

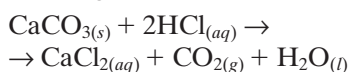
Quesiti e problemi (sul libro da pag. 431)
1 Che cos'è la velocità di reazione

1 Trova almeno tre esempi, tratti dall'esperienza quotidiana, di reazioni che devono procedere a bassa velocità e tre esempi di reazioni che, invece, devono procedere rapidamente.

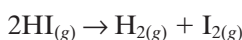
2 Come si misura la velocità di reazione? Indica alcuni esempi di reazioni che ti siano note per le quali sapresti ipotizzare quale metodo usare per misurarla.

3 Come si ricava la velocità di reazione conoscendo il numero di moli di prodotto formato, il tempo e il volume?

4 Come puoi misurare sperimentalmente la velocità della seguente reazione?



5 Considera la reazione di decomposizione dell'acido iodidrico:



La tabella mostra i dati relativi a questa reazione alla temperatura di 508 °C:

[HI] (mol/L)	Tempo (s)
0,100	0
0,0719	50
0,0558	100
0,0457	150
0,0387	200
0,0336	250
0,0296	300
0,0265	350

► Calcola la velocità della reazione a 50 e a 250 secondi dal suo inizio.

$$v_{50} = 5,62 \cdot 10^{-4} \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$$

$$v_{250} = 2,66 \cdot 10^{-4} \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$$

6 Considera una generica reazione:



La concentrazione del prodotto C aumenta di $1,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}/\text{L}$ in 11 secondi.

► Calcola la velocità della reazione.

$$v = 1,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$$

2 L'equazione cinetica

7 Che cosa indicano le parentesi quadrate nell'equazione cinetica?

8 Come si ricavano gli esponenti delle concentrazioni dei reagenti nell'equazione cinetica di una reazione?

9 Che cosa si intende per ordine della reazione?

10 L'equazione cinetica per la decomposizione di HI è la seguente:

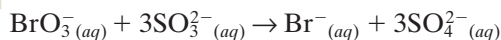
$$v = k [\text{HI}]^2$$

Se la reazione avviene a 500 K, la costante cinetica ha un valore di $6,4 \cdot 10^{-9} \text{ L}/(\text{mol} \cdot \text{s})$.

► Calcola la velocità della reazione quando la concentrazione di HI è 0,1 M.

$$v = 6,4 \cdot 10^{-11} \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$$

11 La reazione

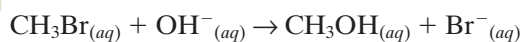


ha la seguente equazione cinetica:

$$v = k [\text{BrO}_3^-] \cdot [\text{SO}_3^{2-}]$$

► Qual è l'ordine della reazione? 2

12 La reazione:

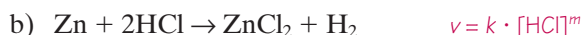


ha la seguente equazione cinetica:

$$v = k [\text{CH}_3\text{Br}] \cdot [\text{OH}^-]$$

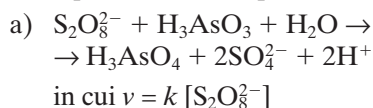
► Qual è l'ordine della reazione? 2

13 Considera la formula generale dell'equazione cinetica e applicala alle seguenti reazioni.



non è possibile scrivere l'equazione cinetica perché non ha senso scrivere la concentrazione di un solido (Na)

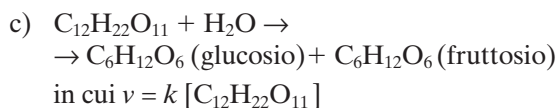
14 Indica quali tra le seguenti equazioni chimiche sono di primo ordine e quali di secondo ordine.



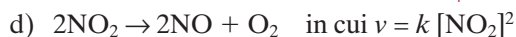
primo ordine



secondo ordine

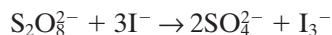


primo ordine



secondo ordine

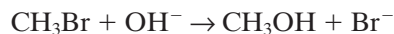
- 15** Indica di quale ordine è la seguente reazione, sia in generale sia rispetto a ciascuno dei reagenti.



in cui $v = k [\text{S}_2\text{O}_8^{2-}] [\text{I}^-]$

generale: ordine 2; rispetto ai reagenti: ordine 1

- 16** Indica di quale ordine è la seguente reazione, sia in generale sia rispetto a ciascuno dei reagenti.



in cui $v = k [\text{CH}_3\text{Br}] [\text{OH}^-]$

generale: ordine 2; rispetto ai reagenti: ordine 1

- 17** A 80 °C N_2O_5 si decompone seguendo una cinetica del primo ordine e si registra una costante cinetica di $0,15 \text{ s}^{-1}$.

► Qual è il tempo di dimezzamento di questa sostanza sapendo che, in generale, $T_{1/2} = \ln 2/k$?

$T_{1/2} = 4,6 \text{ s}$

- 18** La fotosintesi inizia con una reazione in cui la clorofilla trasferisce un elettrone a una molecola che funge da accettore. Questa reazione dipende strettamente dalla disponibilità di fotoni che abbiano un'opportuna lunghezza d'onda.

► Quale ordine di reazione potrebbe caratterizzare questo primo passo?

zero

- 19** Nel campo delle scienze geologiche, ha assunto grande importanza la possibilità di stimare il tempo trascorso attraverso le analisi degli isotopi radioattivi che decadono seguendo una cinetica del primo ordine. Nel caso del ^{14}C si sa che $T_{1/2}$ vale 5730 anni.

► Se l'analisi di un campione indica che la quantità di ^{14}C attualmente contenuta sia pari a $\frac{1}{8}$ della quantità iniziale, quanto tempo è passato dal seppellimento del reperto?

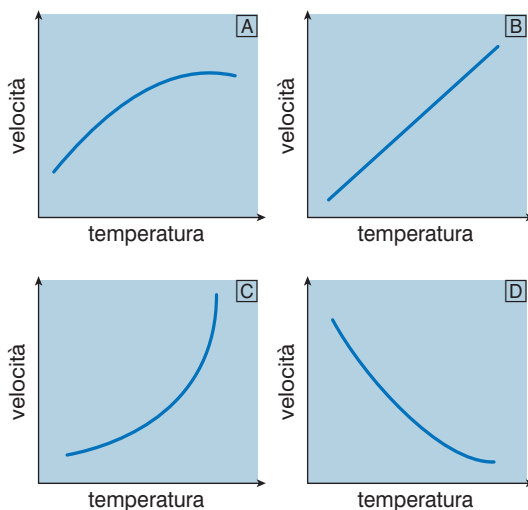
17 190 anni

3 Gli altri fattori che influiscono sulla velocità di reazione

- 20** Considera l'effetto determinato dalla temperatura sulla velocità di reazione.

► Individua nella tua esperienza un esempio di reazione in cui viene sfruttato l'aumento o la diminuzione di temperatura per variare la velocità.

- 21** Quale curva visualizza la dipendenza della velocità di una reazione semplice dalla temperatura?



C

- 22** Perché le reazioni che coinvolgono solo ioni in soluzione acquosa sono in genere molto veloci?

perché avvengono senza rottura di legami

- 23** Quali sono i fattori che controllano la velocità di reazione e come agiscono?

- 24** Com'è possibile aumentare la velocità di reazione tra due gas senza aumentare la temperatura?

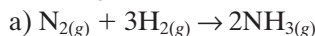
- 25** Quale effetto ha l'agitazione di una miscela omogenea sulla velocità di reazione, una volta che i reagenti sono stati mescolati?

aumenta

- 26** Perché è preferibile realizzare le reazioni chimiche dopo aver portato in soluzione dei reagenti solidi, piuttosto che unirli direttamente?

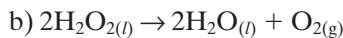
perché in soluzione una parte dei legami si è spezzata

- 27** Cerca informazioni su quale catalizzatore è utile nelle seguenti reazioni.



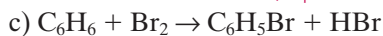
(processo industriale di Haber per la sintesi dell'ammoniaca)

catalizzatore eterogeneo a base di ferro



(decomposizione del perossido di idrogeno con catalizzatore inorganico)

ioni metallici (in particolare del ferro); MnO_2



(bromurazione del benzene)

bromuro ferrico

- 28** L'utilizzo degli enzimi è attualmente esteso a molti detersivi.

► Su quali categorie di sostanze agiscono questi catalizzatori?

su sostanze di natura proteica, amidi e sostanze grasse

4 La teoria degli urti

- 29** Secondo la teoria degli urti quali sono le condizioni che consentono una reazione?
- 30** Per quali ragioni non tutti gli urti tra le molecole dei reagenti sono efficaci?
- 31** Come puoi agire per avere una maggiore frequenza di urti reattivi?
- 32** La teoria degli urti aiuta a spiegare l'effetto dell'aumento di temperatura sulla velocità di reazione. Perché?
- 33** La teoria degli urti aiuta a spiegare l'effetto dell'aumento della concentrazione dei reagenti sulla velocità di reazione. Perché?
- 34** Perché la velocità di reazione aumenta al crescere della concentrazione di un reagente?
- 35** Perché la velocità è solitamente più elevata all'inizio della reazione?
- 36** In una reazione che richiede urti reattivi tra le specie A e B, quale incremento di velocità puoi prevedere se si raddoppiano le concentrazioni delle due specie A e B? *la velocità quadruplica*

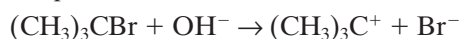
5 L'energia di attivazione

- 37** Che cosa si intende per energia di attivazione?
- 38** Prendi in considerazione un generico processo chimico.
- ▶ In che cosa si trasforma l'energia cinetica delle particelle al momento dell'urto fra le molecole? *in energia potenziale*
 - ▶ Per quali motivi non tutti gli urti fra le molecole dei reagenti risultano efficaci? *perché le collisioni possono avere orientazione non appropriata o energia insufficiente*
 - ▶ Perché un aumento di temperatura si traduce, in pratica, in un aumento degli urti efficaci? *perché aumenta l'energia cinetica*
- 39** Il chimico svedese Arrhenius, dopo aver studiato il passaggio di elettricità attraverso le soluzioni, si è interessato alla relazione fra la costante di velocità di una reazione, la temperatura e l'energia di attivazione.
- ▶ Che cosa afferma l'equazione di Arrhenius?
 - ▶ Quali grandezze contiene?

6 Il meccanismo di reazione

- 40** Spiega le differenze cinetiche fra una reazione che avviene in un solo stadio e una reazione che avviene a più stadi.

- 41** Qual è l'ordine di reazione rispetto allo ione ossidrilico della seguente reazione che avviene in due tempi?

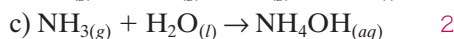
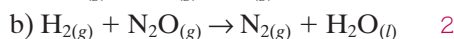
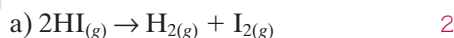


$$\text{in cui } v = k [(\text{CH}_3)_3\text{CBr}]$$

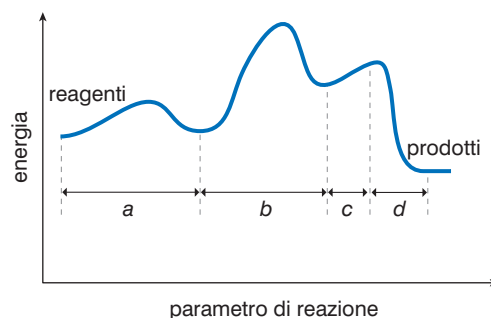
L'ordine di reazione rispetto allo ione ossidrilico è 0, poiché la velocità di reazione dipende solo dalla concentrazione del primo reagente. Se ne deduce che il secondo stadio è veloce e il primo è quello lento, ma nel primo stadio si ha una cinetica del primo ordine per $(\text{CH}_3)_3\text{CBr}$ e di ordine 0 per OH^- .

- 42** Che cos'è la molecolarità di una reazione?

- 43** Indica la molecolarità delle seguenti reazioni:



- 44** Quale tratto della curva rappresenta lo stadio lento della reazione?

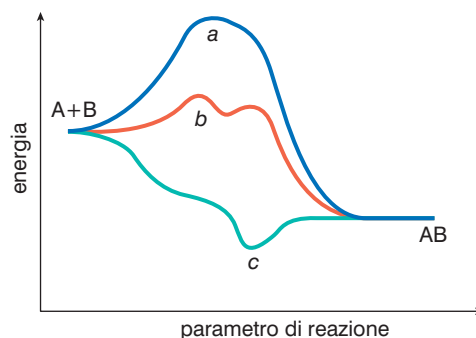


- 45** Disegna un profilo energetico per una reazione a tre stadi.

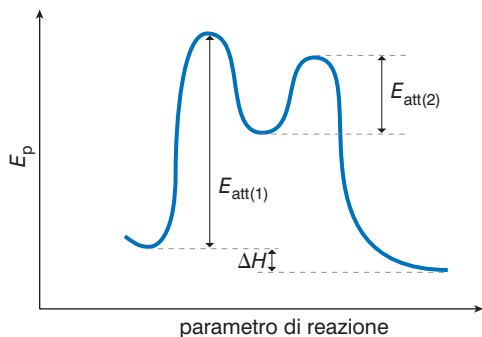
▶ A quale corrisponde l'energia di attivazione maggiore?

- 46** Il diagramma mostra il profilo energetico per la reazione esotermica fra le sostanze A e B.

▶ La formazione del prodotto AB in presenza del catalizzatore segue il percorso a, b oppure c?



47 Osserva il seguente diagramma di una reazione che avviene in due stadi.



► Qual è lo stadio che determina la velocità della reazione? *il primo*

► La reazione è, nel suo complesso, esotermica o endotermica? *esotermica*

48 Disegna un grafico che ha in ordinata l'energia potenziale del sistema chimico (reagenti e prodotti) e in ascissa lo svolgimento della reazione.

► All'interno del grafico traccia l'andamento dell'energia che trasforma i reagenti in prodotti in una reazione che abbia ΔH negativo, che si svolge attraverso un meccanismo a due stadi, di cui il primo è quello che determina la velocità di reazione.

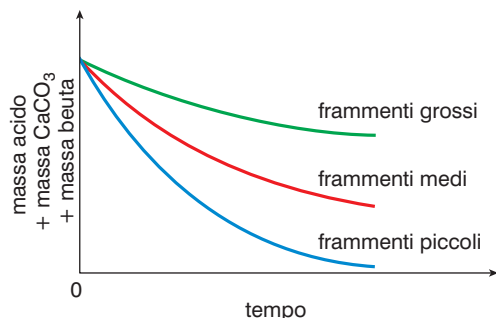
► Sul medesimo grafico traccia un possibile andamento della stessa reazione catalizzata.

Review (sul libro da pag. 434)

1 Considera i seguenti esperimenti.

- 30 mL di HCl reagiscono con 10 g di CaCO_3 in frammenti piccoli;
- 30 mL di HCl reagiscono con 10 g di CaCO_3 in frammenti medi;
- 30 mL di HCl reagiscono con 10 g di CaCO_3 in frammenti grossi.

Le reazioni avvengono all'interno di una beuta posta su una bilancia. Misura la massa iniziale in ciascuno dei tre casi e prendi nota, a intervalli di tempo regolari, della variazione della massa iniziale. Ottieni i seguenti grafici.



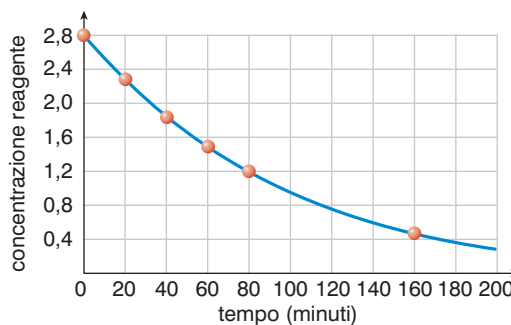
► Perché la massa iniziale diminuisce? *perché si forma CO_2*

► Scrivi l'equazione della reazione. $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CaCl}_2$

► In quale dei tre casi la reazione è più veloce e perché?

nel primo caso, perché si ha una maggiore superficie di contatto

2 Osserva il seguente grafico, che rappresenta l'andamento di una reazione di decomposizione.



► In che momento la velocità assume il valore massimo? *nei primi 20 s*

► Qual è il fattore che provoca la variazione della velocità della reazione?

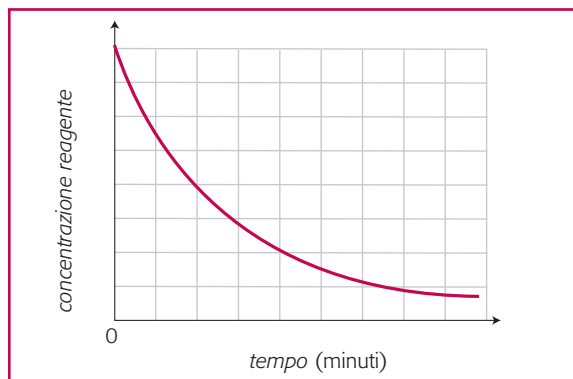
la diminuzione della concentrazione dei reagenti

3 Considera una generica reazione di decomposizione: $\text{A} \rightarrow \text{B} + \text{C}$

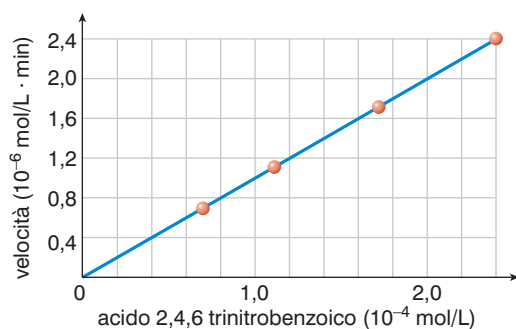
L'equazione cinetica è: $v = k[\text{A}]$.

► Qual è l'ordine della reazione? *primo*

- Disegna il grafico che rappresenta la cinetica di questa reazione.



- 4 Il seguente grafico mostra il rapporto tra la velocità di una reazione e la concentrazione del reagente (acido 2,4,6 trinitrobenzoico).



- Qual è l'ordine della reazione? *primo*
- Che cosa accade quando la retta passa per l'origine?

la velocità è nulla, perché è nulla la concentrazione del reagente

- Scrivi l'equazione cinetica generica per questa reazione.

$$v = k [\text{TNBA}]$$

- 5 Perché la molecola dello zucchero viene demolita a CO_2 e H_2O a 37°C nel corpo umano, mentre per ottenere lo stesso risultato bruciandolo occorre superare i 200°C ?

per la presenza di enzimi che catalizzano i numerosi processi in cui è frazionata la combustione

- 6 Le pitture murali della grotta Chauvet, nel sud della Francia, sono state sottoposte all'analisi del ^{14}C per stimarne l'età. Sebbene alcuni archeologi non siano in accordo con i risultati dell'analisi, l'età stabilita in questo modo si concentra in due intervalli di età: le pitture più antiche risalgono a circa 32 000 anni fa, le più recenti a circa 27 000 anni fa.

- Sapendo che il decadimento del carbonio radioattivo segue una cinetica di primo ordine e che il tempo di dimezzamento è di 5730 anni, stima di quante volte è diminuito il ^{14}C nei due casi.

di 48 volte nel primo caso; di 26,2 nel secondo

- 7 Explain how to calculate a reaction rate from concentration-versus-time data.

the reacting rate is calculated by dividing $-\Delta[\text{R}]$ by Δt

- 8 What unit is most commonly used to express reaction rate?

$$\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

- 9 What is the reaction order if the reaction rate triples when the concentration of a reactant is increased by a factor of 3?

first order (for that reactant)