

Teorie - Echilibrul chimic. Legea acțiunii maselor.

Echilibrul chimic. Legea acțiunii maselor.

În cazul celor mai multe reacții chimice rezultatul final este un amestec de reactanți și produși de reacție.

Reacția directă este reacția prin care reactanții formează produși de reacție.

Reacția inversă este reacția de descompunere a produșilor de reacție în reactanții inițiali.

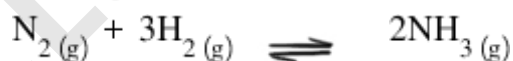
Reacția directă și reacția inversă au loc continuu, în același timp, pînă când se atinge **echilibrul chimic**. Atingerea echilibrului chimic nu înseamnă că se opresc cele două reacții, ci că nu se mai înregistrează schimbări în concentrațiile reactanților și produșilor.

Reacția reversibilă presupune o reacție directă (prin care reactanții formează produși de reacție) care este perfect echilibrată de o reacție inversă (prin care produșii se descompun înapoi în reactanți). De la punctul în care o reacție reversibilă atinge echilibrul nu mai există variații vizibile în concentrațiile speciilor chimice implicate.

Reacția reversibilă se reprezintă cu două săgeți: o săgeată cu sensul spre dreapta desemnând sensul formării produșilor de reacție, și o săgeată cu sensul spre stînga desemnând sensul descompunerii produșilor în reactanți.

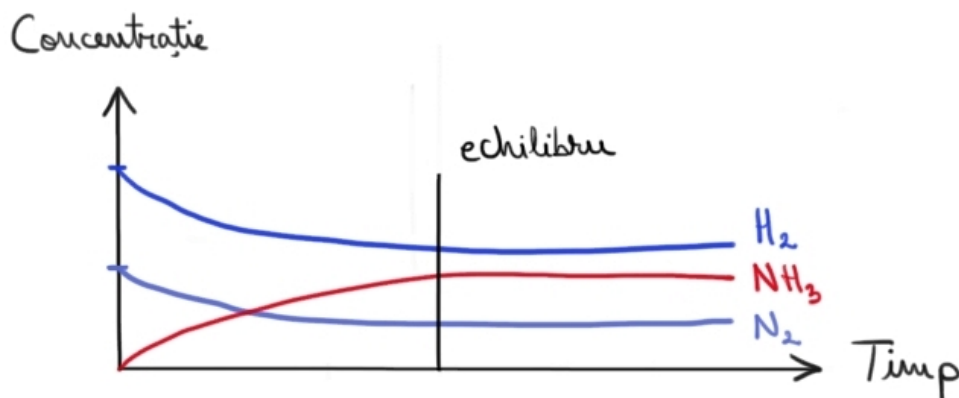
Starea de echilibru într-o reacție chimică reprezintă momentul în care procesul de formare al produșilor unei reacții (progresul reacției spre dreapta) este în echilibru perfect cu procesul invers de descompunere al produșilor în reactanți (progresul reacției spre stînga).

Vom exemplifica toate aceste noțiuni prin *reacția de obținere a amoniacului*:



Reacția directă și reacția inversă se produc în același timp: imediat ce s-a format NH_3 , o parte din el se descompune în H_2 și N_2 , iar aceste procese de formare și descompunere se întîmplă continuu pînă când concentrațiile gazelor participante la reacții ajung la valori bine determinate, adică se atinge **starea de echilibru**.

- **Reacția directă:** $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$
- **Reacția inversă:** $2\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 3\text{H}_2$



Evoluția, în timp, a concentrațiilor gazelor din instalația de obținere a amoniacului.



Evoluția, în timp, a vitezei reacției directe (de formare a amoniacului) și a reacției inverse (de descompunere a amoniacului în reactanți).

La echilibru viteza reacției directe este egală cu viteza reacției inverse.

Legea acțiunii maselor arată că raportul dintre produsul concentrațiilor produșilor de reacție și produsul concentrațiilor reactanților, ridicate la o putere egală cu valoarea coeficienților stoechiometrici, este constant la atingerea stării de echilibru la o anumită temperatură.

Pentru o reacție generală de forma:



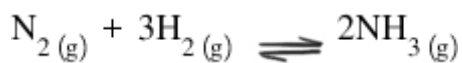
în care literele mici reprezintă coeficienții stoechiometrici ai reacției, iar literele mari sunt reactanții, respectiv produșii, legea acțiunii maselor se reprezintă prin următoarea relație:

$$\frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b} = K$$

- **K - constanta de echilibru:** are o valoare constantă, valabilă numai pentru o temperatură specifică, de obicei precizată;

- Exponenții din această relație - sunt coeficienții stoechiometrici ai reacției;
- Valorile scrise între paranteze pătrate - exprimă molaritatea/concentrația molară.

Exemplu - expresia constantei de echilibru și aflarea unității de măsură pentru reacția de obținere a amoniacului:



$$K = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \times [\text{H}_2]^3}$$

$$[K] = \frac{(\text{mol} \times \text{L}^{-1})^2}{(\text{mol} \times \text{L}^{-1}) \times (\text{mol} \times \text{L}^{-1})^3} = \frac{1}{(\text{mol} \times \text{L}^{-1})^2} = \text{mol}^{-2} \times \text{L}^2$$