

questa è formata dagli stessi elementi che compongono il perossido di idrogeno. I catalizzatori hanno anche un'altra proprietà: si ritrovano **inalterati** al termine della reazione. I catalizzatori quindi non sono reagenti, non si consumano e, se vengono recuperati, possono essere utilizzati più volte.

Oltre ai catalizzatori esistono anche sostanze che si comportano come **inibitori**, ovvero catalizzatori negativi, che *rallentano* le reazioni; anch'essi sono specifici e restano inalterati durante il processo.

Ricorda La velocità di reazione dipende dalla forza della natura chimica e dallo stato fisico dei reagenti; in genere la reazione diventa più veloce se aumentano la concentrazione dei reagenti e la temperatura. I catalizzatori accelerano le reazioni, ma restano inalterati e sono specifici.

La teoria delle collisioni e l'energia di attivazione

Per spiegare il comportamento descritto nei precedenti paragrafi dobbiamo considerare ciò che accade a livello corpuscolare, ricordando che qualunque reazione implica due passaggi: la *rottura* dei legami presenti tra gli atomi o gli ioni dei reagenti e la successiva *formazione* dei nuovi legami che danno origine alle particelle dei prodotti.

Per spezzare i legami nei reagenti occorre sempre fornire energia: se i legami da rompere sono stabili e forti, l'energia richiesta sarà elevata; se sono deboli, sarà sufficiente un minimo apporto energetico per provocare la reazione. In tutti i casi il passaggio da reagenti a prodotti comporta la costituzione di un *stato di transizione*, chiamato **complesso attivato**, in cui si sono già rotti i legami caratteristici dei reagenti, ma non si sono ancora formati i legami tipici dei prodotti. Il complesso attivato è uno stadio momentaneo e si disfa velocemente originando i prodotti della reazione, ma ha sempre energia potenziale chimica superiore ai reagenti perché gli atomi o gli ioni in quelle condizioni sono instabili. Per questo il passaggio da reagenti a complesso attivato richiede sempre energia:

la quantità di energia necessaria per rompere i legami esistenti nei reagenti e trasformarli in complesso attivato è detta **energia di attivazione**.

Il valore dell'energia di attivazione è diverso da reazione a reazione ed è tanto più elevato quanto più sono forti i legami che si devono spezzare. L'energia di attivazione è una sorta di **barriera energetica** che condiziona la velocità di reazione: solo le particelle che la superano, possono rompersi e trasformarsi in prodotti. Ma in che modo i reagenti possono oltrepassarla?

Secondo la **teoria delle collisioni**, perché una reazione abbia luogo è necessario che le particelle dei reagenti entrino in contatto diretto urtandosi. Questa condizione però non è sufficiente e non sempre gli urti permettono ai reagenti di trasformarsi:

gli urti sono **efficaci** solo se le particelle che collidono posseggono un'energia pari all'energia di attivazione e se sono orientate nel modo corretto.

In altre parole, affinché un urto sia efficace, oltre al superamento della barriera dell'energia d'attivazione è importante anche il corretto orientamento (il cosiddetto "effetto sterico"), dei reagenti, quando sono molecole. Le molecole hanno una