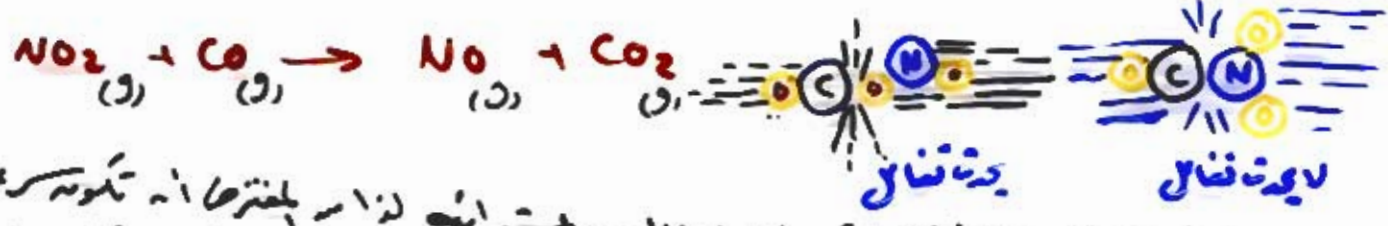


كيمياء معدلات تفاعل ليبي

نظرية التصادم :- سرعة التفاعل تتناسب طردياً مع عدد التصادمات لها طاقة كافية لتؤدي
المعادلة بوحدة زمن معينة .



من المعروف بأنه الجزيئات (جزيئات) تتحرك بسرعة عالية وطوائفها لذا من المحتمل أن تكون سرعتها لتفاعل للجزيئات عالية جداً ولكن عملية لا يحدث ذلك والسبب أنه ليست كل التصادمات تؤدي تفاعل إنما ما يعرفه التصادم الفعال :- هو التصادم الذي يحدث منه تفاعل ليبي

- أسباب قلة التصادمات الفعالة
- 1- سرعة الجزيئات غير كافية (تصادم عادي) غير طافي للعبء مع التفاعل بسبب الطاقة المنخفضة
 - 2- اتجاه التصادم يجب أن يكون مناسب
- عدد التصادمات \propto [تركيز] \times [تبعدهم] \times [تصادمات]

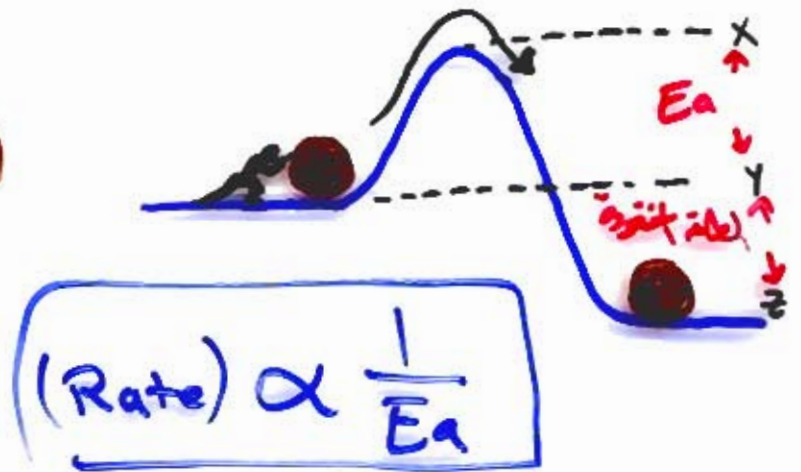
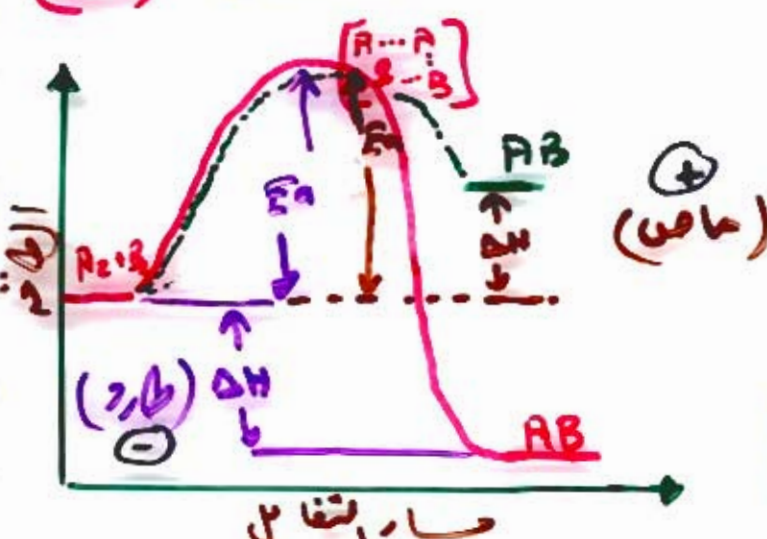
نظرية معدل التفاعل

هنا يجب أن تصادم فعال من جزيئيه A_2, B_2 ذات طاقة كافية فإنه يتكون مركب منتج A_2B_2 الزيادة يعطي الناتج AB أو الجزيئات الأصلية A_2, B_2



ليس بترتيب المنتج ما في التفاعل

- يعبر منه بالمعادلة بقوسا []
- لا يعيش لوقتاً طويلاً ففصله
- ترتيب لا طاقة كافية لا يوجد
- لكي يحدث يجب إضعاف الروابط $A-A, B-B$ وتأسيسها جزيئياً وتكون روابط $A-B$ جزيئيه
- يجب تحويل جزء من طاقة حركية للجزيئات إلى طاقة لتكوين هذا المركب وتسمى طاقة التنشيط (E_a)



$(Rate) \propto \frac{1}{E_a}$

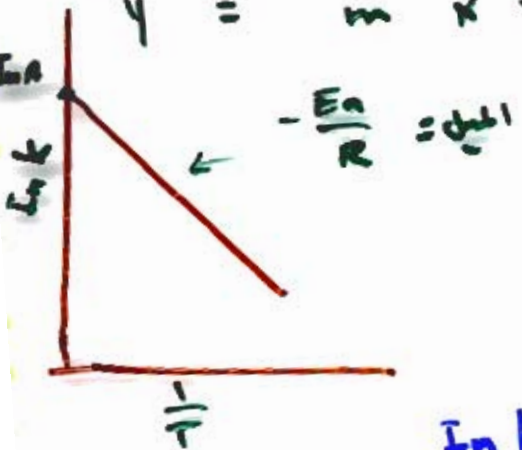
تأثير درجة الحرارة

- لتفاعلات كيميائية، معدل التفاعل يتغير بتغير درجة الحرارة، وهذا يتبع قانون أرهينيوس

Rate $\propto T$
 $k = A e^{-\frac{E_a}{RT}}$

k = ثابت معدل التفاعل، E_a = طاقة التنشيط، R = ثابت الغازات، T = درجة الحرارة المطلقة، A = ثابت يعتمد على تردد التصادم. باستثناء اللوغاريتم الطبيعي، يبقى المعادلة معادلة خط مستقيم

$\ln k = \left(-\frac{E_a}{R}\right) \frac{1}{T} + \ln A$
 $y = mx + b$



حساب E_a

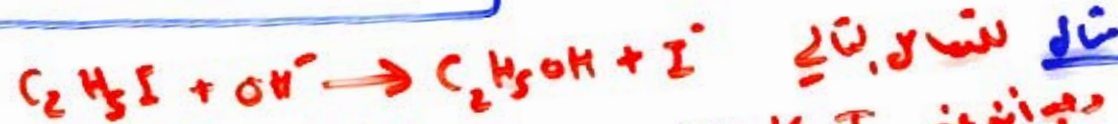
بمعلومية التفاعل في درجتين مختلفتين T_1 و T_2
 $k_1 = A e^{-\frac{E_a}{RT_1}}$ و $k_2 = A e^{-\frac{E_a}{RT_2}}$

$\ln k_1 = \ln A - \frac{E_a}{RT_1}$ — ①
 $\ln k_2 = \ln A - \frac{E_a}{RT_2}$ — ②

بطرح المعادلتين

$\ln k_1 - \ln k_2 = \ln A - \ln A + \frac{E_a}{RT_2} - \frac{E_a}{RT_1}$

$\ln\left(\frac{k_1}{k_2}\right) = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right)$



درجاته $T_1 = 298K$ و $T_2 = 333K$
 $5.03 \times 10^{-2} s^{-1}M^{-1} = k_1$ و $6.71 s^{-1}M^{-1} = k_2$

$\ln\left(\frac{k_1}{k_2}\right) = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right) \therefore E_a = \ln\left(\frac{k_1}{k_2}\right) R \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right)^{-1}$
 $E_a = \ln\left(\frac{5.03 \times 10^{-2}}{6.71}\right) (8.314 J \cdot mol^{-1}K^{-1}) \left(\frac{1}{333} - \frac{1}{298}\right)^{-1} = 115394 J \cdot mol^{-1}$

العوامل المؤثرة مع سرعة التفاعل

72

Rate $\propto T$

T ①

Rate $\propto C$ التركيز

التركيز ②

③ العوامل المساعدة : تستخدم لتسريع التفاعل

④ طبيع المواد المتفاعلة

العوامل المؤثرة

$kE \propto T$ ①

- حينما تزداد طاقة الحركية تزداد التصادمات الفعالة حيث تزداد سرعة الجزيئات

- تزداد kE فالمخزونة من الطاقة التي تتحول إلى طاقة حركية عالية حيث تتغلب على E_a

⑤ التركيز

- حينما يزداد التركيز تزداد عدد التصادمات C \propto عدد التصادمات

⑥ العوامل المساعدة

- يعين العامل المساعد على تخفيض طاقة التنشيط E_a سرعة التفاعل بطريقة

زيادته عدد التصادمات الفعالة حيث يقل في حجم الجزيئات حيث تناسب التفاعل

⑦ طبيع المواد : التصادمات الفعالة تعتمد على تقارب الجزيئات الإلكترونية لها هيبة

للمواد المتفاعلة لذا كلما ازداد التنافر قلت عدد التصادمات الفعالة واهتمينا إلى طاقة

التصادمات