المصادر

1- الكيمياء الفيزياوية النظري د. علي الطيار و د. علي الطائي / جامعة بغداد .1991

2- مبادئ سرعة التفاعلات الكيميائية د. علي عبد الحسين جامعة البصرة. 1990

3- Physical Chemistry A.R. Danil – John Wiely 1961 Ch. 10

الفصل الأول /

المحاضرة الاولى

س1: مالفرق بين بين الثرموديناميك والكيمياء الحركية؟

ج/ الثرموديناميك يهتم بدراسة الحالة الابتدائية والنهائية للنظام ويهتم بالتوازن بين الحالتين وليس له علاقة كيف تتحول المادة من الحالة الابتدائية الى الحالة النهائية بينما تهتم الكيمياء الحركية بدراسة سرعة التفاعلات الكيميائية والعوامل المؤثرة عليها واليات او ميكانيكيات تحول المواد من الحالة الابتدائية الى الحالة التهائية والزمن التي تحتاجه هذه العملية .

الكيمياء الحركية :هو العلم الذي يختص بدراسة سرعة التفاعلات الكيميائية والعوامل المؤثرة فيها او هو العلم الذي يهتم بالمسالك التي يتحول فيها النظام من المتفاعلات الى النواتج .

س/ مافائدة الكيمياء الحركية ؟

ج/ 1- قياس سرعة التفاعلات الكيميائية Rate of chemical reactions وجميع العوامل المؤثرة عليها من جميع مثل (التركيز – الضغط – درجة الحرارة – عوامل مساعدة ..... الخ)

2- التعرف على الية التفاعلات الكيميائية Mechanism of chemical Reaction: أي دراسة الخطوات الحقيقية التي تمر بها التفاعلات للانتقال من المتفاعلات الى النواتج

انواع التفاعلات الكيميائية :

دراسة الكيمياء الحركية يتطلب معرفة نوع التفاعل الكيميائي

1-التفاعلات المتجانسة Homogenous :هي التفاعلات التي فيها تكون المواد المتفاعلة والناتجة في نفس الطور

$$I_{2(g)}+H_{2(g)} \rightarrow 2HI_{(g)}$$

2- التفاعلات الغير متجانسة Heterogeneous : هي التفاعلات التي فيها تكون المواد المتفاعلة والناتجة في طورين مختلفين

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

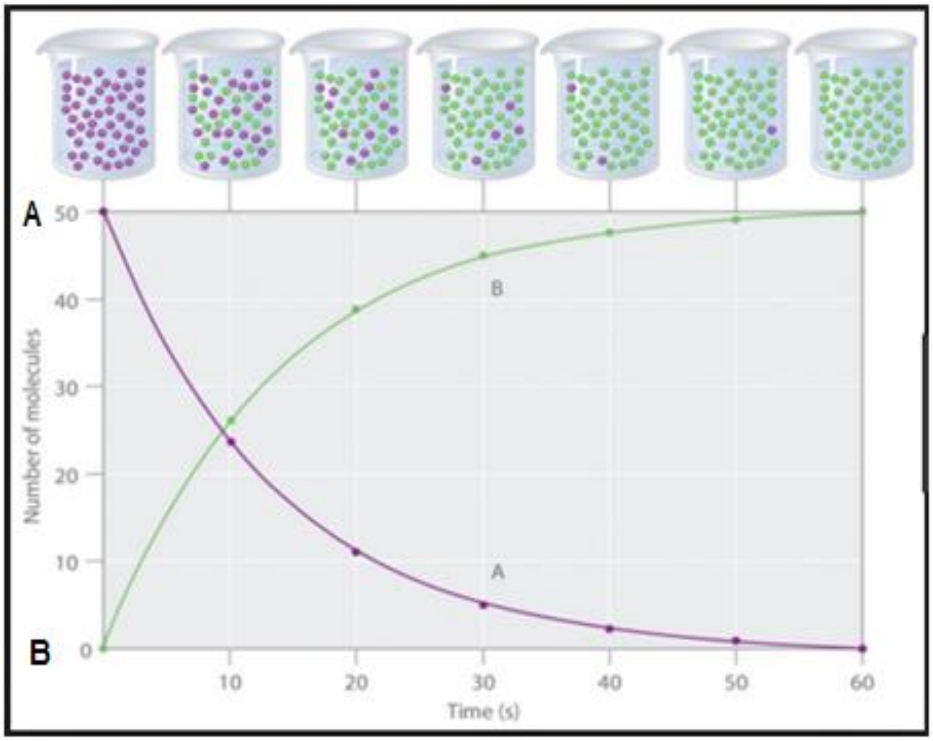
$$Zn_{(S)} + HCl_{(l)} \rightarrow ZnCl_{2(S)} + H_{2(g)}$$

سرعة التفاعل الكيميائي Rate of chemical reaction

السرعة (بشكل عام) هو تغير دالة ما في وحدة الزمن . السرعة في الفيزياء (velocity): هي كمية متجهة او اتجاهية Vector quantity لها مقدار واتجاه $velosity = \frac{distance}{time}$

اما في الكيمياء فيستخدم تعبير Rate وهي كمية مقدارية او عددية Scale quantity ويرمز لها بـ R. ويمكن تعريف معدل التفاعل أو معدل سرعة التفاعل الكيميائي بانه معدل التغير في كميات (تركيز) المواد المتفاعلة أو الناتجة في وحدة الزمن.

للتفاعل الاتي $A \rightarrow B$



معدل السرعة بالنسبة للمواد المتفاعلة تمثل النقصان في تراكيز المواد المتفاعلة الى التغير في الزمن. ويمكن تمثيل معدل السرعة بالنسبة للمادة المتفاعلة A بالقانون الاتي

$$Rate_A = -\frac{d[A]}{dt}$$

* توضع الإشارة السالبة للدلالة على نقصان تركيز الماد المتفاعلة ولكي تعطي قيمة موجبة لمعدل سرعة التفاعل

$$Rate_A = \frac{-[A_2] + [A_1]}{t_2 - t_1}$$

اما معدل السرعة بالنسبة للمواد الناتجة تمثل الزيادة في تراكيز المواد الناتجة الى التغير في الزمن. ويمكن تمثيل معدل السرعة بالنسبة للمادة الناتجة B بالقانون الاتي

$$Rate_B = \frac{d[B]}{dt}$$

$$Rate_B = \frac{-[B_2] + [B_1]}{t_2 - t_1}$$

وحدة معدل سرعة التفاعل

$$Rate = \frac{M}{t} = \frac{mole\ L^{-1}(dm^{-3})}{\min, sec, h,\ year,\ day}$$

امثلة محلولة

مثال 1/
جد سرعة التفاعل الكيميائي الاتي بدلالة A وC حيث يتغير تركيز A من 0.1 M الى 0.01 M خلال 10 sec وان تركيز C يزداد بمقدار 0.04 خلال نفس الفترة الزمنية

$$A + B \rightarrow 3C$$

$$Rate = \frac{-[A_2]+[A_1]}{t_2 - t_1}$$

$$\text{Rate} = \frac{-0.01 + 0.1}{10 - 0} = 9 \times 10^{-3} M.s^{-1}$$

$$Rate = \frac{[C_2]-[C_1]}{t_2 - t_1}$$

$$Rate_C = \frac{0.04 - 0}{10 - 0} = 4 \times 10^{-3} M.s^{-1}$$

السرعة العامة للتفاعل

هي السرعة بدلالة مول واحد من اي مكون

$$aA + bB \rightarrow cC + dD$$

$$R_r = \frac{1}{n}.\frac{\Delta[\ ]}{\Delta t}$$

حيث n تمثل عدد مولات المواد المتفاعلة والناتجة في المعادلة

$$R_r = -\frac{1}{a}\frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b}\frac{d[B]}{dt} = +\frac{1}{c}\frac{d[C]}{dt} = +\frac{1}{d}\frac{d[D]}{dt}$$

$$R_r = \frac{R_A}{a} = \frac{R_b}{b} = \frac{R_c}{c} = \frac{R_d}{d}$$

مثال 2 /

احسب مقدار الناتج من الامونيا في 10 min اذا علمت ان السرعة بدلالة استهلاك النتروجين $0.002\ M.s^{-1}$

$$3H_2 + N_2 \rightarrow 2NH_3$$

$$R = \frac{R_{H_2}}{3} = \frac{R_{N_2}}{1} = \frac{R_{NH_3}}{2}$$

$$R_{NH_3} = 2 \times R_{N_2} = 0.004\ M.s^{-1}$$

$$R_{NH_3} = \frac{[NH_3]_2 - [NH_3]_1}{t_2 - t_1}$$

$$0.004 = \frac{x - 0}{10 - 0}$$

X=0.04 M

مثال 3 / يتغير تركيز A من 0.2 M الى 0. 1 M خلال 1 min. احسب اولا سرعة التفاعل العامة و السرعة بدلالة D وB و مقدار ما يتكون من D خلال نفس الفترة الزمنية لتفاعل A

$$3A + 4B \rightarrow 3D$$

$$R_r = \frac{R_A}{3} = \frac{R_B}{4} = \frac{R_D}{3}$$

$$R_A = -\frac{[A]_2 + [A]_1}{t_2 - t_1} = \frac{-0.1 + 0.2}{1} = 0.1\ \text{M}.min^{-1}$$

$$R_r = \frac{R_A}{3} = \frac{0.1}{3} = 0.033\ \text{M}.min^{-1}$$

$$R_B = 4 \times R_r = 4 \times 0.033 = 0.132\ \text{M}.min^{-1}$$

او

$$R_B = \frac{R_A \times 4}{3} = \frac{0.1 \times 4}{3} = 0.133 \text{ M}.min^{-1}$$

$$R_D = 3 \times R_r = 3 \times 0.033 = 0.099 \text{ M}.min^{-1}$$

$$R_D = \frac{[D]_2 + [D]_1}{t_2 - t_1}$$

$$0.099 = \frac{[D]_2 + 0}{1 - 0}$$

$$[D]_2 = 0.099 \text{ M}.min^{-1}$$

مثال 4/ التفاعل الكيميائي الاتي $A + B \rightarrow C$ يتناقص تركيز A من $0.04\ mole\ L^-$ الى $0.01\ mole\ L^-$ خلال عشر ثواني ويزداد تركيز C بمقدار $0.04\ mole\ L^-$ خلال نفس الفترة الزمنية جد معدل السرعة بدلالة A و C

الحل :

$$R_A = \frac{-[A_2] + [A_1]}{t_2 - t_1}$$

$$R_A = \frac{-0.01 + 0.04}{10} = 0.003\ mole\ L^- s^-$$

$$R_C = \frac{[C_2] - [C_1]}{t_2 - t_1}$$

$$R_C = \frac{0.04 - 0}{10} = 0.004\ mole\ L^- s^-$$

مثال 5/ للتفاعل الاتي $2HI_{(g)} \rightarrow H_{2(g)} + I_{2(g)}$ وجد انه خلال فترة زمنية مقدارها $100s$ يقل التركيز المولاري ليوديد الهيدروجين من $4\ mole\ L^-$ الى $3.5\ mole\ L^-$ احسب معدل سرعة التفاعل

$$R_r = \frac{-[HI_2] + [HI_1]}{2\ \Delta t} = \frac{-3.5 + 4}{2(100 - 0)} = 2.5 \times 10^{-3}\ moleL^- s^-$$

مثال 6/ للتفاعل الاتي $3B \rightarrow 2C + E$ وجد ان معدل اختفاء B يساوي $0.075\ mole\ L^{-}s^{-}$ احسب معدل تكوين C و E .

$$R_r = \frac{-d[B]}{3\ dt} = \frac{d[C]}{2\ dt} = \frac{d[E]}{dt}$$

$$R_r = \frac{R_B}{3} = \frac{R_C}{2} = \frac{R_E}{1}$$

$$R_C = \frac{R_B \times 2}{3} = \frac{0.075 \times 2}{3} = \frac{0.15}{3} = 0.05\ moleL^{-}s^{-}$$

مثال 7/ التفاعل الكيميائي الاتي $A + 2B \rightarrow 3C$ يتناقص تركيز A من $0.04\ mole\ L^{-}$ الى $0.01\ mole\ L^{-}$ خلال عشر ثواني جد تركيز C بمقدار خلال نفس الفترة الزمنية

$$Rate = \frac{-[A_2]+[A_1]}{t_2 - t_1}$$

$$Rate = \frac{-0.01 + 0.04}{10} = 0.003\ mole\ L^{-}s^{-}$$

$$R = R_A = \frac{R_C}{3}$$

$$R_C = 3R_A$$

$$R_C = 3 \times 0.003 = 0.009$$

$$R_C = \frac{[C]_2 - [C]_1}{t_2 - t_1}$$

$$0.009 = \frac{[C]_2 - 0}{10 - 0}$$

$$[C]_2 = 0.09\ mole\ L^{-1}$$

مثال 8: يحترق الامونيا وفق المعادلة الاتية

$$4NH_{3(g)} + 5O_{2(g)} \rightarrow 2NO_{(g)} + 6H_2O_{(g)}$$

على فرض انه في لحظة معينة اثناء التفاعل تفاعلت الامونيا بمعدل مقداره $0.24\ M.s^{-1}$ ماهي معدل سرعة التفاعل بدلالة استهلاك O_2 وما معدل سرعة تكوين H_2O

الحل :

$$R_r = \frac{R_{NH_3}}{4} = \frac{R_{o_2}}{5} = \frac{R_{H_2O}}{6}$$

$$\frac{R_{NH_3}}{4} = \frac{R_{o_2}}{2}$$

$$\frac{0.24}{4} = \frac{R_{o_2}}{5}$$

$$R_{o_2} = \frac{0.24 \times 5}{4} = \frac{1.2}{4} = 0.3\ M.s^{-1}$$

$$R_{H_2O} = R_{NH_3} \times \frac{6}{4} = 0.36\ M.s^{-1}$$

مثال 9/ مادة متفاعلة تغير تركيزها من من $0.03\ mole\ L^-$ الى $0.02\ mole\ L^-$ خلال 25 دقيقة. احسب معدل التغير بسرعة التفاعل بوحدات الدقائق والثواني

$$R_A = \frac{-[A_2] + [A_1]}{t_2 - t_1}$$

$$R_A = \frac{-[0.02] + [0.03]}{25 - 0} = 4 \times 10^{-4}\ M.min^{-1}$$

$$4 \times 10^{-4}\ \frac{M}{min} \times \frac{min}{60\ Sec} = 6.67 \times 10^{-6}\ M.s^{-1}$$

$$25\ \text{min} \times \frac{60\ Sec}{min} = 1500\ \text{Sec}$$ او

$$R_A = \frac{-[0.02] + [0.03]}{1500} = 6.67 \times 10^{-6}\ M.s^{-1}$$

مثال 10/ جد سرعة التفاعا الكيميائي الاتي $A + B \rightarrow 3C$ *بدلالة* A *ثم جد تركيز* C *عند تغير تركيز* A *من* $0.1\ M$ *الى* $0.01\ M$ *خلال* 10 *ثواني*

$$R_A = \frac{-[A_2] + [A_1]}{t_2 - t_1}$$

$$R_A = \frac{-[0.01] + [0.1]}{10 - 0} = 9 \times 10^{-3}\ M.s^{-1}$$

$$R_C = 3R_A$$

$$R_C = 3 \times 9 \times 10^{-3} = 27 \times 10^{-3}$$

$$R_C = \frac{[C]_2 - [C]_1}{t_2 - t_1}$$

$$27 \times 10^{-3} = \frac{[C]_2 - 0}{10 - 0}$$

$$[C]_2 = 27 \times 10^{-2}\ mole\ L^{-1}$$