الكيمياء الحركية "Kinetic Chemistry" هي أحد فروع الكيمياء الفيزيائية وتختص بدراسة العوامل المختلفة التي تؤثر على سرعة (معدل) التفاعلات الكيميائية مثل " طبيعة المواد المتفاعلة وتركيزها والتغير بدرجة الحرارة ووجود العامل المساعد والضغط ".

كذلك تعرف بأنها " العلم الذي يدرس التغير في تراكيز أو ضغوط المواد المتفاعلة أو الناتجة والعوامل المؤثرة عليها ".

* أن الفائدة الأساسية من دراسة الكيمياء الحركية " قياس سرعة التفاعلات "

١- معرفة الميكانيكية التي تحدث بها التفاعلات الكيميائية .
٢- معرفة سرعة التفاعلات الكيميائية ورتبة التفاعل .
٣- معرفة العوامل المؤثرة على سرعة التفاعل الكيميائي .

* العوامل المؤثرة على سرعة التفاعل الكيميائي

١- طبيعة المواد المتفاعلة وتركيزها
٢- درجة الحرارة
٣- الضغط
٤- العامل المساعد

* أصناف التفاعلات الكيميائية حسب سرعة التفاعل

١- التفاعلات التي تحدث بشكل سريع جداً مثل التفاعلات التي تحدث بين محلول حامض وقاعدة
٢- التفاعلات التي تحدث بشكل بطيء جداً مثل صدأ الحديد وتحلل الفلز الصلب بوجود الرطوبة والهواء
٣- التفاعلات التي تحدث بشكل متوسط السرعة مثل تفكك يوديد الهيدروجين لعناصره الأولية وذلك عند درجة 450°C .

$$2HI_{(g)} \xrightarrow{450^{\circ}C} H_{2(g)} + I_{2(g)}$$

معدل سرعة التفاعل : ـ ويعرّف على أنه التغير الحاصل (زيادة أو نقصان) في تركيز المواد الناتجة أو المتفاعلة على التوالي مقسومة على وحدة الزمن ، وتقاس بوحدات (مولار/ثانية) ($mol.L^{-1}.S^{-1}$).

مثلاً : للتفاعل الآتي :

$$A \longrightarrow B + C$$

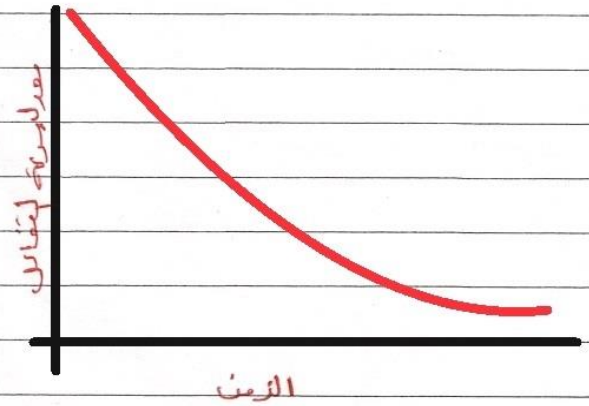
$$\text{معدل سرعة } [A] = -\frac{d[A]}{dt} \quad \text{(للمادة المتفاعلة)}$$

$$\text{معدل سرعة } [B] = +\frac{d[B]}{dt} \quad \text{(للمادة الناتجة)}$$

$$\text{معدل سرعة } [C] = +\frac{d[C]}{dt} \quad \text{(للمادة الناتجة)}$$

* من المعادلة أعلاه نلاحظ أن المادة المتفاعلة [A] تتفكك لتعطي النواتج [B] ، [C] ، لذا عند مرور الزمن نجد بأن تركيز المادة [A] يقل بينما تزايد كل من [B] و [C] تزداد.

حيث أن سرعة التفاعل تتناسب طردياً مع تراكيز المواد المتفاعلة والتي يتم استهلاكها من التفاعل وبذلك يقل تركيزها مع الزمن ، كما وأن سرعة التفاعل الكيميائي تقل كثيراً حتى تتفاعل كل المواد المتفاعلة وتتحول إلى نواتج كما في الشكل أدناه :



العلاقة بين سرعة التفاعل والزمن

حيث تعتبر الخطوة البطيئة هي الخطوة المحددة لسرعة التفاعل : فلو أخذنا المعادلة الآتية وهي تمثل (N_2O_5) تفاعل انحلال خماسي الأكسيد

$2N_2O_5 \rightarrow 4NO_2 + O_2$

$N_2O_5 \rightarrow 2NO_2 + O^{\cdot}$ (الخطوة البطيئة)

$N_2O_5 + O^{\cdot} \rightarrow 2NO_2 + O_2$

وعليه يكون قانون سرعة التفاعل كالآتي :

$$Rate = K[N_2O_5]$$

حيث :- K : ثابت سرعة التفاعل .

* ثابت سرعة التفاعل (K) :- يعتبر مقياس لسرعة التفاعل عند درجة حرارة معينة وتعتمد وحداته على رتبة التفاعل .

لذا يمكن كتابة معادلة وحدات ثابت السرعة بصورة عامة كالآتي :

$$[K = (\text{التركيز})^{1-n} \cdot time^{-1}]$$

وحدات ثابت السرعة	$(mol.L^{-1})^{1-n} . time^{-1}$	الرتبة
$mol.L^{-1}.time^{-1}$	$(mol.L^{-1})^{1-0}.time^{-1}$	0
$time^{-1}$	$(mol.L^{-1})^{1-1}.time^{-1}$	1
$mol^{-1}.L.time^{-1}$	$(mol.L^{-1})^{1-2}.time^{-1}$	2
$mol^{-2}.L^{2}.time^{-1}$	$(mol.L^{-1})^{1-3}.time^{-1}$	3

* أنواع التفاعلات الكيميائية حسب حالة المواد المتفاعلة

١- التفاعلات المتجانسة :- هي التفاعلات التي تكون جميع مكوناتها في حالة واحدة أو طور واحد ومثالها التفاعلات الغازية والتفاعلات السائلة التي تحدث بوجود مذيب لجميع المواد المتفاعلة .

(حالة غازية) 1) $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$

غاز النتروجين — غاز الهيدروجين — أمونيا

(حالة سائلة) 2) $CH_3COOC_2H_{5(L)} + H_2O_{(L)} \rightleftharpoons CH_3COOH_{(L)} + C_2H_5OH_{(L)}$

خلات الإثيل — ماء — حامض الخليك — الايثانول

٢- التفاعلات غير المتبادلة :- هي التفاعلات التي تكون فيها مكونات المواد المتفاعلة بأكثر من طور وفي هذه الحالة يحدث التفاعل عند السطح الفاصل بين الأطوار . ومثالها :-

1) $2HCl_{(L)} + Na_2CO_{3(s)} \rightarrow 2NaCl_{(s)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(L)}$

2) $C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$

* أنواع التفاعلات حسب أتجاه التفاعل

١- التفاعلات غير العكسية (ذات اتجاه واحد) :- هي التفاعلات التي تحدث بأتجاه واحد فقط ، وهو اتجاه تكوين المواد الناتجة ويمثل لهذه التفاعلات بسهم يشير رأسه الى اتجاه المواد الناتجة .

مواد متفاعلة ⟶ مواد ناتجة

٢- التفاعلات العكسية (ذات اتجاهين) :- وهي التفاعلات التي تحدث بأتجاهين (أمامي وخلفي) حيث تكون المواد الناتجة القدرة على أن تتفاعل مع بعضها وتحت نفس الظروف لتكون المواد المتفاعلة (الاصلية) ويرمز لهذه التفاعلات بسهمين لهما رأسان متضادان (⇌) .

$$H_{2(g)} + Br_{2(g)} \rightleftharpoons 2HBr_{(g)}$$

* أنواع الانظمة المستخدمة في الدراسات الحركية

١- النظام المغلق :- يسمى أحياناً بالنظام الساكن وفي هذا النوع لا يكتسب ولا يفقد شيء من المادة ومثاله :-

* التفاعلات السائلة التي تحدث في اطوار سائل داخل دورق أو مسخر مغلق .
* التفاعلات التي تحدث بالطور الغازي في وعاء تفاعل ثابت الحجم .

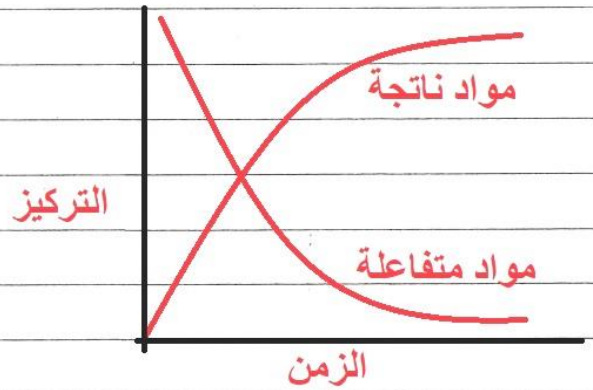
٢- النظام المفتوح :- ويسمى أحياناً بالنظام المتدفق وفي هذا النوع يحدث اكتساب أو فقد شيء من المادة ومثاله :- جريان غاز داخل أنبوبة

مسفنة أعلاه رطع عامل مساعد مثلاً.

* في حالة الأنظمة البايولوجية حيث يتم تبادل نواتج الأغذية والتفاعلات كيموية مع المحيط.

* نفي الدراسة الحركية يتم استخدام النظام المغلق بدلاً من النظام المفتوح وذلك للحصول على قياسات دقيقة لسرعة التفاعل.

* من كل ما تم ذكره سابقاً نستطيع متابعة أي تفاعل وذلك من خلال نقصان تركيز المواد المتفاعلة أو زيادة تركيز المواد الناتجة مع الزمن بالاعتماد على الآتي:-



مثال (1): - احسب مقدار نتاج الامونيا خلال (15 دقيقة)، أذا علمت بأن السرعة بدلالة استهلاك (N_2) تساوي (2×10^{-3} مول. لتر$^{-1}$. ثانية$^{-1}$)

$$3H_2(g) + N_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$$

الحل: - نلاحظ من منطوق السؤال بأن السرعة بدلالة (N_2) تساوي (2×10^{-3})
∴ السرعة بدلالة (NH_3) تساوي (4×10^{-3}) وذلك واضح من معادلة التفاعل وعدد مولات كل من (NH_3 و N_2).

$$\text{سرعة بدلالة } [NH_3] = + \frac{\Delta [NH_3]}{\Delta t}$$

$$4 \times 10^{-3} = \frac{[NH_3]_2 - [NH_3]_1}{t_2 - t_1} \Rightarrow 4 \times 10^{-3} = \frac{[NH_3]_2 - 0}{15 - 0}$$

$$[NH_3]_2 = 4 \times 10^{-3} (mol.L^{-1}.\cancel{s^{-1}}) \times 15 \times 60 \cancel{s}$$

$$= 3.6\ mol.L^{-1}$$

مثال (2) :- التفاعل الآتي :- $N_2O_4(g) \rightarrow 2NO_2(g)$

إذا تغير تركيز (NO_2) منه (0.05 مولاري) الى (0.06 مولاري) خلال (20 ثانية).

أ) أحسب مقدار التغير في تركيز المادة $[NO_2]$.

ب) أحسب معدل سرعة التفاعل منه خلال أنتاج $[NO_2]$ بالثانية والدقيقة.

ج) ما علاقة معدل سرعة كل مادة من المواد في المعادلة السابقة.

د) ما مقدار التغير الحاصل في تركيز (N_2O_4).

الحل :- أ) يتم حساب مقدار التغير بتركيز المادة (NO_2).

$$\Delta[NO_2] = [NO_2]_2 - [NO_2]_1$$

$$\Delta[NO_2] = 0.06 - 0.05 = 0.01\ M$$

ب) حساب معدل سرعة التفاعل منه خلال أنتاج (NO_2) بالثانية والدقيقة.

بالثانية

$$\text{سرعة}_{[NO_2]} = \frac{\Delta[NO_2]}{\Delta t} = \frac{[NO_2]_2 - [NO_2]_1}{t_2 - t_1}$$

$$\text{سرعة}_{[NO_2]} = \frac{0.06 - 0.05 M}{(20 - 0)\ s} = 5 \times 10^{-4}\ M.s^{-1}$$

بالدقيقة

$$\text{سرعة}_{[NO_2]} = \frac{(0.06 - 0.05)M}{(20/60)min} = 3 \times 10^{-2}\ M.min^{-1}$$

ج. من معادلة التفاعل نجد أن rate$[N_2O_4]$: rate$[NO_2]$

$$rate = -\frac{[N_2O_4]}{\Delta t} = \frac{1}{2}\frac{\Delta[NO_2]}{\Delta t}$$

7.11

$$-\frac{\Delta[N_2O_4]}{\Delta t} = \frac{1}{2}\frac{\Delta[NO_2]}{\Delta t}$$ (>

$$-[N_2O_4] = \frac{1}{2}[NO_2]$$

$$-[N_2O_4] = \frac{1}{2}(0.06 - 0.05)$$

$$[N_2O_4] = -5 \times 10^{-3} M$$