

1. Si consideri la seguente reazione: $\text{CH}_3\text{CHO}_{(g)} \rightarrow \text{CH}_4_{(g)} + \text{CO}_{(g)}$ Determinare l'ordine di reazione e calcolare la costante di velocità della suddetta reazione a 518°C noti i seguenti dati sperimentali:

conc. iniziale di CH_3CHO (moli/l)	0,15	0,30	0,60
v di reaz. riferita a CH_3CHO (moli/l·s)	$1,5 \cdot 10^{-7}$	$6,0 \cdot 10^{-7}$	$24,0 \cdot 10^{-7}$

Come si vede dai dati sperimentali: al raddoppiare della concentrazione iniziale di reagente la velocità di reazione quadruplica: la velocità deve quindi dipendere dal quadrato della concentrazione. Se ne deduce che la cinetica della reazione è del secondo ordine e perciò l'equazione cinetica risulta essere la seguente:

$$v = k \cdot [\text{CH}_3\text{CHO}]^2$$

Si può quindi calcolare la costante di velocità (k) o velocità specifica di reazione:

$$k = \frac{v}{[\text{CH}_3\text{CHO}]^2} = \frac{1,5 \cdot 10^{-7}}{(0,15)^2} = 6,7 \cdot 10^{-6} \frac{l}{\text{moli} \cdot \text{s}}$$

Il calcolo può essere fatto con qualsiasi coppia di valori sperimentali in quanto la k deve rimanere costante.

2. La decomposizione termica di N_2O_5 avviene secondo la seguente reazione:

$\text{N}_2\text{O}_{5(g)} \rightarrow \text{N}_2\text{O}_{4(g)} + 1/2\text{O}_{2(g)}$ Ad una determinata temperatura si hanno i seguenti dati sperimentali:

t (minuti)	0	20	40	60	80
$p_{\text{N}_2\text{O}_5}$ (Torr)	680	362	206	115	65

Verificare che la reazione abbia una cinetica del 1° ordine

La verifica può essere fatta in due modi:

- analitica, calcolando la velocità specifica di reazione k per due o più intervalli di tempo (qualsiasi!) verificando che il suo valore rimanga costante
- grafica, riportando in grafico gli adatti parametri (per tentativi) in modo da trovare l'andamento lineare

Per quanto riguarda la verifica analitica, per la cinetica del 1° ordine si ha:

$$k = \frac{2,303}{t} \cdot \log \frac{[A_0]}{[A]}$$

Inoltre in tale equazione, visto il rapporto adimensionale delle concentrazioni molari, si possono anche usare altre unità di misura, come la pressione parziale di N_2O_5

Intervallo 0-20':

$$k = \frac{2,303}{20 \cdot 60} \cdot \log \frac{680}{362} = 5,2 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}$$

Intervallo 0-40':

$$k = \frac{2,303}{40 \cdot 60} \cdot \log \frac{680}{206} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}$$

Intervallo 0-60':

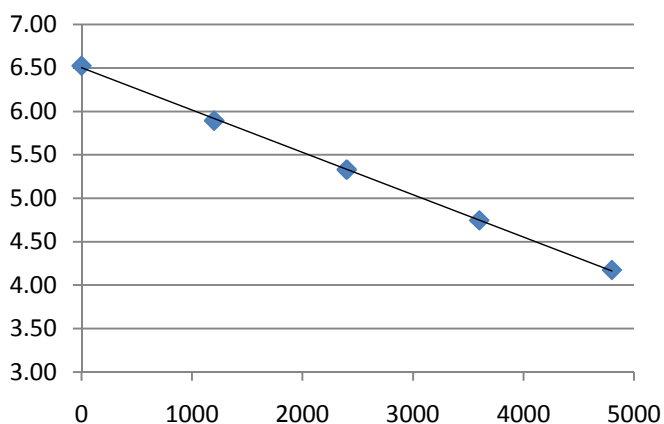
$$k = \frac{2,303}{60 \cdot 60} \cdot \log \frac{680}{115} = 4,9 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}$$

Poiché la k rimane pressoché costante, si conferma per la reazione studiata la cinetica del 1° ordine

Per quanto riguarda la verifica grafica, si riportano in grafico (magari con l'uso di Excel) i valori sperimentali secondo la seguente equazione, che caratterizza la cinetica del 1° ordine:

$$\ln \frac{[A_0]}{[A]} = k \cdot t \quad \ln[A_0] - \ln[A] = k \cdot t$$

$$\ln[A] = \ln[A_0] - k \cdot t$$

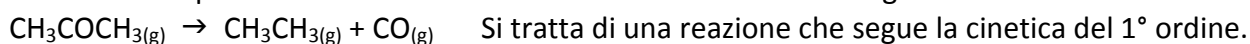


t	P _{N2O5}	t	ln[PN2O5]
0	680	0	6,52
1200	362	1200	5,89
2400	206	2400	5,33
3600	115	3600	4,74
4800	65	4800	4,17

Determinando la pendenza si ha:
 $k = 4,9 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}$ in ottimo accordo con i valori calcolati

I dati sperimentali si adattano all'equazione indicata secondo una retta: si può confermare, anche per questa via, la cinetica del 1° ordine per la reazione studiata

3. La decomposizione termica dell'acetone avviene secondo la seguente reazione:



A 600°C la costante di velocità k è pari a $8,7 \cdot 10^{-3} \text{ s}^{-1}$. Calcolare: a) il periodo di dimezzamento dell'acetone; b) quanti g di acetone rimangono nel recipiente di reazione dopo 30' se la sua quantità iniziale è pari a 1 kg?

Per la cinetica del 1° ordine si ha:

$$t_{1/2} = \frac{0,693}{k} = \frac{0,693}{8,7 \cdot 10^{-3}} = 79,7 \text{ s periodo di dimezzamento}$$

Per la cinetica del 1° ordine, per l'intervallo 0-30', si ha:

$[A_0] = 1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$ si usa una massa al posto della M, vista l'equazione cinetica

$$\ln \frac{[A_0]}{[A]} = k \cdot t \quad \ln[A_0] - \ln[A] = k \cdot t$$

$$\ln[A] = \ln[A_0] - k \cdot t$$

$$\ln[A] = \ln(1000) - 8,7 \cdot 10^{-3} \cdot (60 \cdot 30) = -8,75$$

$$[A] = e^{-8,75} = 1,6 \cdot 10^{-4} \text{ g quantità residua di acetone dopo 30'}$$

4. La decomposizione termica di HI avviene secondo la reazione: $2\text{HI}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$

Determinare l'ordine di tale reazione, noti i seguenti dati ad una certa temperatura:

t (minuti)	0	30	60	90	120
[HI] (moli/l)	3,5	0,651	0,363	0,252	0,191

Verifica analitica

Si suppone inizialmente una cinetica del 1° ordine, per la quale si ha:

$$k = \frac{2,303}{t} \cdot \log \frac{[A_0]}{[A]}$$

Si calcola la k per alcuni intervalli (qualsiasi!) e si vede se rimane costante

Intervallo 0-30':

$$k = \frac{2,303}{30 \cdot 60} \cdot \log \frac{3,5}{0,651} = 9,3 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}$$

Intervallo 30'-60':

$$k = \frac{2,303}{30 \cdot 60} \cdot \log \frac{0,651}{0,363} = 3,2 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}$$

ecc.

Come si vede la velocità specifica di reazione k non rimane costante e quindi si deduce che la reazione non è del 1° ordine.

Si suppone ora una cinetica del 2° ordine, per la quale si ha:

$$k = \frac{1}{t} \cdot \left(\frac{1}{[A]} - \frac{1}{[A_0]} \right)$$

misurata in $l/mole \cdot s$. Anche in questo caso si scelgono due intervalli di tempo qualsiasi, in particolare gli stessi visti in precedenza:

intervallo 0-30':

$$k = \frac{1}{30 \cdot 60} \cdot \left(\frac{1}{0,651} - \frac{1}{3,5} \right) = 6,9 \cdot 10^{-4} \text{ l/mole} \cdot \text{s}$$

Intervallo 30'-60':

$$k = \frac{1}{30 \cdot 60} \cdot \left(\frac{1}{0,363} - \frac{1}{0,651} \right) = 6,8 \cdot 10^{-4} \text{ l/mole} \cdot \text{s}$$

ecc.

E' evidente che la k rimane pressoché costante: si deduce quindi una cinetica del 2° ordine.

Verifica grafica

Si riportano in grafico le due equazioni, per individuare l'andamento rettilineo:

per il 1° ordine

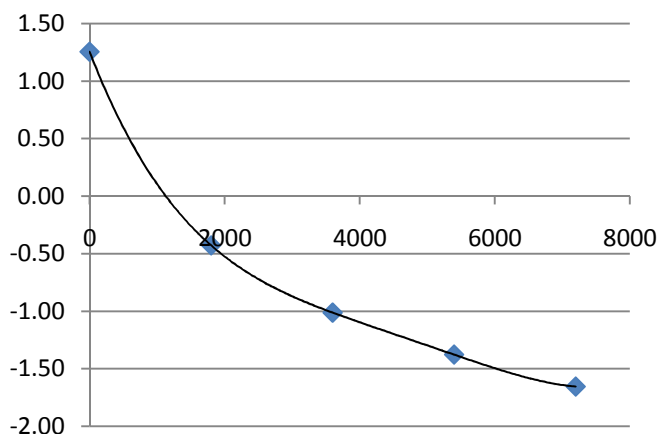
$$\ln \frac{[A_0]}{[A]} = k \cdot t \quad \ln[A_0] - \ln[A] = k \cdot t$$

$$\ln[A] = \ln[A_0] - k \cdot t$$

per il 2° ordine

$$\left(\frac{1}{[A]} - \frac{1}{[A_0]} \right) = k \cdot t \quad \frac{1}{[A]} = \frac{1}{[A_0]} + k \cdot t$$

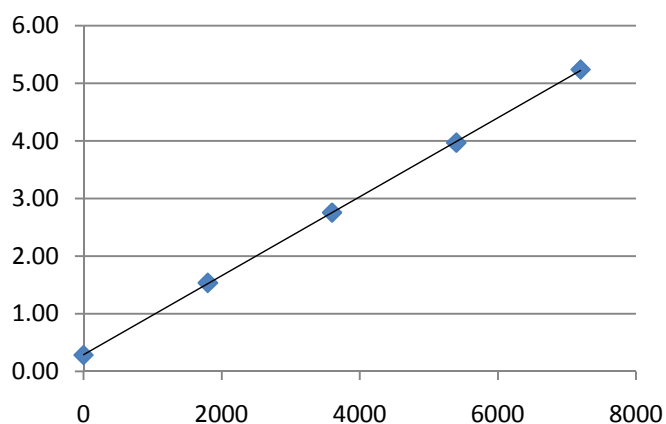
Dati per il 1° ordine



t	[HI]	t	ln[HI]
0	3,5	0	1,25
1800	0,651	1800	-0,43
3600	0,363	3600	-1,01
5400	0,252	5400	-1,38
7200	0,191	7200	-1,66

Non si ottiene una retta e quindi si esclude la cinetica del 1° ordine

Dati per il 2° ordine



t	[HI]	t	1/[HI]
0	3,5	0	0,29
1800	0,651	1800	1,54
3600	0,363	3600	2,75
5400	0,252	5400	3,97
7200	0,191	7200	5,24

Determinando la pendenza si ha:
 $k = 6,9 \cdot 10^{-4}$ l/mole·s, in ottimo accordo con i valori calcolati

5. La velocità specifica di reazione della reazione di inversione del saccarosio:
 saccarosio \rightarrow glucosio + fruttosio in ambiente acido a 22°C è pari a $5,78 \cdot 10^{-5} \text{ s}^{-1}$. Calcolare a tale temperatura quanti minuti occorrono per avere una inversione del 23,7% in una soluzione 1,47 M.

Dalla unità di misura di k (s^{-1}) si deduce immediatamente che la cinetica della reazione è del 1° ordine. Pertanto si può scrivere:

$$k = \frac{2,303}{t} \cdot \log \frac{[A_0]}{[A]}$$

$$[A_0] = 1,47 \text{ M}$$

$$[A] = 1,47 - 1,47 \cdot (23,7/100) = 1,12 \text{ M}$$

$$t = \frac{2,303}{k} \cdot \log \frac{[A_0]}{[A]}$$

$$t = \frac{2,303}{5,78 \cdot 10^{-5}} \cdot \log \frac{1,47}{1,12} = 4706 \text{ s}$$

$$t = \frac{4706}{60} = 78,4 \text{ minuti}$$

Tale è il tempo necessario all'inversione del saccarosio indicata

6. Si consideri la seguente reazione in ambiente alcalino: $\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HSO}_4^- + 1/2\text{O}_2$
 una soluzione 0,1 M di persolfato è stata seguita mediante titolazione con sale di Mohr $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ avente concentrazione 0,05 M. Si sono ottenuti i seguenti risultati sperimentali:

t (minuti)	0	120	250	330	600
ml sale di Mohr	8,00	7,56	7,08	6,79	5,80

Determinare l'ordine di reazione

Innanzitutto con i dati sperimentali si calcolano le mmoli residue, ai vari tempi, di persolfato, ricordando che: $\text{mmoli residue} = M_{\text{sale di Mohr}} \cdot \text{ml}_{\text{sale di Mohr}}$

t (minuti)	0	120	250	330	600
mmoli residue	0,4	0,378	0,354	0,339	0,29

Si procede ora per tentativi, calcolando la velocità specifica di reazione k per vari intervalli (scelti a caso) ed osservando in quale caso essa rimane costante.

Si ipotizza inizialmente una cinetica del 1° ordine:

$$k = \frac{2,303}{t} \cdot \log \frac{[A_0]}{[A]}$$

Intervallo 0-120':

$$k = \frac{2,303}{120 \cdot 60} \cdot \log \frac{0,4}{0,378} = 7,8 \cdot 10^{-6} \text{ s}^{-1}$$

Intervallo 120-250':

$$k = \frac{2,303}{(250 - 120) \cdot 60} \cdot \log \frac{0,378}{0,354} = 8,4 \cdot 10^{-6} \text{ s}^{-1}$$

ecc. Come si vede la k non rimane costante e quindi si esclude una cinetica del 1° ordine

Si ipotizza in seguito una cinetica di ordine 0, per la quale si ha:

$$k = \frac{[A_0] - [A]}{t}$$

Intervallo 0-120':

$$k = \frac{0,4 - 0,378}{120 \cdot 60} = 3 \cdot 10^{-6} \text{ mol/l} \cdot \text{s}$$

Intervallo 120-250':

$$k = \frac{0,378 - 0,354}{(250 - 120) \cdot 60} = 3 \cdot 10^{-6} \text{ mol/l} \cdot \text{s}$$

Poiché il valore di k rimane costante, si deduce che la reazione studiata segue una cinetica di ordine zero.

7. Per la seguente reazione: $A \rightarrow \text{prodotti}$ si sono ottenuti i dati sperimentali indicati di seguito:

t (minuti)	0	10	15	20	25
[A] (moli/l)	0,485	0,250	0,180	0,129	0,093

Determinare l'ordine di reazione e la costante di velocità

Si ipotizza una cinetica del 1° ordine, per la quale si può scrivere:

$$k = \frac{2,303}{t} \cdot \log \frac{[A_0]}{[A]}$$

Si considerano due o più intervalli di tempo qualsiasi:

intervallo 0-10':

$$k = \frac{2,303}{10 \cdot 60} \cdot \log \frac{0,485}{0,250} = 1,1 \cdot 10^{-3} \text{ s}^{-1}$$

Intervallo 0-15':

$$k = \frac{2,303}{15 \cdot 60} \cdot \log \frac{0,485}{0,180} = 1,1 \cdot 10^{-3} \text{ s}^{-1}$$

Visto il valore costante che assume k si deduce che la reazione segue una cinetica del 1° ordine. Inoltre la costante di velocità risulta essere: $k = 1,1 \cdot 10^{-3} \text{ s}^{-1}$

8. Alla temperatura di -23°C per la reazione in fase gassosa: $\text{F}_2 + 2\text{ClO}_2 \rightarrow 2\text{FClO}_2$ si sono ottenuti i seguenti valori sperimentali:

conc. iniziali dei reagenti (moli/l)		v di reazione riferita a F ₂ (moli/l·s)
[F ₂]	[ClO ₂]	
0,15	0,015	2,7·10 ⁻³
0,15	0,06	10,8·10 ⁻³
0,30	0,015	5,4·10 ⁻³

Con i dati a disposizione; a) determinare l'ordine di reazione, b) calcolare la costante di velocità

Si osserva innanzitutto la variazione della v di reazione al variare delle concentrazioni dei reagenti:

- raddoppiando [F₂] e mantenendo costante [ClO₂] si nota un raddoppio della v di reazione; quindi la cinetica risulta del 1° ordine rispetto a F₂
- quadruplicando [ClO₂] e mantenendo costante [F₂] si nota che anche v quadruplica; pertanto la cinetica risulta del 1° ordine anche rispetto a ClO₂
- l'ordine di reazione totale risulta infine 2: quindi la cinetica complessiva della reazione è del 2° ordine, con un'equazione cinetica espressa da:

$$v = k \cdot [F_2] \cdot [ClO_2]$$

Per calcolare k si può utilizzare una qualsiasi coppia di valori concentrazione dei reagenti/velocità di reazione, come ad esempio:

$$k = \frac{v}{[F_2] \cdot [ClO_2]} = \frac{2,7 \cdot 10^{-3}}{0,15 \cdot 0,015} = 1,2 \frac{l}{mole} \cdot s \text{ costante di velocità}$$

9. Per la reazione di idrolisi in ambiente alcalino: $A + OH^- \rightarrow B + C$ si sono ottenuti i seguenti dati sperimentali, a partire da una soluzione 0,07 M di entrambi i reagenti:

t (s)	50	150	230	500
% idrolizzato	17,35	38,65	49,13	68,18

Calcolare la velocità specifica della reazione, sapendo che la reazione segue una cinetica del 2° ordine

La % di idrolizzato rappresenta ovviamente i reagenti che si stanno formando. Ciò premesso, per una cinetica del 2° ordine si può scrivere:

$$k = \frac{1}{t} \cdot \left(\frac{1}{[A]} - \frac{1}{[A_0]} \right)$$

Si considera ora un qualsiasi intervallo rispetto al quale calcolare la k di velocità:

intervallo 50-150 s:

$$[A_0] = 0,07 - 0,07 \cdot (17,35/100) = 0,0578 \text{ M}$$

$$[A] = 0,07 - 0,07 \cdot (38,65/100) = 0,043 \text{ M}$$

$$t = 150 - 50 = 100 \text{ s}$$

$$k = \frac{1}{100} \cdot \left(\frac{1}{0,043} - \frac{1}{0,0578} \right) = 6 \cdot 10^{-2} \frac{l}{mole} \cdot s \text{ velocità specifica di reazione}$$

10. Calcolare l'energia di attivazione per la reazione: $2HI_{(g)} \rightarrow H_{2(g)} + I_{2(g)}$ noti i seguenti dati sperimentali:

1/T	1,75·10 ⁻³	1,29·10 ⁻³
logk	-5,92	-1,92

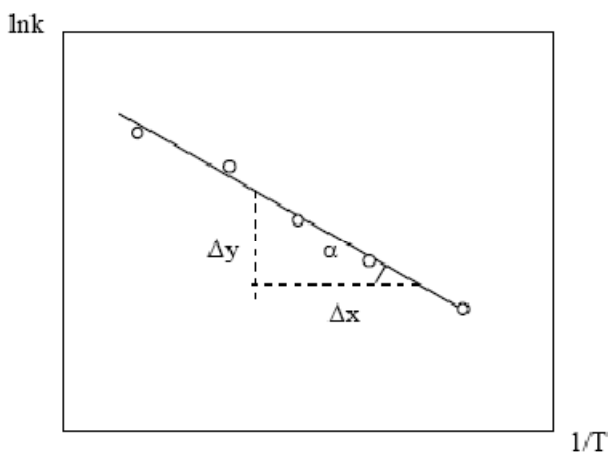
L'energia di attivazione di una reazione chimica compare nell'equazione di Arrhenius:

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

Dove k è la velocità specifica di reazione (o costante di velocità). La stessa equazione, espressa in forma logaritmica, risulta essere:

$$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{R} \cdot \frac{1}{T} \quad \text{ovvero} \quad \log k = \log A - \frac{E_a}{2,303 \cdot R} \cdot \frac{1}{T}$$

Rappresentando in grafico logk (o lnk) in funzione di 1/T si ottiene una retta:



Noto l'ordine di reazione, ottenendo sperimentalmente diversi valori di k a diverse temperatura si può tracciare la retta sul grafico; la pendenza della retta è data dal rapporto $-E_a/R = \text{tg}\alpha$ e si può calcolare graficamente dal rapporto dei segmenti $\Delta y/\Delta x$, scelti arbitrariamente. Una volta calcolata la pendenza della retta si può facilmente dedurre il valore di E_a , essendo $R = 8,31 \text{ J/K}\cdot\text{mole}$

$$\Delta y = -5,92 - (-1,92) = -4$$

$$\Delta x = 1,75 \cdot 10^{-3} - 1,29 \cdot 10^{-3} = 4,6 \cdot 10^{-4}$$

$$\frac{\Delta y}{\Delta x} = -\frac{E_a}{2,303 \cdot R} = \frac{-4}{4,6 \cdot 10^{-4}} = -8696$$

$$-\frac{E_a}{2,303 \cdot R} = -8696 \quad \frac{E_a}{2,303 \cdot R} = 8696 \quad E_a = 2,303 \cdot R \cdot 8696$$

$$E_a = 2,303 \cdot 8,31 \cdot 8696 = 166423 \frac{\text{J}}{\text{mole}} \text{ energia di attivazione}$$

Si trova quindi che l'energia minima necessaria perché la reazione avvenga è di 166,4 kJ/mole

11. Calcolare l'energia di attivazione per la seguente reazione del 2° ordine in fase gassosa:
 $2\text{NO}_2 \rightarrow 2\text{NO} + \text{O}_2$ essendo noto che alla temperatura di 500 K la costante di velocità della reazione è $7,11 \cdot 10^{-3} \text{ l/mole}\cdot\text{s}$ mentre alla temperatura di 600 K la costante di velocità è pari a $6,66 \cdot 10^{-1} \text{ l/mole}\cdot\text{s}$

Si calcolano i seguenti valori:

$$1/T = 1/500 = 2,0 \cdot 10^{-3} \quad \log(7,11 \cdot 10^{-3}) = -2,15$$

$$1/T = 1/600 = 1,7 \cdot 10^{-3} \quad \log(6,66 \cdot 10^{-1}) = -0,18$$

$$1/T \quad 2,0 \cdot 10^{-3} \quad 1,7 \cdot 10^{-3}$$

$$\log k \quad -2,15 \quad -0,18$$

$$\log k = \log A - \frac{E_a}{2,303 \cdot R} \cdot \frac{1}{T} \quad \frac{\Delta y}{\Delta x} = -\frac{E_a}{2,303 \cdot R}$$

$$\Delta y = -2,15 - (-0,18) = -1,97$$

$$\Delta x = 2,0 \cdot 10^{-3} - 1,7 \cdot 10^{-3} = 3 \cdot 10^{-4}$$

$$\frac{\Delta y}{\Delta x} = -\frac{E_a}{2,303 \cdot R} = \frac{-1,97}{3 \cdot 10^{-4}} = -6567$$

$$-\frac{E_a}{2,303 \cdot R} = -6567 \quad \frac{E_a}{2,303 \cdot R} = 6567 \quad E_a = 2,303 \cdot R \cdot 6567$$

$$E_a = 2,303 \cdot 8,31 \cdot 6567 = 125678 \frac{\text{J}}{\text{mole}} \text{ energia di attivazione}$$

12. Nella decomposizione termica di una sostanza A, si sono osservati i seguenti dati sperimentali:

temperatura 127°C

t (minuti)	0	10	20	30	40	50	60
[A] (moli/l)	4,52	1,76	1,09	0,79	0,62	0,51	0,433

temperatura 300°C

t (minuti)	0	20	40	60	80	100	120
[A] (moli/l)	4,52	0,128	0,065	0,044	0,033	0,026	0,022

Con i dati a disposizione calcolare l'energia di attivazione della reazione

Occorre innanzitutto determinare l'ordine di reazione; quindi calcolare la costante di velocità k alle due temperature e quindi determinare logk in funzione di 1/T; dalle due coppie di valori si potrà infine determinare E_a

Si ipotizza inizialmente una cinetica del 1° ordine, per la quale si può scrivere:

$$k = \frac{2,303}{t} \cdot \log \frac{[A_0]}{[A]}$$

Si considerano due o più intervalli di tempo qualsiasi:

intervallo 0-10':

$$k = \frac{2,303}{10 \cdot 60} \cdot \log \frac{0,4,52}{1,76} = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ s}^{-1}$$

intervallo 10'-20':

$$k = \frac{2,303}{10 \cdot 60} \cdot \log \frac{1,76}{1,09} = 0,8 \cdot 10^{-3} \text{ s}^{-1}$$

Dato che il valore di k varia nettamente si esclude una cinetica del 1° ordine

Si ipotizza quindi una cinetica del 2° ordine:

$$k = \frac{1}{t} \cdot \left(\frac{1}{[A]} - \frac{1}{[A_0]} \right)$$

intervallo 0-10':

$$k = \frac{1}{10 \cdot 60} \cdot \left(\frac{1}{1,76} - \frac{1}{4,52} \right) = 5,8 \cdot 10^{-4} \frac{\text{l}}{\text{mole}} \cdot \text{s}$$

intervallo 10-20':

$$k = \frac{1}{10 \cdot 60} \cdot \left(\frac{1}{1,09} - \frac{1}{1,76} \right) = 5,8 \cdot 10^{-4} \frac{\text{l}}{\text{mole}} \cdot \text{s}$$

La reazione segue pertanto una cinetica del 2° ordine.

Si ha che alla temperatura di (127+273) = 400 K la velocità specifica di reazione è k = 5,8·10⁻⁴

Si determina ora la k a (300+273) = 573 K:

intervallo 0-20':

$$k = \frac{1}{20 \cdot 60} \cdot \left(\frac{1}{0,128} - \frac{1}{4,52} \right) = 6,3 \cdot 10^{-3} \frac{\text{l}}{\text{mole}} \cdot \text{s}$$

intervallo 20-40':

$$k = \frac{1}{20 \cdot 60} \cdot \left(\frac{1}{0,065} - \frac{1}{0,128} \right) = 6,3 \cdot 10^{-3} \frac{l}{mole} \cdot s$$

Pertanto a 573 K si ha che $k = 6,3 \cdot 10^{-3}$

Dai valori di T e di k si ottengono i seguenti dati:

$$1/T = 1/400 = 2,5 \cdot 10^{-3} \quad \log(5,8 \cdot 10^{-4}) = -3,24$$

$$1/T = 1/573 = 1,7 \cdot 10^{-3} \quad \log(6,3 \cdot 10^{-3}) = -2,2$$

$$1/T \quad 2,5 \cdot 10^{-3} \quad 1,7 \cdot 10^{-3}$$

$$\log k \quad -3,24 \quad -2,2$$

$$\log k = \log A - \frac{E_a}{2,303 \cdot R} \cdot \frac{1}{T} \quad \frac{\Delta y}{\Delta x} = -\frac{E_a}{2,303 \cdot R}$$

$$\Delta y = -3,24 - (-2,2) = -1,04$$

$$\Delta x = 2,5 \cdot 10^{-3} - 1,7 \cdot 10^{-3} = 8 \cdot 10^{-4}$$

$$\frac{\Delta y}{\Delta x} = -\frac{E_a}{2,303 \cdot R} = \frac{-1,04}{8 \cdot 10^{-4}} = -1300$$

$$-\frac{E_a}{2,303 \cdot R} = -1300 \quad \frac{E_a}{2,303 \cdot R} = 1300 \quad E_a = 2,303 \cdot R \cdot 1300$$

$$E_a = 2,303 \cdot 8,31 \cdot 1300 = 24879 \frac{J}{mole} \text{ energia di attivazione}$$