

CINETICA CHIMICA

1) Per la reazione $A \rightarrow$ prodotti, si determina che la costante cinetica a 50°C è $7 \times 10^{-2} \text{ min}^{-1}$ e a 90°C è $9,3 \times 10^{-2} \text{ min}^{-1}$. Calcolare il valore dell'energia di attivazione.

$$k = A e^{-E_a/(RT)}$$

$$\ln k_1 = \ln A - E_a/(RT_1) \quad \ln k_2 = \ln A - E_a/(RT_2)$$

$$\ln (k_2/k_1) = E_a/R(1/T_1 - 1/T_2) \quad E_a = 6,920 \text{ kJ/mol}$$

2) Dire quale sarà l'effetto del raddoppio della concentrazione di un reagente sulla velocità di una reazione nel caso in cui l'ordine della reazione rispetto a tale componente sia:

- a) 0;
- b) 2;
- c) $1/2$

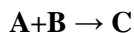
- a) nessun effetto per $\alpha=0$; ($v = k[A]^\alpha [B]^\beta \dots$)
- b) la velocità di reazione quadruplica per $\alpha=2$;
- c) la velocità di reazione aumenta secondo $\sqrt{2}$ per $\alpha=1/2$.

3) Spiegare perché e in che modo ciascuno dei seguenti eventi influenza una reazione bimolecolare in fase gassosa:

- a) un aumento del volume del reattore;
- b) un aumento della pressione all'interno del reattore, per l'aggiunta di un gas inerte;
- c) un aumento della pressione all'interno del reattore, ottenuta per compressione meccanica della miscela gassosa.

- a) la concentrazione diminuisce, la velocità diminuisce;
- b) la concentrazione rimane invariata ed anche la velocità;
- c) una compressione meccanica equivale ad una diminuzione di volume e dunque ad un aumento di concentrazione e quindi di velocità

4) La velocità di formazione di C per la reazione



risulta indipendente dalla concentrazione di B e si quadruplica raddoppiando quella di A. Scrivere l'espressione della velocità di reazione per la reazione data. Indicare, motivando, di quale dei due reagenti variereste la concentrazione per far formare C più velocemente.

$$v = k[A]^2 \quad (\text{oppure } v = k[A]^2[B]^0)$$

Quindi l'unica concentrazione che influisce sulla velocità di reazione è quella di A.

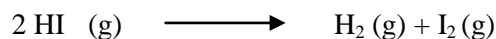
5) La reazione $aA + bB \rightarrow$ Prodotti, ha la seguente espressione cinetica: $v = k[A]^\alpha [B]^\beta$; variando le concentrazioni si hanno le seguenti variazioni della velocità:

[A]	[B]	v
0,1	0,1	$7,2 \cdot 10^{-3}$
0,2	0,1	$28,8 \cdot 10^{-3}$
0,1	0,2	$14,4 \cdot 10^{-3}$
0,2	0,2	$57,6 \cdot 10^{-3}$

Determinare l'ordine di reazione dei due reagenti.

$$\alpha = 2 \quad \beta = 1.$$

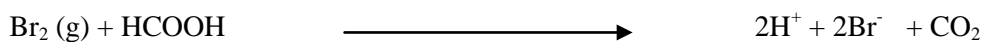
6) La decomposizione dello ioduro di idrogeno



ha la costante di velocità $9,51 \cdot 10^{-9} \text{ L / mol s}$ alla temperatura di $5 \cdot 10^2 \text{ K}$ e la costante di velocità $1,10 \cdot 10^{-5} \text{ L/mol s}$ alla temperatura di $6 \cdot 10^2 \text{ K}$. Si determini E_a .

$$E_a = 1.76 \cdot 10^2 \text{ kJ/mol}$$

7) Consideriamo ora la reazione di Br_2 con acido formico (un acido organico di formula HCOOH) in forte eccesso (in modo che risulti costante) in soluzione acquosa.



Riportiamo in tabella i valori di concentrazione di Br_2 letti con uno spettrofotometro:

Tempo (s)	$[\text{Br}_2]$
0	0.0120
50	0.0101
100	0.00846
150	0.00710

Calcolare la velocità media del processo chimico sopra indicato nell'intervallo di tempo compreso tra 50 e 100 secondi successivi al suo inizio.

$$v_{\text{media}} = 3.28 \cdot 10^{-5} \text{ n/L s}$$