

Laborator 2 - Medicină

A. Unități, Soluții și Concentrații

Unități și abrevieri

Unitățile uzuale și abrevierile lor folosite în științele biomedicale se bazează pe Sistemul Internațional de Măsură (unități SI): grame (g), metru (m) etc. Deseori este necesar să se lucreze cu cantități mai mari (de ex. 1500 g) sau mult mai des cu cantități mai mici (de ex. 0,0000015 g). În aceste situații astfel de numere sunt fie exprimate prin utilizarea de puteri ale lui 10 (pozitive sau negative) sau prin utilizarea prefixului corespunzător.

Astfel: $1500 \text{ g} = 1.5 \times 10^3 \text{ g} = 1,5 \text{ kg}$ (kilograme)

și $0,0000015 \text{ g} = 1,5 \times 10^{-6} \text{ g} = 1,5 \text{ }\mu\text{g}$ (micrograme)

În practică se folosesc mai frecvent notațiile cu ajutorul prefixelor în special pentru exprimarea volumelor concentrațiilor în litri și nu în dm^3 .

De exemplu: 1 litru, decât 1 dm^3
1 mililitru (1 ml) decât 1 cm^3

O concentrație de 1 miligram pe litru este, de asemenea, încă frecvent exprimată sub formă de 1 mg/l , mai degrabă decât $1 \text{ mg}\cdot\text{l}^{-1}$ sau $1 \text{ mg}\cdot\text{dm}^{-3}$.

Uzual sunt folosite următoarele prefixe:

Prefix	Nume	Se reprezintă prin:	Exemple
m	mili	$1/1000, 10^{-3}$	mmol, mg, ml
μ	micro	$1/1000\ 000, 10^{-6}$	μmol , μg , μl
n	nano	10^{-9}	nmol, ng
p	pico	10^{-12}	pmol, pg
f	femto	10^{-15}	fmol, fg
k	kilo	$1000, 10^3$	kg
M	mega	10^6	MPa

Prefixele centi (10^{-2}) și deci (10^{-1}) sunt de obicei folosite în anumite situații de exemplu cm

Exemple:

- *Câți μ moli sunt dizolvați în 2l de soluție 20 mM?*

20 mM = 20 mmol/l, deci 2 l conțin 40 mmol. 40 mmol = **40000 μ moli**.

- *Masa moleculară a NaCl este 58. Câte mg sunt în 50 μ moli NaCl?*

1 mol de NaCl are 58 g, deci 1 μ mol are 58 μ g, astfel că 50 μ moli conțin 2900 μ g = **2,9 mg**.

- *Care este molaritatea unei soluții de glucoză 1% (w/v)? (masa moleculară a glucozei = 180)*

1% (w/v) conține 1 g în 100 ml și, astfel, 10 g în 1 litru.

O soluție de glucoză 1 M conține 180 g/l, deci 10 g/l reprezintă o molaritate de $10/180 =$ **0,056 M (sau 56 mM)**.

Soluții

Substanțele pure se întâlnesc foarte rar astfel că amestecurile reprezintă forma sub care se găsesc sau se utilizează substanțele. După compoziție amestecurile pot fi omogene sau neomogene. Se numește omogen amestecul care are aceeași compoziție chimică și aceleași proprietăți în toată masa sa.

O soluție este un amestec omogen de două sau mai multe substanțe care nu pot fi separate prin mijloace mecanice (filtrare, centrifugare). Soluțiile se clasifică după starea de agregare în: gazoase, lichide și solide. Soluțiile propriu-zise sunt soluții lichide la care se disting două componente: o componentă care dizolvă - substanța lichidă numită dizolvant sau solvent și o componentă care se dizolvă - substanța dizolvată numită solvat sau solut.

Procesul de amestecare omogenă a două sau mai multe substanțe care are ca urmare formarea unei soluții se numește dizolvare. Cele două fenomene care au loc concomitent la dizolvarea substanțelor sunt:

- un fenomen endoterm (cu absorbție de căldură) – fenomen fizic în cursul căruia particulele solvatului difuzează printre moleculele solventului;

- un fenomen exoterm (cu degajare de căldură) numit solvatare – fenomen chimic în cursul căruia au loc interacții cu formare de legături între particulele de solvate și solvent.

Concentrația unei soluții se exprimă prin cantitatea de substanță dizolvată într-o anumită cantitate de solvent. Prin dizolvarea unei substanțe într-un solvent în diferite proporții pot rezulta soluții de concentrații diferite.

După concentrație, soluțiile pot fi diluate – dacă conțin o cantitate mică de solvat, și concentrate – dacă conțin o cantitate mare de solvat. Soluțiile saturate sunt cele mai concentrate soluții.

Concentrații

Determinarea concentrației unei substanțe în fluidele biologice este esențială în multe domenii medicale și practica dentară (de ex. electroliții în ser sau glucoza în urină).

Concentrațiile soluțiilor se pot exprima astfel:

a) Concentrația procentuală, care poate fi la rândul ei de mai multe feluri:

- concentrația procentuală de masă – (m/m) – reprezintă cantitatea de solvat (exprimată în grame) dizolvată în 100 g soluție și se poate calcula folosind formula:

$$C\% = \frac{md}{ms} \times 100, \text{ unde:}$$

md – masa de solvat (în grame)

ms – masa de soluție (în grame)

De exemplu: 100 g soluție 15% (m/m) H_2SO_4 conține 15 g H_2SO_4 și 85 g apă.

- concentrația procentuală volumetrică - (v/v) - reprezintă cantitatea de solvat (exprimată în ml) dizolvată în 100 ml soluție și se folosește de obicei în cazul substanțelor chimice lichide și gazoase.

De exemplu: 100 ml soluție 4% (v/v) etanol se prepară completând 4 ml CH_3CH_2OH până la 100 ml cu apă.

- concentrația procentuală mixtă - (m/v) - reprezintă cantitatea de solvat (exprimată în grame) dizolvată în 100 ml soluție

De exemplu: 100 ml soluție 0,9% (m/v) NaCl (ser fiziologic) conține în acest volum 0,9 g NaCl

b) Concentrația molară (C_m , m , M) reprezintă numărul de moli de solvat aflați într-un litru (dm^3) de soluție. Se poate calcula cu relația:

$$C_m = \frac{md}{MxVs}, \text{ unde:}$$

md – masa de solvat (în grame)

M – masa moleculară a dizolvatului

V_s – volumul soluției (în litri sau dm^3)

Un mol de substanță este greutatea moleculară a acelei substanțe exprimată în grame. De exemplu, greutatea moleculară a glucozei este 180, deci:

1 mol de glucoză = 180 g

1 mmol glucoză = 180 mg

1 μ mol glucoză = 180 μ g

$$100 \mu\text{mol glucoză} = 18,000 \mu\text{g} = 18 \text{ mg}$$

Concentrațiile în molarității sunt date prin exprimarea numărul de moli de substanță prezentă într-un volum definit de soluție:

O soluție 1 molar (1 M) conține 1 mol per litru (1 mol/l)

O soluție 1 millimolar (1 mM) conține 1 millimol per litru (1 mmol/l)

Notă: **molul** și **molii** reprezintă același lucru (o cantitate) și **moli/litru** este o concentrație care poate fi exprimată ca **mol/l**, sau **mol.l⁻¹**, sau cel mai simplu — **M**.

Astfel, dacă se dizolvă 0,5 moli de compus într-un litru de solvent concentrația compusului este de 0,5 mol / l, sau 0,5 M. 100 ml de soluție conține 0,05 moli.

Următoarele concentrații sunt la fel:

$$0,5 \text{ M}, 0,5 \text{ mol/l}, 0,5 \text{ mmol/ml}, 0,5 \mu\text{mol}/\mu\text{l}, 0,5 \text{ pmol/pl}$$

Se observă că prin amplificarea ambelor unități (cantitatea și volum) ale concentrației în sus sau în jos cu un factor de 1000, valoarea concentrației rămâne aceeași. Dacă se amplifică doar unul dintre termenii (cantitate sau volum), atunci putem exprima aceeași concentrație în mai multe moduri:

$$0,5 \text{ mol/l} = 0,5 \text{ mmol/ml} = 500 \mu\text{mol/ml} = 500000 \text{ pmol}/\mu\text{l}$$

Exercițiu: dorim să determinăm cantitatea de colesterol din sângele unui copil nou-născut. Știm că va fi în jur de 5 mM. Limita de detectare a metodei este de aproximativ 20 nmoli și putem recolta doar 20 μl de sânge. Va fi de ajuns?

$$5 \text{ mM colesterol conțin } 5 \text{ mmol/l}, \text{ sau } 5 \mu\text{mol/ml}, \text{ sau } 5 \text{ nmol}/\mu\text{l}.$$

Este ușor de observat că 20 μl conțin 100 nmol de colesterol.

c) Concentrația molară, mai rar folosită, se definește prin numărul de moli de solvat dizolvați în 1000 g de solvent.

d) Concentrația normală (C_n , n , N) reprezintă numărul de echivalenți-gram de solvat dintr-un litru de soluție. Poate fi calculată cu relația:

$$C_n = \frac{md}{Eg \times V_s}, \text{ unde:}$$

md – masa de solvat (în grame)

Eg – echivalentul gram

V_s –volumul soluției (în litre sau dm^3)

Echivalentul reprezintă cantitatea de substanță în greutate care într-o reacție chimică dată poate înlocui sau lega 8 părți în greutate de oxigen sau 1,008 părți în greutate de hidrogen. Cantitatea de substanță exprimată în grame, egală numeric cu echivalentul, se numește echivalent-gram. Pentru calcularea echivalentului-gram se ține cont de următoarele reguli:

$$E_g \text{ atom} = \frac{\text{Atom} - \text{gram}}{\text{Valența}}$$

• echivalentul-gram a unui acid este egal cu raportul dintre masa moleculară (M) a acidului și numărul de ioni H^+ angajați în reacție.

$$E_g \text{ acid} = M \text{ acid} / \text{Număr ioni de } \text{H}^+ \text{ (bazicitate)}$$

De exemplu, într-o reacție de neutralizare cu HCl

$$E_{\text{gHCl}} = \frac{M_{\text{HCl}}}{1} = 36,5 \text{ g HCl},$$

iar într-o reacție în care H_3PO_4 cedează toți cei 3 ioni H^+ :

$$E_{\text{gH}_3\text{PO}_4} = \frac{M_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{3} = \frac{98}{3} = 32,7 \text{ g H}_3\text{PO}_4$$

• echivalentul-gram a unei baze este dat de masa moleculară a bazei împărțită la numărul ionilor HO^- care participă la reacție. Dacă toți ionii HO^- participă la reacție echivalentul-gram al bazei se poate calcula împărțind masa moleculară a acesteia la valența metalului.

$$E_{\text{g bază}} = M_{\text{bază}} / \text{Număr grupe } \text{OH}^- \text{ (aciditate)}$$

De exemplu:

$$E_{\text{gNaOH}} = \frac{M_{\text{NaOH}}}{1} = 40 \text{ g NaOH}, \quad E_{\text{gCa(OH)}_2} = \frac{M_{\text{Ca(OH)}_2}}{2} = \frac{74}{2} = 37 \text{ g Ca(OH)}_2$$

În sensul mai larg al bazelor generalizate, echivalentul gram se calculează cunoscând numărul de protoni care sunt legați.

• pentru săruri, echivalentul-gram este dat de raportul dintre masa moleculară a sării și produsul dintre numărul atomilor de metal din molecula de sare și valența acestui metal, sau raportul dintre masa moleculară și produsul dintre numărul radicalilor acid și valența acestora.

$$E_{\text{g sare}} = M_{\text{sare}} / \text{Valența metal} \cdot \text{Număr de ioni metal}$$

De exemplu:

$$E_{\text{gFe}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{M_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3}}{2 \times 3} = \frac{400}{6} = 66,7 \text{ g Fe}_2(\text{SO}_4)_3$$

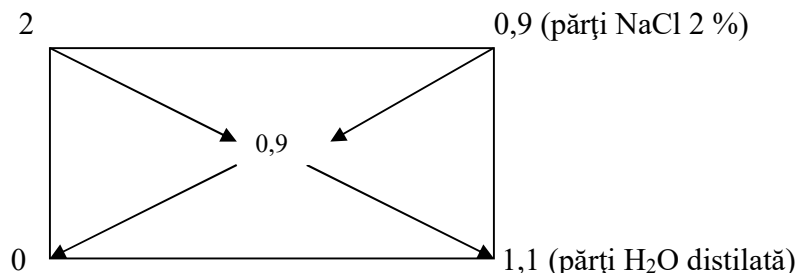
Ca și în cazul acizilor, bazelor și sărurilor, echivalentul-gram a unei substanțe oxidante sau reducătoare se calculează pe baza stoichiometriei redox a reacției la care participă aceasta. În reacțiile de oxido-reducere atomii își schimbă valența. Echivalentul se definește ca fiind raportul dintre masa moleculară a compusului chimic și numărul de electroni cedați sau primiți în reacție de atomul (atomii) care se oxidează sau se reduc.

O metodă veche de a exprima concentrația soluțiilor foarte diluate (dacă ne uităm pe un tub de pastă de dinți) este în "părți pe milion" (ppm). O ppm este o parte din orice într-un milion de părți de material, de exemplu, 1 g de compus X într-un milion de grame, sau 1 litru de Y într-un milion de litri.

Regula amestecurilor

Dintr-o soluție mai concentrată se poate prepara o soluție mai diluată cu ajutorul regulei amestecurilor. De exemplu, dorim să preparăm 20 ml soluție NaCl 0,9% (m/m) având la dispoziție o soluție de NaCl 2% (m/m). Concentrația soluției cunoscută se așează în colțul din stânga sus al unui dreptunghi imaginar și concentrația mai mică se trece în colțul din stânga jos (în cazul nostru se presupune că diluția se face cu apă distilată și vom trece în acest colț zero). Valoarea concentrației soluției de preparat, se așează la intersecția celor două diagonale. Valorile numerelor ce reprezintă concentrațiile se scad pe diagonală (numerele mai mici se scad din

numerele mai mari). Rezultatele se scriu în colțurile din dreapta ale dreptunghiului. Aceste numere reprezintă părți în greutate din soluțiile respective (grame, kilograme, etc.).



Deci, trebuie să amestecăm 0,9 părți NaCl 2 % cu 1,1 părți H₂O distilată pentru a rezulta 2 (din 0,9 plus 1,1) părți soluție de NaCl 0,9%(m/m). Având în vedere că soluția NaCl 0,9% (m/m) este diluată putem tolera conversia părților de greutate, în volume. Adică pentru a prepara 20 ml soluție de NaCl 0,9 % (m/v); la 2 părți corespund 20 ml, deci avem nevoie de: 9 ml NaCl 2 % (0,9 părți) și 11 ml H₂O distilată (1,1 părți).

Diluții

Numeroase experimente necesită efectuarea de diluții de reactivi, fie înainte de utilizare sau ca o consecință a metodei de lucru. Când se cere să facă o diluție de zece ori a unui reactiv, obiectivul este de a obține o soluție care are o concentrație de reactiv o zecime din original. Rezultă că moleculele de reactiv care au ocupat un volum de "x" înainte trebuie să ocupe acum un volum de "10x". Acest lucru se obține prin adăugarea la un volum de reactiv de nouă volume de diluanți (denumit uneori ca o diluție "1 plus 9" sau, mai frecvent, o diluție "1 la 10").

Atunci când o soluție de concentrație cunoscută este diluată, este evident că concentrația va scădea. Mai puțin evidentă este valoarea cu care scade!

Exemple:

1) O soluție a unui compus este păstrată ca o soluție stoc de 5 mM. Care este concentrația finală a amestecului în care 0,15 ml de soluție stoc se combină cu 0,4 ml de soluție tampon și 0,2 ml de apă?

Există mai multe variante de răspuns:

- Volumul final este 0,75 ml, deci concentrația substratului va fi: $0,15/0,75 \times 5 \text{ mM} = 1 \text{ mM}$
- 5 mM se poate exprima și ca 5 mmol/l, sau 5 $\mu\text{mol/ml}$. Deci 0,15 ml soluție stoc conține $0,15 \times 5 = 0,75 \mu\text{mol}$. Aceștia se găsesc într-un volum de 0,75 ml, și, prin urmare, avem $0,75 \mu\text{mol}/0,75 \text{ ml}$, sau 1 $\mu\text{mol/ml}$, sau 1 mmol/l, sau 1 mM.
- În cazul soluțiilor cu concentrație diferită, volumele sunt invers proporționale cu concentrațiile respective, adică se poate aplica următoarea formulă:

$$v_1 c_1 = v_2 c_2,$$

unde c_1 and c_2 sunt concentrațiile dinainte și după diluție și v_1 și v_2 sunt volumele dinainte și după diluție. Deci,

$$c_2 = v_1/v_2 \times c_1, \text{ care în cazul nostru este: } c_2 = 0,15 / 0,75 \times 5 \text{ mM, adică } 1 \text{ mM}$$

2) Dacă dorim stabilirea unei curbe standard. Avem o soluție stoc de 1000 µg/ml BSA (albumină serică bovină), iar pentru unul dintre punctele de pe curbă, dorim 200 µl de 20 µg/ml. În acest caz, $c_1 = 1000 \text{ µg/ml}$; $c_2 = 20 \text{ µg/ml}$, and $v_2 = 200 \text{ µl}$. Deci valoarea necunoscută este v_1 (cât din soluția stoc trebuie diluată la 200 µl volum final pentru a obține concentrația dorită). Folosind ecuația diluțiilor, vom avea:

$$v_1 = v_2 c_2 / c_1$$

$$v_1 = 200 \times 20 / 1000 = 4$$

deci, vom dilua 4 µl din soluția stoc pentru a obține un volum final de 200 µl (de exemplu prin adăugarea a 196 µl).

Dacă, de exemplu, dorim să preparăm o soluție de 1 µg/ml, aceeași ecuație ar indica faptul că avem nevoie de 0,2 µl din soluția stoc de 1000 µg/ml pentru a obține 200 µl de probă finală diluată. Problema care apare este dată de faptul că cei 0,2 µl sunt foarte greu de măsurat cu precizie.

Există două posibilități: fie schimbăm volumul final (de exemplu, dacă v_2 este mai mare, atunci v_1 trebuie, de asemenea, crește), sau pentru a efectua diluții seriale (adică în loc de diluarea soluției stoc cu un factor de 1000 într-un singur pas, se diluează soluția stoc, și apoi face o diluare a acesteia).

PARTE EXPERIMENTALĂ

1. Soluții procentuale

a) Prepararea unei soluții de NaCl 10% (m/m)

Din definiție, în 100 g soluție NaCl 10% avem 10 g NaCl și 90 g apă.

Se cântăresc la balanța tehnică 10 g NaCl care se introduc într-un pahar Berzelius și se adaugă 90 ml de H₂O distilată. Se omogenizează amestecul cu ajutorul unei baghete de sticlă.

b) Prepararea unei soluții de CH₃COOH 15% (v/v)

100 ml soluție CH₃COOH 15% conțin 15 ml CH₃COOH glacial și 85 ml H₂O distilată. Se măsoară într-un cilindru gradat 15 ml CH₃COOH glacial și se completează volumul cu H₂O distilată până la 100 ml. Se omogenizează amestecul cu ajutorul unei baghete de sticlă.

c) Prepararea unei soluții de Na₂CO₃ 5% (m/v)

100 ml soluție Na₂CO₃ 5% conțin 5 g Na₂CO₃ anhidru și H₂O distilată. Se cântăresc 5 g Na₂CO₃ anhidru la balanța tehnică, se introduc într-un cilindru gradat și se completează cu H₂O distilată până la 100 ml. Se omogenizează amestecul cu ajutorul unei baghete de sticlă. În cazul în care se lucrează cu Na₂CO₃ · 10 H₂O se vor lua în considerare masele moleculare pentru a se determina cantitatea în grame a sării hidratate ce corespunde greutateii de sare anhidră.

$$M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 106$$

$$M_{\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}} = 286$$

$$\begin{cases} 106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \text{ anh.} & \dots\dots\dots 286 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O} \\ 5 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \text{ anh.} & \dots\dots\dots x \end{cases}$$

$$x = 13,49 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$$

Se vor cântări 13,49 g Na₂CO₃ · 10 H₂O la balanță și se va proceda în modul descris mai sus.

2. Soluții molare

a) Prepararea unei soluții de H_2SO_4 0,1 M având la dispoziție soluție de H_2SO_4 20% (m/m) cu densitatea $1,139 \text{ g/cm}^3$. Din definiția molarității în 1000 ml H_2SO_4 0,1 M avem 0,1 moli H_2SO_4 . Deci:

$$\begin{aligned} 1000 \text{ ml } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,1 M } & \dots\dots\dots 9,8 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ pur} \\ & \left\{ \begin{array}{l} 100 \text{ g sol. } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 20 \% } \dots\dots\dots 20 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ pur} \\ x \text{ g sol. } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 20 \% } \dots\dots\dots 9,8 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ pur} \end{array} \right. \\ & \quad x = 49 \text{ g sol. } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 20 \% (m/m)} \end{aligned}$$

$$v = m/\rho = 49/1,139 = 43,02 \text{ ml sol. } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 20\% (m/m)}$$

Se introduce în balonul cotat de 1000 ml o cantitate de H_2O distilată, se adaugă 43,02 ml soluție H_2SO_4 20% (regula este să se adauge acid în apă) și apoi se aduce la cotă cu H_2O distilată după răcirea amestecului la temperatura menționată pe balon (20°C). După ce se fixează dopul balonului cotat se omogenizează soluția prin agitare energetică.

3. Soluții normale

Prepararea unei soluții de H_2SO_4 0,1 N având la dispoziție soluție H_2SO_4 20% (m/m) cu densitatea $1,139 \text{ g/cm}^3$. Din definiția normalității în 1000 ml sol. H_2SO_4 0,1 N avem 0,1 Eg H_2SO_4 . Deci:

$$\begin{aligned} 1000 \text{ ml } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,1 N } & \dots\dots\dots 4,9 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ pur} \\ & \left\{ \begin{array}{l} 100 \text{ g sol. } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 20\% } \dots\dots\dots 20 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ pur} \\ x \text{ g sol. } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 20\% } \dots\dots\dots 4,9 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ pur} \end{array} \right. \\ & \quad x = 24,5 \text{ g sol. } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 20\% (m/m)} \end{aligned}$$

$$v = m/\rho = 24,5/1,139 = 21,51 \text{ ml sol. } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 20\%}$$

Soluții utilizate pentru rehidratarea și remineralizarea organismului

Soluția izotonică este soluția care are presiunea osmotică egală cu aceea a unei alte soluții, luată drept referință (în medicină, soluția de referință obișnuită este serul sanguin).

Soluție izotonă de NaCl = soluție apoasă de 9‰ de NaCl = ser fiziologic

Soluție hipertona de NaCl = soluție de NaCl 10-20%

Bicarbonat de sodiu = soluție apoasă izotonă de 1,4%

Lactat de sodiu = soluție izotonă 1,9%

Glucoza - soluție izotonă 5%

- soluție hipertona 10, 20, 33, 40%

Soluție de KCl = KCl 2% în soluție de glucoză izotonă

Soluție Ringer = soluție de electroliți: KCl 0,3 g; CaCl_2 0,5 g; NaCl 8,5 g; apă până la 1000 ml

Soluție Darow = KCl 2,8; NaCl 4 g; soluție de lactat de Na 20% 29 g, apă până la 1000 ml

Soluție Krebs = NaCl 7g; KCl 0,28 g; fosfat acid de K 1,16 g; CaCl_2 0,27 g; sulfat de Mg 2,4 g

Soluție Buttlar = NaCl 0,58 g; KCl 0,89 g; fosfat de K bibazic 0,25 g; soluție lactat de Na 20% 11,2 g; glucoza 24 g; apă până la 1000 ml

Soluție Locke = NaCl 9 g; KCl 0,075 g; CaCl_2 0,10 g; bicarbonat de Na 0,10 g; glucoză 1 g; apă

până la 1000 ml.

Soluție Hartmann = aceeași compoziție ca la soluția Ringer + lactat de Na 3,1g până la 1000 ml

Soluție Tham = baza aminată ce se combină cu CO_2 formând bicarbonat (se folosește în combaterea acidozei metabolice)

Soluție Fischer = soluție alcalină folosită în combaterea acidozei metabolice

Înlocuitori ai masei circulante = în soluție de NaCl sau glucoză; sunt polimeri ai glucozei cu greutate moleculare diferite (Dextran 70 = Macrodex, Dextran 40 = Rehomacrodex, Marisang), plasma umană, sânge integral, derivate de sânge: masă eritocitară, masă trombocitară.