كلية العلوم

القسم :الكيمياء

السنة : الرابعة

المادة : حركية التفاعلات الكيميائية

المحاضرة : السابعة /نظري/

{{ مكتبة A to Z }}

Facebook Group : مكتبة A to Z

كلية العلوم ، كلية الصيدلة ، الهندسة التقنية ، تكنلوجيا المعلومات والاتصالات

يمكنكم طلب المحاضرات برسالة نصية (SMS) أو عبر(What's app-Telegram)على الرقم 0931497960

جامعة طرطوس
كلية العلوم
قسم الكيمياء

مقرر حركية التفاعلات الكيميائية
السنة الرابعة–المحاضرة السابعة
د: مروة رباح

تمارين ومسائل محلولة

1- يتبع تفكك غاز أكسيد الآزوتي عند الدرجة 986 K التالي:

$$2N_2O_{(g)} \rightarrow 2N_{2(g)} + O_{2(g)}$$

حركيّة تفاعل من المرتبة الثانية بثابت سـرعة $k_2 = 6.72x10^{-3}\ M^{-1}s^{-1}$، فإذا علمت أنّ التفاعل تام وأنّ الغازات تسلك سلوكاً مثالياً، فأوجد ثابت السرعة بدلالة الفعّالية.

الحل:

بما أنّ التفاعل من المرتبة الثانية فإنّ:

$$v = k_c[N_2O]^2 \qquad (i)$$

وحيث إنّ المواد غازية ومثالية فإنّ $a = \gamma P = P$، ويكون أيضاً:

$$v = k_p P_{N_2O}^2 \qquad (ii)$$

ومن معادلة الغاز المثالي يمكن أن نكتب ما يلي:

$$P_{N_2O} = \frac{n_{N_2O}}{V} RT = [N_2O]RT \Rightarrow [N_2O] = \frac{P_{N_2O}}{RT}$$

وبالتبديل في العلاقة (i) نحصل على ما يلي:

$$v = k_c(\frac{P_{N_2O}}{RT})^2 = \frac{k_c}{(RT)^2} P_{N_2O}^2 \qquad (iii)$$

وبالمقارنة مع العلاقة (ii) نجد أنّ:

$$k_p = \frac{k_c}{(RT)^2} = \frac{6.72x10^{-3}}{(0.082x986)^2} = 1.028x10^{-6}\ mol/l.atm^2.s$$

2- وُجد أنّ التفاعل الغازي عند شروط معيّنة: $H_2 + Br_2 = 2HBr$ يخضع لقانون السرعة التالي:

$$d[HBr]/dt = k[H_2]^x[Br_2]^y[HBr]^z$$

وعند درجة معيّنة وُجدت النتائج التالية:

التجربة	$[H_2]$, M	$[Br_2]$, M	[HBr], M	السرعة
1	0.1	0.1	2	v
2	0.1	0.4	2	8v
3	0.2	0.4	2	16v
4	0.1	0.2	3	1.88v

أوجد المراتب الجزئية والمرتبة الكلية للتفاعل.

الحل: من معادلة التفاعل يكون: $\frac{1}{2}\frac{d(HBr)}{dt} = k[H_2]^x[Br_2]^y[HBr]^z$

$$v = 2k[H_2]^x[Br_2]^y[HBr]^z$$

نطبق هذه العلاقة على التجارب الأربع فنحصل على:

$$v = 2k[0.1]^x[0.1]^y[2]^z \quad .....(1)$$

$$8v = 2k[0.1]^x[0.4]^y[2]^z \quad .....(2)$$

$$16v = 2k[0.2]^x[0.4]^y[2]^z \quad .....(3)$$

$$1.88v = 2k[0.1]^x[0.2]^y[3]^z \quad .....(4)$$

من (1) و(2) ينتج لدينا:

$$\frac{8v}{v} = \frac{(0.1)^x(0.4)^y(2)^z}{(0.1)^x(0.1)^y(2)^z} = 8 \quad \Rightarrow 4^y = 8 \Rightarrow y = \frac{3}{2}$$

من (3) و(2) ينتج لدينا:

$$\frac{16v}{8v} = \frac{(0.2)^x(0.4)^y(2)^z}{(0.1)^x(0.4)^y(2)^z} = 2 \qquad \Rightarrow 2^x = 2 \Rightarrow x = 1$$

من (4) و(1) ينتج لدينا:

$$\frac{1.88v}{v} = \frac{(0.1)^x(0.2)^y(3)^z}{(0.1)^x(0.1)^y(2)^z} = 1.88 \;\Rightarrow 2^y(1.5)^z = 1.88 \Rightarrow z = -1$$

وبالتالي تكون المرتبة الكلية هي:

$$n = x + y + z = 1 + 1.5 - 1 = 1.5$$

3- **دُرس التفاعل الغازي التالي: $4A_{(g)} \rightarrow B_{(g)} + 6C_{(g)}$ فوجدت النتائج التالية عند الدرجة T:**

P, Torr	**500**	**687.5**	**781.5**
t, s	**0**	**60**	**120**

وبفرض أنّه في بداية التفاعل لا يوجد إلا المادة A وأنّ P يُعبّر عن الضغط الكلي، فأوجد مرتبة التفاعل وثابت سرعته وحياة النصف.

الحل: نلاحظ أنّ 4 مول من المادة المتفاعلة تعطي 7 مول من النواتج أي أنّ:

$$\frac{P_\infty}{P_O} = \frac{7}{4} = 1.75$$

وبما أنّ الضغط خاصة جمعية فإنّ:

$$\frac{P - P_\infty}{P_o - P_\infty} = \frac{[A]}{[A]_o} \Rightarrow \frac{[A]}{[A]_o} = \frac{(P_\infty / P_o) - (P / P_o)}{(P_\infty / P_o) - 1} = \frac{1.75 - (P / P_o)}{0.75}$$

عندما $t = 60\ s$ يكون الضغط الكلي $P = 687.5\ Torr$ عندئذٍ يكون:

$$\left(\frac{[A]}{[A]_o}\right)_{60} = \frac{1.75 - 687.5/500}{0.75} = \frac{1.75 - 1.375}{0.75} = 0.5$$

أي أنّه بعد مضي 60 s تُستهلك نُصف المادة المتفاعلة أي أنّ $t_{60} = t_{1/2} = 60\ s$.

عندما $t = 120\ s$ يكون الضغط الكلي $P = 781.5\ Torr$ وبالتعويض يكون:

$$\left(\frac{[A]}{[A]_o}\right)_{120} = \frac{1.75 - 781.5/500}{0.75} = \frac{1.75 - 1.563}{0.75} = 0.25$$

أي أنّه بعد مضي 120 s تُستهلك ثلاثة أرباع المادة المتفاعلة أي أنّ $t_{3/4} = 120\ s$، نلاحظ أنّ $t_{3/4} = 2t_{1/2}$ فالتفاعل من المرتبة الأولى.

ومن أجل التفاعل من المرتبة الأولى يكون: $t_{1/2} = \frac{0.693}{k}$، أي:

$$k = 0.693/t_{1/2} = 0.693/60 = 0.0116\ s^{-1}$$

4- يتطلب تفاعل من المرتبة الأولى، عند درجة حرارة معيّنة، 10 min حتى يحدث بمقدار 20%، فأوجد ثابت السرعة للتفاعل k_1 و$t_{1/2}$، وكم يتطلب من الزمن حتى يحدث التفاعل بمقدار 75% نحو التمام؟

الحل: عندما يسير التفاعل مقدار 20% فإنّ تركيز المادة المتفاعلة يكون 80% بعد 10 min، وبما أنّ التفاعل من المرتبة الأولى فإنّ ثابت السرعة يحسب من الشكل التكاملي الذي يكتب بالشكل التالي:

$$k_1 = \frac{1}{t}\ln\frac{[A]_o}{[A]} = \frac{1}{10}\ln\frac{100}{80} = 0.02231\,\text{min}^{-1}$$

ويكون زمن نصف التفاعل هو:

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k_1} = \frac{0.6931}{0.02231} = 31.06\,\text{min}$$

وعندما يسير التفاعل بمقدار 75% يبقى من المادة المتفاعلة 25% ومن ثم يكون الزمن اللازم هو:

$$t = \frac{1}{k_1}\ln\frac{[A]_o}{[A]} = \frac{1}{0.02231}\ln\frac{100}{25} = 62.12\,\text{min}$$

5- دُرس تفاعل التبادل التالي: $H_2 + D_2 = 2HD$ عند درجات الحرارة العالية وعند استخدام مزائج متساوية التركيز من H_2 وD_2 فحُصل على النتائج التالية:

T, K	1008	1008	946	946
P_o, Torr	4.0	8.0	4.5	8.0
$t_{1/2}$, s	196	135	1330	1038

فأوجد مرتبة التفاعل واحسب ثابت السرعة عند الدرجتين 1008 K و946 K ثم احسب الطاقة التنشيطية للتفاعل وعامل التواتر A.

الحل:

نُلاحظ من المعطيات أنّ تغيّر التركيز البدائي يترافق بتغيّر في أزمنة نصف التفاعل وهذا يعني أنّ التفاعل ليس من المرتبة الأولى، كذلك يلاحظ أنّ مُضاعفة التركيز البدائي لا يُقلل من زمن نصف التفاعل إلى النصف حيث ينخفض من 196 s عندما يكون الضغط البدائي 4.0 Torr إلى 135 s عندما يتضاعف الضغط البدائي

وهذا يدل على أنّ المرتبة محصورة بين المرتبة الأولى والمرتبة الثانية، أي كسرية، لذلك لمعرفة المرتبة الصحيحة نطبق العلاقة التالية:

$$n = \frac{\log(t_{1/2})_1 - \log(t_{1/2})_2}{\log(P_o)_2 - \log(P_o)_1} + 1 \qquad \text{(i)}$$

عند الدرجتين 1008 K و946 فنحصل على ما يلي:

$$n = \frac{\log 1330 - \log 1038}{\log 8 - \log 4.5} + 1 \approx 1.5$$

$$n = \frac{\log 196 - \log 135}{\log 8 - \log 4} + 1 \approx 1.5$$

أي أنّ مرتبة التفاعل هي 1.5.

لحساب ثابت السرعة نأخذ العلاقة:

$$t_{1/2} = \frac{2^{n-1} - 1}{(n-1)k} \frac{1}{P_o^{n-1}} \qquad \text{(ii)}$$

وبإعادة الترتيب ووضع n = 1.5 وعزل k ينتج لدينا ما يلي:

$$k = \frac{0.8284}{t_{1/2}} \frac{1}{P_o^{1/2}} \qquad \text{(iii)}$$

نحسب k_{1008} وذلك بتعويض قيم P_o و$t_{1/2}$ في العلاقة (iii) فينتج:

$$k = \frac{0.8284}{196} \frac{1}{4^{1/2}} = 2.112x10^{-3} Torr^{-1/2}.s^{-1}$$

$$k = \frac{0.8284}{135} \frac{1}{8^{1/2}} = 2.168x10^{-3} Torr^{-1/2}.s^{-1}$$

ويكون المتوسط: $k_{1008} = 2.14x10^{-3}\ Torr^{-1/2}.s^{-1}$

وكذلك عند الدرجة 946 K فيكون:

$$k = \frac{0.8284}{1330} \frac{1}{4.5^{1/2}} = 2.935x10^{-4} Torr^{-1/2}.s^{-1}$$

$$k = \frac{0.8284}{1038} \frac{1}{8^{1/2}} = 2.82x10^{-4} Torr^{-1/2}.s^{-1}$$

ويكون المتوسط عند الدرجة 946 K:

$$k_{946} = 2.785x10^{-4}\ Torr^{-1/2}.s^{-1}$$

تُحسب الطاقة التنشّيطية من العلاقة التالية:

$$E_a = \frac{RT_1T_2}{T_2 - T_1} \ln \frac{k_2}{k_1}$$

وبالتبديل ينتج لدينا ما يلي:

$$E_a = \frac{(8.314x10^{-3})(1008)(946)}{1008-946}\ln\frac{2.14x10^{-3}}{2.785x10^{-4}} = 260.75kJ$$

نوجد الثابت السابق للأس من علاقة **أرينيوس** حيث يكون:

$$A = ke^{E_a/RT} \qquad \text{(iv)}$$

وبالتعويض عند الدرجتين 946 K و1008 نحصل على ما يلي:

$$A_{946} = 2.785x10^{-4}e^{260750/8.314x946} = 6.963x10^{10}Torr^{-1/2}.s^{-1}$$

$$A_{1008} = 2.14x10^{-3}e^{260750/8.314x1008} = 6.963x10^{10}Torr^{-1/2}.s^{-1}$$

لاحظ أنّ قيّم A عند الدرجتين تكون متساوية.

6- دُرس التفاعل الغازي التالي: $3H_2 + N_2 = 2NH_3$ عند الدرجة 450 °C فوجد أنّ السرعة البدائية $v_o = -dP_t/dt$ من أجل ضغوط بدائية مختلفة كانت على النحو التالي:

التجربة	$P_o(H_2)$, Torr	$P_o(N_2)$, Torr	v_o, Torr.h^{-1}
1	100	1.0	0.01
2	200	1.0	0.04
3	400	0.5	0.08

والمطلوب: أ- أوجد المراتب الجزئية والمرتبة الكلية للتفاعل $v = kP_{H_2}^x P_{N_2}^y$

ب- احسب k عند الدرجة 450 °C.

ج- إذا كانت E_a = 188.28 kJ/mol، فاحسب k و A عند الدرجة 500 °C.

الحل:

أ- بما أنّ $v = kP_{H_2}^x P_{N_2}^y$ نعوض المعطيات من الجدول في هذه العلاقة فنحصل على ما يلي:

$$0.01 = k(100)^x(1)^y \qquad (1)$$

$$0.04 = k(200)^x(1)^y \qquad (2)$$

$$0.08 = k(400)^x(0.5)^y \qquad (3)$$

وينتج من العلاقتين (1) و(2) ما يلي:

$$\frac{0.04}{0.01} = \frac{(200)^x(1)^y}{(100)^x(1)^y} = 4 \Rightarrow 4 = 2^x \Rightarrow x = 2$$

وينتج من العلاقتين (1) و(3) ما يلي:

$$\frac{0.08}{0.01} = \frac{(400)^x(0.5)^y}{(100)^x(1)^y} = 8 \Rightarrow 8 = 4^x(0.5)^y \Rightarrow 8 = 4^2(0.5)^y \Rightarrow y = 1$$

وتكون المرتبة الكلية:

$$n = x + y = 2 + 1 = 3$$

أي أنّ التفاعل من المرتبة الثالثة، ويكون قانون السرعة من الشكل:

$$v = kP_{H_2}^2 P_{N_2} \qquad (4)$$

ب- لايجاد قيمة ثابت السرعة نُعوض في العلاقة (4) القيّم المعطاة من الجدول فينتج لدينا ما يلي:

$$(k_3)_1 = \frac{0.01}{(100)^2(1)} = 10^{-6}Torr^{-2}.hr^{-1} \qquad (5)$$

$$(k_3)_2 = \frac{0.04}{(200)^2(1)} = 10^{-6} Torr^{-2}.hr^{-1} \quad (6)$$

$$(k_3)_3 = \frac{0.08}{(400)^2(0.5)} = 10^{-6} Torr^{-2}.hr^{-1} \quad (7)$$

وإذا عَدَدنا أنّ الهيدروجين يوجد بكميات زائدة فإنّ ثوابت السرعة الظاهرية تكون كما يلي:

$$(k_{app})_1 = k_3 P_{H_2}^2 = 10^{-6}(100)^2 = 10^{-2} hr^{-1}$$

$$(k_{app})_2 = k_3 P_{H_2}^2 = 10^{-6}(200)^2 = 4x10^{-2} hr^{-1}$$

$$(k_{app})_3 = k_3 P_{H_2}^2 = 10^{-6}(400)^2 = 16x10^{-2} hr^{-1}$$

لاحظ أنّ ثابت السرعة الظاهري غير ثابتٍ وإنّما يعتمد على ضغط الهيدروجين.

ج- لحساب ثابت السرعة عند الدرجة 500 ^oC نطبق علاقة **أرينيوس** بالشكل التالي:

$$k_2 = k_1 \exp[\frac{E_a(T_2 - T_1)}{RT_1T_2}]$$

وبالتعويض ينتج لدينا:

$$k_2 = 10^{-6} \exp[\frac{188280(773-723)}{8.314x773x723}] = 7.585x10^{-6} Torr^{-2}.hr^{-1}$$

ولحساب عامل التواتر نكتب من علاقة **أرينيوس** ما يلي:

$$A = ke^{E_a/RT}$$

$$A_{773} = 7.585x10^{-6} e^{188280/8.314x773} = 4.016x10^7 Torr^{-2}.hr^{-1}$$

7- دُرس تفاعل تفكك آزو ميتان عند الدرجة 600 K وفي حجم ثابت:

$CH_3–N=N–CH_3 \rightarrow CH_3CH_3 + N_2$

فحُصل على النتائج التالية:

t , s	**0**	**1000**	**2000**	**3000**	**4000**
$P_{CH_3N_2CH_3}, Torr$	**0.0830**	**0.0572**	**0.0399**	**0.0278**	**0.0194**

أثبت أنّ التفاعل حركيّاً من المرتبة الأولى، ثم أوجد ثابت السرعة k_1 حسابياً وبيانياً، ثم احسب $t_{1/2}$ و $t_{3/4}$ و $t_{7/8}$.

الحل: لإثبات أنّ التفاعل من المرتبة الأولى نطبق العلاقة الحركية للمرتبة الأولى:

$$k = \frac{1}{t} \ln \frac{P_o}{P}$$

أي يجب حساب $l\text{n } P_o/P$ ونرسمها بدلالة الزمن فإذا نتج خط مستقيّم يمر من المبدأ فالتفاعل يكون من المرتبة الأولى وميل الخط المستقيّم يساوي قيّمة ثابت السرعة. أو نحسب k من العلاقة السابقة عند كل الأزمنة ويجب أن يكون هناك ثبات في قيّم k ونأخذ المتوسط. لذلك نحسب $l\text{n } P_o/P$ ونرتب النتائج في الجدول التالي:

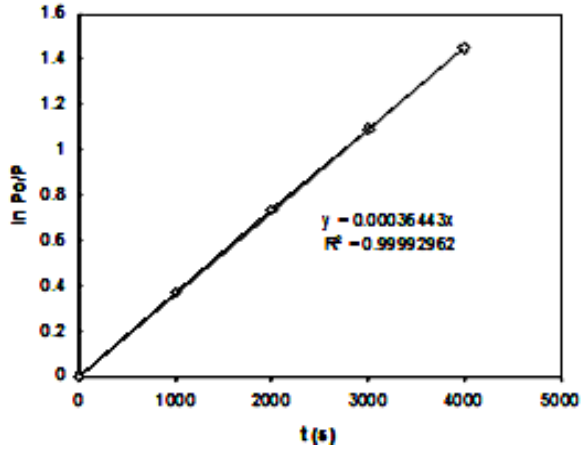
t , s	0	1000	2000	3000	4000
$P_{CH_3N_2CH_3}, Torr$	0.0830	0.0572	0.0399	0.0278	0.0194
$l\text{n } P_o/P$		0.3723	0.7325	1.0938	1.45357
$kx10^4, s^{-1}$		3.7229	3.6623	3.6460	3.6339

نلاحظ من الســـطر الأخير أنّ هناك ثبات في قيّم k فالتفاعل من المرتبة الأولى ويكون المتوســـط الحسابي هو:

$$k_{av} = 3.6663x10^{-4}\ s^{-1}$$

أما بيانياً فنرســـم $\ln P_o/P$ بدلالة الزمن، فينتج خط مســـتقيّم، كما في الشـــكل (1)، وتكون معادلة الخط: $y = 0.00036443x$ وبمعامل ارتباط $R^2 = 0.9999$، وتكون قيّمة ثابت السرعة هي:

$$k = 3.6443x10^{-4}\ s^{-1}$$



الشكل (1) يبين رسم $\ln P_o/P$ بدلالة الزمن للتفاعل المدروس.

نلاحظ أنّ هناك تطابقاً جيداً بين القيّمة البيانية والقيّمة الحسابية. ويكون زمن نصف التفاعل:

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k_1} = \frac{0.6931}{3.6443x10^{-4}} = 1901.87s$$

وتكون $t_{3/4}$ و$t_{7/8}$ هي:

$$t_{3/4} = 2t_{1/2} = 2x1901.87 = 3803.75\ s$$
$$t_{7/8} = 3t_{1/2} = 3x1901.87 = 5705.62\ s$$

8- دُرس التفاعل التالي: $2NO + H_2 = N_2O + H_2O$

عند حجم ثابت والدرجة 820 °C وعُيّنت الســـرعات الأولية من أجل تراكيز أولية مختلفة فحُصـــل على النتائج التالية:

التجربة	$P_{o,NO}$ (Torr)	$P_{o,H2}$ (Torr)	v_o, (Torr/s)
1	600	10	0.36
2	600	20	0.72
3	300	10	0.09

فإذا كان قانون السرعة من الشكل التالي:

$$v = k[NO]^x[H_2]^y$$

فأوجد كلٍ من x وy وn (المرتبة الكلّية للتفاعل) وk.

الحل:

بما أنّ قانون السرعة هو:

$$v = k[NO]^x[H_2]^y$$

فإنّنا نطبقها على المعطيات:

$$v_1 = k[600]^x[10]^y = 0.36 \quad \text{(i)}$$

$$v_2 = k[600]^x[20]^y = 0.72 \quad \text{(ii)}$$

$$v_3 = k[300]^x[10]^y = 0.09 \quad \text{(iii)}$$

نجد من العلاقتين (i) و(ii) أنّ:

$$\frac{0.72}{0.36} = \frac{k(600)^x(20)^y}{k(600)^x(10)^y} = 2^y = 2 \Rightarrow y = 1$$

أي أنّ المرتبة الجزئية بالنسبة للهيدروجين تساوي الواحدة.

ونجد من العلاقتين (i) و(iii) أنّ:

$$\frac{0.36}{0.09} = \frac{k(600)^x(10)^y}{k(300)^x(10)^y} = 2^x = 4 \Rightarrow x = 2$$

أي أنّ المرتبة الجزئية بالنسبة لغاز NO تكون الثانية، ومن ثم تكون المرتبة الكلية للتفاعل هي:

$$n = x + y = 1 + 2 = 3$$

ويأخذ قانون السرعة الشكل التالي:

$$v = k[NO]^2[H_2]$$

تحسب قيّمة ثابت السرعة من إحدى العلاقات (i) أو (ii) أو (iii) حيث يكون:

$$k = \frac{0.36}{(600)^2(10)} = 1.0x10^{-7} Torr^{-2}s^{-1}$$

9- يتفكك 3- ميتيل سايكلو بوتانون حرارياً وفق تفاعل من المرتبة الأولى، وحُصل عند درجات حرارة مختلفة على النتائج التالية:

T, K	**552.24**	**561.81**	**570.41**	**579.35**	**589.05**	**596.96**	**606.14**
k x 10^4, s^{-1}	**0.4259**	**0.8936**	**1.707**	**3.207**	**6.459**	**11.201**	**20.83**

والمطلوب: أ- احسب عوامل أرينيوس E_a و A.

ب- احســـب k عند الدرجة 600 K ثم أوجد الزمن حتى يتفاعل 80% من المادة المتفاعلة عند الدرجة 600 K.

الحل:

أ- تعطى علاقة **أرينيوس** بالشكل:

$$k = Ae^{-E_a/RT}$$

وبأخذ لوغاريتم الطرفين نحصل على ما يلي:

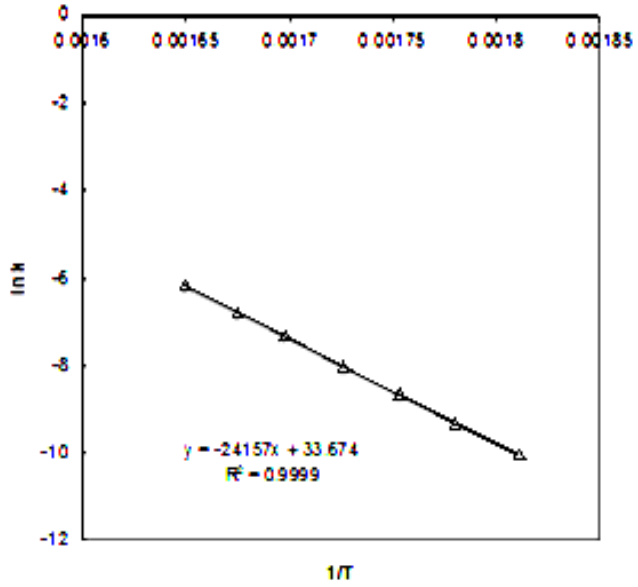
$$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT} \quad \text{(i)}$$

يتضح من هذه العلاقة أنّ رسم ln k بدلالة 1/T سيعطي خطاً مستقيّماً ميله يساوي $m = -E_a/R$ وتقاطعه يساوي $i = \ln A$، ومن الميل والتقاطع تحسب E_a و A، لذلك نحسب ln k و 1/T ونرتب في الجدول التالي:

T, K	552.24	561.81	570.41	579.35	589.05	596.96	606.14
10^4xk, s^{-1}	0.4259	0.8936	1.707	3.207	6.459	11.201	20.83
1/T	0.001811	0.001780	0.001753	0.001726	0.001698	0.001675	0.001650

ln k	–10.0639	–9.3228	–8.6756	–8.0450	–7.3449	–6.7864	–6.17395

نرسم ln k بدلالة 1/T فنحصل على الخط المستقيّم، كما في الشكل (2).



الشكل (2) تطبيق علاقة أرينيوس (i).

نلاحظ من معادلة الخط المستقيّم أنّ:

$$m = -24157 = -E_a / R \Rightarrow E_a = -mR = 24157x8.314 = 200841.3J$$

$$i = \ln A = 33.674 \Rightarrow A = e^{i} = e^{33.674} = 4.211x10^{14} s^{-1}$$

ب- تحسب قيّمة ثابت السرعة عند الدرجة 600 K من علاقة **أرينيوس** التالية:

$$k_{600} = k_{589.05} e^{E_a \Delta T / RT_1T_2}$$

$$k_{600} = 6.459x10^{-4} e^{200841.3x10.95/8.314x600x589.05} = 13.6523x10^{-4} s^{-1}$$

أو من تطبيق علاقة **أرينيوس** العامة:

$$k = Ae^{-E_a/RT}$$

$$k_{600} = 4.211x10^{14} e^{-200841.3/8.314x600} = 13.771x10^{-4} s^{-1}$$

ويكون الزمن اللازم حتى يتفاعل 80% من المادة المتفاعلة هو:

$$t = \frac{1}{k_1} \ln \frac{[A]_o}{[A]} = \frac{10^4}{13.771} \ln \frac{100}{80} = 162.04s$$