

## Teorie - Legea vitezei de reacție

**Viteza de reacție** reprezintă viteza cu care concentrațiile reactanților scad în timp, sau viteza cu care concentrațiile produșilor cresc în timp. Viteza de reacție poate fi determinată numai experimental.

Viteza unei reacții depinde de variabile care pot fi controlate:

- presiune;
- temperatură;
- prezența catalizatorilor;
- concentrația reactanților.

**Influența concentrației reactanților asupra vitezei de reacție:** creșterea concentrației reactanților determină creșterea vitezei de reacție.

**Legea vitezei de reacție** exprimă relația matematică dintre concentrațiile inițiale ale reactanților și viteza la care aceștia reacționează.

Pentru o reacție de forma generală  $aA + bB \rightarrow$  **produși de reacție**, legea vitezei de reacție este următoarea:

$$v = k \times [A]^{n_A} \times [B]^{n_B}$$

$v$  - viteza de reacție;

$k$  - constanta de viteză;

$[A]$ ,  $[B]$  - concentrațiile reactanților;

$n_A$ ,  $n_B$  - ordinele parțiale de reacție în raport cu A, respectiv B.

**Ordinul de reacție în raport cu un reactant** sau **ordinul parțial de reacție** arată în ce manieră variază viteza de reacție cu variația concentrației acelui reactant. La fel ca viteza de reacție, și ordinele parțiale de reacție pot fi determinate numai experimental, și nu pot fi deduse din ecuația reacției chimice.

Legea vitezei unei reacții este o ecuație care exprimă viteza de reacție ca o funcție de concentrațiile tuturor speciilor prezente în sistemul chimic la un moment dat:

$$v = f([A], [B], \dots)$$

**Ordinul total de reacție,  $n$** , se obține prin adunarea ordinelor parțiale de reacție. Așadar, pentru cazul de mai sus:

$$n_A + n_B = n$$

Ordinul de reacție nu este întotdeauna număr întreg - multe reacții în fază gazoasă au ordin de

reacție fracționară.

*Exemplu* - Ordinul total de reacție și semnificația unui ordin parțial de reacție:

$$v = k \times [A]^{\frac{1}{2}} \times [B]$$

Pentru o lege a vitezei de forma:

$$n_A = \frac{1}{2}$$

$$n_B = 1$$

$$\Rightarrow n = \frac{3}{2}$$

Fiecare valoare a ordinelor parțiale de reacție oferă informații despre cum variază viteza de reacție în funcție de reactantul respectiv. De exemplu, faptul că  $n_B = 1$  înseamnă că de câte ori crește concentrația reactantului B, de atâtea ori crește și viteza de reacție (viteza de reacție variază direct proporțional cu concentrația reactantului B).

Dacă pentru o reacție de forma generală  $aA + bB \rightarrow$  **produsi de reacție** avem o lege a vitezei în care ordinele parțiale de reacție sunt egale cu coeficienții stoechiometrici ( $n_A=a$ ,  $n_B=b$ ), atunci reacția are un mecanism foarte simplu, descris chiar de ecuația reacției. Acest lucru se întâmplă rar.

Dacă ordinele parțiale de reacție nu sunt egale cu coeficienții stoechiometrici ( $n_A \neq a$ ,  $n_B \neq b$ ), atunci reacția decurge după un mecanism de reacție mai complex decât cel indicat de ecuația reacției, deci în mai multe etape.