

## Adsorbția moleculară din soluție pe suprafețe solide

### Adsorbția acidului acetic pe cărbune

Adsorbția reprezintă procesul de aglomerare a unui component la suprafața de separare a două faze.

Dacă o soluție ce conține doi componenți se găsește în contact cu un adsorbant solid, se constată că la suprafața de separație lichid-solid se aglomerează acel component care are tensiunea superficială mai mică. Deoarece față de apă, tensiune superficială mai mică au substanțele organice, care prin dizolvare se găsesc de obicei în stare moleculară, adsorbția acestora pe suprafețe solide se face sub formă moleculară.

Fenomenul adsorbției are numeroase aplicații cum ar fi: în industrie - în procesele catalitice eterogene, la purificarea unor sisteme, la recuperarea unor solvenți etc.

Procesul de adsorbție conducând la stabilirea unei stări de echilibru termodinamic, este totodată și reversibil.

Ecuția lui Gibbs, stabilită pentru adsorbția pe suprafețe lichide, este valabilă și în cazul adsorbției lichid-solid dar prezintă dificultăți de ordin practic, legate de măsurarea tensiunii superficiale la interfața lichid-solid.

Cea mai generală ecuație care permite descrierea fenomenului de adsorbție pe o fază solidă este izoterma Langmuir, dedusă din considerente cinetice:

$$\Gamma = \Gamma_{\max} \cdot \frac{K \cdot C}{1 + K \cdot C} \quad (1)$$

$\Gamma$  - coeficient de adsorbție [ $\text{moli} \cdot \text{m}^{-2}$ ];

$\Gamma_{\max}$  - coeficientul maxim de adsorbție (la ocuparea suprafeței adsorbantului cu un strat monomolecular de substanță adsorbită) [ $\text{moli} \cdot \text{m}^{-2}$ ];

$C$  - concentrația de echilibru din soluție a substanței adsorbite [ $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$ ];

$K$  - constanta termodinamică de echilibru a procesului de adsorbție – desorbție [ $\text{mol}^{-1} \cdot \text{m}^3$ ];

Reprezentarea grafică a ecuației Langmuir este redată de izoterma prezentată în figura 1, pe care se pot delimita trei domenii:

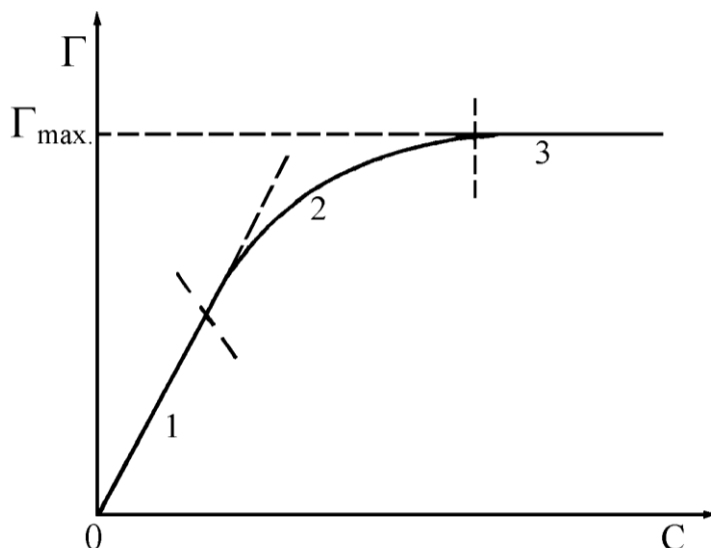


Fig. 1. Dependența  $\Gamma = f(C)$ .

- (1) – domeniul liniar al concentrațiilor mici ( $K \cdot C \ll 1$ ;  $\Gamma = \Gamma_{\max} \cdot K \cdot C$ );
- (2) – domeniul concentrațiilor medii;
- (3) – domeniul concentrațiilor mari ( $K \cdot C \gg 1$ ;  $\Gamma = \Gamma_{\max}$ ) unde adsorbția nu mai depinde de concentrație.

În domeniul concentrațiilor medii, în locul ecuației Langmuir se poate folosi ecuația Freundlich stabilită pe baza determinărilor experimentale:

$$\frac{x}{m} = \Gamma = \alpha \cdot C^{\frac{1}{n}} \quad (2)$$

unde:

$\Gamma$  - coeficient de adsorbție (kg substanță adsorbită (x) / kg adsorbant (m));

$C$  - concentrația de echilibru a soluției [ $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$ ];

În ecuația Freundlich,  $1/n$  și  $\alpha$  sunt constante caracteristice fiecărui sistem în parte, ce depind de temperatură ( $1/n$  depinde de natura forțelor de adsorbție iar  $\alpha$  este o măsură a capacității de adsorbție a substanței date).

Deși ecuația lui Freundlich nu este valabilă decât în domeniul concentrațiilor medii și la temperaturi obișnuite, în practică aceasta este preferată deoarece este mai ușor de aplicat.

Dacă se reprezintă grafic coeficientul de adsorbție „ $\Gamma$ ” în funcție de concentrația de echilibru a soluției „ $C$ ” la diferite temperaturi, se obțin curbe de forma celor prezentate în figura 2 care demonstrează că pentru aceeași concentrație, cantitatea de substanță adsorbită scade cu creșterea temperaturii.

Scăderea coeficientului de adsorbție cu ridicarea temperaturii se datorește faptului că fenomenul de adsorbție este exoterm.

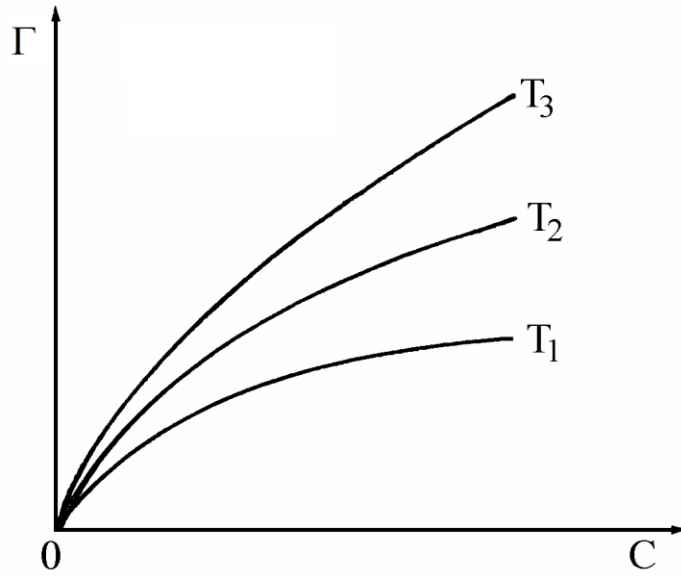


Fig. 2. Dependența  $\Gamma = f(C)$  la diferite temperaturi.  
( $T_1 > T_2 > T_3$ )

Pentru calculul parametrilor  $1/n$  și  $\alpha$  ai ecuației Freundlich, aceasta se liniarizează prin logaritmare:

$$\ln \Gamma = \ln \frac{x}{m} = \ln \alpha + \frac{1}{n} \ln C \quad (3)$$

Reprezentând grafic  $\ln \frac{x}{m} = f(\ln C)$  (ecuația 3), se obține o dreaptă din a cărei pantă se calculează  $\frac{1}{n}$ , iar din ordonata la origine rezultă constanta  $\alpha$  (figura 3).

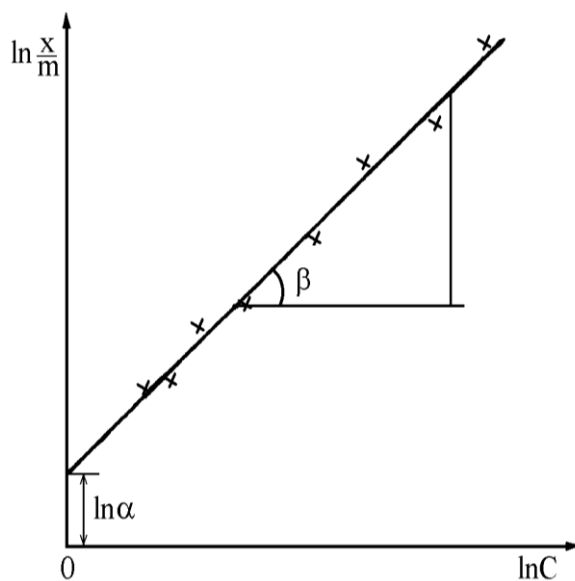


Figura 3. Dependența  $\ln \frac{x}{m} = f(\ln C)$

În lucrare se va studia adsorbția acidului acetic pe cărbune, determinându-se experimental concentrațiile inițiale și concentrațiile după stabilirea echilibrului de adsorbție pentru diferite soluții apoase de acid acetic.

### Partea experimentală

În șase fiole Erlenmeyer de 250 mL uscate, se introduc soluțiile de acid acetic obținute prin diluarea acidului acetic 2N astfel: 50 mL acid acetic 2N se diluează într-un balon cotat, la 250 mL. În fiola 1 se introduc 105 mL, iar restul se diluează la dublu. Din soluția obținută, în fiola 2 se introduc 110 mL.

În același mod, prin diluări la dublu se obțin soluțiile din care se introduc în celelalte Erlenmeyere cantitățile indicate în tabelul 1:

Tabelul 1.

Fiola nr.	1	2	3	4	5	6
mL soluție acid acetic:	105	110	125	150	150	150
mL acid acetic titrat:	5	10	25	50	50	50

Concentrațiile inițiale ale acidului acetic din cele șase fiole se determină prin titrare cu NaOH 0,1N în prezență de fenolftaleină.

Din fiecare fiolă se iau pentru titrarea acidului acetic volumele indicate în tabelul 1 (5, 10, 25, 50, 50 respectiv 50 mL).

Volumele de NaOH 0,1N folosite la titrare, raportate la 100 mL soluție acetică se notează cu  $V_1, V_2, \dots, V_6$ . Aceste volume sunt proporționale cu concentrațiile inițiale de acid acetic.

În cele șase fiole în care au mai rămas câte 100 mL soluție acetică se adaugă între 1÷3 grame cărbune și se agită fiecare fiolă timp de 15 minute în vederea stabilirii echilibrului.

Se filtrează conținutul fiecărei fiole și din filtrat se titrează cu NaOH 0,1N, volume de soluție identice cu cele inițiale (5, 10, 25, 50, 50 respectiv 50 mL). Volumele folosite la titrarea finală raportate la 100 mL soluție acetică se notează cu  $V_1', V_2', \dots, V_6'$  și sunt proporționale cu concentrațiile de acid acetic la stabilirea echilibrului.

Cu datele obținute se întocmește tabelul 2.

Mărimea  $\frac{V-V'}{m}$  este proporțională cu coeficientul de adsorbție "Γ" din ecuația

Freundlich iar  $V'$  este proporțional cu concentrația "C" de echilibru a soluției.

Pe baza datelor din tabelul 2, ecuația (3) devine:

$$\ln(V - V') = \ln(\alpha' \cdot m) + \frac{1}{n} \ln V' \quad (4)$$

Tabelul 2.

Fiola nr:	1	2	3	4	5	6
mL NaOH folosiți la titrarea inițială						
V						
mL NaOH folosiți la titrarea finală						
V'						
V-V'						
$\ln(V-V')$						
$\ln V'$						

Se reprezintă grafic  $\ln(V - V') = f(\ln V')$  (ecuația 4). Din panta dreptei rezultate se calculează  $1/n$ , iar ordonata la origine este  $\ln(\alpha' \cdot m)$ .