M و وحدتها g/mol .

- تساوي الكتلة المولية الجزيئية لنوع كيميائي مجموع الكتل المولية للعناصر الكيميائية المكونة للنوع الكيميائي بحيث كل كتلة مولية مضروبة في عدد ذرات كل عنصر موجود في جزئ هذا النوع الكيميائي .  
أمثلة :

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 M(\text{H}) + M(\text{O})$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = (2 \cdot 1) + (16) = 18 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + 2 M(\text{O})$$

$$M(\text{CO}_2) = (12) + (2 \cdot 16) = 44 \text{ g/mol}$$

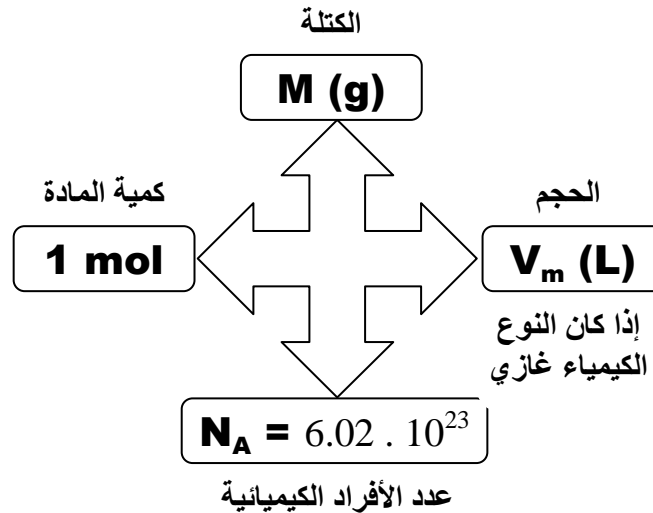
### ● الحجم المولي لغاز :

- يسمى حجم 1 mol من أي غاز الحجم المولي يرمز له بـ  $V_M$  و وحدته L/mol .  
- في الشروط النظامية أين يكون الضغط مساوي للضغط الجوي العادي (  $P = 1 \text{ atm}$  ) ، و درجة الحرارة المساوية  $0^\circ\text{C}$  يكون الحجم المولي مساوي لـ 22.4 L/mol أي :

$$V_M = 22.4 \text{ L/mol}$$

### ملاحظة :

يمكن تلخيص ما قلناه سابقا في المخطط التالي :



### ● تعيين كمية المادة لعينة من نوع كيميائي :

- نوع كيميائي معرف بكتلته  $m$  :  
نعلم أن مولا واحدا لأي عينة من نوع كيميائي  $X$  كتلتها بالغرام هي الكتلة المولية  $M$  ، و عليه لحساب كمية المادة (عدد المولات) الموجودة في كتلة معينة  $m$  من نفس النوع الكيميائي نستعمل القاعدة الثلاثية كما يلي :

$$\begin{cases} 1 \text{ mol } (X) \rightarrow M_X \text{ g} \\ n \text{ mol } (X) \rightarrow m_X \text{ g} \end{cases}$$

و منه يكون :

$$n_X = \frac{m_X}{M(X)}$$

- نوع كيميائي معرف بعدد أفراده الكيميائية  $y$  :

نعلم أن مولا واحدا لأي عينة من نوع كيميائي  $X$  يحتوي على  $N_A = 6.02 \cdot 10^{23}$  جزيء من هذا النوع الكيميائي ، و عليه لحساب كمية المادة (عدد المولات) الموجودة في عدد معين  $y$  من جزيئات نفس النوع الكيميائي نستعمل القاعدة الثلاثية كما يلي :

$$\begin{cases} 1 \text{ mol } (X) \rightarrow N_A \text{ جزيء} \\ n \text{ mol } (X) \rightarrow y \text{ جزيء} \end{cases}$$

و منه يكون :

$$n_X = \frac{y}{N_A}$$

- نوع كيميائي غازي معرف بحجمه  $V_{\text{gaz}}$  :

نعلم أن مولا واحدا لأي عينة من نوع كيميائي  $X$  حجمها  $V_M$  ، و عليه لحساب كمية المادة (عدد المولات) الموجودة في حجم معين  $V_{\text{gaz}}$  من نفس النوع الكيميائي نستعمل القاعدة الثلاثية كما يلي :

$$\begin{cases} 1 \text{ mol } (X) \rightarrow V_M \text{ L} \\ n \text{ mol } (X) \rightarrow V_{\text{gaz}} \text{ L} \end{cases}$$

و منه يكون :

$$n_X = \frac{V_{\text{gaz}}}{V_M}$$

- نوع كيميائي سائل غازي معرف بحجمه  $V_\ell$  :

الكتلة الحجمية لنوع كيميائي سائل  $X$  كتلة عينة منه  $m_\ell$  و حجمها  $V_\ell$  يعبر عنها بالعلاقة :  $\rho_\ell = \frac{m_\ell}{V_\ell}$

ومنه :  $m_\ell = \rho_\ell V_\ell$  .

و لدينا سابقا :  $n_X = \frac{m_\ell}{M}$  ومنه يصبح :

$$n_X = \frac{\rho_\ell V_\ell}{M}$$

ملاحظة :

يمكن دمج العلاقات السابقة في علاقة واحد كما يلي :

$$n_X = \frac{m_X}{M(X)} = \frac{V_{\text{gaz}}}{V_M} = \frac{y}{N_A} = \frac{\rho_\ell \cdot V_\ell}{M}$$

● الكثافة الحجمية لنوع كيميائي (صلب ، سائل ، غاز ) :

- الكثافة الحجمية التي يرمز لها بـ  $\rho$  لنوع كيميائي هي حاصل قسمة كتلة عينة من هذا النوع الكيميائي على حجم نفس العينة  $V$  ، و نكتب :

$$\rho = \frac{m}{V}$$

- تقدر الكثافة الحجمية عادة بالغرام على اللتر (g/L) و يمكن أيضا أن تقدر بـ (kg/m<sup>3</sup>) .....  
- إذا أخذنا كمية من غاز قدرها 1 mol ، تكون كتلتها  $m = M$  ( الكتلة المولية للغاز ) ، و حجمها  $V = V_M$  ( الحجم المولي ) و عليه يمكن كتابة عبارة الكثافة الحجمية لغاز كما يلي :

$$\rho = \frac{M_{(gas)}}{V_M}$$

● كثافة جسم صلب أو سائل :

- تقاس الكثافة التي يرمز لها بـ  $d$  لنوع كيميائي  $X$  ( صلب أو سائل ) بالنسبة للماء ، و تساوي حاصل الكتلة الحجمية للنوع الكيميائي  $X$  على الكثافة الحجمية للماء .

$$d = \frac{\rho(X)}{\rho(H_2O)}$$

- لا تقدر الكثافة بوحدة .  
- تعرف أيضا كثافة نوع كيميائي (صلب أو سائل) بالنسبة للماء على أنها حاصل قسمة كتلة عينة من هذا النوع كيميائي على كتلة عينة أخرى من الماء لها نفس الحجم .

● كثافة نوع كيميائي غازي :

- تقاس كثافة نوع كيميائي غازي بالنسبة للهواء ، و تساوي حاصل الكتلة الحجمية للنوع الكيميائي  $X$  على الكثافة الحجمية للهواء التي تقدر بـ 1.29 g/L و نكتب :

$$d = \frac{\rho_{(gaz)}}{\rho_{(air)}}$$

- لا تقدر الكثافة بوحدة .  
- تعرف أيضا كثافة نوع كيميائي (غازي) بالنسبة للهواء بالعلاقة التالية :

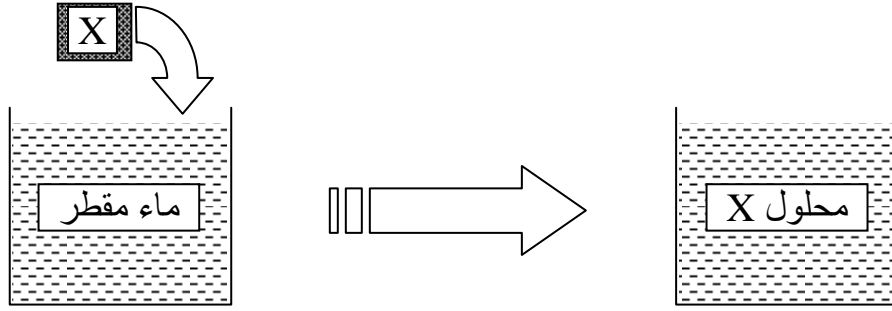
$$d = \frac{M_{gaz}}{29}$$

ملاحظة :

نتعامل مع أبخرة الأنواع الكيميائية مثلما نتعامل تماما مع الغازات .

### ● المحلول المائي و التركيز المولي :

- نحصل على محلول كيميائي لنوع كيميائي X بحل (إذابة) كمية من هذا النوع الكيميائي في حجم معين من الماء المقطر (مذيب).



- نعتبر أن حجم المحلول الناتج مساوي لحجم المذيب (يهمل الزيادة في الحجم بفعل الانحلال) .  
- يتميز المحلول المائي المتحصل عليه بمقدار فيزيائي يدعى التركيز المولي ، يرمز له بـ C و وحدته المول على اللتر (mol/L) ، و هو يساوي حاصل قسمة كمية (عدد مولات) النوع الكيميائي X المنحل (المذاب) ، على حجم الماء المقطر (المذيب) و نكتب :

$$C = \frac{n_X}{V}$$

- يمكن قول أن التركيز المولي لمحلول مائي هو عدد مولات النوع الكيميائي المنحل في 1L من هذا المحلول .

### ● التركيز الكتلي لمحلول مائي :

التركيز الكتلي الذي يرمز له بـ  $C_m$  و وحدته غرام على اللتر (g/L) لمحلول مائي لنوع كيميائي X هو حاصل قسمة كتلة النوع الكيميائي X المنحل على حجم المحلول (حجم المذيب) أي :

$$C_m = \frac{m_X}{V}$$

### ● العلاقة بين التركيز المولي C و التركيز الكتلي $C_m$ :

لدينا :  $C_m = \frac{m_X}{V}$  و لدينا أيضا :

$$n_X = \frac{m_X}{M(X)} \rightarrow m_X = M(X) \cdot n_X$$

ومنه تصبح عبارة  $C_m$  السابقة كما يلي :

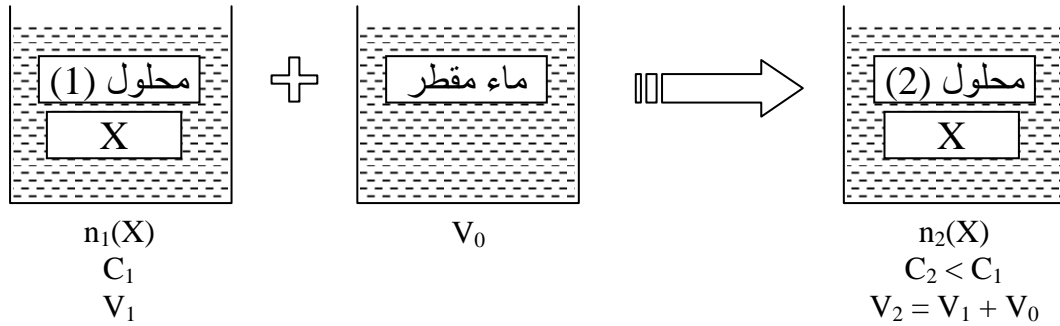
$$C_m = \frac{M(X) \cdot n_X}{V} = M(X) \frac{n_X}{V}$$

وحيث أن :  $C = \frac{n_X}{V}$  يمكن كتابة العلاقة التالية :

$$C_m = M(X) \cdot C \leftrightarrow C = \frac{C_m}{M(X)}$$

● **تمديده أو تخفيف محلول :**

- تمديد محلول تركيزه المولي  $C_1$  أو تخفيفه هو إضافة الماء إليه للحصول على محلول جديد تركيزه المولي  $C_2$  أقل من تركيز المحلول الأصلي أي  $C_2 < C_1$ .



- بعد تمديد محلول لا يحدث تغير في كمية مادة النوع الكيميائي المنحل في المحلول الأصلي ، بمعنى إذا كانت كمية مادة النوع الكيميائي في المحلول الأصلي هي  $n_1$  ، و كانت كمية مادة نفس النوع الكيميائي في المحلول الممدد هي  $n_2$  يكون :

$$n_1 = n_2 \rightarrow C_1 V_1 = C_2 V_2$$

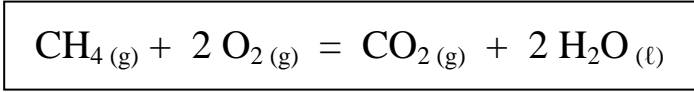
● **ملاحظة :**

عندما يكون لدينا محلول حجمه  $V_1$  و تركيزه المولي  $C_1$  ، و نريد تمديده  $f$  مرة ( $f$  معامل التمديد) لنحصل على محلول حجمه  $V_2$  و تركيزه المولي  $C_2$  يكون :

$$V_2 = f V_1 , C_2 = \frac{C_1}{f}$$

● **مفهوم تقدم التفاعل :**

من أجل متابعة تحول كيميائي لجملة في المستوى العياني من حالة ابتدائية إلى نهائية يقترح الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية " IUAPC " وسيلة تدعى تقدم التفاعل  $x$  (مقدارا بالمول mol) والذي يمكن توضيحه كالتالي:  
- نعتبر التحول الكيميائي المتمثل احتراق الميثان بغاز الأوكسجين المنمذج بالمعادلة الكيميائية التالية :



من هذه المعادلة يمكن قول ما يلي :

- على المستوى المجهرى :

▪ لو حدث التفاعل مرة : يختفي 1 جزيء من  $\text{CH}_4$  ، 2 جزيء من  $\text{O}_2$  ، ليتشكل 1 جزيء من  $\text{CO}_2$  ، 2 جزيء من الماء .

▪ لو حدث التفاعل 2 مرة : يختفي 2 جزيء من  $\text{CH}_4$  ، 4 جزيء من  $\text{O}_2$  ، ليتشكل 2 جزيء من  $\text{CO}_2$  ، 4 جزيء من الماء .

▪ لو حدث التفاعل 3 مرة : يختفي 3 جزيء من  $\text{CH}_4$  ، 6 جزيء من  $\text{O}_2$  ، ليتشكل 3 جزيء من  $\text{CO}_2$  ، 6 جزيء من الماء .

- على المستوى العياني :

▪ لو حدث التفاعل  $N_A$  مرة : يختفي  $(N_A)$  جزيء من  $\text{CH}_4$  ،  $(2N_A)$  جزيء من  $\text{O}_2$  ، ليتشكل  $(N_A)$  جزيء من  $\text{CO}_2$  ،  $(2N_A)$  جزيء من الماء .

أو : يختفي ( 1 mol ) جزئ من  $CH_4$  ، ( 2 mol ) جزئ من  $O_2$  ليتشكل ( 1 mol ) جزئ من  $CO_2$  ، ( 2 mol ) جزئ من الماء .

▪ لو حدث التفاعل (  $2 N_A$  ) مرة : يختفي ( 2 mol ) جزئ من  $CH_4$  ، ( 4 mol ) جزئ من  $O_2$  ليتشكل ( 2 mol ) جزئ من  $CO_2$  ، ( 4 mol ) جزئ من الماء .

▪ لو حدث التفاعل (  $3 N_A$  ) مرة : يختفي ( 3 mol ) جزئ من  $CH_4$  ، ( 6 mol ) جزئ من  $O_2$  ليتشكل ( 3 mol ) جزئ من  $CO_2$  ، ( 6 mol ) جزئ من الماء .



▪ لو حدث التفاعل (  $x N_A$  ) مرة : يختفي ( x mol ) جزئ من  $CH_4$  ، ( 2x mol ) جزئ من  $O_2$  ، ليتشكل ( x mol ) جزئ من  $CO_2$  ، ( 2x mol ) جزئ من الماء .

يدعى المقدار x تقدم التفاعل

و هو يمثل عدد مرات حدوث التفاعل السابق مقدرا بالمول (mol) و يستعمل في المستوى العياني فقط .

### • جدول التقدم و التقدم النهائي :

- جدول التقدم هو عبارة عن جدول وصفي للجملة يمكن من خلاله تناول الحصيلة الكمية من حالة ابتدائية إلى حالة نهائية ، مروراً بحالة انتقالية لحظية كما موضح في المثال التالي :

حالة الجملة	التقدم x (mol)	$N_2(g) + 3 H_2(g) \rightarrow 2 NH_3(g)$		
الحالة الابتدائية $t = 0$	0	1	4	0
الحالة الانتقالية t	x	1 - x	4 - 3x	2x
الحالة النهائية $t_f$	$X_f$	1 - $X_f$	4 - 3 $X_f$	2 $X_f$

- يعبر جدول التقدم على كميات المادة للأنواع الكيميائية المتواجدة في الجملة الكيميائية (متفاعلات و نواتج) في لحظة معينة من التحول الكيميائي .

- يسمى العدد الأعظمي لمرات حدوث التفاعل مقدر بأفوقادرو مرة (أو بالمول) بالتقدم الأعظمي ، يرمز له بـ  $X_{max}$  ، و يسمى المتفاعل الذي اختفى كلياً و الذي كان سبب في توقف تطور التفاعل بالمتفاعل المحدد .

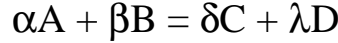
- إذا توقف تطور التفاعل بسبب اختفاء كلي لأحد المتفاعلات يكون التقدم النهائي  $X_f$  مساوي للتقدم الأعظمي  $X_{max}$  و يقال عن هذا التفاعل أنه تام ، بينما إذا لم يختفي أحد من المتفاعلات كلياً عندما يتوقف تطور التفاعل يكون التقدم النهائي  $X_f$  أقل من التقدم الأعظمي  $X_{max}$  ، و يقال عن هذا التفاعل أنه غير تام ، يمكن اختصار هذا القول فيما يلي :

• تفاعل تام  $\leftarrow X_f = X_{max}$  .

• تفاعل غير تام  $\leftarrow X_f < X_{max}$  .

- إذا كل المتفاعلات كلياً في نهاية التفاعل يقال عن التفاعل أنه في الشروط الستوكيومترية .

- في التفاعل المنمذج بالمعادلة الكيميائية التالية :

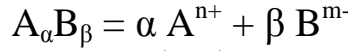


يمكن إثبات أن هذا التحول الكيميائي المنمذج بهذا التفاعل يكون في الشروط الستوكيومترية إذا تحقق :

$$\frac{n_0(A)}{\alpha} = \frac{n_0(B)}{\beta}$$

• **تعريف التركيز المولي للمحلول بشوارده :**

نعتبر نوع كيميائي من الشكل  $A_\alpha B_\beta$  ، ينحل في حجم  $V$  من الماء المقدر ، التفاعل الكيميائي المنمذج لهذا الانحلال يعبر عنه بالمعادلة الكيميائية التالية :



إذا كانت  $n_0$  هي كمية المادة للنوع الكيميائي  $A_\alpha B_\beta$  المنحلة في حجم  $V$  من الماء المقطر يعبر عن التركيز المولي للمحلول الناتج بالعلاقة :

$$C = \frac{n_0}{V}$$

- يعرف التركيز المولي للمحلول الناتج بالشوارد  $A^{n+}$  ،  $B^{m-}$  ، والذي يرمز له على الترتيب بـ  $[A^{n+}]$  ،  $[B^{m-}]$  ، بالعلاقة :

$$[A^{n+}] = \frac{n(A^{n+})}{V} \quad , \quad [B^{m-}] = \frac{n(B^{m-})}{V}$$

حيث  $n(A^{n+})$  ،  $n(B^{m-})$  هي كمية المادة لكل من  $A^{n+}$  و  $B^{m-}$  في المحلول الناتج .

• **العلاقة بين التركيز المولي للمحلول بالتركيز المولي للمحلول بشوارده :**

في محلول مائي تركيزه المولي  $C$  و صيغة الشارديّة  $(\alpha A^{n+} + \beta B^{m-})$  يكون :

$$[A^{n+}] = \alpha C \quad , \quad [B^{m-}] = \beta C$$

$$[A^{n+}] = \frac{\alpha}{\beta} [B^{m-}]$$

**مثال :**

- لدينا محلول كبريتات الحديد الثلاثي  $(2Fe^{3+} + 3SO_4^{2-})$  تركيزه  $C = 0.2 \text{ mol/L}$  ، في هذا المحلول يكون :

$$[Fe^{3+}] = 2 C = 2 \cdot 0.2 = 0.4 \text{ mol/L}$$

$$[SO_4^{2-}] = 3 C = 3 \cdot 0.2 = 0.6 \text{ mol/L}$$

$$[Fe^{3+}] = \frac{2}{3} [SO_4^{2-}]$$

### ● قانون الغاز المثالي :

إذا شغل غاز حجم  $V$  تحت ضغط  $P$  و درجة حرارة مطلقة  $T$  ، و كانت كمية مادة هذا الغاز هي  $n$  فإنه يعبر عن هذه المقادير بالعلاقة :

$$P V = n R T$$

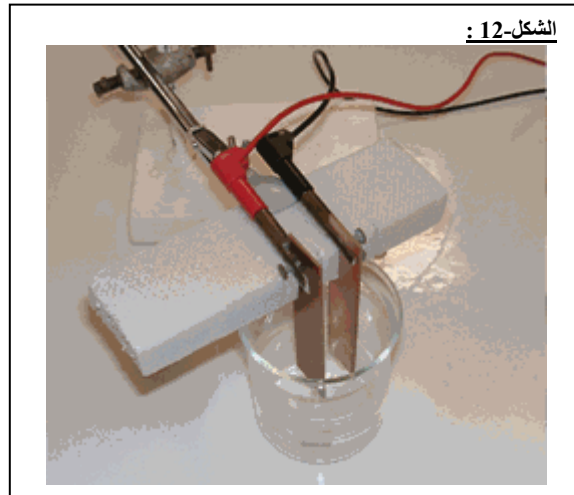
تسمى هذه العلاقة بقانون الغاز المثالي ، حيث  $R$  الثابت العام للغازات المثالية و المقدر بـ 8.31 .

### ● ناقلية محلول مائي شاردي :

- يكون المحلول المائي ناقل للتيار الكهربائي إذا كان يحتوي على شوارد موجبة و شوارد سالبة ، و تزداد ناقلية هذا المحلول للتيار الكهربائي كلما كان تركيزه بهذه الشوارد أكبر .
- يعبر عن ناقلية المحلول للتيار الكهربائي بمقدار يدعى **الناقلية** يرمز لها بـ  $G$  ووحدتها في نظام الوحدات الدولية السيمنس ( $S$ ) ، حيث يكون المحلول ناقل للتيار الكهربائي أكثر كلما كان  $G$  أكبر
- لقياس الناقلية  $G$  لمحلول ما نقوم بحصر جزء (حجم) من هذا المحلول بين صفيحتين معدنيتين متماثلتين مساحة سطح كل منها  $S$  وتفصل بينهما مسافة  $L$  ، ثم نطبق عليهما بواسطة مولد من نوع GBF توترا كهربائيا .



الشكل-12 :



الشكل-12 :

- نسمي جملة الصفيحتين المذكورتين و الفضاء (الحجم) المحدد بينهما **خلية** قياس ناقلية (الشكل-12) و تدعى هاتين الصفيحتين بلبوسي الخلية .

- نعرف ثابت الخلية الذي يرمز له بـ  $K$  وحدته المتر (m) بالعلاقة التالية :

$$K = \frac{S}{L}$$

حيث  $S$  مساحة سطح أحد لبوسي الخلية تقدر بـ  $(m^2)$  ، و  $L$  البعد بين لبوسي الخلية يقدر بـ  $(m)$  .  
 - إذا كانت  $U$  هي قيمة التوتر التي يشير إليه مقياس الفولط المتصل على التفرع مع خلية قياس الناقلية ، و  $I$  هي قيمة شدة التيار التي يشير إليها مقياس الأمبير المتصل على التسلسل مع خلية قياس الناقلية ، يعبر عن ناقلية المحلول بالعلاقة التالية :

$$G = \frac{I}{U}$$

- حيث : I شدة التيار المار بالمحلول يقدر بالأمبير (A) ، و U التوتر بين طرفي لبوسي الخلية يقدر بالفولط (V) .
- تتناسب ناقلية محلول مائي شاردي G طرديا مع S مساحة سطح لبوسي خلية قياس الناقلية ، و عكسيا مع البعد L بين لبوسي هذه الخلية .
  - لا تتغير ناقلية محلول مائي شاردي بالتوتر المطبق من طرفي المولد GBF .
  - تتغير ناقلية محلول مائي شاردي بتغير طبيعة المحلول .
  - تتناسب ناقلية محلول طرديا مع تركيزه المولي .

### ● المقاومة R :

- تعرف مقاومة محلول مائي شاردي و التي يرمز لها بـ R ووحدتها الأوم (Ω) على أنها مقلوب الناقلية G لهذا المحلول أي :

$$R = \frac{1}{G} = \frac{U}{I}$$

- I : شدة التيار المار بالمحلول يقدر بالأمبير (A) .
- U: التوتر بين طرفي لبوسي الخلية يقدر بالفولط (V) .

### ● الناقلية النوعية σ لمحلول شاردي :

- ناقلية محلول G تتناسب طرديا مع ثابت الخلية K أي :  $G = a K$  ، ثابت التناسب a هو ثابت يميز المحلول يدعى الناقلية النوعية للمحلول يرمز لها بـ σ ووحدتها السيمنس على المتر (S/m) و نكتب :

$$G = \delta K$$

### ● الناقلية النوعية المولية λ :

- الناقلية النوعية لمحلول δ تتناسب طرديا مع التركيز المولي للمحلول C أي  $\sigma = a C$  ، ثابت التناسب a هو ثابت يميز المحلول يدعى الناقلية النوعية المولية للنوع الكيميائي المنحل في المحلول يرمز له بـ λ و وحدته  $S.m^2/mol$  و نكتب :

$$\sigma = \lambda C$$

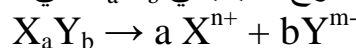
حيث C التركيز المولي للمحلول و يقدر بـ  $(mol/m^3)$  .

### ● الناقلية النوعية المولية للشاردة الموجبة $\lambda(X^{n+})$ و للشاردة السالبة $\lambda(Y^{m-})$ :

في محلول شاردي يحتوي على الشوارد  $X^{n+}$  ،  $Y^{m-}$  ..... سواء دخلت التفاعل (موجودة في المعادلة الكيميائية) أم لم تدخل إلى التفاعل (لا توجد في المعادلة الكيميائية) تعطى عبارة الناقلية النوعية لهذا المحلول بعلاقة أخرى بدلالة الناقلية النوعية المولية الشاردية  $\lambda(X^{n+})$  ،  $\lambda(Y^{m-})$  ..... للشوارد  $(X^{n+})$  ،  $(Y^{m-})$  ..... كما يلي :

$$\sigma = \lambda C = \lambda(X^{n+}) [X^{n+}] + \lambda(Y^{m-}) [Y^{m-}] + \dots\dots\dots$$

- إذا كان لدينا محلول مائي ناتج عن انحلال النوع الكيميائي  $X_a Y_b$  في الماء و وفق المعادلة :



فإنه يعبر عن الناقلية النوعية المولية λ بدلالة الناقلية النوعية المولية الشاردية  $\lambda(X^{n+})$  ،  $\lambda(Y^{m-})$  كما يلي :

$$\lambda = a\lambda(X^{n+}) + b\lambda(Y^{m-})$$

مثال :

$Fe_2(SO_4)_3(s) = 2Fe^{3+}_{(aq)} + 3SO_4^{2-}_{(aq)}$	$NaCl(s) = Na^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$
$\lambda = 2\lambda(Fe^{3+}) + 3\lambda(SO_4^{2-})$	$\lambda = \lambda(Na^{+}) + \lambda(Cl^{-})$

• جدول قيم الناقلية النوعية المولية لبعض الشوارد في درجة الحرارة العادية  $25^{\circ}C$  :

شوارد سالبة		شوارد موجبة	
$\lambda(mS.m^2/mol)$	الصيغة	$\lambda(mS.m^2/mol)$	الصيغة
19.9	$OH^{-}$	35.0	$H_3O^{+}$
7.63	$Cl^{-}$	5.01	$Na^{+}$
7.81	$Br^{-}$	7.35	$K^{+}$
7.70	$I^{-}$	6.19	$Ag^{+}$
7.14	$NO_3^{-}$	11.9	$Ca^{2+}$

• مفهوم تفاعل الأكسدة و الإرجاع و الأكسدة الإرجاعية :

- الأكسدة : هو كل تفاعل كيميائي يحدث فيه فقدان إلكترون أو أكثر من طرف فرد كيميائي .
- الإرجاع : هو كل تفاعل كيميائي يحدث فيه إكتساب إلكترون أو أكثر من طرف فرد كيميائي .
- المرجع : هو الفرد الكيميائي الذي يفقد الإلكترونات في تفاعل الأكسدة .
- المؤكسد : هو الفرد الكيميائي الذي يكتسب الإلكترونات في تفاعل الإرجاع .
- الأكسدة الإرجاعية : هو كل تفاعل كيميائي يحدث فيه تبادل إلكتروني بين المرجع و المؤكسد حيث يفقد المرجع إلكترون أو أكثر ليلتقطه المؤكسد .

ملاحظة :

تفاعل الأكسدة و الإرجاع يحدثان في آن واحد و لا يحدث تفاعل أكسدة بدون إرجاع و لا يحدث تفاعل إرجاع دون تفاعل أكسدة .

• مفهوم الثنائية مؤكسد - مرجع (مر/مؤ) :

في الحالة العامة يرمز للثنائية مؤكسد - مرجع بالرمز (مؤ / مر ) حيث مر هو المرجع ، و مؤ هو المؤكسد وهذه الثنائية توافقها معادلة نصفية إلكترونية تكون من الشكل :



• أمثلة عن الثنائيات (مر/مؤ) :

$Mg \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2e^{-}$	$(Mg^{2+}/Mg)$
$Na \rightleftharpoons Na^{+} + e^{-}$	$(Na^{+}/Na)$
$Fe \rightleftharpoons Fe^{2+} + 2e^{-}$	$(Fe^{2+}/Fe)$
$Fe^{2+} \rightleftharpoons Fe^{3+} + e^{-}$	$(Fe^{3+}/Fe^{2+})$
$2Cl^{-} \rightleftharpoons Cl_2 + 2e^{-}$	$(Cl_2/Cl^{-})$
$H_2 + H_2O \rightleftharpoons 2H_3O^{+} + 2e^{-}$	$(H_3O^{+}/H_2)$
$H_2 + 2HO^{-} \rightleftharpoons 2H_2O + 2e^{-}$	$(H_2O/H_2)$
$Mn^{2+} + 12H_2O \rightleftharpoons MnO_4^{-} + 8H_3O^{+} + 5e^{-}$	$(MnO_4^{-}/Mn^{2+})$

ملاحظة :

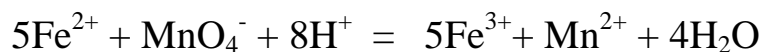
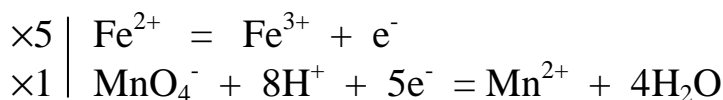
- إن حدوث الأكسدة الإرجاعية الواردة في المثالين الأخيرين لا تتم وفق ذلك إلا في وجود وسط حمضي لذا ظهرت في المعادلة النصفية الإلكترونية الشاردة  $H_3O^+$ .

### • كيفية كتابة معادلة الأكسدة الإرجاعية :

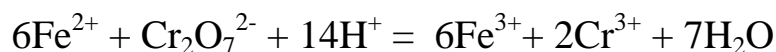
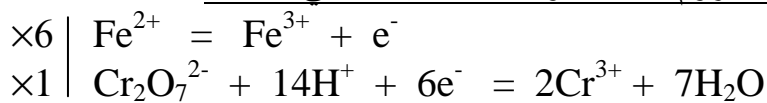
- كتابة معادلة الأكسدة الإرجاعية في وسط حمضي تتبع الخطوات التالية :
- نقسم معادلة الأكسدة الإرجاعية إلى معادلتين نصفيتين إحداها أكسدة و الأخرى إرجاع
- نوازن الذرات التي عانت الأكسدة و الذرات التي عانت الإرجاع
- نوازن في كل معادلة نصفية ذرات الأكسجين و ذلك بإضافة جزيء ماء واحد مقابل ذرة أكسجين ناقصة في الطرف الذي يحتوي على العدد الأصغر من ذرات الأوكسجين.
- نوازن في كل معادلة نصفية ذرات الهيدروجين و ذلك بإضافة شاردة هيدرونيوم ( $H_3O^+$ ) واحدة، مقابل كل ذرة هيدروجين ناقصة في الطرف الذي يحتوي على العدد الأصغر من ذرات الهيدروجين. و في نفس الوقت نضيف جزيئات الماء إلى الطرف الآخر بحيث يكون عدد جزيئات الماء المضافة في المرة الأخيرة مساويا لعدد شوارد الهيدرونيوم المضافة قبل قليل ، يمكننا أيضا موازنة ذرات الهيدروجين بإضافة شوارد الهيدرونيوم  $H^+$  مقابل كل ذرة هيدروجين ناقصة في الطرف الذي يحتوي على عدد أقل من ذرات الهيدروجين .
- يمكن أيضا إضافة شاردة  $H_3O^+$  مقابل كل ذرة هيدروجين ناقصة في الطرف المناسب ، و نضيف نفس العدد من جزيئات الماء في الطرف الآخر .
- نوازن في كل معادلة نصفية الشحنات و ذلك بإضافة الإلكترونات في الطرف المناسب .
- بهدف الحصول على عدد الإلكترونات المفقودة في تفاعل الأكسدة مساوي لعدد الإلكترونات المكتسبة في تفاعل الإرجاع نضرب طرفي معادلة الأكسدة في عدد مناسب و طرفي معادلة الإرجاع في عدد مناسب آخر.
- نجمع المعادلتين الناتجتين طرفا إلى طرف و نكون بذلك قد حصلنا على معادلة الأكسدة الإرجاعية .

**أمثلة :**

- إرجاع شاردة فوق المنغنات  $MnO_4^-$  بواسطة شاردة الحديد الثلاثي  $Fe^{3+}$  :



- إرجاع شوارد ثنائي الكرومات  $Cr_2O_7^{2-}$  ، إلى شاردة الكروم  $Cr^{3+}$  ، بواسطة الحديد الثنائي  $Fe^{2+}$  :

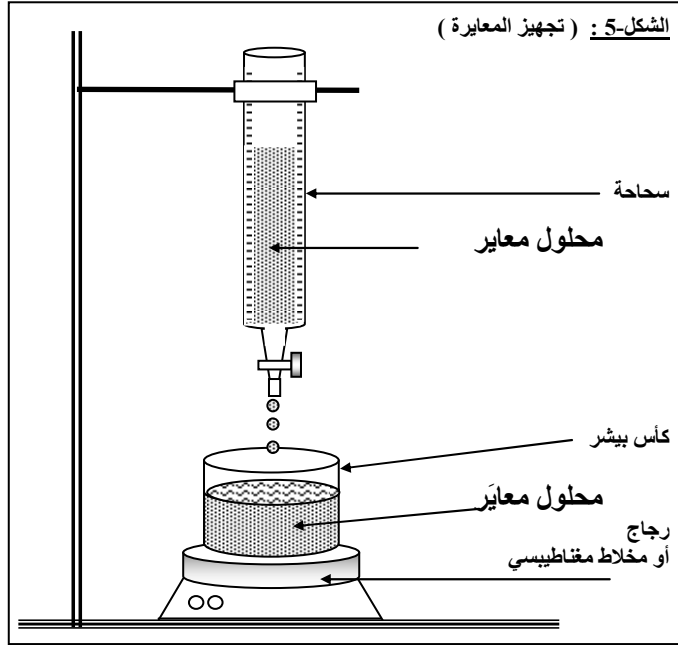


### • الهدف من المعايرة اللونية :

- تهدف طريقة المعايرة بصفة عامة إلى تحديد التركيز المولي لأحد المحاليل التالية : محلول حمضي ، محلول أساسي ، محلول مؤكسد ، محلول مرجع ، و بتحديد التركيز المولي لأحد هذه المحاليل يمكننا تحديد كمية مادة النوع الكيميائي (حمض ، أساس ، مؤكسد ، مرجع ) المنحل في هذا المحلول (هدف الدرس) .

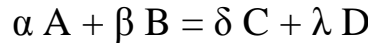
### ● تقنية المعايرة :

- يوضح (الشكل-5) التجهيز المستعمل للمعايرة ، و المتكون أساسا من :
- كأس بيشر يحتوي على المحلول المراد معايرة و الذي يسمى **محلول معاير** .
- سحاحة تحتوي على المحلول المستعمل في المعايرة و الذي يسمى **محلول معاير** .
- رجاج أو مخلوط مغناطيسي يستعمل لخلط المزيج المتحصل عليه في كأس بيشر .



- أثناء المعايرة نضيف تدريجيا بواسطة السحاحة المحلول **المعاير** إلى المحلول **المعاير** الموجود بالبشير إلى غاية بلوغ ما يسمى نقطة التكافؤ ، و عند التكافؤ يكون التفاعل المنمذج للمعايرة في الشروط الستوكيوتية ، أي تتفاعل كل كمية مادة النوع الكيميائي المنحل في المحلول المعاير مع كل كمية مادة النوع الكيميائي المنحل في المحلول المعاير المضاف .

- نعتبر أن التفاعل المنمذج للمعايرة من الشكل :



نمثل جدول التقدم لتفاعل المعايرة :

المرحلة	التقدم	$\alpha A + \beta B = \delta C + \lambda D$			
ابتدائية	$x = 0$	$n_{0A}$	$n_{0B}$	0	0
انتقالية	$x$	$n_{0A} - \alpha x$	$n_{0B} - \beta x$	$\delta x$	$\lambda x$
تكافؤ	$x = x_E$	$n_{0A} - \alpha x_E$	$n_{0B} - \beta x_E$	$\delta x_E$	$\lambda x_E$

حيث :  $x_E$  هو مقدار التقدم عند حدوث التكافؤ ،  $n_{0A}$  هي كمية مادة النوع الكيميائي المنحلة في المحلول المعاير ،  $n_{0B}$  هي كمية مادة النوع الكيميائي المنحلة في المحلول المعاير .  
- بما أن عند التكافؤ يكون التفاعل في الشروط الستوكيومتريية يكون :

$$n_{0A} - \alpha x_E = 0 \rightarrow x_E = \frac{n_{0A}}{\alpha}$$

$$n_{0B} - \beta x_E = 0 \rightarrow x_E = \frac{n_{0B}}{\beta}$$

بالمطابقة نجد :

$$\frac{n_{0A}}{\alpha} = \frac{n_{0B}}{\beta} \rightarrow \frac{[A]_0 V_A}{\alpha} = \frac{[B]_0 V_{BE}}{\beta}$$

حيث :  $V_A$  هو حجم المحلول المعايير ، و  $V_{BE}$  هو حجم المحلول المعايير المضاف عند التكافؤ .

### ● التحويلات الكيميائية السريعة و البطيئة :

- يكون التحول الكيميائي لحظياً أو سريعاً إذا كان تطور الجملة الكيميائية يصل إلى حالته النهائية مباشرة عند التلامس بين المتفاعلات .
- يكون التحول الكيميائي بطيئاً إذا كان تطور الجملة الكيميائية يصل إلى حالته النهائية بعد عدة ثواني أو عدة دقائق أو عدة ساعات كأقصى حد .
- يكون التحول الكيميائي بطيئاً جداً ( لا متناهي في البطء ) إذا كانت تطور الجملة الكيميائية يصل إلى حالته النهائية بعد عدة أيام أو أشهر أو حتى بعد سنوات .

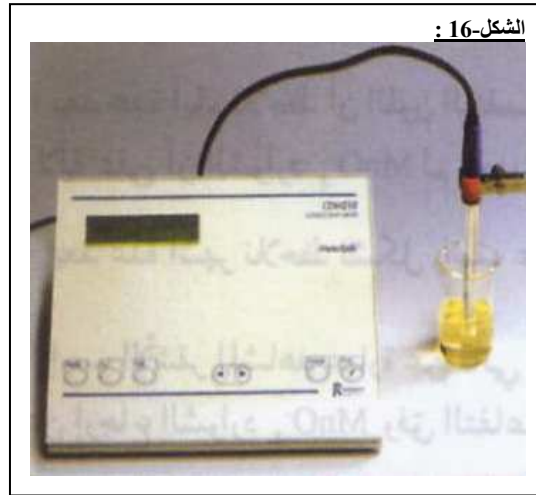
### ● المتابعة الزمنية عن طريق قياس الناقلية النوعية :

نضيف إلى مزيج يتكون من الماء و الإيثانول ، كمية من 2- كلور 2- مثيل بروبان  $(CH_3)_3CCl$  و الذي يمكن أن نرسم له اختصاراً بـ RCI ، نلاحظ أنه يحدث تفاعل إمارة للنوع الكيميائي RCI وفق المعادلة التالية :



هذا التفاعل ينتج الشوارد  $H^+_{(aq)}$  و الشوارد  $Cl^-_{(aq)}$  و التي تتحكم في قيمة الناقلية النوعية  $\sigma$  للمحلول (الوسط التفاعلي) .

- من أجل متابعة هذا التحول عن طريق قياس الناقلية النوعية نضع في بيشر 50mL من مزيج يتألف من 30mL من الماء و 20mL من الإيثانول ثم نغمس مسبار (Sonde) جهاز قياس الناقلية (الشكل-16) .



- يمكن متابعة التحول عن طريق قياس الناقلية النوعية لأن في المزيج (الوسط التفاعلي) توجد الشوارد  $H_3O^+$  ،  $Cl^-$  و نحن نعلم أن الشوارد الموجبة و السالبة هي المسؤولة عن الناقلية الكهربائية في المحاليل .
- اعتماداً على عبارة الناقلية النوعية  $\delta$  و جدول تقدم التفاعل يمكننا الحصول على العلاقة التالية :

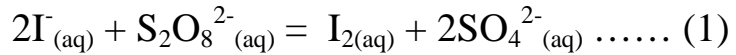
$$\sigma = \frac{\lambda(H_3O^+) + \lambda(Cl^-)}{V_S} \times$$

### ● المتابعة الزمنية عن طريق المعايرة :

نمزج  $V_1 = 100\text{mL}$  من محلول يود البوتاسيوم ذو الصيغة  $(K^+_{(aq)} + I^-_{(aq)})$  و التركيز  $C_1 = 0.8 \text{ mol/L}$  مع  $V_2 = 100\text{mL}$  من محلول بيروكسوديكبريتات البوتاسيوم ذو الصيغة  $(2K^+_{(aq)} + S_2O_8^{2-}_{(aq)})$  و التركيز  $C_2 = 0.5 \text{ mol/L}$  لتتوصل على وسط تفاعلي نعتبره (A).

- نلاحظ تغير اللون ببطء فهو يدل على تحول بطيء .

- التفاعل الكيميائي الحادث (1) هو عبارة عن أكسدة إرجاعية تحدث بين شوارد اليود  $I^-$  و شوارد البيروكسوديكبريتات  $(S_2O_8^{2-})$  وفق المعادلة التالية :



- لتعيين كمية ثنائي اليود  $I_2$  المتشكل في اللحظة  $t$  في المحلول (A) نأخذ 10 عينات منه حجم الواحدة منها  $V_0 = 20\text{mL}$  ثم نعاير في لحظات مختلفة هذه العينات بمحلول ثيوكبريتات الصوديوم  $(2Na^+_{(aq)} + S_2O_3^{2-})$  تركيزه  $C_3 = 0.4 \text{ mol/L}$ .

- قبل كل معايرة نضيف في اللحظة المناسبة كمية من الماء البارد ، ثم نضع قطرات من صبغ النشأ حيث يصبح المحلول أزرقا ، و بعدها نضيف تدريجيا محلول ثيوكبريتات الصوديوم حتى بلوغ التكافؤ أين يزول اللون الأزرق دلالة على اختفاء ثنائي اليود كليا . نسجل قيمة

الحجم  $V_E$  المضاف عند التكافؤ بالنسبة لكل العينات و ندون النتائج في جدول .

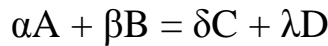
- الغرض من إضافة الماء البارد قبل بداية كل معايرة هو توقيف التفاعل .

- اعتمادا على جدول تفاعل المعايرة و جدول تقدم التفاعل الذي بصدد متابعته يمكن الحصول على العلاقة :

$$x = 5C_3V_E$$

### ● سرعة التفاعل و السرعة الحجمية للتفاعل:

- نعتبر التحول الكيميائي النمذج بمعادلة التفاعل التالية :



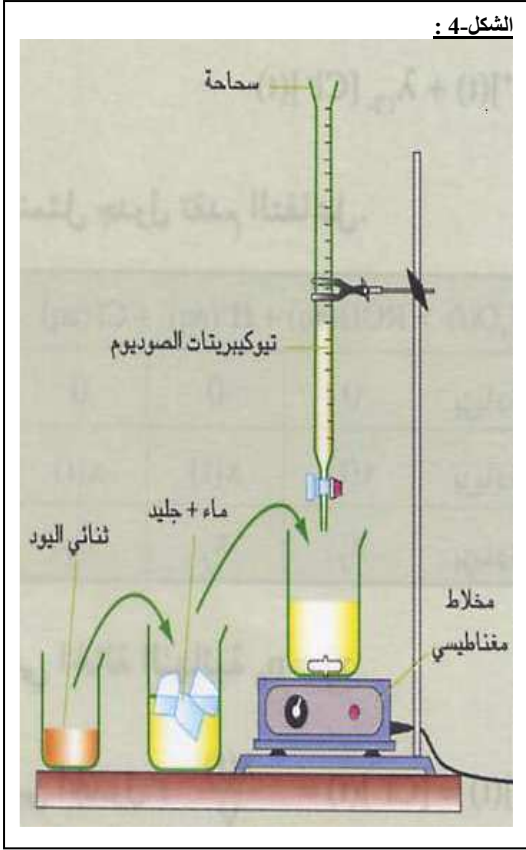
- تعرف السرعة اللحظية لتشكل نوع كيميائي عند اللحظة  $t$  و ليكن  $C$  على أنها قيمة مشتقة الدالة  $n_C = f(t)$  عند اللحظة  $t$  أي :

$$v_C = \frac{dn_C}{dt}$$

- تعرف السرعة الحجمية لتشكل نوع كيميائي و ليكن  $C$  عند اللحظة  $t$  في وسط تفاعلي حجمه  $V$  بالعلاقة :

$$v'_C = \frac{1}{V} \frac{dn_C}{dt} = \frac{d[n_C]}{dt}$$

حيث  $V$  هو حجم الوسط التفاعلي وحدته  $L$ .



- تعرف السرعة اللحظية لاختفاء نوع كيميائي و ليكن A عند لحظة t على أنها قيمة مشتقة التابع  $n_A = f(t)$  عند اللحظة t مسبوقة بالإشارة (-) أي :

$$v_A = - \frac{dn_A}{dt}$$

- تعرف السرعة الحجمية لاختفاء نوع كيميائي و ليكن A عند اللحظة t في وسط تفاعلي حجمه V بالعلاقة :

$$v = - \frac{1}{V} \frac{dn_C}{dt} = - \frac{d[n_C]}{dt}$$

- تعرف سرعة التفاعل عند لحظة t بالعلاقة التالية :

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

حيث x هو تقدم التفاعل .  
- تعرف السرعة الحجمية للتفاعل بالعلاقة :

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

حيث V هو حجم الوسط التفاعلي وحدته L .  
- يمكن حاسب السرعة المتوسطة أو السرعة الحجمية (لتشكل C ، اختفاء A ، التفاعل) بين لحظتين فقط بتعويض المشتقة d بـ التغير  $\Delta$  مثلا : تعرف السرعة المتوسطة لتشكل نوع كيميائي و ليكن C بين اللحظتين  $t_1$  و  $t_2$  بحاصل قسمة كمية المادة المتشكلة  $\Delta n = n_2 - n_1$  على المدة الزمنية  $\Delta t = t_2 - t_1$  أي :

$$v_m = \frac{\Delta n}{\Delta t} = \frac{n_2 - n_1}{t_2 - t_1}$$

- في برنامجنا لا نتعامل مع المشتقة بطريقة حسابية و إنما نتعامل معها فقط بطريقة هندسية ، أي لحساب قيمة المشتقة في لحظة ما نعتمد على الطريقة الهندسية ، التي فيها تكون قيمة المشتقة في لحظة ما مساوي لميل هذا المماس ، فإذا اعتبرنا  $\tan \alpha$  هو ميل مماس البيان  $y = f(x)$  يعبر عن ميل المماس بالعلاقة :

$$\tan \alpha = \frac{dy}{dx}$$

أمثلة :

- في البيان  $n_C = f(t)$  يكون :  $\tan \alpha = \frac{dn_C}{dt}$  .

- في البيان  $n_A = f(t)$  يكون :  $\tan\alpha = \frac{dn_A}{dt}$  .

- في البيان  $x = f(t)$  يكون :  $\tan\alpha = \frac{dx}{dt}$  .

- في البيان  $[A] = f(t)$  يكون :  $\tan\alpha = \frac{d[A]}{dt}$  . إلخ .....

#### ملاحظة-1 :

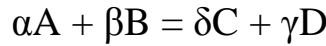
- سرعة التفاعل تكون دوما موجبة .

- وحدة سرعة التفاعل و كذا سرعة اختفاء أو تشكل نوع كيميائي هي : mol/s إذا كان الزمن مقدر بالثانية s ، و إذا كان الزمن مقدر بالدقيقة min تكون الوحدة mol/min وهكذا .....

- وحدة سرعة الحجمية للتفاعل و كذا سرعة اختفاء أو تشكل نوع كيميائي هي : mol/L.s إذا كان الزمن مقدر بالثانية s ، و إذا كان الزمن مقدر بالدقيقة min تكون الوحدة mol/L.min وهكذا .....

#### ملاحظة-2 :

في التفاعل الكيميائي المنمذج بالمعادلة التالية :



يمكن إيجاد علاقة بين سرعات اختفاء المتفاعل ، و تشكل النواتج حيث نحصل على العلاقة التالية :

$$\frac{dx}{dt} = \frac{v_A}{\alpha} = \frac{v_B}{\beta} = \frac{v_C}{\delta} = \frac{v_D}{\gamma}$$

حيث :  $v_A$  ،  $v_B$  ،  $v_C$  ،  $v_D$  تمثل على الترتيب : سرعة اختفاء A ، سرعة اختفاء B ، سرعة تشكل C ، سرعة تشكل D ، أما إذا كانت :  $v'_A$  ،  $v'_B$  ،  $v'_C$  ،  $v'_D$  تمثل على الترتيب : السرعة الحجمية لاختفاء A ، السرعة الحجمية لاختفاء B ، السرعة الحجمية لتشكل C ، السرعة الحجمية لتشكل D يمكن كذلك كتابة العلاقة التالية :

$$\frac{1}{V} \frac{dx}{dt} = \frac{v'_A}{\alpha} = \frac{v'_B}{\beta} = \frac{v'_C}{\delta} = \frac{v'_D}{\gamma}$$

علما أن V هو حجم الوسط التفاعلي .

#### \* زمن نصف التفاعل :

- زمن نصف التفاعل  $t_{1/2}$  يمثل المدة اللازمة لبلوغ التفاعل نصف تقدمه النهائي أي :  $x = \frac{x_f}{2}$  أي :

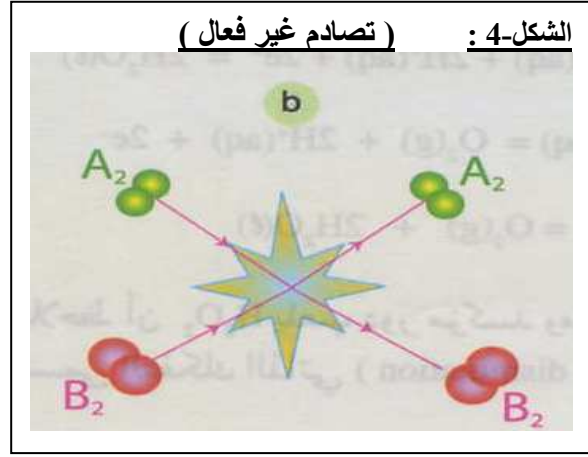
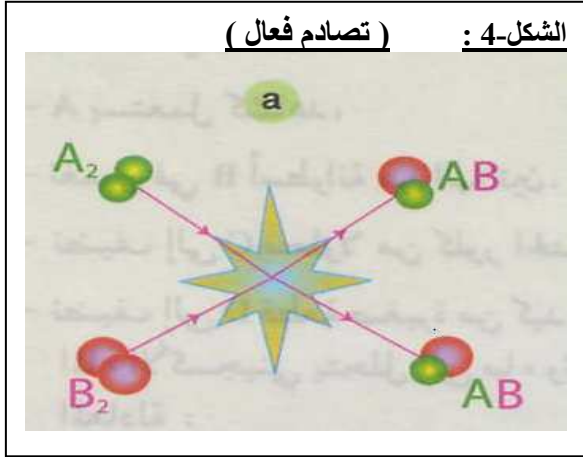
$$t = t_{1/2} \rightarrow x_{1/2} = \frac{x_f}{2}$$



- الوسيط هو كل نوع كيميائي يسرع التفاعل دون أن يظهر في معادلة التفاعل و لا يغير الحالة النهائية للجلمة الكيميائية .
- عملية تأثير الوسيط على التفاعل الكيميائي تسمى **الوساطة** .
- تصنف الوساطة إلى ثلاث أصناف حسب طبيعة المتفاعلات و الوسائط المستعملة : وساطة متجانسة ، وساطة غير متجانسة ، وساطة أنزيمية .

### ● التفسير المجهرى لتأثير درجة الحرارة و التركيز الابتدائية للمتفاعلات :

- حدوث تفاعل كيميائي في جملة كيميائية ينتج إثر تصادمات فعالة ، و التصادم الفعال هو التصادم الذي ينتج عنه تغيير في بنية الأفراد الكيميائية للمتفاعلات كتفكك فرد كيميائي أو اندماج فردين كيميائيين .



- يكون التفاعل أسرع كلما كانت عدد التصادمات الفعالة في وحدة الزمن و في وحدة الحجم أكثر .
- بازدياد درجة الحرارة تزداد سرعة حركة الأفراد الكيميائية للمتفاعلات ، و بازدياد سرعة حركة الأفراد الكيميائية للمتفاعلات يزداد عدد التصادمات و التصادمات الفعالة و بالتالي تزداد سرعة التفاعل .
- بازدياد التراكيز المولية الابتدائية للمتفاعلات يزداد عدد الأفراد الكيميائية المتفاعلة في وحدة الحجم و بازدياد عدد الأفراد الكيميائية تزداد عدد التصادمات و التصادمات الفعالة و بالتالي تزداد سرعة التفاعل .

**\*\* الأستاذ : فرقاني فارس \*\***

ثانوية مولود قاسم نايت بلقاسم

الخروب - قسنطينة

Fares\_Fergani@yahoo.Fr

Tel : 0771998109

نرجو إبلاغنا عن طريق البريد الإلكتروني بأي خلل في الدروس أو التمارين و حلولها .  
وشكرا مسبقا

لتحميل نسخة من هذه الوثيقة و للمزيد . أدخل موقع الأستاذ ذو العنوان التالي :

[www.sites.google.com/site/faresfergani](http://www.sites.google.com/site/faresfergani)