كلية الصيدلة
Faculty of Pharmacy

الجامعة السورية الخاصة
SYRIAN PRIVATE UNIVERSITY

General and Inorganic Chemistry

Chapter 7

سرعة التفاعلات الكيميائية و التوازن الكيميائي

Chemical reaction rate and chemical equilibrium

د . زهير فواخرجي / الجامعة السورية الخاصة / كلية الصيدلة

(2020/2021)

Syrian private university / Faculty of Pharmacy

التفاعلات التامة....والعكوسة (ذو الاتجاهين) Irreversible and Reversible Reactions

التفاعلات التامة (باتجاه واحد): وهي التي يحدث فيها تفاعل بين المواد الداخلة في التفاعل و ينتهي التفاعل باستهلاكها بشكل تام تقريباً ، حيث لا يحدث تفاعل بين النواتج.

مثال:

$$2A + B \rightarrow 2C$$

التفاعلات العكوسة (ذو الاتجاهين): وهي التي يحدث فيها تفاعل بين المواد الداخلة في التفاعل و ايضاً بين المواد الناتجة و عند التوازن التفاعل تساوي سرعة التفاعل الأمامي و الخلفي و تثبت التراكيز .

مثال:

$$A + B \leftrightarrows C + D$$

$$2A + B \rightarrow 2C$$

مواد متفاعلة مواد ناتجة

تعريف معدل (متوسط) سرعة التفاعل :

هي التغير في كميات (تراكيز) المواد المتفاعلة أو الناتجة في وحدة الزمن.

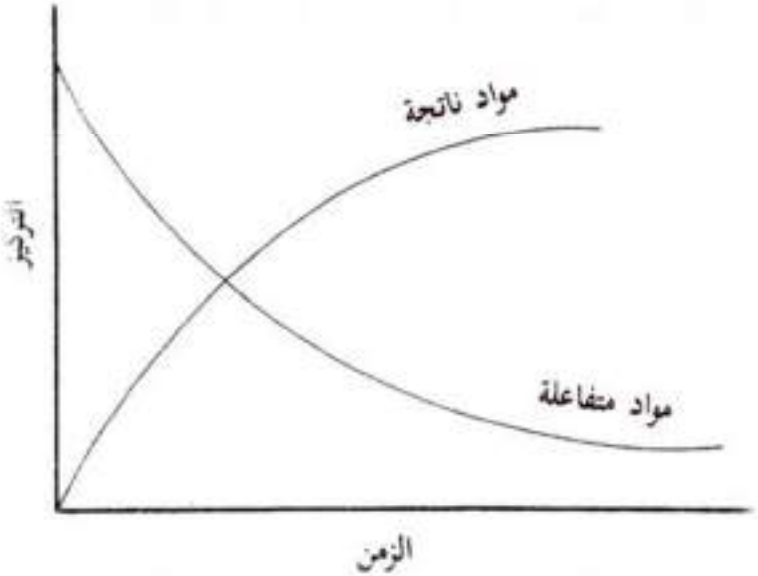
يقاس بمعدل سرعة اختفاء إحدى المواد المتفاعلة أو الناتجة

✓ - تقاس بمعدل اختفاء إحدى المواد المتفاعلة

$$(\text{rate average}) \rightarrow \bar{r} = -\frac{\Delta C_A}{\Delta t} \quad , \quad \bar{r} = -\frac{\Delta C_B}{\Delta t}$$

✓- أو معدل تكون إحدى المواد الناتجة .

$$\bar{r} = +\frac{\Delta C_C}{\Delta t}$$



Δt معدل التغير في الزمن الثانية (s)

وحدة معدل السرعة هي: $mol.l^{-1}.s^{-1}$

أما السرعة الوسطى للتفاعل ككل فيجب ان تنسب الى مول واحد

$$2A + B \rightarrow 2C$$

$$\bar{r} = -\frac{1}{2}\frac{\Delta C_A}{\Delta t} = -\frac{\Delta C_B}{\Delta t} = +\frac{1}{2}\frac{\Delta C_c}{\Delta t}$$

السرعة اللحظية (instantaneous rate) :

هي التغير في كميات (تراكيز) المواد المتفاعلة أو الناتجة خلال زمن صغير جدا dt .

$$\text{(instantaneous rate)} \rightarrow r = -\frac{1}{2}\frac{dC_A}{dt} = -\frac{dC_B}{dt} = +\frac{1}{2}\frac{dC_C}{dt}$$

مثال : عبر عن السرعة الوسطى و السرعة اللحظية للتفاعل ؟ يمكن التعبير عن التركيز $C_A=[A]$

$$H_{2\,(g)} + 1/2\, O_{2\,(g)} \rightarrow H_2O_{(g)}$$

السرعة اللحظية للتفاعل

$$r = -\frac{d[H_2]}{dt} = -2\frac{d[O_2]}{dt} = +\frac{d[H_2O]}{dt}$$

السرعة الوسطى للتفاعل

$$\bar{r} = -\frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = -2\frac{\Delta[O_2]}{\Delta t} = +\frac{\Delta[H_2O]}{\Delta t}$$

ΔC التغير في التركيز المولاري$(mol.l^{-1})$

Δt التغير في الزمن الثانية (s) وحدة السرعة هي: $mol\ .l^{-1}.s^{-1}$

نستبدل التركيز بالضغط للغازات أي أن وحدة معدل التفاعل هي ($atm\ s^{-1}$).

$$\bar{r} = -\frac{\Delta P_{H_2}}{\Delta t} = -2\frac{\Delta P_{O_2}}{\Delta t} = +\frac{\Delta P_{H_2O}}{\Delta t}$$

و بشكل عام ليكن لدينا التفاعل الكيميائي التالي :

$$\alpha A + \beta B \rightarrow \gamma C + \lambda D$$

فإن السرعة الوسطى و السرعة اللحظية للتفاعل ككل تعطى من العلاقات التالية :

$$r = -\frac{1}{\alpha}\frac{dC_A}{dt} = -\frac{1}{\beta}\frac{dC_B}{dt} = \frac{1}{\gamma}\frac{dC_C}{dt} = \frac{1}{\lambda}\frac{dC_D}{dt}$$

$$\bar{r} = -\frac{1}{\alpha}\frac{\Delta C_A}{\Delta t} = -\frac{1}{\beta}\frac{\Delta C_B}{\Delta t} = \frac{1}{\gamma}\frac{\Delta C_C}{\Delta t} = \frac{1}{\lambda}\frac{\Delta C_D}{\Delta t}$$

- **أمثلة :عبر عن معدل السرعة الوسطى و اللحظية لهذه التفاعلات**

$$CO + NO_2 \longrightarrow CO_2 + NO$$

$$N_2 + 2O_2 \longrightarrow 2\,NO_2$$

$$aA + bB \longrightarrow c\,C$$

سؤال

في التفاعل التالي $2N_2O_{5(g)} \xrightarrow{\Delta} 4NO_{2(g)} + O_{2(g)}$

- اكتب ثلاث معادلات رياضية تبين سرعة اختفاء N_2O_5 و سرعة تكون O_2 و سرعة تكون NO_2 ؟

- و عبر عن السرعة الوسطى والسرعة اللحظية للتفاعل ككل

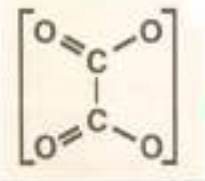
العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي

أولاً تأثير طبيعة المواد المتفاعلة

1 - كلما قلت الروابط و طاقاتها زادت سرعة التفاعل .

1 - الأيونات البسيطة تتفاعل أسرع من الأيونات كثيرة الروابط .

1 - لجزيئات البسيطة تتفاعل أسرع من الجزيئات كثيرة الروابط.



•فتفاعل أيون البرمنغنات مع Fe^{++} أسرع من تفاعل البرمنغنات مع الأكسالات $C_2O_4^{--}$

تفاعل الميتان أسرع من البوتان (روابط الميتان CH_4 أقل من البوتان C_2H_6

أي التفاعلين أسرع ؟ ولماذا ؟ التفاعل الأول أسرع من التفاعل الثاني ..

1) $Ag\,NO_3 + KI \rightarrow AgI\downarrow + KNO_3$

2) $CH_4 + Cl_2 \rightarrow CH_3Cl + HCl$

ثانيا تأثير التركيز في سرعة التفاعل

تقسم التفاعلات إلى

(تفاعلات متجانسة)

- هي التي تتم في وسط متجانس أي في حالة واحدة من حالات المادة (غاز مع غاز/ /سائل مع سائل) تعتمد سرعة التفاعل على التراكيز (المولارية) أو الضغوط للغازات

(تفاعلات غيرمتجانسة)

- هي التي تتم في وسط غيرمتجانس من حالات المادة (صلب مع سائل / سائل مع غاز ...)
- تعتمد سرعة التفاعل على مساحة منطقة التلامس

- أمثلة على التفاعلات غير المتجانسة :
- برادة الحديد تصدأ بمعدل أسرع من ساق الحديد لزيادة مساحة منطقة التلامس.
- مسحوق الطباشير يتفاعل مع HCl بمعدل أسرع من الكتلة الطباشير وذلك لزيادة مساحة منطقة التلامس .

قانون سرعة التفاعل

لقد وجد أن سرعة التفاعل الكيميائي تتناسب طرداً مع تراكيز المواد المتفاعلة مرفوعة لاس أمثالها في المعادلة، فإذا كان لدينا التفاعل التالي :

$$\alpha A + \beta B \rightarrow \gamma C + \lambda D$$

المعادلة الرياضية العامة لقانون السرعة

$$V = k\,[A]^{\alpha}[B]^{\beta}$$

حيث k: ثابت سرعة التفاعل الكيميائي . [A] , [B]

[A] , [B] : التراكيز المولارية للمواد الداخلة في التفاعل .

ومجموع رتب التفاعل للمواد يساوي رتبة التفاعل الكلية (n)

$$n = \alpha + \beta$$

وحدات k تعتمد على قيمة رتبة التفاعل الكلية.

$$(mol\ .L^{-1})^{1-n}\ .\ s^{-1} = M^{1-n}\ .\ s^{-1}$$

n رتبة التفاعل الكلية .

يمكن تلخيص وحدات k في الجدول الآتي:

وحدات ثابت سرعة التفاعل (k)	درجة التفاعل
$M\ .\ s^{-1} = mol\ .\ L^{-1}\ .\ s^{-1}$	المرتبة الصفرية n = 0
s^{-1}	المرتبة الأولى n = 1
$M^{-1}\ .\ s^{-1} = mol^{-1}\ .\ L\ .\ s^{-1}$	المرتبة الثانية n = 2
$M^{-2}\ .\ s^{-1} = mol^{-2}\ .\ L^{2}\ .\ s^{-1}$	المرتبة الثالثة n= 3

أمثلة على تطبيق قانون السرعة . ما هي رتبة التفاعل الكلية و وحدات k .

$$A \longrightarrow \text{نواتج}$$

$$r = k\,[A]$$

$$A + 2B \longrightarrow \text{نواتج}$$

$$r = k\,[A] \times [B]^2$$

حيث k ثابت سرعة التفاعل ،، وهو ثابت بالنسبة لدرجة حرارة معينه ،، وكلما زادت قيمة k زادت سرعة التفاعل ،، العلاقة طردية .

ثالثا - تأثير درجة الحرارة

تزيد سرعة التفاعل بزيادة درجة الحرارة و قد صاغ الكيميائي الهولندي فانت هوف قاعدة تربط بين سرعة التفاعل الكيميائي ودرجة الحرارة . وهي تنص (على أن سرعة التفاعل الكيميائي تزداد بمقدارالضعف إلى أربعة أضعاف عندما ترتفع درجة الحرارة بمقدار 10 درجات). المعامل الحراري الذي يرمز له بالرمز Q10

علل حفظ الأدوية في مكان بارد نسبيا.

لأن لكل عقار عمر افتراضي هو الوقت اللازم للبقاء ضمن المواصفات المطلوبة حتى يؤدى مهمته العلاجية جيداً فبعد انتهاء فترة الصلاحية يصبح المنتج عديم الجدوى حيث بارتفاع درجة الحرارة يرتفع معدل التحلل وتقل فاعلية الأدوية .

رابعا - تأثير الوسيط :

تعريف الوسيط : مواد تغير سرعة التفاعل دون أن يحدث تغير في طبيعتها أو كتلتها . يستخدم الوسيط في التفاعلات الكيميائية :

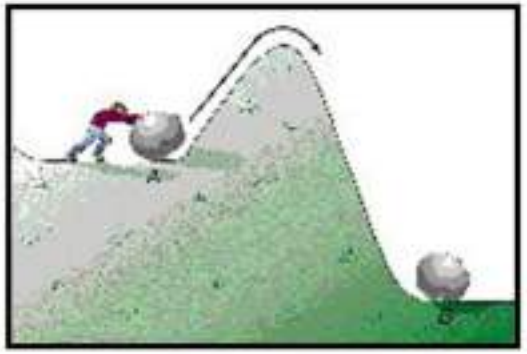
1- لزيادة سرعة التفاعل وجعل التفاعل يتم في درجات حرارة منخفضة .

2-لتخفيض سرعة التفاعل و يسمى الوسيط السلبي (سم التفاعل)

أمثلة :

- ✓ إضافة ثاني أكسيد المنغنيز MnO_2 يزيد سرعة تفكك الماء الأكسجيني .
- ✓ إضافة أملاح الفوسفور ينقص سرعة تفكك الماء الأكسجيني .
- ✓ الإنزيمات في جسم الإنسان .

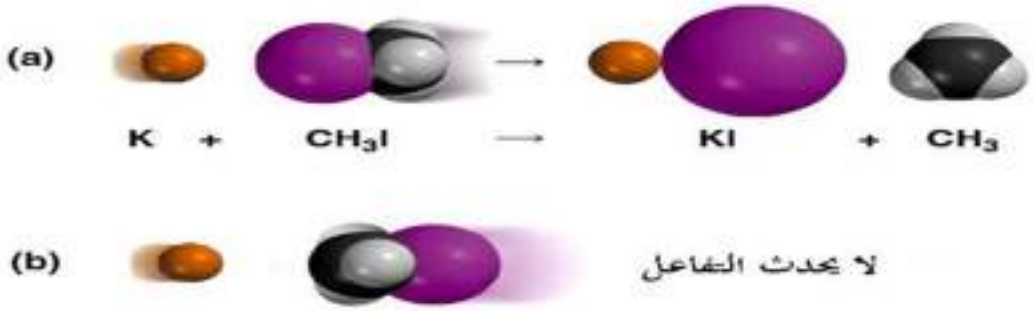
نظرية التصادم Collision Theory :



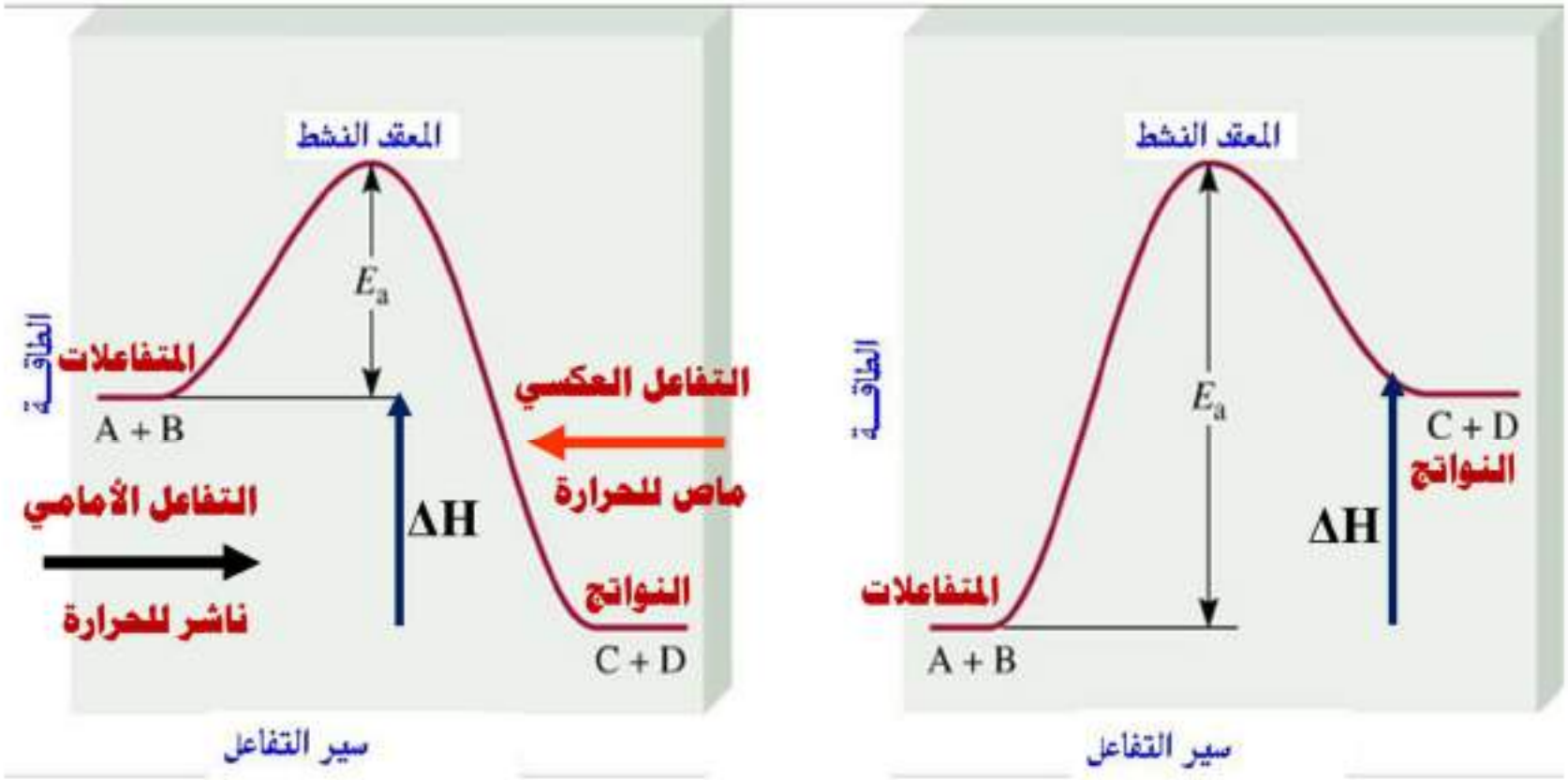
تنص على أنه حتى يحدث التفاعل يجب أن :

1 - **توفر كمية من الطاقة تكفي لحدوث التفاعل : أي يمتلك طاقة كافية لتجاوز حاجز طاقة التنشيط للتفاعل، تعتمد فعالية التصادم على التركيز ودرجة الحرارة وتزيد بزيادتهما .**

طاقة التنشيط : هي اصغر طاقة لازمة لحدوث التفاعل .



2- **أن تكون الجزيئات المتصادمة في اتجاه مناسب لحظة التصادم : ويعتمد حدوث التفاعل على اتجاه التصادم بين الجزيئات فقد تصطدم الجزيئات ولا يحدث التفاعل .**


المعقد النشط
E_a
الطاقة
المتفاعلات
A + B
التفاعل الأمامي
ناشر للحرارة
ΔH
التفاعل العكسي
ماص للحرارة
النواتج
C + D
سير التفاعل
المعقد النشط
E_a
الطاقة
المتفاعلات
A + B
ΔH
C + D
النواتج
سير التفاعل

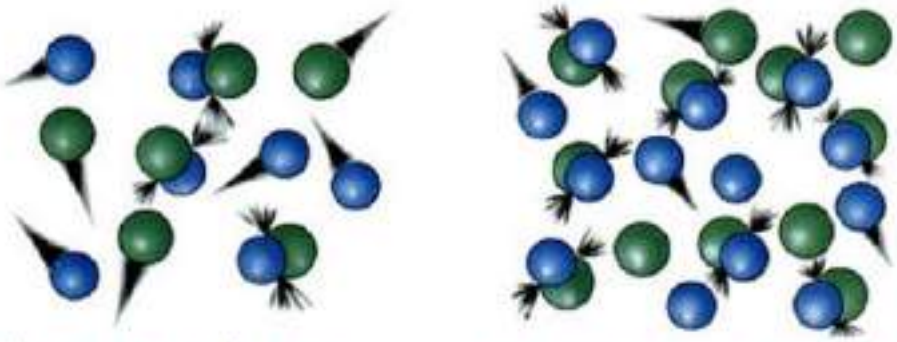
تفسير أثر العوامل التي تؤثر على سرعة التفاعل

يمكن تفسير أثر العامل التي تؤثر على سرعة التفاعل باستخدام نظرية التصادم ونظرية الحالة الانتقالية.

تفسير أثر تركيز المواد المتفاعلة على سرعة التفاعل

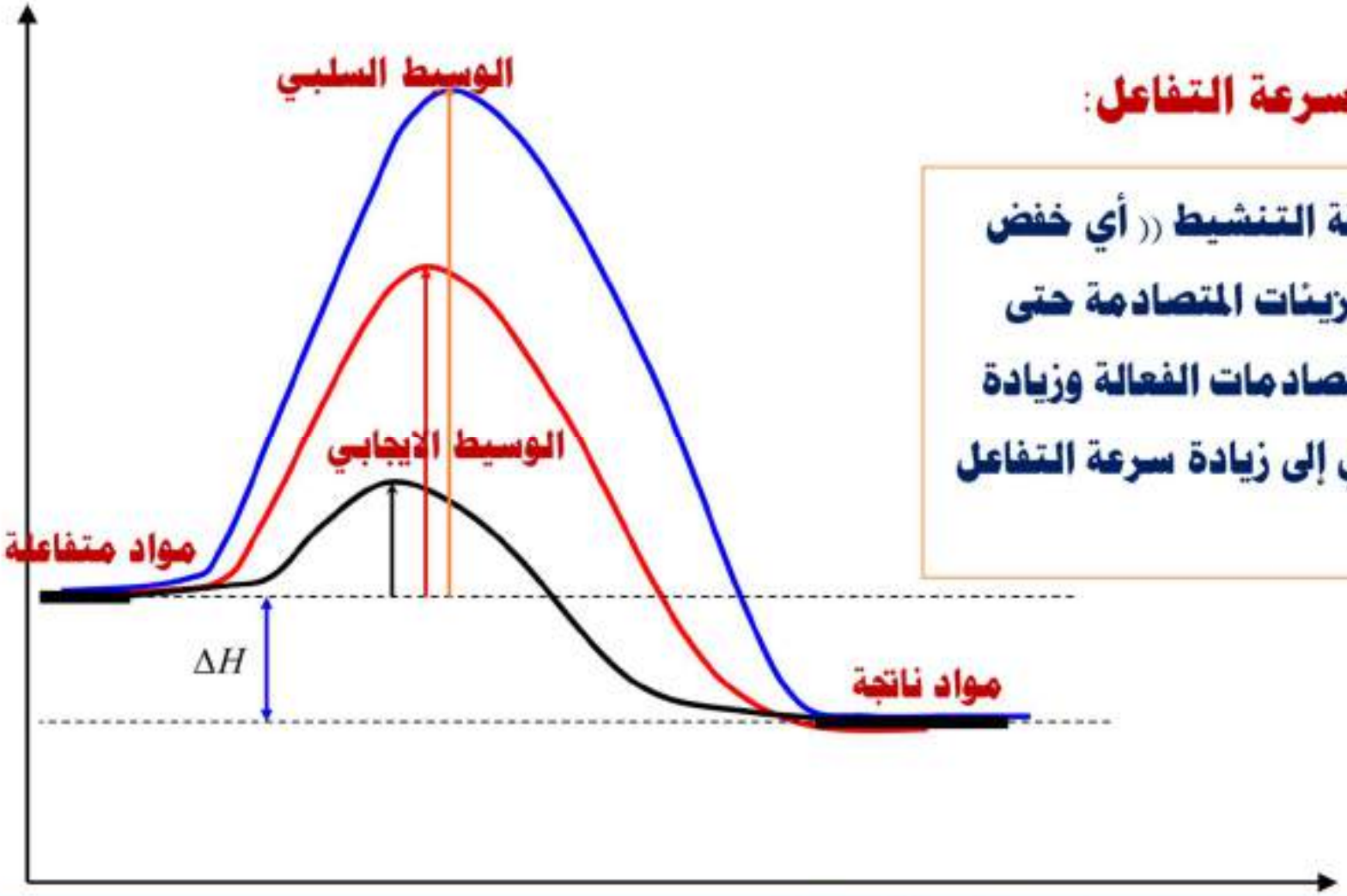
بزيادة تركيز احدى المواد المتفاعلة يزداد عدد التصادمات الكلية ويزداد عدد التصادمات المثمرة لذلك تزداد سرعة التفاعل.

زيادة تركيز المتفاعلات ← يزيد عدد الجزيئات ← زيادة التصادمات المثمرة ← تزداد سرعة التفاعل



تركيز أقل = تصادمات أقل

تركيز أعلى = تصادمات أكثر



تفسير أثر الوسيط على سرعة التفاعل:

الوسيط يعمل على خفض طاقة التنشيط ((أي خفض الحد الأدنى للطاقة اللازم للجزيئات المتصادمة حتى تتفاعل)) بحيث تزيد عدد التصادمات الفعالة وزيادة عدد التصادمات الفعالة يؤدي إلى زيادة سرعة التفاعل ..

تفسير أثر ارتفاع درجة الحرارة على سرعة التفاعل

بارتفاع درجة الحرارة يزداد عدد الجسيمات التي تمتلك الحد الأدنى من لطاقة اللازمة للتفاعل (طاقة التنشيط) لذلك تزداد سرعة التفاعل.

وعند مقارنة قيمتي ثابتي السرعة للتفاعل عند درجتي حرارة مختلفتين:

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

E_a طاقة التنشيط للتفاعل ،T درجة الحرارة المطلقة، R الثابت العام للغازات

- قانون السرعة للتفاعل $2A + B \rightarrow C + 2D$ هو:

أ) $r = k[A]^2 [B]$

ب) $r = k[C] [D]^2$

ج) $r = [A]^2 [B]$

د) أ و ب .

- للتفاعل ($2C \rightarrow 2D$) فإن التعبير الصحيح لقياس سرعة التفاعل بالنسبة للمادة الناتجة (D) هو:

$$\bar{r} = \frac{\Delta [D]}{\Delta t}$$

$$\bar{r} = -\frac{\Delta [D]}{\Delta t}$$

$$\bar{r} = \frac{\Delta [D]^2}{\Delta t}$$

$$\bar{r} = -\frac{\Delta [D]^2}{\Delta t}$$

- إذا كان قانون سرعة التفاعل لتفاعل معين يعطى بالعلاقة:

$r = 2.35\times10^{-6}\,[A]^2\,[B]$

وإذا كانت : $[A]=[B]=1.00\ mol\ l^{-1}$ فإن سرعة التفاعل:

أ) 2.35×10^{-6} ب) 5.7×10^{-6}

ج) 2.54×10^{-6} د) 6.33×10^{-6}

- وحدات سرعة التفاعل هي:

أ) s^{-1} ب) $mol.L^{-1}s^{-1}$

ج) $mol^{-1}\ L\ s^{-1}$ د) جميعها صحيحة

- وحدات ثابت سرعة تفاعل من المرتبة صفر هي :

أ) $mol\ L^{-1}\ s^{-1}$ ب) $L\ .s.mol$

ج) s د) s^{-1}

- إذا تضاعفت قيمة ثابت سرعة ما عند ارتفاع درجة الحرارة من (10^oC) إلى (20^oC) فإن طاقة التنشيط لهذا التفاعل:

أ) تتضاعف. ب) تنقص إلى النصف.

ج) تصبح أربعة أضعاف. د) لا تتأثر.

5- العامل الذي لا يؤثر على سرعة التفاعل:

أ) طبيعة المواد المتفاعلة . ب) درجة الحرارة .

ج) التغير في الإنتالبي . د) تركيز المتفاعلات .

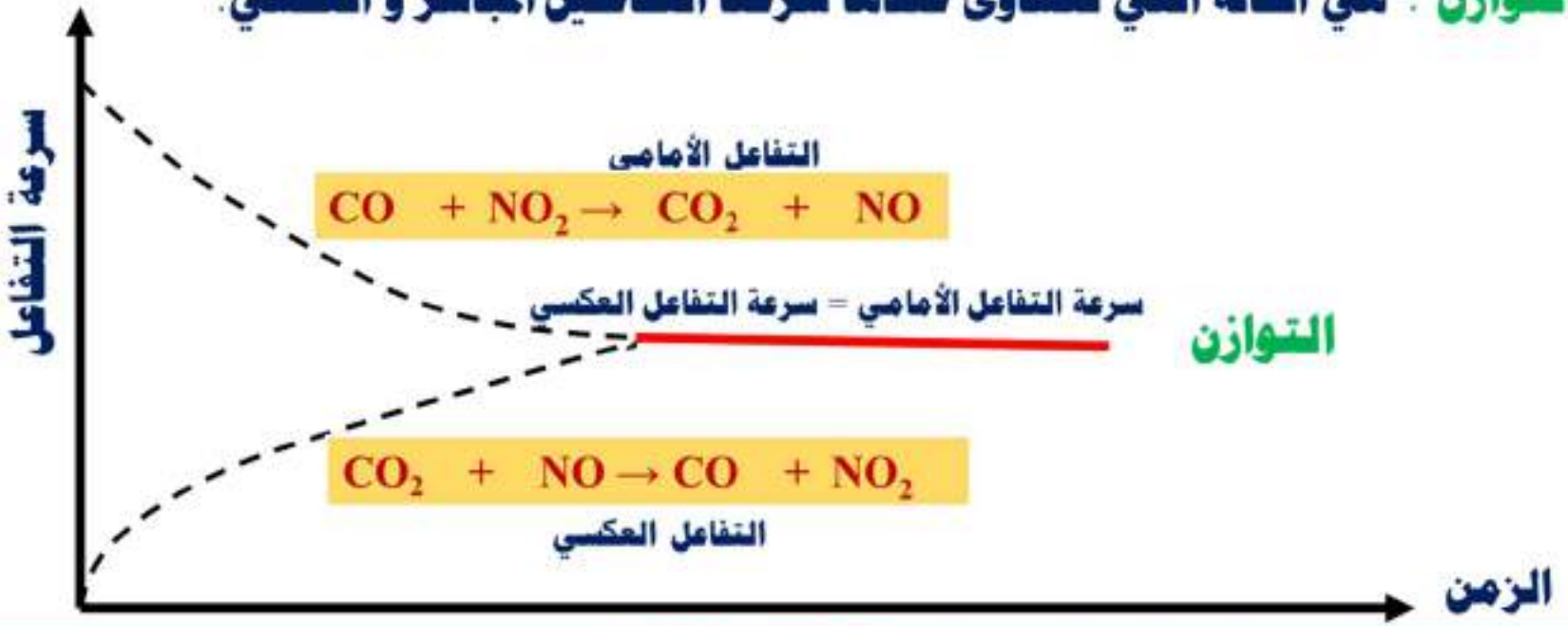
التوازن الكيميائي و ثابت التوازن K :

السرعة كبيرة وتقل تدريجياً

$$CO + NO_2 \underset{\text{عكسي (2)}}{\overset{\text{مباشر(1)}}{\rightleftharpoons}} CO_2 + NO$$

السرعة بطيئة وتزداد تدريجياً

حالة التوازن : هي الحالة التي تتساوى عندها سرعتا التفاعلين المباشر و العكسي.



$$aA + bB \underset{(\text{عكسي})}{\overset{(\text{مباشر})}{\rightleftharpoons}} cC + dD$$

يمكن التعبير عن ثابت التوازن الكيميائي

- بدلالة التراكيز K_c

$$(K_C)_T = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$$

- بدلالة الضغوط الجزئية K_p

$$(K_P)_T = \frac{P_C^c \times P_D^d}{P_A^a \times P_B^b}$$

- بدلالة الكسور الجزيئية K_x

$$(K_x)_T = \frac{(x_C)^c \times (x_D)^d}{(x_A)^a \times (x_B)^b}$$

-لا تعتمد قيمة ثابت التوازن K على التراكيز الأولية .

- تعتمد قيمة ثابت التوازن K على درجة الحرارة .

العلاقة بين ثوابت التوازن الكيميائي

$$(K_P)_T = (K_C)_T (RT)^{\Delta n}$$

$$(K_C)_T = (K_X)_T \left(\frac{P}{RT}\right)^{\Delta n}$$

حيث: Δn تغير عدد المولات الغازية (الناتجة – المتفاعلة)

R ثابت الغازات العام

احسب Kp للتفاعل التالي :

$$N_{2\,(g)} + 2\,O_{2\,(g)} \underset{(\text{عكسي})}{\overset{(\text{مباشر})}{\rightleftharpoons}} 2NO_{2\,(g)}$$

0.2atm 1atm 2atm

$$K_P = \frac{p^2_{(NO_2)}}{p_{(N_2)} \times p^2_{(O_2)}} \rightarrow K_P = \frac{2^2}{0.2 \times 1^2} = 20 \ \ atm^{-1}$$

العوامل المؤثرة على التوازن

تنص قاعدة لوشاتوليه : إذا حدث أي تغير في شروط جملة كيميائية متوازنة، كتغير درجة الحرارة أو الضغط أو التركيز ، انزاح التوازن في الاتجاه الذي يقلل من التأثير الخارجي لهذا التغير.

تأثير التركيز

$$Fe^{+3} + SCN^{-} \underset{\text{عكسي}}{\overset{\text{مباشر}}{\rightleftharpoons}} FeSCN^{+2}$$

الثيوسيانات

ما أثر إضافة الثيوسيانات ؟

حالة التوازن : يتجه التفاعل نحو الأمام .

كمية النواتج : تزيد ($FeSCN^{+2}$) .

كمية المتفاعلات : تقل (Fe^{+3}) .

قيمة ثابت التوازن : ثابتة .

تأثير تغير الضغط

عند زيادة الضغط فان التوازن يتجه حيث عدد مولات الغازية اقل و إذا كان عدد المولات الغازية متساويا في الطرفين فإن الضغط لا يؤثر على حالة التوازن ولا قيمة ثابت التوازن .

وضح أثر زيادة الضغط على التفاعل التالي :

$$N_{2\,(g)} + 3H_{2\,(g)} \underset{(\text{عكسي})}{\overset{(\text{مباشر})}{\rightleftharpoons}} 2NH_{3\,(g)}$$

4 mol 2 mol

حالة التوازن : يسير التفاعل نحو النواتج (أي بالاتجاه المباشر)

كمية المواد الناتجة : تزيد .

كمية المواد المتفاعلة : تقل .

قيمة ثابت التوازن : ثابتة .

تأثير التغير في درجة الحرارة

عند رفع درجة الحرارة في التفاعلات الماص للحرارة فإن التوازن ينزاح نحو الاتجاه المباشر (الأمام) وعند رفع درجة حرارة في التفاعلات الناشرة للحرارة فإن التوازن ينزاح نحو الاتجاه العكسي في التفاعلات التي لا يصاحبها انتشار أو امتصاص حرارة فإن حالة التوازن وقيمة ثابت التوازن لا تتأثر .

ما هو أثر زيادة الحرارة ؟

$$CO + NO_2 \underset{\text{خلفي (عكسي)}}{\overset{\text{أمامي(مباشر)}}{\rightleftharpoons}} CO_2 + NO$$ (لا طارد ولا ماص للحرارة)

حالة التوازن	: لا تتأثر .	كمية المواد الناتجة	: لا تتأثر .
كمية المواد المتفاعلة	: لا تتأثر .	قيمة ثابت التوازن	: ثابتة .

أثر زيادة الحرارة :

(تفاعل ماص للحرارة) $N_2O_4\ (g) + \text{حرارة} \rightleftharpoons 2NO_2\ (g)$

حالة التوازن : يسير التفاعل نحو الأمام . كمية المواد الناتجة : تزيد .

كمية المواد المتفاعلة : تقل . قيمة ثابت التوازن : تزيد .

(تفاعل ناشر للحرارة) $O_2\ (g) + \frac{1}{2}O_2\ (g) \rightleftharpoons SO_3\ (g) + \text{حرارة}$

حالة التوازن : يسير التفاعل نحو اليسار (أي بالاتجاه العكسي) .

كمية المواد الناتجة : تقل . قيمة ثابت التوازن : تقل . كمية المواد المتفاعلة : تزيد .

تأثير الوسيط

لا تؤثر في حالة التوازن ولا في قيمة ثابت الاتزان لأنها تسرع التفاعلين العكسيين بنفس النسبة .

بين أثر العوامل المختلفة على حالة التوازن وقيمة ثابت التوازن

العامل المؤثر	أثره على قيمة ثابت التوازن	أثره على التوازن
زيادة تركيز المتفاعلات	لا يؤثر	يسير التفاعل نحو اليمين / فتزيد النواتج / وتقل المتفاعلات
زيادة تركيز النواتج	لا يؤثر	يسير التفاعل نحو اليسار / فتزيد المتفاعلات/ وتقل النواتج
زيادة ضغط المواد المتفاعلة	لا يؤثر	يتجه التفاعل نحو اليمين/ تزيد النواتج / وتقل المتفاعلات
زيادة ضغط المواد الناتجة	لا يؤثر	يتجه التفاعل نحو اليسار / تزيد المتفاعلات / وتقل النواتج
زيادة درجة حرارة التفاعل الماص	تزيد قيمة ثابت الاتزان	يسير التفاعل نحو اليمين / فتزيد النواتج / وتقل المتفاعلات
زيادة درجة حرارة التفاعل الطارد	تقل قيمة ثابت الاتزان	يسير التفاعل نحو اليسار / فتزيد المتفاعلات/ وتقل النواتج
إضافة مادة حافزة	لا يؤثر	لا يؤثر

✍ - لدينا تفاعل هابر لتصنيع النشادر الآتي :

$$N_{2\,(g)} + 3\,H_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2\,NH_{3\,(g)} + \text{حرارة}$$

❑ - علل الظروف المناسبة للحصول على أكبر كمية من النشادر هي:

1-انخفاض درجة الحرارة 2- زيادة الضغط

3-مادة حافزة (أكسيد حديد) لأنها تنقص طاقة التنشيط

4-سحب النشادر المتكون بصفة مستمرة

رائز التفاعل (Q) :

تعريفه : هو قيمة افتراضية لثابت التوازن تحسب في لحظة ما خلال التفاعل للتنبؤ بوصوله إلى حالة التوازن .

لمعرفة هل التفاعل في حالة التوازن أم لا نقارن القيمة Q في هذه اللحظة مع ثابت التوازن K فإذا كانت :

$Q = K$ إذن التفاعل في حالة التوازن .

$K < Q$ إذن التفاعل غير متزن وسيتجه نحو المتفاعلات لتقليل Q .

$K > Q$ إذن التفاعل غير متزن وسيتجه نحو النواتج لتزيد Q.

❑- قيمة ثابت التوازن عند درجة 699 °C هي Kp = 55.3 للتفاعل التالي :

$$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$$

فإذا تم مزج 0.7 atm من HI مع 0.02 atm من كل من H_2 و I_2 هل يحدث تغير ، و في أى اتجاه ؟

$$Q = \frac{P^2(HI)}{P(H_2) \times P(I_2)} = \frac{(0.7)^2}{0.02 \times 0.02} = 1225$$

نعم يحدث تغير لان $K < Q$.

إذن : يجب أن يسير في الاتجاه العكسي لكي يصبح $Q = K$.

[حسابات على الاتزان الكيميائي]

✓ - إذا كان التفاعل مركب من مجموعة تفاعلات فإن ثابت التوازن الكلي يساوي حاصل ضرب ثوابت الاتزان .

$$K = K_1 \times K_2 \times K_3$$

✓ - إذا عكس اتجاه التفاعل فإن ثابت التوازن الجديد عكس الأول

$$K_2 = \frac{1}{K_1}$$

✓ - إذا ضرب تفاعل ما بمعامل ما فإن ثابت التوازن يرفع إلى أس يساوي المعامل

$$K_2 = K_1^{\,2}$$

✓ إذا كان ثابت التوازن التفاعل عند درجة (800 °C)

$$H_2O_{2\,(g)} \rightleftharpoons H_2O_{(g)} + \tfrac{1}{2}\, O_{2\,(g)}$$

هو 6×10^{-6} ، فما ثابت التوازن لكل من التفاعلين التاليين عند نفس درجة حرارة ؟

$$2\, H_2O_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2\, H_2O_{(g)} + O_{2\,(g)}$$

$$O_{2\,(g)} + 2\, H_2O_{(g)} \rightleftharpoons 2\, H_2O_{2\,(g)}$$

أ- ضرب بـ 2 ← .: نرفع لأس 2

ثابت التوازن = $(6\times 10^{-6})^2 = (3.6\times 10^{-11})$

ب- عكس و ضرب بـ 2 ← .: نعكس و نرفع لأس 2

ثابت التوازن = $\dfrac{1}{(6\times 10^{-6})^2} = (2.7\times 10^{10})$

- يتفكك غاز N_2O_4 ليعطي ثاني أكسيد النيتروجين وفقاً للتفاعل الآتي :

$$N_2O_4\,(g) + \text{حرارة} \rightleftharpoons 2NO_2\,(g)$$

أثره على / المؤثر	تركيز كلاً من الغازين عند الاتزان	قيمة ثابت الاتزان	سرعة تفكك غاز N_2O_4
ارتفاع درجة الحرارة	يزيد تركيز NO_2 و يقل N_2O_4	يزيد	يزيد
زيادة تركيز N_2O_4 عند ثبوت درجة الحرارة	يزيد تركيز NO_2 و يقل N_2O_4	لا تتاثر	تزيد

قيمة ثابت الاتزان لتفاعل ما تبقى ثابتة مهما تغيرت الظروف بشرط ثبوت :

1. **درجة الحرارة** .
2. **الضغط الكلي للتفاعل** .
3. **تراكيز المواد المشمولة في التفاعل** .
4. **حجم وعاء التفاعل** .

أوجد العلاقة بين الثابتين Kp, Kc **في المعادلتين:**

$$CO\,(g) + NO_2\,(g) \rightleftharpoons CO_2\,(g) + NO\,(g)$$

$$3H_2(g) + N_2\,(g) \rightleftharpoons 2NH_3\,(g)$$

- **علاقة ثابت التوازن بدلالة التراكيز Kc للتفاعل التالي:**

$$2NO_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2NOCl_{(g)}$$

A- $K_c = [NOCl]^2 / [NO]^2[Cl_2]$

B- $K_c = [NO][Cl_2] / [NOCl]$

C- $K_c = [NO]^2[Cl_2] / [NOCl]$

D- $K_c = [NO]^2 / [NOCl]^2$

- - **في التفاعل الماص للحرارة فإنه عند زيادة درجة الحرارة:**

A- **تزداد قيمة ثابت التوازن**

B- **تقل قيمة ثابت التوازن**

C- **ينزاح التوازن الى اليمين]**

D- **الاجابتان** A , C