

VALERIU ATANASIU

MARIA MOHORA

(coordonatori)

Adrian Mircea Căplănuși

Beatrice Carmen Dogaru

Cristian Dinu Dogaru

Carmen Duță

Marilena Gîlcă

Annamaria Katona

Daniela Lixandru

Bogdan Manolescu

Corina Muscurel

Liliana Pîslaru

Irina Stoian

Bogdana Vîrgolici

BIOCHIMIE MEDICALĂ

– GHID PENTRU LUCRĂRI PRACTICE –

Ediție revizuită



NICULESCU

I. Soluții	9
1. Concentrația soluțiilor: <i>V. Atanasiu</i>	9
2. pH-ul soluțiilor și sisteme tampon: <i>V. Atanasiu</i>	19
II. Tehnici utilizate în laboratorul de biochimie	32
1. Volumetria: <i>V. Atanasiu, R. Popescu</i>	32
2. Centrifugarea și ultracentrifugarea: <i>A. Căplănuși</i>	44
3. Cromatografia: <i>V. Atanasiu, R. Popescu</i>	49
4. Electroforeza: <i>Ileana Mihăilescu, A. Căplănuși</i>	57
5. Spectrofotometria: <i>Maria Mohora, Bogdan Manolescu, Annamaria Katona</i>	69
6. Aparate automate și semiautomate pentru analize multiple: <i>A. Căplănuși</i>	91
III. Calculul statistic al erorii unei metode de analiză biochimică: <i>Maria Mohora, Rodica Stamate-Cosmațchi</i>	95
IV. Insușirile principalelor clase de compuși biochimici	100
1. Acizii nucleici: <i>Carmen Duță</i>	100
2. Glucidele: <i>V. Atanasiu</i>	122
3. Lipidele: <i>Maria Mohora</i>	132
4. Aminoacizii: <i>V. Atanasiu, R. Popescu</i>	137
5. Proteinele: <i>Maria Mohora, R. Popescu</i>	145
6. Enzimele: <i>Bogdana Vârgolici, Marilena Gâlcă</i>	155
V. Metabolismul energetic: <i>Annamaria Katona</i>	170
VI. Analiza biochimică a sângelui	177
1. Considerații generale: <i>Beatrice Dogaru, C. Dogaru</i>	177
2. Enzimele plasmatiche: <i>Bogdana Vârgolici, Marilena Gâlcă</i>	183
3. Compuși minerali: <i>Irina Stoian</i>	207
4. Compuși glucidici: <i>Corina Muscurel</i>	222
5. Compuși lipidici: <i>Maria Mohora, Marilena Gâlcă</i>	228

6. Proteine plasmatiche: <i>Beatrice Dogaru, C. Dogaru</i>	239
7. Compuși azotați neproteici: <i>Beatrice Dogaru, C. Dogaru</i>	248
VII. Analiza urinii: <i>Beatrice Dogaru, C. Dogaru</i>	260
VIII. Analiza LCR: <i>Beatrice Dogaru, C. Dogaru</i>	282
IX. Analiza sucului gastric: <i>Beatrice Dogaru, C. Dogaru</i>	286
X. Imunochimie: <i>Liliana Pâslaru</i>	291
XI. Markerii tumorali <i>Daniela Lixandru</i>	301
XII. Investigarea biochimică a sistemului endocrin: <i>Bogdana Vârgolici, Corina Muscurel</i>	306

1. Concentrația soluțiilor

Soluțiile se definesc ca amestecuri omogene formate din două sau mai multe substanțe care nu interacționează chimic și alcătuiesc o singură fază.

În laboratoarele de biochimie se folosesc curent soluțiile lichide, care sunt formate din două componente și anume dizolvantul (solventul) și una sau mai multe substanțe dizolvate (solvații).

Concentrația unei soluții reprezintă cantitatea de substanță dizolvată într-un anumit volum sau masă de soluție. Modalitățile de exprimare a concentrațiilor soluțiilor sunt:

- A. Concentrația procentuală sau empirică
- B. Concentrația molară sau molaritate
- C. Concentrația normală sau normalitate
- D. Titrul unei soluții

A. Concentrația procentuală (c%)

a. Concentrația procentuală masică (c% w/w)

Reprezintă cantitatea de substanță exprimată în grame care se află în 100 g soluție. Pentru a se evita confuzia acestui tip de concentrație procentuală cu cele ce vor fi descrise în continuare, se preferă și se recomandă specificarea modului în care aceasta a fost preparată sau calculată. Astfel, în situația de mai sus raportul w/w reprezintă prescurtarea specificației tipului de concentrație procentuală, și anume procente de masă sau masă /masă (w/w).

Exemplu: o soluție apoasă de glucoză 1% (w/w) se obține prin dizolvarea unui gram de glucoză în 99 g apă, adică cele 100 g soluție conțin 1 g glucoză.

b. Concentrația procentuală de volum (c% v/v)

Acest mod de exprimare a concentrației se folosește frecvent în cazul dizolvării substanțelor chimice lichide sau gazoase și reprezintă numărul de centimetri cubi de substanță dizolvată în 100 cm³ de soluție.

Exemplu: o soluție de aldehydă formică 2% (v/v) conține 2 cm³ aldehydă formică și 98 cm³ apă.

c. Concentrația procentuală (c% w/v)

Este un alt mod de a exprima concentrația procentuală extrem de mult utilizat în biochimie și reprezintă grame de substanță dizolvate în 100 cm³ soluție.

Exemplu: o soluție de proteină 8.5% (w/v), este soluția proteică ce conține 8.5 g proteine în 100 ml soluție.

d. *Concentrația ‰ (exprimată la mie)*

Reprezintă numărul de grame de substanță dizolvată în 1000 g de soluție. Poate fi în mod asemănător exprimată în ‰ w/w, caz în care aceasta

‰ w/v când reprezintă numărul de grame de substanță dizolvată în 1000 cm³ de soluție.

‰ v/v când reprezintă numărul de cm³ dizolvați în 1000 cm³ de soluție.

Exemplu: serul fiziologic este o soluție NaCl 9 ‰ w/v și se obține din 9 g. NaCl peste care se adaugă apă (sub agitare) până se obțin 1000 cm³ soluție.

B. Concentrația molară sau molaritatea

Această modalitate de exprimare a concentrației soluțiilor reprezintă numărul de moli de substanță dizolvată într-un litru de soluție.

De obicei soluțiile molare se notează cu simboluri m sau M care însoțesc cifra ce arată concentrația respectivă.

Exemple:

- o soluție de NaCl 2m conține 2 moli NaCl, adică 117 g NaCl la litru de soluție.
- o soluție de H₂SO₄ 0,1 m conține 0,1 moli H₂SO₄, adică 9,8 g H₂SO₄ la litru de soluție.

Calculul numărului de moli dintr-o soluție se realizează prin împărțirea masei de substanță la valoarea masei molare: $v = m/M$

Calculul concentrației molare a unei soluții va ține cont de numărul de moli (v) de substanță dizolvată, ce se găsește într-un anumit volum (V) de soluție :

$$v \text{ (moli)} \dots\dots\dots V \text{ (mililitri)}$$

$$\underline{m \dots\dots\dots 1000\text{ml}}$$

$$m = v \times 1000/V$$

Soluția va avea molaritatea m.

De reținut că soluțiile molare pot fi: 1 M, 2M (bimolare), multiplumolare sau decimolare (0.1 M) centimolare (0.01M), milimolare (0.001 M), etc.

C. Concentrația normală sau normalitatea

Reprezintă numărul de echivalenți gram de substanță dizolvată într-un litru de soluție.

Soluțiile ale căror concentrații se exprimă prin normalitate se numesc soluții normale și se notează cu simbolurile n sau N care însoțesc cifra ce indică concentrația respectivă.

Cunoscând cantitatea în grame (w) dintr-o substanță dizolvată într-un litru de soluție, se poate calcula normalitatea soluției respective astfel:

$$n = w/E \text{ (echivalenți } \times l^{-1} \text{)}$$

în care: E reprezintă echivalentul gram al substanței dizolvate

Calculul concentrației normale a unei soluții va ține cont de numărul de echivalenți gram de substanța dizolvată (a) ce se găsește într-un anumit volum (V) de soluție, astfel:

$$n = a \times 1000 / V$$

Normalitatea soluției va fi n.

Exemple:

- pentru a prepara o soluție de H_2SO_4 1 n se calculează în primul rând echivalentul gram al H_2SO_4 :

$$E_{H_2SO_4} = 98,08 / 2 = 49,04 \text{ g}$$

astfel 1000 cm³ de soluție H_2SO_4 1 n conține 49,04 g H_2SO_4 , adică un echivalent gram de H_2SO_4 .

- o soluție de H_2SO_4 0,2 n conține la 1000 cm³ soluție 0,2 x 49,04 g H_2SO_4 , adică 0,2 echivalenți gram H_2SO_4 .

În general, cantitatea de substanță (w) exprimată în grame care trebuie dizolvată într-un litru de soluție pentru a obține o anumită normalitate se calculează înmulțind echivalentul gram (E) cu normalitatea (n):

$$W = E \times n$$

Deci, cunoscând echivalentul-gram al unei substanțe se pot prepara soluții de orice normalitate, calculând câte grame de substanță trebuie dizolvată la 1000 cm³ soluție de normalitate dorită.

Adeseori nu este necesar să se prepare un litru de soluție de o anumită normalitate, ci un volum mai mic sau mai mare de un litru. În acest caz cantitatea de substanță (w) care trebuie dizolvată într-un anumit volum de soluție (V) cu normalitate (n) se calculează înmulțind echivalentul gram (E) cu normalitatea (n) și volumul (V) exprimat în litri.

Exemplu: pentru a prepara 500 cm³ soluție de NaCl 0,3 n se calculează cantitatea de NaCl exprimată în grame (W_{NaCl}) astfel:

$$E_{NaCl} = 58,5 / 1 = 58,5 \text{ g}$$

$$V = 0,5 \text{ l}$$

$$n = 0,3$$

$$W_{NaCl} = 58,5 \times 0,3 \times 0,5 = 8,775 \text{ g}$$

Deci, la 8,775 g NaCl se va adăuga apă (sub agitare) până la volumul de 500 cm³.

Utilizarea soluțiilor normale în volumetrie se bazează pe faptul că soluțiile de aceeași normalitate reacționează în volume egale, deoarece conțin dizolvate substanțe în cantități echivalente.

Exemplu: 10 cm³ soluție de NaOH 2n neutralizează exact 10 cm³ soluție HCl 2n.

Observații:

Concentrația unor constituenți solubili din diferite fluide biologice (sânge, salivă, lichid cefalorahidian, urină, etc.) se exprimă fie în grame/litru sau subdiviziuni ale acesteia fie în echivalenți/litru sau subdiviziuni ale acesteia.

Spre exemplu concentrația cationilor Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} în sânge se exprimă în grame/litru cât și în miliechivalenți/litru.

Între cele două moduri de exprimare există relația:

$$mE/l = mg / l / E$$

Astfel, pentru Na^+ : $mE/l = mg Na / l / 23$

pentru Ca^{2+} : $mE/l = mg Ca^{2+} / l / 20$

D. Titrul unei soluții

Reprezintă cantitatea de substanță exprimată în grame care se găsește dizolvată într-un cm^3 de soluție. Titrul unei soluții se notează cu litera T. Pornind de la definiția titrului rezultă relația:

$$T = W / 1000 = m \times M / 1000 = n \times E / 1000$$

unde: W = cantitatea de substanță dizolvată în 1000 cm^3 soluție

m = molaritatea soluției

M = masa molară a substanței dizolvate

n = normalitatea soluției

E = echivalentul-gram al substanței dizolvate

Exemple :

Titrul soluției ce conține 4 g NaOH la 1000 cm^3 soluție este: $T = 4 / 1000 = 0,004$ g/ml

Titrul soluției de KOH 2m este : $T = 2 \times 56 / 1000 = 0,112$ g/ml

Titrul unei soluții de HCl 2n se calculează conform următorului raționament:

1000 cm^3 soluție HCl 2n conțin dizolvate 73g HCl

1 cm^3 soluție HCl 2n conține dizolvat T g HCl

$$T = 73 / 1000 = 0,073$$
 g/ml

Transformarea unui mod de exprimare a concentrației în altul se poate face folosind relația care exprimă titrul, relație din care rezultă:

$$W = m \times M = n \times E = 1000 T$$

$$\text{molaritatea : } m = W / M = 1000 T / M$$

$$\text{normalitatea : } n = W / E = 1000 T / E$$

Cunoscând că W reprezintă cantitatea de substanță exprimată în grame dizolvată în 1000 cm^3 de soluție, cu densitatea ρ , concentrația procentuală se calculează astfel:

$$c\% (W/V) = W / 10 = 100 T$$

$$c\% (w/W) = W / 10 \times 1/\rho$$

Exemplu: dacă se consideră o soluție de H_2SO_4 0,1n ($M_{H_2SO_4} = 98$ g) se pot calcula:

1. Titrul: $T = n \times E / 1000 = 0,1 \times 0,049 = 0,0049$ g H_2SO_4 / cm^3 soluție

2. Cantitatea de substanță dizolvată: $W = 1000 T = 4,9$ g $H_2SO_4 / 1000 cm^3$ soluție

3. Concentrația molară: $m = W / M = 4,9 / 98 = 0,05$ moli $H_2SO_4 / 1000 cm^3$ soluție

4. Concentrația procentuală:

$$c\% (W/V) = W / 10 = 4,9 / 10 = 0,49$$
 g $H_2SO_4 / 100 cm^3$ soluție

$$c\% (W/W) = W / 10 \times 1/\rho = 4,9 / 10 \times 1/\rho = 0,49 \times 1/\rho$$
 g $H_2SO_4 / 100$ g soluție

Substanțe etalon - soluții etalon

Substanțe etalon sau standard, sunt considerate acele substanțe din care prin cântărire, dizolvare și aducere la un volum dat de soluție se obțin soluții cu titru exact.

O substanță etalon trebuie să îndeplinească următoarele condiții:

- să fie suficient de pură, astfel încât eventualul grad de impurificare să nu afecteze precizia determinărilor ce se efectuează;
- să aibă formula chimică bine definită, compoziția să fie unitară și stabilă în condițiile de lucru (să nu se carbonatizeze, să nu se oxideze, să nu absoarbă apă, să nu piardă apa de cristalizare)
- să fie suficient de stabilă în solventul care se utilizează (de regulă apa distilată);
- să aibă masa moleculară, respectiv echivalentul-gram, relativ mare, astfel încât eroarea de cântărire să fie cât mai mică.

Exemple de substanțe etalon:

- dicromatul de potasiu ($K_2Cr_2O_7$)
- acidul oxalic ($C_2O_4H_2$)
- carbonatul de sodiu (Na_2CO_3)
- clorura de potasiu (KCl)
- acidul benzoic (C_6H_5-COOH) etc.

Substanțele etalon se utilizează în următoarele scopuri:

- pentru obținerea directă prin simpla cântărire și dizolvare a soluțiilor care se folosesc în volumetrie; aceste soluții se numesc soluții etalon sau standard primare (exemplu soluția de $K_2Cr_2O_7$, $AgNO_3$, etc.).
- pentru determinarea exactă a concentrației unor soluții ce urmează a fi folosite în diferite determinări volumetrice. Această operație se numește standardizare. Soluțiile ale căror concentrații se determină prin standardizare se numesc soluții etalon sau standard secundare. De exemplu, o soluție de hidroxid de potasiu este o soluție etalon (standard) secundar, deoarece concentrația sa exactă se stabilește cu ajutorul unei soluții etalon primar de acid benzoic sau acid oxalic.

Soluțiile etalon sau exacte, reprezintă acele soluții al căror titru este egal cu titrul exact sau titrul teoretic, rezultat din calcul:

$$T_r = T_1 = n \times E / 1000$$

Soluții aproximative sau reale

Substanțele ce îndeplinesc condițiile de substanțe etalon primar sunt relativ puține. Majoritatea substanțelor nîndeplinind aceste condiții sunt folosite pentru prepararea unor soluții care nu au o concentrație exactă.

Aceste soluții se numesc soluții aproximative sau reale. Ca exemplu de soluții aproximative pot fi menționate: soluțiile de acid clorhidric, acid sulfuric, acid azotic, hidroxid de sodiu, hidroxid de potasiu, permanganat de potasiu, etc.

Soluțiile aproximative sau reale pot fi folosite totuși în analiza volumetrică la fel ca și soluțiile etalon primare, cu condiția de a fi standardizate în prealabil.

Prin standardizare se stabilește concentrația exactă, respectiv titrul teoretic al acestor soluții.

Factor de corecție

Pentru ca o soluție aproximativă să poată fi folosită în analiza volumetrică este necesar să se determine factorul de corecție. Acesta reprezintă o valoare numerică cu ajutorul căreia se poate transforma un volum de soluție aproximativă într-un volum de soluție exactă.

Factorul de corecție se notează de obicei cu simbolul F sau f .

Factorul de corecție reprezintă numărul de cm^3 de soluție de normalitate exactă care corespunde la 1 cm^3 de soluție aproximativă. Altfel spus, factorul de corecție reprezintă raportul între titrul real și titrul teoretic (exact) al unei soluții.

Exemplu: considerând o soluție aproximativă de NaOH $0,1 \text{ n}$ al cărui titru real este $T_r = 0,0042 \text{ g/cm}^3$. Deoarece soluția aproximativă de NaOH $0,1 \text{ n}$ este mai concentrată rezultă că 1 cm^3 din soluția aproximativă ($T_r = 0,0042 \text{ g/cm}^3$) corespunde unui volum mai mare de soluție exactă ($T_t = 0,0040 \text{ g/cm}^3$). Factorul se calculează astfel:

$$F = T_r / T_t = 0,0042 / 0,0040 = 1,0500$$

Deci 1 cm^3 de soluție aproximativă de NaOH $0,1 \text{ n}$ corespund la $1,05 \text{ cm}^3$ de soluție exactă de NaOH $0,1 \text{ n}$.

De menționat că în cazul soluțiilor etalon care au titrul real egal cu titrul teoretic factorul de corecție are valoarea $1,000$.

Factorul de corecție al unei soluții aproximative se determină experimental prin operația denumită titrare.

Cu ajutorul factorului de corecție se poate efectua:

- transformarea unui volum de soluție aproximativă (V_r) într-un volum de soluție exactă (V_e), folosind relația :

$$V_e = F \times V_r$$

- calcularea titrului real (T_r) sau a concentrației reale a unei soluții aproximative pe baza relației:

$$T_r = F \times T_t$$

Aplicând legea echivalențelor chimici (substanțele simple și compuse participă la reacțiile chimice în număr egal de echivalenți) pentru cazul a două soluții, o soluție etalon și o soluție reală, de aceeași concentrație, rezultă egalitatea:

$$V_r \times F = V_e \times F_e$$

Dacă factorul soluției etalon (F_e) are valoarea $1,000$ rezultă că:

$$F = V_e / V_r$$

Deci practic factorul de corecție se calculează din raportul volumelor exact măsurate a două soluții, una etalon (V_e) și una aproximativă (V_r), care au aceeași normalitate.

Pentru dozările volumetrice cu soluții aproximative este recomandat ca factorul de corecție să aibă valorile cuprinse în intervalul: $0,900 < F < 1,1000$.

Factorul se calculează de obicei cu patru zecimale. Dacă $F > 1,000$ soluția aproximativă este mai concentrată decât soluția exactă. În acest caz titrul real al soluției aproximative este mai mare decât titrul teoretic. Dacă $F < 1,000$ soluția aproximativă este mai diluată decât soluția exactă și titrul său real este mai mic decât titrul teoretic.

ACTIVITATE EXPERIMENTALA

Experiența 1: Prepararea soluțiilor cu diverse concentrații prin amestecare

Un caz des întâlnit în laboratorul de biochimie este cel în care trebuie preparată o soluție de o anumită concentrație prin amestecarea a două sau mai multe soluții ale aceleiași substanțe, dar de concentrații diferite.

În acest caz este bine să folosim regula amestecurilor sau regula dreptunghiului.

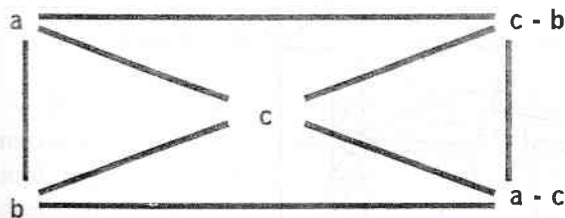
Astfel, pentru a prepara din două soluții A și B de concentrații diferite a și b o soluție C de concentrație c se amestecă din soluțiile A și B cantitățile dA și dB exprimate în grame sau litri.

Se poate scrie astfel egalitatea: $a \times dA + b \times dB = c(dA + dB)$

de unde: $dA(a - c) = dB(c - b)$ și astfel se obține: $dA/dB = c - b/a - c$, care este expresia matematică a regulei dreptunghiului.

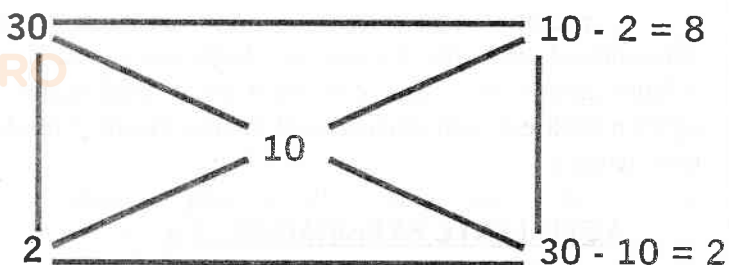
Conform regulei dreptunghiului cantitățile de soluții ce se amestecă sunt invers proporționale cu valorile absolute ale diferențelor dintre concentrațiile lor și concentrația soluției finale obținută după amestecare.

Practic expresia stabilită mai sus prin calcul matematic poate fi ușor găsită cu regula dreptunghiului astfel: se construiește un dreptunghi trasându-se cele două diagonale: în colțurile din stânga se trec cifrele ce reprezintă concentrațiile soluțiilor ce urmează a se amesteca (a și b) astfel încât cea mai mare să fie sus. La intersecția celor două diagonale se trece concentrația c care trebuie obținută în final. În colțurile din dreapta se trec cantitățile (masele sau volumele) de soluții ce se amestecă dA și dB care se obțin scăzând cifra cea mai mică din cea mai mare de-a lungul diagonalei dreptunghiului.



în care: $dA = c - b$
 $dB = a - c$
 $dA + dB = a - b$

De exemplu: pentru a obține o soluție de KOH 10% folosind soluții de KOH 30% și respectiv 2% se trasează dreptunghiul (dreapta) și prin urmare este necesar să se amestece 8 g soluție KOH 30% cu 20 g soluție KOH 2% pentru a prepara 28 g soluție KOH 10%.



Folosind aceleași soluții de KOH se vor prepara soluții de 15% și 20%.

Experiența 2: Cântărirea la balanță analitică și prepararea soluțiilor cu diverse concentrații

Prepararea soluțiilor folosite în analiza cantitativă presupune folosirea balanței.

În principiu, cântărirea la balanță se face comparând masa substanței de cântărit cu masa unor etaloane sau greutatea.

În funcție de soluția ce trebuie preparată, pot fi folosite următoarele tipuri de balanțe, care diferă prin precizia lor:

- a) balanțe tehnice, a căror limită a preciziei este de ordinul gramelor
- b) balanțe analitice, a căror limită a preciziei este, după caz, de ordinul 10^{-4} – 10^{-6} g.

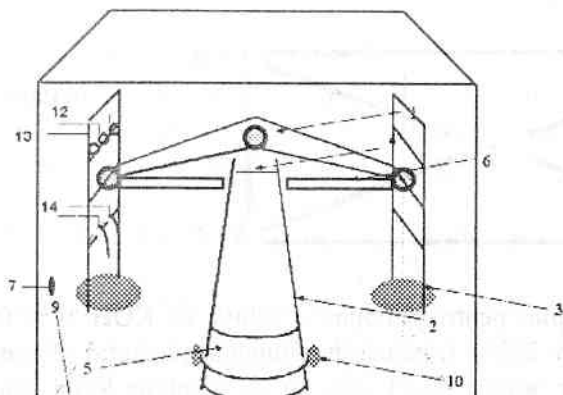
a. Balanța tehnică

Este alcătuită dintr-o pârghie cu brațe egale care se sprijină prin intermediu unui "cuțit" din oțel sau este prinsă pe o coloană centrală de susținere. Pârghia este prevăzută la mijloc cu un ac indicator care poate oscila în dreptul unei scale gradate. La capetele pârghiei se află suspendate două platane.

Balanța este prevăzută cu dispozitiv de oprire și de reglare a orizontalității.

b. Balanța analitică

Balanța analitică se află introdusă de obicei într-o cutie de sticlă prevăzută cu uși laterale. În figura de mai jos este redată schema componentelor balanței analitice.



Componentele balanței analitice

- 1- pârghia balanței
 2- axul central
 3- platane
 4- ac indicator
 5- scala gradată (-10, +10)
 6- dispozitiv de oprire a balanței
 7- buton de manevrare a disp. de oprire
 8- buton de reglare a punctului zero
 9- ecran de sticlă mată
 10- sistem optic
 11- placă suport
 12- mase etalonate sub formă de inele
 13- suport pentru masele etalonate
 14- disp. de manevrare a maselor etalonate

Este în forme și variante diferite în funcție de firma producătoare, dar principiul de funcționare este asemănător. Este un instrument cu ajutorul căruia se efectuează cântărirea precisă, foarte exactă, necesară în analiza cantitativă, respectiv în analiza volumetrică. Balanța analitică este construită pe principiul pârghiilor și poate fi prevăzută cu amortizor care după un număr mic de oscilații opreste acul indicator în dreptul unei diviziuni de pe scala gradată.

Folosirea corectă a balanței analitice necesită respectarea cu strictețe a următoarelor reguli de cântărire :

- balanța analitică trebuie să fie perfect curată, fără urme de praf.
- deschiderea și închiderea balanței se fac încet, fără manipulări bruște, evitându-se orice șocuri.
- substanțele de cântărit se așază pe platanul din stânga al balanței, iar greutatețile etalonate pe cel din dreapta (diferind după tipul balanței).
- balanța analitică trebuie să fie "oprită" în timpul încărcării sau descărcării sale .
- cântărirea se face cu ușile balanței închise.
- înaintea cântăririi trebuie să se stabilească și să se verifice "punctul zero" al balanței.
- masele etalonate de ordinul gramelor se păstrează în cutii speciale (după caz).
- masele etalonate se manipulează numai cu o pensetă (gramele) și cu ajutorul dispozitivului de manevrare a maselor etalonate (zecimile și sutimile de gram).
- toate cântăririle necesare în efectuarea unei anumite analize de laborator se efectuează la aceeași balanță analitică.

Etapele cântăririi

Pentru a prepara soluții de diferite concentrații se calculează cantitatea de substanță ce urmează a fi dizolvată. Această cantitate se cântărește la balanța tehnică în cazul preparării de soluții aproximative sau la balanța analitică în cazul preparării de soluții etalon de concentrații exacte.

Cântărirea la balanța analitică implică respectarea următoarelor etape:

- balanța analitică se conectează la sursa de curent se aprinde becul care luminează scala gradată în dreptul căreia oscilează un ac indicator;