

(Types of Chemical Reactions)

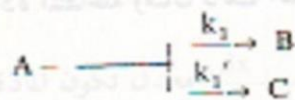
أنواع التفاعلات الكيميائية

هناك بعض التفاعلات الكيميائية لا تخضع معدلاتها إلى القوانين البسيطة وطرق التكميل التي شرحت في الفقرات السابقة من هذا الفصل إذ أن تطبيق المعادلات المتكاملة المبينة في الجدول (1 - 1) لا يعطي خطوطاً مستقيمة بصورة مباشرة. وتقسم هذه التفاعلات إلى أربعة أنواع وسنأتي على توضيح كل نوع على انفراد في هذه الفقرة.

1 - التفاعلات المتوازية (Parallel reactions)

تتحمل المادة المتفاعلة في بعض الأحيان أكثر من تفاعل واحد في الوقت نفسه مثل أكسدة واختزال مادة الأميتالدهايد إلى حامض الخليك والكحول الأثيري وسلب جزئية هيدروجين أو جزئية ماء من الكحولات ، ويعتمد الطريق الرئيسي للتفاعل على

نوع العامل المحفز المستخدم مثلا عند استعمال برمنجنات البوتاسيوم يكون تفاعل أكسدة الاميتالدهايد اسرع بكثير من تفاعل الاختزال . ان ابسط حالات التفاعلات المتوازية عندما يكون التفاعلان من الدرجة الاولى . ففي التفاعل العام التالي :



k_1 و k_2' هما ثابتا معدل السرعة للطريقتين المختلفتين من الدرجة الاولى . اذا كان a يمثل التركيز الابتدائي للمادة المتفاعلة A و x_1 و x_2 تركيز كل من B و C بعد مرور زمن t على التفاعل فان المعادلتين (22-1) و (23-1) تمثلان معدل سرعة تحول كل من B و C :

$$\frac{dx_1}{dt} = k_1 (a - x_1 - x_2) \quad (22-1)$$

$$\frac{dx_2}{dt} = k_2' (a - x_1 - x_2) \quad (23-1)$$

بعد فصل المتغيرات وأجراء التكامل وتطبيق الشروط الابتدائية $x_1 = x_2 = 0$ عندما $t = 0$ لكل معادلة نحصل على :

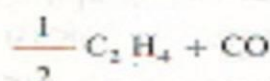
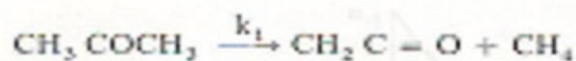
$$x_1 = \frac{k_1 a}{k_1 + k_2'} (1 - e^{-(k_1 + k_2')t}) \quad (24-1)$$

$$x_2 = \frac{k_2' a}{k_1 + k_2'} (1 - e^{-(k_1 + k_2')t}) \quad (25-1)$$

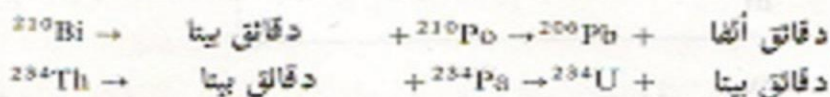
وهناك حالة خاصة لكل من المعادلتين عندما يكون k_1 كبيراً كثيراً عن k_2' في المعادلة (24-1) و k_2' أكبر بكثير من k_1 في المعادلة (25-1) وفي كل حالة من هاتين المعادلتين نحصل المعادلة التي المعادلة الاعتيادية لتفاعلات الدرجة الأولى المبينة في الجدول (1-1) (أثبت ذلك وبين السبب) .

2 - التفاعلات المتعاقبة (Consecutive reactions)

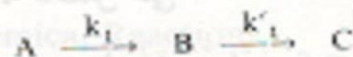
تتحمل المادة الناتجة في هذا النوع من التفاعلات تفاعلاً آخر حال بدء تكونها من المادة المتفاعلة ومثال ذلك التفكك الحراري للأستون كما هو مبين في المعادلة التالية :



نرى أن مادة الكيتين تبدأ بالتحلل حال تكونها مكونة غازي الأثيلين وأول اوكسيد الكاربون . وبعد انحلال العناصر المشعة أمثلة نموذجية للتفاعلات المتعاقبة .



ان أبسط حالات التفاعل المتعاقب أن تكون تفاعلاته جميعها من الدرجة الأولى وغير متعاكسة . ولحساب ثابتي معدل السرعة للتفاعل المتعاقب العام :



نفرض أن (a) يمثل التركيز الابتدائي للمادة (A) ، (x) ، (y) تركيز كل من (B) و (A) على التوالي بعد مرور زمن (t) على التفاعل و (z) تركيز المادة (C) المتولدة بعد مرور المدة الزمنية نفسها . لذلك فإن :

$$a = x + y + z \quad (26 - 1)$$

والمعادلات التفاضلية للتفاعل ستكون على النحو التالي :

$$A \text{ معدل تفكك المادة } - \frac{dx}{dt} = k_1 x \quad (27 - 1)$$

$$B \text{ معدل تكون المادة } \frac{dx}{dt} = k_1 x - k'_1 y \quad (28 - 1)$$

$$C \text{ معدل تكون المادة } \frac{dz}{dt} = k'_1 y \quad (29 - 1)$$

تمثل المعادلة (27 - 1) المعادلة التفاضلية لتفاعلات الدرجة الأولى ، إذ يؤدي تكاملها إلى المعادلة (28 - 1) الشروط الابتدائية $x = a$ عند $t = 0$ ، وبموجب فرضيات التراكيز للتفاعل المتعاقب تأخذ المعادلة المتكاملة الشكل التالي :

$$x = ae^{-k_1 t} \quad (30 - 1)$$

ان تعويض قيمة x من المعادلة (30 - 1) في المعادلة (28 - 1) يكون معادلة تفاضلية خطية من الدرجة الأولى (linear differential equation) يؤدي حلها إلى معرفة قيمة y .

$$\frac{dy}{dt} + k'_1 y - ak_1 e^{-k_1 t} = 0 \quad (31 - 1)$$

تحل المعادلة التفاضلية الخطية (31 - 1) بعد ايجاد عامل التكامل (integration factor) وهو $(e^{-k_1 t})$ وضرب حدود المعادلة بهذا العامل تكامل المعادلة (31 - 1) بعد ضربها بعامل التكامل وتطبيق الشروط الابتدائية ($y = 0$ عند $t = 0$) وذلك لإيجاد قيمة ثابت التكامل يؤدي إلى الحصول على قيمة y وكما هو مبين في (32 - 1)

$$y = \frac{ak_1}{k'_1 - k_1} (e^{-k_1 t} - e^{-k'_1 t}) \quad (32 - 1)$$

ولإيجاد قيمة z نعوض كلاً من قيمة x و y من المعادلتين (30 - 1) و (32 - 1) في المعادلة (26 - 1) أو نعويض قيمة y من المعادلة (32 - 1) في المعادلة (29 - 1)

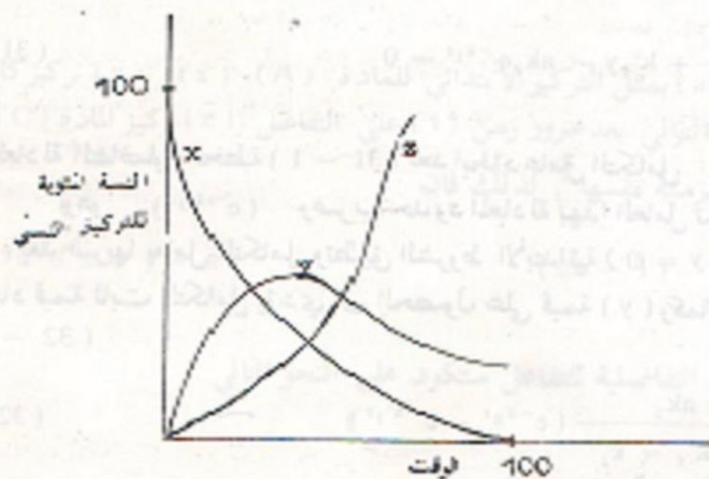
مباشرة ثم تكامل المعادلة الناتجة . وفي كلا الحالتين نحصل على قيمة (z) كما هو مبين في المعادلة (1 - 33) .

$$z = a \left[1 - \frac{k'_1 e^{-k_1 t}}{k'_1 - k_1} + \frac{k_1 e^{-k'_1 t}}{k'_1 - k_1} \right] \quad (1 - 33)$$

إذا كان (k'_1) أكبر بكثير من (k_1) فيمكن إهمال (k_1) من المعادلة (1 - 33) وعندئذ تختزل إلى المعادلة (1 - 34) التي تمثل المعادلة المتكاملة لتفاعلات الدرجة الأولى (اتبث ذلك) .

$$1 - \frac{z}{a} = k'_1 t \quad (1 - 34)$$

يمثل الشكل البياني (2 - 1) تغير في تراكيز كل من (x) ، (y) ، و (z) صبح الزمن (1) بموجب المعادلات (1 - 30) ، (1 - 32) ، و (1 - 33) على التوالي ان تركيز المادة (A) - أي (x) - بدءاً بالتناقص مع زمن التفاعل الى أن يصل إلى أقل قيمة بينما يأخذ تركيز المادة (B) - أي (y) - بالزيادة مع زمن التفاعل الى أن يصل أعلاه ثم ينقص تدريجياً الى أقل قيمة ؛ أما تركيز المادة (C) - أي (z) -

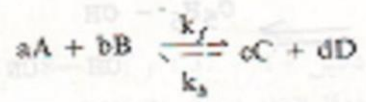


شكل (2-1) العلاقة بين تركيز كل من x و y و z وزمن التفاعل في التفاعل المتعاقب

فيزداد بصورة تدريجية الى أن يصل الى قيمة التركيز الابتدائي للمادة (A) أي (a) ..
 أو ما يكافئها .

3- التفاعلات المتعاكسة (Reversible reactions)

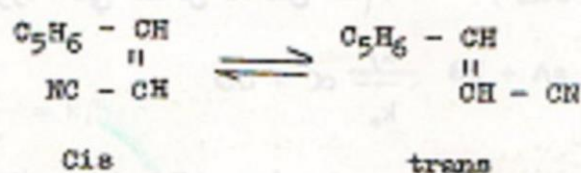
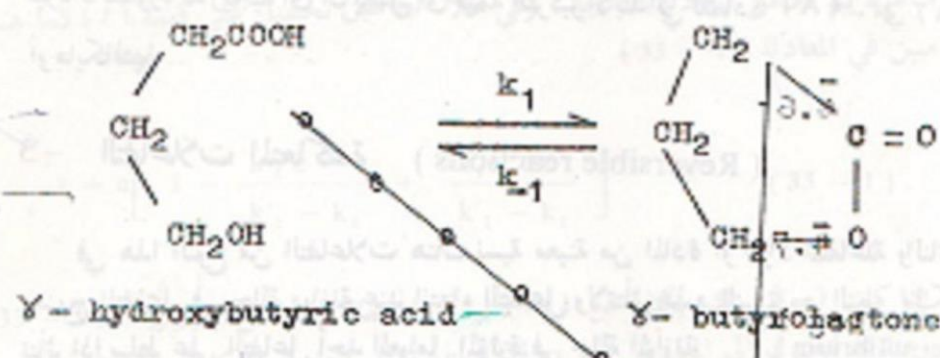
في هذا النوع من التفاعلات هناك نسبة معينة من المادة أو المواد المتفاعلة والنتيجة
 يمزج التفاعل في حالة موازنة عند انتهاء التفاعل ولا تتأثر هذه النسبة مع الزمن ولكنها
 تتأثر إذا سيطر على التفاعل أحد العوامل المؤثرة في حالة الموازنة (e.g. equilibrium)
 مثل درجة الحرارة . ففي التفاعل المعاكس العام .



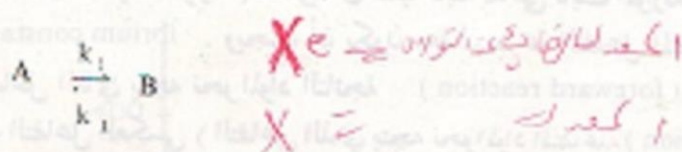
تفاعل المادتان (A) . (B) معدل يتناسب مع تركيزهما ونقل المعدل كلما زاد
 تركيز المواد الناتجة (C) : (D) ولا يتم التوازن من الناحية النظرية بين المواد الناتجة
 والمتفاعلة لا بعد مرور زمن غير محدود ولكن من الناحية العملية يتم التوازن عند وصول
 التفاعل بعد مرور زمن معين الى حالة لا يحدث فيها أي تغير ممكن تشخيصه عندئذ يكون
 حاصل ضرب تراكيز المواد الناتجة مقسوماً على حاصل ضرب تراكيز المواد المتفاعلة في
 هذه الحالة (حالة الموازنة) مساوياً الى كمية ثابتة تدعى ثابت الموازنة أو التوازن (equilibrium constant)
 ويجب أن يكون معدل سرعة التفاعل المتقدم في حالة الموازنة
 (التفاعل الذي يتجه نحو المواد الناتجة) مساوياً الى معدل
 سرعة التفاعل العكسي (التفاعل الذي يتجه نحو المواد المتفاعلة) (backward reaction)
 عندئذ نستطيع أن نحسب ثابت الموازنة (K) وذلك بتقسيم ثابت معدل سرعة التفاعل
 المتقدم (k_f) على ثابت معدل سرعة التفاعل العكسي (k_b) وعلى النحو التالي
 (اشتق المعادلة 1 - 35) .

$$K = \frac{k_f}{k_b} \quad (35 - 1)$$

من أمثلة التفاعلات المتعاكسة تحول كاما - هيدروكسي حامض البيوتريك الى كاما -
 بيوتيرولاكتون في المحيط الحامضي وتحويل النيس سيانيد الستايريل الى الترانزسيانيد
 الستايريل بدرجة (300) مئوية .



ان من أبسط حالات التفاعلات المتعكسة هي :
 أ - عندما يكون التفاعل المتقدم والعكسي كلاهما من الدرجة الأولى والتركيز الابتدائي للمادة المتفاعلة (A) يساوي (-) ، التركيز الابتدائي للمادة الناتجة (B) يساوي صفراً



فإذا فرض في التفاعل أعلاه أن (x) يمثل التركيز المتفاعل من المادة (A) بعد مرور زمن (t) على التفاعل فإن (a - x) يكفيء تركيزها المتبقي بعد مرور المدة الزمنية نفسها وسيكون معدل سرعة تكون المادة (B) مساوياً لى معدل تفكك أو انحلال المادة (A) مطروحاً منه معدل تحول المادة (B) إلى المادة (A) في التفاعل العكسي ، ويتعبّر رياضي نستطيع القول بان - :

$$\frac{dx}{dt} = k_1(a - x) - k_{-1}(x) \quad (36 - 1)$$

وفي حالة الموازنة يجب أن يساوي معدل تكون المادة (B) صفراً وفي هذه الحالة يجب

أن يعرض عن (x) ، التركيز في حالة الموازنة في المعادلة (1 - 36) عند ذلك نستطيع أن نحسب الكميات (a) و (k'_1) وكما يلي :

$$a = \left(\frac{k_2 + k'_1}{k_1} \right) x_e \quad (37 - 1)$$

$$k'_1 = \frac{k_2 (a - x_e)}{x_e} \quad (38 - 1)$$

وبتعويض قيم (a) و (k'_1) من المعادلتين (1 - 37) و (1 - 38) على التوالي في المعادلة (1 - 36) نحصل على المعادلة التفاضلية للحالة الأولى من حالات التفاعل المتعاكس :

$$\frac{dx}{dt} = \frac{k_1 a}{x_e} (x_e - x) \quad (39 - 1)$$

وبعد فصل المتغيرات وتكامل المعادلة وتطبيق الشروط الابتدائية وتعويض قيمة (a) من المعادلة (1 - 37) في المعادلة الجديدة نحصل على المعادلة المتكاملة النهائية لهذه الحالة

$$k_1 = \frac{x_e}{dt} \ln \frac{x_e}{x_e - x} \quad (40 - 1)$$

$$k_1 + k'_1 = \frac{1}{t} \ln \frac{x_e}{x_e - x} \quad \text{أو}$$

بعد التفاعل التمثل بالمعادلة (1 - 40) حالة خاصة من تفاعلات الدرجة الأولى فبعدم وجود التفاعل العكسي تختزل المعادلة (1 - 40) الى المعادلة العامة لتفاعلات الدرجة الأولى (أثبت ذلك) .

ب - عندما يكون التفاعل المتقدم والعكسي كلاهما من الدرجة الأولى والتركيز الابتدائي للمادة المتفاعلة والثانوية هما (a) و (b) على التوالي . أما (a-x) و (b+x) فيمثلان التركيز المتواجد من المادة المتفاعلة والثانوية على التوالي بعد مرور زمن (t) على التفاعل ، ويسوجب ذلك تأخذ المعادلة التفاضلية لهذه الحالة الشكل التالي :

يؤدي إعادة ترتيب المعادلة (1-41) والتعويض عن المقدار $\frac{k_1 a - k_1' b}{k_1 + k_1'}$ في المعادلة التفاضلية (1-42)

$$\frac{dx}{dt} = k_1(a-x) - k_1'(b+x) \quad \dots (1-41)$$

$$\frac{dx}{dt} = (k_1 + k_1')(m-x) \quad \dots (1-42)$$

وبعد فصل المتغيرات وتكامل المعادلة وتطبيق الشروط الابتدائية نحصل على المعادلة المتكاملة النهائية لهذه الحالة :

$$\frac{1}{m-x} \ln \frac{m}{m-x} = k_1 + k_1' \quad \dots (1-43)$$

وتعتبر المعادلة المتكاملة (1-43) حالة خاصة من حالات المعادلة (1-40) ويمكن اختزالها الى المعادلة (1-40) ومن ثم المعادلة العامة لتفاعلات الدرجة الأولى المبينة في الجدول 1-1 (اثبت ذلك).

يبين الجدول (1-4) المعادلات التفاضلية والمتكاملة لبعض التفاعلات المتعكسة المعقدة

بجودون (1-11)
 المعادلات التفاضلية وانكادته لبعض انواع المعادلات التفاضلية

المعادلة التفاضلية	المعادلة التفاضلية	نوع المعادلة	درجة المعامل	طريقة الحل
$\frac{dx}{dt} = k(a-x) - k'x$	$\frac{dx}{dt} = k(a-x) - k'x$	الأولى	الأولى	$\leftarrow A$
$\frac{dx}{dt} = k(a-x) - k'x$	$\frac{dx}{dt} = k(a-x) - k'x$	تفاضلية	الأولى	$\leftarrow A + C$
$\frac{dx}{dt} = \frac{x_0(a^2 - x_0^2)}{a^2(x_0 - x)}$	$\frac{dx}{dt} = k(a-x) - k'x$	الأولى	تفاضلية الأولى تفاضلية	$\leftarrow A + B$
$\frac{dx}{dt} = \frac{x_0}{2a(a-x)}$	$\frac{dx}{dt} = k(a-x) - k'x$	تفاضلية	تفاضلية الأولى تفاضلية	$\leftarrow A + B + C + D$

(A) = ثابت معدل سرعة التفاعل العكسي و (B) = ثابت معدل سرعة التفاعل الأمامي

4 - التفاعلات السلسلية أو المتسلسلة (Chain reactions)

التفاعل السلسلي عبارة عن سلسلة من التفاعلات المتوالية التي قد لا تبدأ في بعض الاحيان الا بتسليط الحرارة او الاشعة وتولد خلال هذه التفاعلات ذرات وجذور حرة واصناف شديدة الفعالية تدعى بالمركبات الوسيطة (intermediate). ان تكون هذه الاصناف يعتبر من التعقيدات الرئيسية في التفاعل السلسلي بحيث تجعله غير خاضع لقوانين المعدل البسيطة.

ان الذرات والجذور الحرة هي اصناف كيميائية غير مستقرة لشدة فعاليتها والناجمة عن وجود الكترولون او اكثر غير مزدوج (منفرد) في تركيبها الجزيئي. ومن هذه الجذور العضوية مثل المثيل والأثيل واللاعضوية مثل الهيدروكسيل والامينو وذرات الهيدروجين والهالوجين والاكسجين وهكذا. ان جميع التفاعلات السلسلية تتميز بميكانيكية تشمل ثلاث مراحل:

أ- مرحلة بدء تولد الذرات او الجذور الحرة (initiation): في هذه المرحلة تتفكك المادة او المواد المتفاعلة بتاثير الحرارة او الاشعة او يدونهما مكونة الذرات والجذور الحرة الاولى.

ب- مرحلة الانتشار والتوسع (Propagation): في هذه المرحلة يتكون العديد من الذرات او الجذور الحرة الاخرى نتيجة لتفاعل الجذور الحرة او الذرات الاولى مع المواد المتفاعلة او مع مواد اخرى متواجدة في مزيج التفاعل او تفكك بعض الجذور الحرة الاولى الى جذور اخرى ومركبات مستقرة.

ج- مرحلة انتهاء جميع التفاعلات السلسلية (termination): يتم في هذه المرحلة تكون المواد المستقرة النهائية نتيجة تفاعل الجذور الحرة والذرات مع بعضها او مع نفسها او مع جذور حرة وذوات اخرى. ولحساب معدل سرعة التفاعل يجب معرفة معدل السرعة لكل خطوة من خطوات التفاعل وبما ان هذه تشكل صعوبة كبيرة نظرا لوجود الذرات والجذور الحرة الشديدة الفعالية وتغير المستقرة لذلك يتطلب الموضوع معالجة خاصة تدعى معالجة الحالة - المستقرة (Steady - State approximation) او (treatment) وتنتهي هذه المعالجة على ان تركيب الذرات او الجذور الحرة المتولدة خلال التفاعل السلسلي يجب ان يكون قليلا جدا ولذلك فمن الممكن اعتباره

ثابتا خلال التفاعل وعندئذ يكون تغيره بوحدة الزمن مساوياً الى صفر ، فاذا كان [R] يمثل تركيز الذرة او الجذر الحر المعين فان : $\frac{d[R]}{dt} = 0$

يستفاد من هذه المعالجة حذف تعابير تركيز المركبات الوسيطة نظراً لصعوبة قياسها خلال التفاعل أو تحويل قيمها بدلالة ثوابت معدل السرعة لخطوات التفاعل السلسلي او تركيز المواد الناتجة المستقرة وبناءً على ذلك نستطيع ان نشق معادلة معدل السرعة للتفاعل السلسلي . وفي كثير من الاحيان يمكن اختزال خطوات التفاعل السلسلي وذلك بوضع مادة كيميائية عند بدء التفاعل تستطيع ان تتفاعل مع الذرات او الجذور الحرة المتولدة وتمنع هذه المادة الكثير من التفاعلات المنفردة خلال التفاعل السلسلي وتدعى هذه المواد بالمواد المانعة (inhibitors) او المواد الكاسحة للجذور (radical scavengers) . فمثلاً يستطيع غاز اوكسيد النيتريك (NO) ان يتفاعل مع معظم الجذور الحرة العضوية المعروفة وذرات الهيدروجين والاكسجين وجذور الهيدروكسيل والامينو . وتبين الامثلة التالية طبيعة التفاعل السلسلي وخطواته ونوعية المركبات الوسيطة التي تتكون خلاله من ذرات وجذور حرة (وتوضح ايضاً كيفية اشتقاق معدل سرعته بدلالة ثوابت او تراكيز يمكن قياسها ، ويتم ذلك بتطبيق معالجة الحالة -- المستقرة .

مثال (1) : التفكك الحراري للأستيندهايد

المكانكة :

خطوة بدء توليد الجذور الحرة : $\text{CH}_3\text{CHO} \xrightarrow{k_1} \cdot\text{CH}_3 + \cdot\text{CHO}$ (Initiation)

خطوة الانتشار : $\text{CH}_3\text{CHO} + \cdot\text{CH}_3 \xrightarrow{k_2} \text{CH}_3\text{C}(\cdot)\text{CHO} + \text{CH}_4 + \text{CO}$ (Propagation)

خطوات النهاية

(Termination)

$$\left[\begin{array}{l} \text{CH}_3\text{C}(\cdot)\text{CHO} + \cdot\text{CH}_3 \xrightarrow{k_3} \text{C}_2\text{H}_5\text{CHO} \\ \text{CH}_3\text{C}(\cdot)\text{CHO} + \cdot\text{CHO} \xrightarrow{k_4} 2\text{CO} + \text{H}_2 \end{array} \right]$$

ان اشتقاق معادلة معدل سرعة التفاعل الكلي مبني على معدل سرعة تكون غاز الميثان كما في المعادلة (1-44)

$$\frac{d[CH_4]}{dt} = k_2 [CH_3CHO] [\cdot CH_3] \quad \dots (1-44)$$

وتحصل على معادلة معدل تكون جذر الميثيل بواسطة تطبيق معالجة الحالة المستقرة

$$\frac{d[\cdot CH_3]}{dt} = 0 = k_1 [CH_3CHO] - 2k_3 [\cdot CH_3]^2$$

$$[\cdot CH_3] = \left(\frac{k_1}{2k_3} \right)^{\frac{1}{2}} [CH_3CHO]^{\frac{1}{2}} \quad \dots (1-45)$$

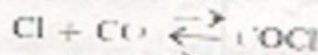
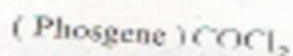
وبتعويض قيمة $[CH_3]$ من المعادلة (1-45) في المعادلة (1-44) نحصل على معادلة معدل تكون غاز الميثان او معادلة معدل سرعة التثكك الحراري للأستيلدهايد بدلالة كميات يمكن قياسها في المختبر.

$$\frac{d[CH_4]}{dt} = \text{Rate} = k_2 \left(\frac{k_1}{2k_3} \right)^{\frac{1}{2}} [CH_3CHO]^{\frac{3}{2}} \quad (1-46)$$

تبين المعادلة (1-46) أن التثكك الحراري لمادة الأستيلدهايد من التفاعلات التي

تخضع الى الدرجة $\left(\frac{3}{2} \right)$

مثال (2) : تكون ونفثت مادة الفوسجين



الميكانيكية : ثابت الموازنة K_1

ثابت الموازنة K_2

ثابت معدل السرعة k

ان معدل سرعة تكون الفوسجين بموجب المعادلة الثالثة يساوي :

$$\frac{d[\text{COCl}_2]}{dt} = k [\text{COCl}] [\text{Cl}_2] \quad \dots (47-1)$$

بما أن :

$$K_2 = \frac{[\text{COCl}]}{[\text{Cl}][\text{CO}]} \cdot [\text{COCl}] = K_2 [\text{Cl}][\text{CO}] \quad (48-1)$$

$$K_1 = \frac{[\text{Cl}]^2}{[\text{Cl}_2]} \cdot [\text{Cl}] = (K_1 [\text{Cl}_2])^{1/2} = K_1^{1/2} [\text{Cl}_2]^{1/2} \quad (49-1)$$

وتعويض قيمة $[\text{Cl}]$ من المعادلة (49-1) في المعادلة (48-1) نحصل على المعادلة (50-1). ومن ثم تعويض قيمة $[\text{COCl}]$ من المعادلة (50-1) في المعادلة (47-1) يؤدي إلى معادلة تكون الفوسجين (51-1).

$$[\text{COCl}] = K_1^{1/2} K_2 [\text{CO}] [\text{Cl}_2]^{1/2} \quad \dots (50-1)$$

$$\frac{d[\text{COCl}_2]}{dt} = k [\text{Cl}_2] \cdot K_2 K_1^{1/2} [\text{CO}] [\text{Cl}_2]^{1/2}$$

$$= k K_2 K_1^{1/2} [\text{CO}] [\text{Cl}_2]^{3/2} \quad \dots (51-1)$$

أما معدل تفكك الفوسجين فيساوي :

$$\begin{aligned} \frac{d[\text{COCl}_2]}{dt} &= k' [\text{COCl}_2] [\text{Cl}] \\ &= k' K_1^{1/2} [\text{COCl}_2] [\text{Cl}_2]^{1/2} \end{aligned}$$

وتم حساب طول السلسلة (Chain length) لأي تفاعل تسلسلي بقسمة قيمة معدل سرعة التفاعل الكلي على قيمة معدل سرعة تفاعل خطوة بدء تولد الجذور الحرة. فمثلاً بحسب طول سلسلة التفاعل التسلسلي في المثال الأول على النحو التالي :

$$\text{طول السلسلة} = \text{Chain length} = \frac{k_2 \left(\frac{k_1}{2k_3} \right)^{\frac{1}{2}} [\text{CH}_3\text{CHO}]^{3/2}}{k_1 [\text{CH}_3\text{CHO}]}$$

$$= k_2 \left(\frac{1}{2k_1 k_3} \right)^{\frac{1}{2}} [\text{CH}_3\text{CHO}]^{\frac{1}{2}}$$