

Introduzione alla cinetica chimica con esercizi

prerequisiti : conoscere la teoria particellare o cinetica della materia, sapere il significato di concentrazione, molarità, comprendere il concetto di equilibrio di reazione ,analizzare reazioni dirette/ inverse ovvero complete/incomplete e reversibili/irreversibili, capire i concetti termodinamici di energia, H, S e G ,applicare e comprendere i delta termodinamici ad una equazione chimica,

obiettivi : definire la velocità di reazione, conoscere i fattori che influenzano la cinetica di una reazione e in che misura, capire cosa si intende per ordine di reazione, sapere quale è il ruolo dei catalizzatori nella cinetica chimica, collegare al concetto di velocità di reazione (conoscenze cinetiche) alla costante di equilibrio, saper interpretare l'equilibrio chimico sia dal punto di vista cinetico che termodinamico

Le velocità di reazione: è l'interpretazione del fattore tempo nelle reazioni chimiche

velocità di reazione è la derivata della quantità di sostanza trasformata dx rispetto al tempo dt $v = dx/dt$

e in prima approssimazione è per la generica reazione $A \rightarrow B$

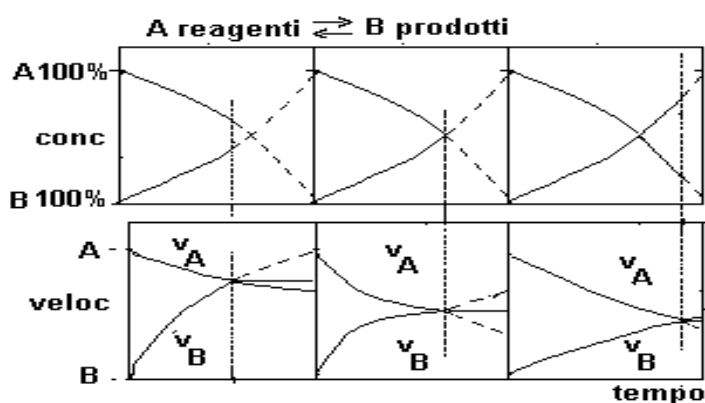
velocità di scomparsa del reagente $A = v_A = - \frac{d[A]}{dt}$

velocità di formazione del prodotto $B = v_B = + \frac{d[B]}{dt}$

(per convenzione si usa la velocità di scomparsa del reagente)

Le reazioni di salificazione, semplice e doppio scambio, tra ioni, sono reversibili $A \rightleftharpoons B$ ed hanno una velocità praticamente infinita)

È possibile studiare graficamente la reazione : $A \text{ reagenti} \rightleftharpoons B \text{ prodotti}$



fattori che la influenzano la velocità di reazione

1) natura chimica dei reagenti: e quindi dalla natura del legame chimico caratteristico di ogni reagente e prodotto (sarà più veloce una reazione tra ioni che una reazione che implichi la demolizione di legami complessi)

2) concentrazione dei reagenti: la concentrazione dei reagenti è direttamente proporzionale agli urti che avvengono tra particelle e quindi agli urti cosiddetti efficaci che permetteranno la reazione. (vedi teoria degli urti)

3) temperatura : la velocità cresce al crescere della temperatura (raddoppia ogni 10°C circa) ciò perché ad un aumento della temperatura corrisponde sempre un aumento della energia cinetica (eccezione per le reazioni fotochimiche) (vedi equazione di Arrhenius)

4) stato di suddivisione dei reagenti: nelle reazioni eterogenee (solido + gas ad esempio) la velocità di reazione è funzione della suddivisione del reagente solido. E dunque dell'aumento della superficie di contatto.

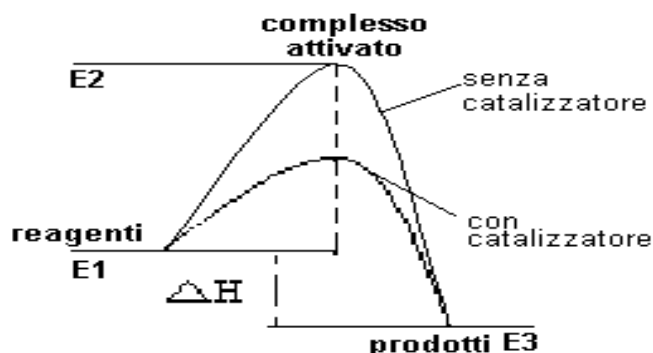
5) catalizzatori : sostanze che fanno aumentare la velocità di reazione senza modificare l'equilibrio di reazione. Esistono due tipi di catalizzatori : **positivi** se accelerano, negativi o **inibitori** se rallentano

teoria degli urti efficaci o teoria delle collisioni : Solo quando la energia cinetica di due molecole che si urtano è sufficientemente elevata si possono rompere i legami e l'urto è efficace per la reazione. Affinchè gli urti possano dirsi efficaci si devono verificare le seguenti condizioni :

- Preciso orientamento spaziale
- Fattore sterico
- Necessaria energia di attivazione

Nella reazione gassosa bimolecolare Bodenstein trova sperimentalmente che il numero degli urti nella reazione $2\text{HI} \rightarrow \text{H}_2 + \text{I}_2$ è inferiore al teorico, Già Arrhenius aveva riscontrato che solo alcune molecole "attivate" potevano reagire : solo le molecole che riescono ad acquistare nell'urto una quantità di energia $\Delta E = (E_2 - E_1)$ detta "energia di attivazione" o "energia critica" che rappresenta una barriera energetica o dislivello e è la differenza tra le energie potenziali del gruppo attivato e quelle dei reagenti

Gli urti efficaci sono favoriti dall'aumento della temperatura, concentrazione, catalisi



Equazione di Arrhenius e costante di velocità

L'equazione empirica di Arrhenius lega la costante di velocità K con la temperatura T : $K = a e^{-b/T}$ (in cui a è specifico della reazione e dipende da fattore sterico, superficie di contatto, n° urti... e b è legato al delta di energia di attivazione; a e b sono dunque costanti) ovvero $\ln K = a - b/T$ dunque K è funzione esponenziale della temperatura

fattori che la influenzano l' ordine della reazione e costante di velocità

per molecolarità di una reazione si intende in prima approssimazione il numero di molecola reagenti coinvolte mentre per ordine si intende il numero di molecole reagenti che possono influenzare la reazione con la loro velocità

spesso i due dati coincidono con eccezioni ad esempio per la reazione tra idrogeno e deuterio $\text{H}_2 + \text{D}_2 \rightarrow 2\text{HD}$ (reazione bimolecolare ma con ordine ricavato dall'esperienza di 1,5 ; $v = K [\text{H}_2][\text{D}_2]^{1/2}$) oppure per la reazione di idrolisi del saccarosio con formaz di glucosio e fruttosio: $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (bimolecolare con cinetica del primo ordine $v = K[\text{saccarosio}]$) oppure per la reazione : $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$ (bimolecolare con cinetica complessa non del secondo ordine ma legata alle reazioni a catena)

Reazione di ordine zero

La velocità di reazione è indipendente dalla concentrazione

fissando C_0 la concentrazione iniziale e C_a la concentraz. al tempo t e cioè $C_0 - x$

Per una reazione di 0 ordine il periodo di semitrasformazione T si calcola ponendo $C_0 = 1$ e $C_a = 0,5C_0$ (concentrazione dimezzata dopo un anno) e quindi $KT = C_0 - C_a = C_0 - 1/2C_0 = C_0/2$

$$v = \frac{dC_a}{dt} = K(C_a)^0 = K$$

$$K dt = -dC_a$$

$$\int K dt = \int -dC_a$$

$$-C_a = Kt + \text{cost.}$$

$$\text{al tempo } t=0$$

$$C_a = C_0$$

$$C_0 - C_a = KT$$

$$K = \frac{C_0 - C_a}{T}$$

Reazione del primo ordine

è una reazione nella quale varia la concentrazione iniziale C_0 di una sola sostanza di quantità x al passare del tempo t . La velocità dipende dalla concentrazione dell'unica specie molecolare ($A \rightarrow B+C$) e sarà data da $v = K[A]$,

esempio : $2N_2O_3 \rightarrow 4NO_2 + O_2$, $v = K[N_2O_3]$

dunque la velocità riferita a C_0 , integrata e legata ad una costante K

(detta anche costante di velocità o velocità specifica di reazione o costante cinetica) darà la relazione di proporzionalità tra $C_0 = \text{conc. iniziale}$, costante di velocità K , quantità di sostanza x trasformata al tempo t , (al tempo t la concentrazione reale sarà $C_a = C_0 - x$)

$$v = \frac{dC_a}{dt} = K C_a$$

$$K dt = -\frac{dC_a}{C_a}$$

$$\int K dt = \int -\frac{dC_a}{C_a}$$

$$-\ln C_a = Kt + \text{cost.}$$

e sapendo che a $t=0$ la

$$C_a = C_0$$

$$-\ln C_a = Kt - \ln C_0$$

$$\ln \frac{C_0}{C_a} = Kt$$

$$e^{-Kt} = \frac{C_0}{C_a}$$

si vede che la concentrazione dei reagenti decresce esponenzialmente col tempo e tende a 0 per t che tende a infinito

Per una reazione del 1° ordine il periodo di semitrasformazione T si calcola ponendo $C_0 = 1$ e $C_a = 0,5C_0$ (concentrazione dimezzata dopo un anno) e quindi

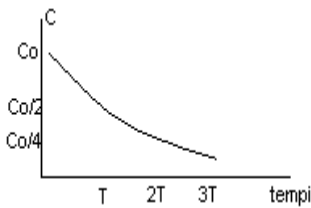
$$KT = \ln(C_0/C_a) = \ln(C_0/C_0/2) = 0,693$$

esempio applicato alla disintegrazione del radio (da una quantità convenzionale 1 di radio si osserva una disintegrazione di una quantità di 0,0004 all'anno calcolare K) $2,3 \log_{10}(1/0,9996) = K \cdot 1$

da cui $K = 0,00049$ atomi/anno cioè 4090 atomi su 10000000.

Periodo

o tempo di dimezzamento T si calcola conoscendo il valore di K e ponendo $C_0 = 1$ e $C_a = C_0 - x = 0,5$ (concentrazione dimezzata dopo un anno) e quindi $\ln 1/0,5 = KT = 0,0004094 T = 1690$ anni per il radio



In grafico:

in un minerale radioattivo, in cui esiste un miscuglio di elementi radioattivi, questi si troveranno in equilibrio : dette $K_1, K_2, K_3 \dots$ le costanti di velocità e N_1, N_2, N_3 , i numeri di atomi di ciascuna specie, si avrà ad un certo istante che i loro valori staranno in rapporto con i tempi di dimezzamento T $K_1/K_2 = N_2/N_1 = T_2/T_1$

Dunque conoscendo N per ogni elemento radioattivo del minerale si può immediatamente conoscere il periodo relativo (conoscendo $T = 1690$ per il radio e sapendo che nel minerale per ogni atomo di radio ve ne sono $2,8 \cdot 10^6$ di uranio ottenuto da $1/2,8 \cdot 10^6 = 1690/T$ il valore di T per uranio = $4 \cdot 10^9$ anni

La relazione di proporzionalità che lega il periodo al valore di C_0 è $T_{1/2} \propto 1/C_0^{n-1}$ dove n è l'ordine di reazione.

Reazione del secondo ordine



Se la velocità dipende dalle concentrazioni delle due specie molecolari e sarà data da $v = K [A][B]$



$$v = K [A][B] = K [\text{CH}_3\text{COOH}][\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}]$$

e supponendo uguale la concentrazione a sia per $[A]$ e per $[B]$

$$v = \frac{dC_a}{dt} = K [C_a]^2$$

$$K dt = \frac{-dC_a}{[C_a]^2}$$

$$\int K dt = \int \frac{-dC_a}{[C_a]^2}$$

$$[C_a]^{-1} = Kt + \text{cost.}$$

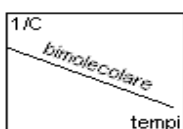
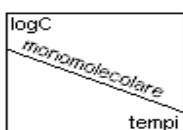
per $t=0$ $\text{cost.} = [C_0]^{-1}$

$$Kt = \frac{1}{C_a} - \frac{1}{C_0}$$

Per una reazione del 2° ordine il periodo di semitrasformazione T si calcola ponendo $C_0 = 1$ e $C_a = 0,5C_0$ (concentrazione dimezzata dopo un anno) e quindi

$$KT = 1/C_a - 1/C_0 = 2/C_0 - 1/C_0 = 1/C_0$$

in grafico una reazione monomolecolare $\log C = f(t)$ e una reazione bimolecolare $1/c = f(t)$ saranno rappresentate da una retta c



Reazione del terzo ordine

reazione molto rara del tipo $A+B+C \rightarrow$ prodotti ;

esempio $2\text{NO} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NOCl}$, $v = k[\text{NO}]^2[\text{Cl}_2]$ la reazione è del II ordine rispetto a NO e del I ordine rispetto a Cl_2 , quindi complessivamente del terzo ordine

il calcolo della K si farà studiando il caso più semplice in cui $[A]=[B]=[C]=a$: dunque $v = k(\text{Ca})^3$ che integrata sarà $2kT = 1/C^2 - 1/C_0^2$

Per una reazione del 3° ordine il periodo di semitrasformazione T si calcola ponendo $\text{Ca} = \text{Co}/2$ dunque

$$2kT = (4/C_0^2 - 1/C_0^2) = (3/C_0^2)$$

costante di velocità K

per ordine 0 $kT = \text{Co} - \text{Ca} = \text{Co} - 1/2\text{Co} = \text{Co}/2$

per ordine 1 $kT = \ln(\text{Co}/\text{Ca}) = \ln(\text{Co}/\text{Co}/2) = 0,693$

per ordine 2 $kT = 1/\text{Ca} - 1/\text{Co} = 2/\text{Co} - 1/\text{Co} = 1/\text{Co}$

per ordine 3 $2kT = (4/C_0^2 - 1/C_0^2) = (3/C_0^2)$

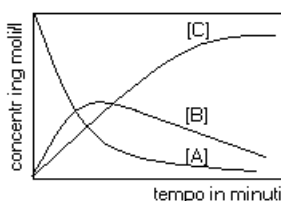
meccanismi di reazione

le reazioni possono avvenire in più stadi che possiedono una propria velocità : dunque la velocità globale della reazione sarà influenzata dallo stadio più lento.

La cinetica delle reazioni può essere diversa e complessa a seconda che le reazioni siano consecutive, parallele, a catena

consecutive

esempio più semplice $A \rightarrow B \rightarrow C \dots$ (si può notare dal grafico che avviene prima la reazione $A \rightarrow B$ e successivamente la contigua...)



parallele

esempio semplice : il reagente A dà luogo contemporaneamente alla reazione $A \rightarrow B$ e $A \rightarrow C$ con costanti cinetiche K e K' e la velocità di distruzione di A è pari alla somma delle velocità di formazione di B e C.

Secondo la legge di Wegscheider nelle reazioni parallele (a differenza delle consecutive) il rapporto delle concentrazioni dei prodotti rimane costante nel tempo , dunque $[B] / [A] = K / K' = \text{cost.}$

a catena

le reazioni si ripetono in successione di singoli stadi (*maglia della catena*) in ciascuno dei quali si genera un prodotto (*centro attivo o portatore di catena*) e nelle quali si generano processi (*di rottura*) in cui tali centri possono venir

distrutti. La reazione avviene con un *periodo di induzione* lento e la sua velocità può essere incrementata introducendo nell'ambiente di reazione delle sostanze estranee

reazioni a catena semplice

da ogni centro attivo si forma in ciascuno stadio un solo centro attivo esempio : la reazione $H_2 + Br_2 \rightarrow 2HBr$

reazione di innesco $1) Br_2 \rightarrow 2 Br$

maglia della catena

2) $Br + H_2 \rightarrow HBr + H$ dove $H =$ centro attivo

3) $H + Br_2 \rightarrow HBr + Br$ dove $Br =$ centro attivo

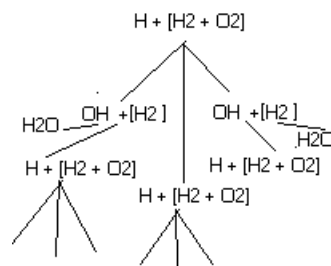
4) eventuale rottura della catena $Br + Br = Br_2$

reazioni a catena ramificata

da ogni centro attivo in ciascuno stadio si formano più centri attivi

catalisi

la cinetica di reazione è influenzata da sostanza estranea detta catalizzatore (catalisi = sciogliere) e ciò nel senso che non favorisce reazioni improbabili ma semplicemente accelera o ritarda un processo con un meccanismo d'azione in cui si formano prodotti intermedi instabili



reazioni omogenee

se catalizzatore, reagenti e prodotti si trovano in un'unica fase

reazioni eterogenee

se il catalizzatore si trova in fase diversa da quelle dei reagenti e prodotti

cinetica della catalisi:

il catalizzatore agisce tanto maggiormente quanto è finemente suddiviso dunque la velocità di reazione v sarà proporzionale alla superficie del catalizzatore S nella forma semplice $v = kS$ e tenendo conto che ci sarà una velocità di evaporazione dal catalizzatore v_e e una velocità di condensazione v_c allora alla pressione P del gas sul catalizzatore $v_c = k_c(1-S)P$ e $v_e = k_e S$.

In condizioni di regime stazionario sarà $k_c(1-S)P = k_e S$, da cui $S = \frac{k_c P}{k_e P + k_e}$ e quindi $v = kS = k \left(\frac{k_c P}{k_e P + k_e} \right)$ in cui la velocità totale del processo catalitico è in relazione alla pressione P dei gas

gas poco adsorbito

$k_e \gg k_c$ $v = k \left(\frac{k_c P}{k_e} \right) = \text{cost}P$ ossia il processo segue una cinetica del primo ordine

$k_c \gg k_e$ $v = k \left(\frac{k_c P}{k_e P} \right) = \text{cost}$ ossia il processo segue una cinetica di ordine 0

tenendo conto di questi due casi limite e del fatto che spesso si hanno casi intermedi si può scrivere la relazione generale $v = \text{cost} \cdot P^n$ con $0 < n < 1$

ESERCIZI

formula $aA + bB \rightarrow cC + dD$

equazione di velocità $= k [A]^a \cdot [B]^b$

Attenzione : ordine di reazione = $a + b$ (i coefficienti possono o non possono coincidere con i coefficienti e sono valori sperimentali) e in alcune reazioni si dovrà tener conto anche dei prodotti (vedi esempi)

calcolo della velocità di formazione di un prodotto partendo dalla velocità di decomposizione di un reagente

1. se la velocità di decomposizione di HI è 5 mmol/L.s quale sarà la velocità di formazione dell' idrogeno?



se da due moli di HI si forma una mole di H₂ da 5 mmol/L . s se ne formeranno $5 \cdot 10^{-3} \cdot \frac{1}{2}$ moli/L.s

calcolo dell'ordine di una reazione:

1) nella reazione di decomposizione dell'NH₃ su platino il dato empirico indica che la velocità di reazione è costante e non dipende dalla concentrazione degli elementi della reazione $2NH_3 \rightarrow N_2 + 3H_2$

$$\text{velocità} = k [NH_3]^0$$

soluzione : equazione di ordine 0

2. nella reazione di decomposizione di N₂O₅ $2N_2O_5 \rightarrow 2NO_2 + \frac{1}{2} O_2$ il dato empirico indica che al diminuire della concentrazione di N₂O₅ diminuisce la velocità di reazione in modo direttamente proporzionale dunque la velocità sarà

$$\text{velocità} = k [N_2O_5]^1$$

soluzione : equazione di ordine 1

3. nella reazione di decomposizione di NO₂ $2NO_2 \rightarrow NO + \frac{1}{2} O_2$ il dato empirico indica che al diminuire del quadrato della concentrazione di NO₂ diminuisce la velocità di reazione in modo proporzionale dunque la velocità sarà

$$\text{velocità} = k [NO_2]^2$$

soluzione : equazione di ordine 2

4. nella reazione di decomposizione di NO₂ + CO $NO_2 + CO \rightarrow NO + CO_2$ il dato empirico indica che al diminuire del quadrato della concentrazione di NO₂ diminuisce la velocità di reazione in modo proporzionale , mentre la velocità della reazione non sarà influenzata dalla presenza maggiore o minore di CO dunque la velocità sarà

$$\text{velocità} = k [NO_2]^2 [CO]^0$$

soluzione : equazione di ordine 2

5. nella reazione di ossidazione SO₂ + $\frac{1}{2} O_2 \rightarrow SO_3$ il dato empirico indica che al diminuire della concentrazione di SO₂ diminuisce la velocità di reazione in modo proporzionale , mentre la velocità della reazione sarà influenzata (DIMINUISCE) dall'aumento di SO₃ in misura di $\frac{1}{2}$ con la velocità inversa (negativa)

$$\text{velocità} = k [\text{SO}_2]^1 [\text{SO}_3]^{-1/2}$$

soluzione : equazione di ordine $(1 - 1/2) = 1/2$

6. nella reazione di riduzione dello ione bromato $\text{BrO}_3^- + 5\text{Br}^- + 6\text{H}^+ \rightarrow 3\text{Br}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ il dato empirico indica che al diminuire della concentrazione di BrO_3^- e di Br^- diminuisce la velocità di reazione in modo proporzionale, mentre la velocità della reazione diminuisce in funzione del quadrato della concentrazione di idrogeno

$$\text{velocità} = k [\text{BrO}_3^-]^1 [\text{Br}^-]^1 [\text{H}^+]^2$$

soluzione : equazione di ordine $1+1+2 = 4$

7. nella reazione di decomposizione dell'ozono $2\text{O}_3 \rightarrow 3\text{O}_2$ il dato empirico indica che al diminuire del quadrato della concentrazione di O_3 diminuisce la velocità di reazione in modo proporzionale, mentre la velocità della reazione diminuisce anche proporzionalmente all'aumentare della concentrazione dell'ossigeno

$$\text{velocità} = k [\text{O}_3]^2 [\text{O}_2]^{-1}$$

se aumento la concentrazione di O_2 che succede?

$$\text{velocità}_{\text{iniziale}} : k [\text{O}_3]^2 [\text{O}_2]_{\text{iniziale}}^{-1} = \text{velocità}_{\text{finale}} : k [\text{O}_3]^2 [\text{O}_2]_{\text{finale}}^{-1}$$

$$\text{velocità}_{\text{finale}} = \text{velocità}_{\text{iniziale}} \cdot [\text{O}_2]_{\text{finale}}^{-1} / [\text{O}_2]_{\text{iniziale}}^{-1}$$

8) nella reazione $\text{H}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{HBr}$ l'equazione di velocità è :

$$\text{velocità} = \frac{k [\text{H}_2] [\text{Br}_2]^{3/2}}{[\text{Br}_2] + k' [\text{HBr}]}$$

quale è l'ordine di reazione ?

poiché k' è legato alla concentrazione dell' HBr ed è variabile dipendente dalla temperatura la reazione studiata non ha un ordine complessivo

formula $a\text{A} + b\text{B} \rightarrow c\text{C} + d\text{D}$

equazione di velocità $= k [\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b$

Attenzione : ordine di reazione $= a + b$ (i coefficienti possono o non possono coincidere con i coefficienti e sono valori sperimentali) e in alcune reazioni si dovrà tener conto anche dei prodotti (vedi esempi)

calcolo della velocità di formazione di un prodotto partendo dalla velocità di decomposizione di un reagente

1. se la velocità di decomposizione di HI è $5 \text{ mmol/L}\cdot\text{s}$ quale sarà la velocità di formazione dell' idrogeno?



se da due moli di HI si forma una mole di H_2 da $5 \text{ mmol/L}\cdot\text{s}$ se ne formeranno $5 \cdot 10^{-3} \cdot 1/2 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$

calcolo dell'ordine di una reazione:

- 1) nella reazione di decomposizione dell' NH_3 su platino il dato empirico indica che la velocità di reazione è costante e non dipende dalla concentrazione degli elementi della reazione $2\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 3\text{H}_2$

$$\text{velocità} = k [\text{NH}_3]^0$$

soluzione : equazione di ordine 0

2. nella reazione di decomposizione di $\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 2\text{NO}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2$ il dato empirico indica che al diminuire della concentrazione di N_2O_5 diminuisce la velocità di reazione in modo direttamente proporzionale dunque la velocità sarà

$$\text{velocità} = k [\text{N}_2\text{O}_5]^1$$

soluzione : equazione di ordine 1

3. nella reazione di decomposizione di $\text{NO}_2 \rightarrow \text{NO} + \frac{1}{2} \text{O}_2$ il dato empirico indica che al diminuire del quadrato della concentrazione di NO_2 diminuisce la velocità di reazione in modo proporzionale dunque la velocità sarà

$$\text{velocità} = k [\text{NO}_2]^2$$

soluzione : equazione di ordine 2

4. nella reazione di decomposizione di $\text{NO}_2 + \text{CO} \rightarrow \text{NO} + \text{CO}_2$ il dato empirico indica che al diminuire del quadrato della concentrazione di NO_2 diminuisce la velocità di reazione in modo proporzionale, mentre la velocità della reazione non sarà influenzata dalla presenza maggiore o minore di CO dunque la velocità sarà

$$\text{velocità} = k [\text{NO}_2]^2 [\text{CO}]^0$$

soluzione : equazione di ordine 2

5. nella reazione di ossidazione $\text{SO}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$ il dato empirico indica che al diminuire della concentrazione di SO_2 diminuisce la velocità di reazione in modo proporzionale, mentre la velocità della reazione sarà influenzata (DIMINUISCE) dall'aumento di SO_3 in misura di $\frac{1}{2}$ con la velocità inversa (negativa)

$$\text{velocità} = k [\text{SO}_2]^1 [\text{SO}_3]^{-\frac{1}{2}}$$

soluzione : equazione di ordine $(1 - \frac{1}{2}) = \frac{1}{2}$

6. nella reazione di riduzione dello ione bromato $\text{BrO}_3^- + 5\text{Br}^- + 6\text{H}^+ \rightarrow 3\text{Br}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ il dato empirico indica che al diminuire della concentrazione di BrO_3^- e di Br^- diminuisce la velocità di reazione in modo proporzionale, mentre la velocità della reazione diminuisce in funzione del quadrato della concentrazione di idrogeno

$$\text{velocità} = k [\text{BrO}_3^-]^1 [\text{Br}^-]^1 [\text{H}^+]^2$$

soluzione : equazione di ordine $1+1+2 = 4$

7. nella reazione di decomposizione dell'ozono $2\text{O}_3 \rightarrow 3\text{O}_2$ il dato empirico indica che al diminuire del quadrato della concentrazione di O_3 diminuisce la velocità di reazione in modo proporzionale, mentre la velocità della reazione diminuisce anche proporzionalmente all'aumentare della concentrazione dell'ossigeno

$$\text{velocità} = k [\text{O}_3]^2 [\text{O}_2]^{-1}$$

se aumento la concentrazione di O_2 che succede?

$$\text{velocità}_{\text{iniziale}} : k [\text{O}_3]^2 [\text{O}_2]_{\text{iniziale}}^{-1} = \text{velocità}_{\text{finale}} : k [\text{O}_3]^2 [\text{O}_2]_{\text{finale}}^{-1}$$

$$\text{velocità}_{\text{finale}} = \text{velocità}_{\text{iniziale}} \cdot [\text{O}_2]_{\text{finale}}^{-1} / [\text{O}_2]_{\text{iniziale}}^{-1}$$

8) nella reazione $\text{H}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{HBr}$ l'equazione di velocità è :

$$\text{velocità} = \frac{k [\text{H}_2][\text{Br}_2]^{3/2}}{[\text{Br}_2] + k' [\text{HBr}]}$$

quale è l'ordine di reazione ?

poiché k' è legato alla concentrazione dell'HBr ed è variabile dipendente dalla temperatura la reazione studiata non ha un ordine complessivo