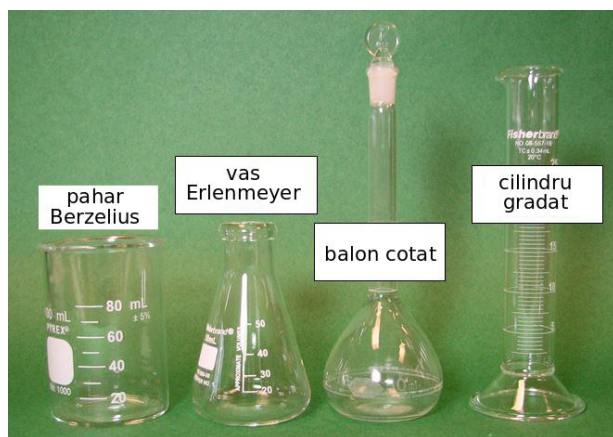


## Concentrația soluțiilor

Soluțiile reprezintă amestecuri omogene alcătuite din două sau mai multe substanțe care formează o singură fază (gazoasă, lichidă sau solidă). Substanța dizolvată se mai numește **solut** (în cantitate mai mică) iar substanța în care se dizolvă solutul este denumită **solvent** (în cantitate mai mare). **Solubilitatea** reprezintă proprietatea unei substanțe de a se dizolva într-un anumit solvent. Ea este dependentă de o serie de factori, inclusiv temperatura. Pentru o temperatură dată, substanțele se pot dizolva până la o anumită concentrație; la concentrația maximă, soluția **este saturată**, iar solutul suplimentar adăugat va precipita (nu se va dizolva).



Vase utilizate des în laborator, Credit: C3bc-taacct

[https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Different\\_types\\_of\\_lab\\_glassware.JPG](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Different_types_of_lab_glassware.JPG)

**Concentrația** reprezintă raportul dintre cantitatea de solut și cantitatea sau volumul solventului sau a soluției obținute. Deosebim mai multe tipuri de concentrație: procentuală, molară sau normală.

**Concentrația procentuală masică (c%)** reprezintă cantitatea de solut dizolvată în 100 grame soluție și se calculează după formula:

$$c\% = \frac{m_d}{m_s} * 100$$

unde  $m_d$  = masa dizolvată (solut) și  $m_s$  este masa soluției, ambele exprimate în grame.

**Exercițiu:** calculați masa de NaOH necesară pentru prepararea 100 ml soluție de concentrație 20%.

**Concentrația molară (m sau M)** reprezintă numărul de moli de substanță dizolvată în 1000 ml soluție. Un mol conține  $6.0221 \times 10^{23}$  (numărul lui Avogadro) particule elementare (ioni, atomi, molecule, după caz).

$$m = \frac{m_d}{M} * V_s$$

unde  $m_d$  = masa dizolvată (solut),  $M$  = masa moleculară a substanței<sup>1</sup> iar  $V_s$  volumul soluției (l).

**Concentrația normală** (normalitatea, se notează n sau N) este reprezentată de numărul de echivalenți gram ( $E_g$ ) de solut în 1000 ml soluție.

$$n = \frac{m_d}{E_g} * V_s$$

<sup>1</sup> Masa moleculară se determină însumând masele atomice ale atomilor din molecula dorită folosind Tabelul periodic al elementelor.

unde  $E_g$  este echivalentul gram – cantitatea de substanță care reacționează sau înlocuiește în reacția respectivă un echivalent gram de protoni.

-pentru acizi (HCl, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) echivalentul gram se calculează ca raport între masa moleculară și numărul atomilor de hidrogen care reacționează (pt H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = 98/2 = 49)

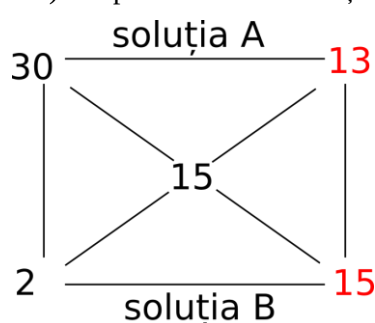
-pentru baze (de ex. hidroxid de sodiu) echivalentul gram se calculează raportând masa moleculară la numărul grupărilor hidroxil (OH)

-pentru săruri, echivalentul gram este definit de raportul dintre masa moleculară și produsul dintre valența metalului și nr. atomilor de metal din moleculă

-pentru reacțiile de oxido-reducere, echivalentul gram se calculează ca raport între masa moleculară și numărul de electroni schimbați.

**Exercițiu:** Să se prepare 250 ml soluție 5N de HCl.

**Regula dreptunghiului** se folosește atunci când avem de preparat o soluție de o anumită concentrație intermediară pornind de la două soluții de concentrații diferite (una mai mare și una mai mică) sau pornind de la o soluție mai concentrată (care poate fi diluată). Cantitățile de soluții ce se



amestecă sunt invers proporționale cu valorile absolute ale diferențelor dintre concentrațiile lor și concentrația soluției de preparat. Această regulă a amestecurilor se bazează pe construirea unui dreptunghi, în care se vor înscrie 5 valori: în centrul dreptunghiului trecem concentrația soluției de preparat; în vârfurile din stânga scriem valorile concentrațiilor soluțiilor de plecare (cea mare sus și cea mică jos). Valorile de pe latura din dreapta le obținem mergând pe diagonale și scăzând valoarea din mijloc din cele din stânga (luate în modul cu semn pozitiv). Acestea reprezintă

cantitățile necesare (masele sau volumele) din fiecare soluție.

Exemplu: având două soluții de NaOH de concentrație 30% și, respectiv, 2%, pentru a obține o soluție de NaOH de concentrație 15% vom amesteca 13 ml din soluția mai concentrată cu 15 ml din soluția mai puțin concentrată.

Atunci când soluția mai diluată este apa, ecuația devine mai simplă și o putem exprima sub forma:

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

unde:

$C_1$  este concentrația soluției stoc

$V_1$  este volumul soluției stoc necesare pentru a prepara soluția finală

$C_2$  este concentrația dorită a soluției finale

$V_2$  este volumul soluției dorite a se prepara

În laborator vom folosi diferite unități de măsură (litri, grame etc) ce pot fi exprimate în subunități zecimale. Tabelul de mai jos prezintă factorii de conversie și prefixele utilizate în mod obișnuit în laborator.

Notation	Factor	Name	Symbol
$10^{-1}$	0.1	deci	d
$10^{-2}$	0.01	centi	c
$10^{-3}$	0.001	milli	m
$10^{-6}$	0.000001	micro	$\mu$
$10^{-9}$	0.000000001	nano	n
$10^{-12}$	0.000000000001	pico	p
$10^1$	10	deka	da
$10^2$	100	hecto	h
$10^3$	1000	kilo	k
$10^6$	1000000	mega	M
$10^9$	1000000000	giga	G
$10^{12}$	1000000000000	tera	T

## Măsurarea cantităților

**Măsurarea greutății** unei substanțe se face cel mai des la balanța analitică. Aceasta permite măsurarea cu precizie de sutime sau miime de gram și dispune de o incintă închisă pentru a preveni curenții de aer care pot modifica citirea. Incinta se poate deschide prin acționarea ușițelor laterale, sau de deasupra. Utilizarea balanței presupune o serie de pași:

1. se conectează balanța la sursa de curent și se pornește, așteptând câteva secunde. se verifică atent înscrisurile de pe balanță privind precizia și cantitatea maximă permisă. se setează unitatea de măsură, dacă este cazul. Se verifică dacă platanul sau incinta prezintă impurități.

2. se deschide ușița, se plasează vasul de cântărire (sticla de ceas, cupă de hârtie de filtru etc), se închide ușița și se face tara



Figura – Balanța analitică, Credit: Rebcenter-moscow  
[https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Analytical\\_scales\\_A%26D\\_GR-300.jpg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Analytical_scales_A%26D_GR-300.jpg)

3. se deschide din nou, plasând încet și cu grijă, folosind o spatulă adecvată sau o pipetă, substanța de cântărit până când balanța se apropie de cantitatea dorită a se măsura. Când se atinge cantitatea dorită de măsurare, se închide ușița pentru a verifica stabilitatea citirii. La nevoie, se completează sau se înlătură substanța, până la măsurarea corectă.

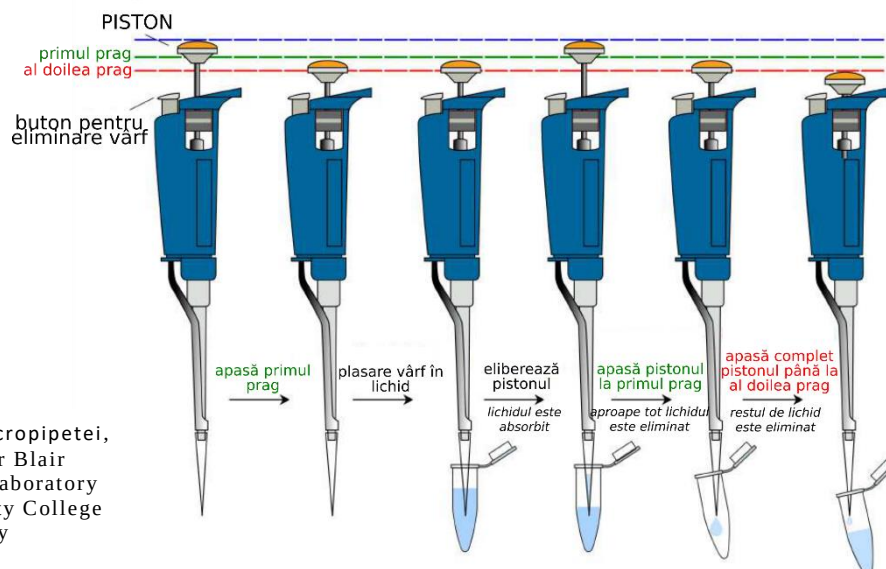


Figura – Pipetor automat, Credit: Matthias M.  
<https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Pipetboy.jpg>

4. după terminarea lucrului, balanța se închide apăsând butonul On/Off.

**Măsurarea lichidelor** se poate face în mai multe moduri, în funcție de precizia dorită. Diferitele vase de laborator au gradații, ce pot fi utilizate pentru a calcula un volum de lichid, prin completare și

Principiile utilizării micropipetei,  
Credit: Christopher Blair  
BIO2450L Genetics Laboratory  
Manual, New York City College  
of Technology



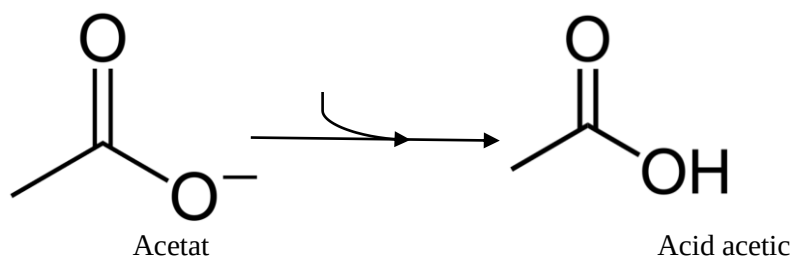
aducere la semn. Pentru o precizie și mai fină, sau pentru transferul cantităților mici de substanță, se folosesc pipetele de laborator gradate. Pipetarea se face cu ajutorul instrumentelor dedicate (pară de cauciuc, pipetor cu roțiță), pipetoarele manuale sau automate, pe care se fixează pipeta dorită iar vidul necesar transferat pipetei. Atunci când lucrăm cu cantități mici, de sub 1 ml (1-1000  $\mu$ l) precizia este atinsă prin folosirea micropipetelor.

## Soluții tampon

O soluție tampon (buffer) reprezintă un amestec de două substanțe care menține pH-ul unui mediu atunci când se adaugă mici cantități de acid sau bază. Soluțiile tampon pot fi acide ( $\text{pH} < 7$ ) sau alcaline ( $\text{pH} > 7$ ).

Soluțiile acide se prepară, de obicei, pornind de la un acid slab și una din sărurile sale (de obicei o sare de sodiu), iar pentru soluțiile alcaline se amestecă o bază slabă și una din sărurile sale. Cele două componente nu trebuie să interacționeze între ele. În Laborator vom utiliza soluția tampon acid acetic – acetat de Na.

Mecanismul de acțiune: la adăugarea unei baze tari (precum NaOH) acidul acetic va ceda protonul său ( $\text{H}^+$ ) radicalului  $\text{OH}^-$  pentru a se transforma în apă. Hidroxilul este astfel „tamponat” și nu va mai duce la creșterea pH-ului soluției. La adăugarea unui acid tare (ex HCl) în cantitate mică, acetatul va reacționa cu protonul din acid, rezultând mai mult acid acetic care, fiind un acid slab, nu va scădea mult pH-ul mediului. Protonii a căror concentrație modifică pH-ul „dispar” prin legarea de acetat.



Prepararea soluțiilor tampon se poate face fie pe baza unor tabele din literatura de specialitate, fie utilizând pH-metrul. Noi vom apela la utilizarea următorului tabel. Preparăm soluțiile prezentate în partea de sus a tabelului și le amestecăm în proporțiile dorite. Tabelul prezintă cantitățile necesare

pentru prepararea a 50 ml de soluție tampon (amestec). Vom prepara tot câte 50 ml din fiecare din cele două soluții.

Acid acetic 0,2 M	Acetat de Na 0,2 M	pH
46,3	3,7	3,6
44	6	3,8
41	9	4
36,8	13,2	4,2
30,5	19,5	4,4
25,5	24,5	4,6
20	30	4,8
14,8	35,2	5
10,5	39,5	5,2
8,8	41,2	5,4
4,8	45,2	5,6

**Stoichiometria reacțiilor chimice** descrie, din punct de vedere cantitativ, relația dintre substanțele care participă la o reacție chimică. Practic, la scrierea unei reacții chimice, în fața substanțelor se trece numărul de moli participanți la reacție, astfel încât reacția să fie în echilibru.

#### Exercițiu

Pentru următoarea reacție de ardere a butanului



să se determine numărul de moli de  $\text{O}_2$  necesari pentru a reacționa cu 0,5 moli  $\text{C}_4\text{H}_{10}$