

■ Capitolo 18 La velocità di reazione

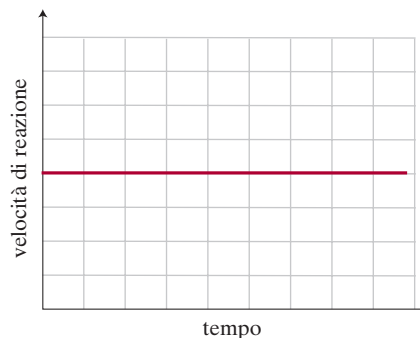
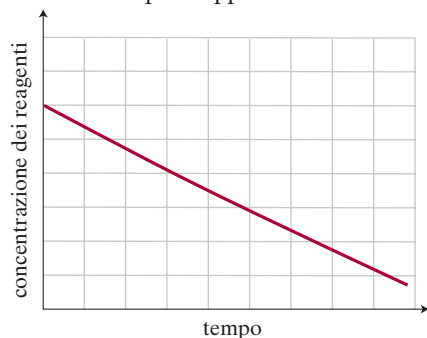
Hai capito?

- pag. 462** ■ Prodotto.
 ■ $3,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$; $9,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$
 ■ Pressione o volume.
- pag. 464** ■ $3/2$; ordine 1 per CHCl_3 e ordine $1/2$ per Cl_2 .
 ■ Quadruplica; $\text{L}/(\text{mol} \cdot \text{s})$.
 ■ $2\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 3\text{H}_2$; $v = k$, si tratta di una reazione di ordine zero.
- pag. 467** ■ La velocità di reazione aumenta perché aumentiamo la concentrazione di un reagente. No, non è un catalizzatore.
 ■ b
 ■ (È PbO_2). Misurando la quantità di gas che si forma nello stesso periodo di tempo.
 ■ A causa della minore pressione che causa una diminuzione della temperatura di ebollizione dell'acqua.
- pag. 468** ■ Sì; no.
 ■ Sì; all'aumentare della pressione aumenta la concentrazione del reagente e di conseguenza la velocità.
- pag. 469** ■ Tracciare un grafico simile a quello della figura 18.14.
- pag. 470** ■ No.
 ■ Diminuisce.
- pag. 473** ■ a) Gli urti efficaci sono solo una piccola percentuale di tutti gli urti che avvengono tra le molecole in una reazione; b) E_a è la differenza di energia tra complesso attivato e reagenti, mentre ΔH è la differenza di energia tra prodotti e reagenti; c) lo stato di transizione è una fase intermedia della reazione e il complesso attivato è il composto che si forma a questo stadio; d) una reazione a più stadi procede attraverso stadi elementari; e) una reazione catalizzata segue un percorso alternativo che prevede stadi con energia di attivazione minore rispetto alla reazione non catalizzata; f) un catalizzatore omogeneo opera nella stessa fase dei reagenti mentre un catalizzatore eterogeneo si trova in una fase diversa.

Quesiti e problemi

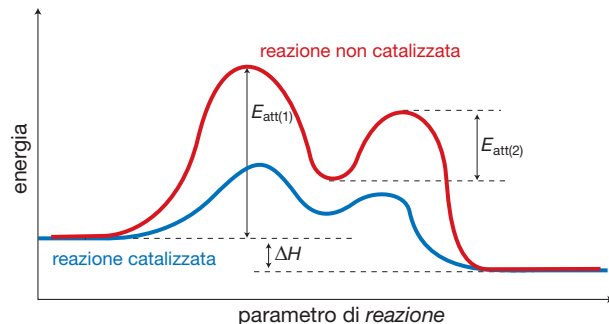
- 1 Reazioni lente: frutta che marcisce, ferro che arrugginisce, plastica che si degrada. Reazioni veloci: accensione del fuoco, lievitazione del pane, cottura di un uovo.
- 2 La velocità di reazione si ricava dalla diminuzione della quantità di un reagente o dall'aumento della quantità di un prodotto nell'intervallo di tempo Δt .
- 3 B
- 4 Misuro il volume di CO_2 formato nel tempo; misuro la quantità di CaCO_3 che si trasforma.
- 5 C
- 6 Alla produzione di azoto gassoso.
- 7 $\text{Ca}^{2+} + 2\text{HCO}_3^- \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- 8 La velocità media è relativa a un intervallo di tempo; la velocità istantanea è la velocità misurata in un preciso istante.
- 9 $v_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 0,154 \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$; $v_{\text{CO}_2} = 0,615 \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$; $v_{\text{H}_2\text{O}} = 0,769 \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$
- 10 $v_{50} = 5,62 \cdot 10^{-4} \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$; $v_{250} = 2,66 \cdot 10^{-4} \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$
- 11 2; $v = \Delta[\text{HI}]/\Delta t = -\Delta[\text{H}_2]/\Delta t$
- 12 $1,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$
- 13 La velocità di reazione (v) è la variazione della concentrazione dei reagenti, $\Delta[\text{R}]$, o dei prodotti, $\Delta[\text{P}]$, nell'intervallo di tempo Δt . Si può determinare sperimentalmente misurando la variazione nel tempo di una qualunque proprietà dei reagenti o dei prodotti che possa essere messa in relazione con la loro concentrazione. Per esempio la pressione del gas prodotto nella reazione $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_{2(\text{g})}$.

- 14 La velocità è costante, quindi si ottiene una retta parallela all'asse delle ascisse; la diminuzione della concentrazione nel tempo è rappresentata da una retta.



- 15 45 minuti.
 16 $k = 7,09 \cdot 10^9 \text{ L}^2/\text{mol}^2 \cdot \text{s}$
 17 Vedi definizione a pag. 463.
 18 $1,3 \cdot 10^{-16} \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$
 19 Si ricavano sperimentalmente.
 20 2
 21 Diventa quattro volte maggiore.
 22 17 190 anni
 23 Ordine zero, $k = \text{mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$; primo ordine, $k = \text{s}^{-1}$, secondo ordine, $k = \text{L}/(\text{mol} \cdot \text{s})$.
 24 $6,4 \cdot 10^{-11} \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$
 25 a) Primo ordine;
 b) secondo ordine;
 c) primo ordine;
 d) secondo ordine.
 26 Generale: ordine 2; rispetto ai reagenti: ordine 1.
 27 Generale: ordine 2; rispetto ai reagenti: ordine 1.
 28 4,6 s
 29 No: è indipendente dalla concentrazione iniziale ed è inversamente proporzionale alla costante cinetica;
 $t_{1/2} = \ln 2/k$.
 30 Zero.
 31 $v = k \cdot [\text{A}] \cdot [\text{B}]^2$; $k = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ L}^3 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot \text{min}^{-1}$
 32 No, non è stato introdotto un catalizzatore, ma è come se si fosse aumentata la superficie di contatto, aumentando la concentrazione di uno dei reagenti.
 33 Perché aumenta la superficie di contatto esposta alla reazione.
 34 Perché la cinetica delle reazioni, coinvolte nel loro movimento, aumenta al crescere della temperatura.
 35 Vedi esempi pag. 465.
 36 Vedi teoria pag. 464.
 37 Perché avvengono senza rottura di legami.
 38 Aumentando la pressione, diminuendo il volume del contenitore o in presenza di un catalizzatore.
 39 Ne provoca un aumento.
 40 Perché in soluzione una parte dei legami si è spezzata.
 41 Che le collisioni fra le particelle abbiano un'orientazione appropriata e che l'energia dell'urto sia sufficiente a effettuare la trasformazione.
 42 Con l'aumento della temperatura aumenta l'energia cinetica delle particelle e di conseguenza il numero di urti fra queste.
 43 Se le particelle sono presenti in numero maggiore aumenta il numero degli urti fra di esse.
 44 L'energia di ogni collisione fra le particelle varia di volta in volta poiché ognuna di esse può casualmente muoversi con energia superiore o inferiore alla media; non è detto che l'energia dell'urto sia sufficiente a effettuare la trasformazione.
 45 Aumentando la temperatura, la concentrazione, o la superficie di contatto fra i reagenti.
 46 Perché i reagenti sono presenti in quantità maggiore.
 47 La velocità quadruplica.
 48 N_2O si avvicina a NO in modo che l'ossigeno di N_2O sia in direzione del cono reattivo dell'azoto di NO : l'ossigeno si lega, formando NO_2 , e rimane la molecola di N_2 .
 49 Vedi teoria pag. 468.
 50 Perché i prodotti hanno energia inferiore rispetto ai reagenti.
 51 a) V; b) F; c) F; d) V

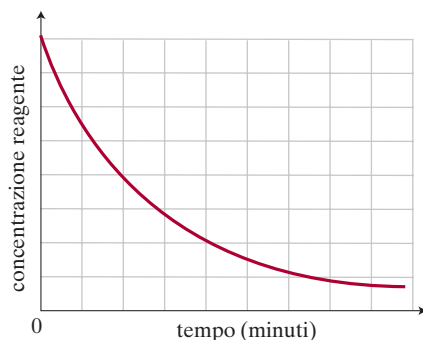
- 52 In energia potenziale; perché le collisioni possono avere orientazione non appropriata o energia insufficiente; perché aumenta l'energia cinetica.
- 53 Vedi teoria pag. 470.
- 54 $1,4 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}$
- 55 c
- 56 Vedi definizione pag. 471.
- 57 b
- 58
- 59 b
- 60 b; perché il catalizzatore non si lega definitivamente agli altri atomi.
- 61
- 62 $2\text{O}_3 \rightarrow 3\text{O}_2$
- 63 La seconda; il primo.
- 64 Vedi teoria pag. 471.
- 65 a) F; b) F; c) V; d) V; e) F
- 66 Primo stadio; reazione esotermica.
- 67



- 68 Ordine zero.

Il laboratorio delle competenze

- 69 See theory pag. 460.
- 70 a) Nei primi 20 s; b) la diminuzione della concentrazione dei reagenti.
- 71 Primo.



- 72 Di 48 volte nel primo caso; di 26,2 nel secondo.
- 73 $\text{N}_2\text{O} \rightarrow \text{N}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2$; $v = k[\text{N}_2\text{O}]$; $k = 3,21 \cdot 10^{-6} \text{ s}^{-1}$
- 74 Enzymes.
- 75 No, è un dato sperimentale.
- 76 Primo; la velocità è nulla, perché è nulla la concentrazione del reagente; $v = k[\text{TNBA}]$.
- 77 Agiscono sulle stesse categorie di sostanze che compongono la materia vivente: zuccheri, grassi, proteine.
- 78 The reacting rate is calculated by dividing $-\Delta[\text{R}]$ by Δt .
- 79 $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
- 80 First order (for that reactant).
- 81 La v rimane costante; la v quintuplica.
- 82 Per la presenza di enzimi che catalizzano i numerosi processi in cui è frazionata la combustione.
- 83 Perché si forma CO_2 ;
 $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CaCl}_2$;
nel primo caso, perché si ha una maggiore superficie di contatto.
- 84
- 85 Quello nell'acqua a 60°C , in quanto la maggiore temperatura aumenta la velocità di reazione.
- 86 ; si vede dall'equazione di Arrhenius come al diminuire dell'energia di attivazione aumenti k , quindi la velocità di reazione.