

2. GAIA: DISOLUZIOAK ETA EZAUGARRI KOLIGATIBOAK

AURKIBIDEA

1. Orokortasunak
2. Uraren konposizioa eta ezaugarriak
 - 2.1. Uraren ezaugarri fisiko-kimikoak
 - 2.2. Uraren ezaugarri biologikoak
3. Disoluzioen ezaugarri koligatiboak
4. Bolumen zelularraren erregulazioa

1. OROKORTASUNAK

Claude Bernard (XIX.mendea) fisiologo frantziarra homeostasiaren aitzindaria dela esan genezake.

Homeostasia gure egoera fisiologikoaren barne-oreka da. Gure gorputzak, nahiz eta ingurunearekin harremanetan egon eta harekin elkarrekintzak izan, barne-ingurunea konstante mantentzeko gaitasuna du. Claude Bernard-ek egoera fisiologiko normal batean gorputzak nola funtzionatzen duen jakitea garrantzitsua dela esan zuen; finean, oreka egon ezean, patologiak agertzen hasten dira. Beraz, gaixotasunak errotik tratatu ahal izateko, gorputzaren egoera fisiologiko normala zein den jakin beharra dago, homeostasia/barne-ingurunearen oreka berreskuratzeko.



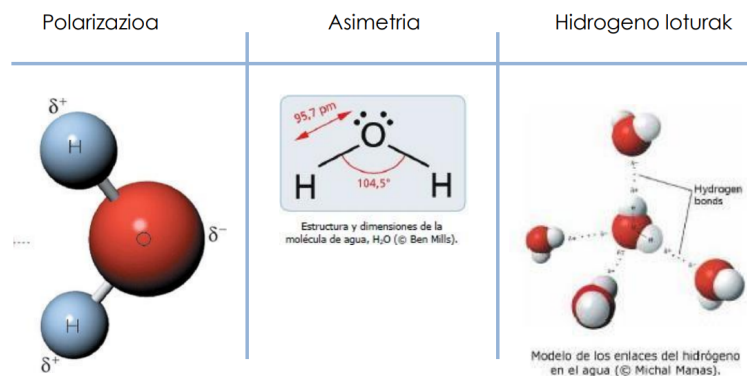
Barne-ingurunea konstante mantentzeko gaitasuna du gure organismoak, eta horretarako mekanismo desberdinez baliatzen da; hala nola, temperaturaren erregulazioa edota ioien kontzentrazioa balio jakin batzuen artean mantentzea. Hain zuzen, gure gorputzean ioi batzuen kontzentrazioaren aldaketa txikiak erantzun handiak sor ditzakete. Horregatik dena modu zehatz batean erregulatua egon behar da.

Gure organismoaren zatirik handiena ura da, %60-a gutxi-gorabehera. Zahartzen goazen heinean, ur kantitate horrek behera egiten du. Jaiotzeko momentuan %80-ko ur kopurua dugu, eta bizitzako hasierako urteetan zehar ur galerarik handiena gertatzen da. Helduak garenean, jada aipatu bezala, %60-ean ura gara, eta zahartzoroan %50-a besterik ez.

EHUNA	%
Hortzetako esmaltea	10
Ehun adiposoa	22
Hezurra	30
Muskulu eskeletikoa	75
Bihotzeko muskulua	79
Giltzurrunak	80
Birikak	84

2. URAREN KONPOSIZIOA ETA EZAUGARRIAK

Uraren formula molekularra H_2O da, molekula bakoitzak 2 atomo hidrogeno eta oxigeno atomo bat dituelako. Berez, molekula neutroa da, baina atomoen karga partzialak modu ezberdinean banatzen dira molekulan zehar. Oxigenoa oso elektronegatiboa da (bere karga partziala negatiboa da), hidrogeno atomoak, aldiz, elektropositiboak dira. ($-2 [O] + 1 [H] + 1 [H] = 0$). Hala ere, karga banaketa asimetrikoa da (horregatik esaten dugu molekula asimetrikoa dela, ez bere geometriagatik). Molekularen geometriari dagokionez, angeluarra da.



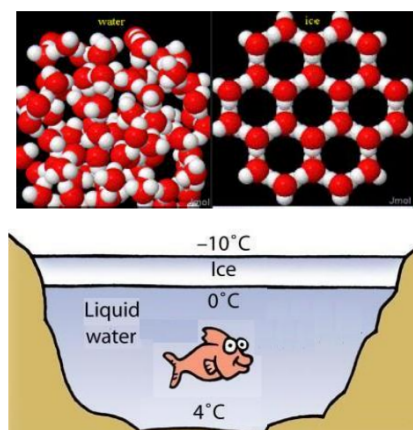
Oxigenoaren inguruan karga negatiboa metatuko da eta hidrogenoen inguruan karga positiboa. Kargen polarizazioa dela eta, ur molekulen artean hidrogeno zubi izeneko loturak sortzen dira. Lotura horiek elkarrekintza elektrostatikoen ondorioz sortzen dira, hau da, ur molekula desberdinetako hidrogeno atomo baten karga positibo eta oxigeno atomo baten karga negatiboaren erakarpeneren ondorioz. Uraren kasuan, hidrogeno zubiak nahiko lotura sendoak dira, eta haiei esker urak zenbait propietate berezi erakusten ditu.

2.1. Uraren ezaugarri fisiko-kimikoak

a) Uraren dentsitate maximoa

Ura izotzerakoan dilatatzeko den likido bakarra da, ur izotzuak ur likidoak baino gehiago okupatu du, alegia. Arraroa dela esan genezake: beste konposatuen kasuan, egoera likidoan molekulak beraiengandik urrundu egiten dira espazioan egoera solidoa baino leku gehiago okupatuz (gas egoeran are gehiago sakabanatzen dira), horregatik, gehienetan, konposatu baten egoera likidoak egoera solidoak baino leku handiagoa hartzen du.

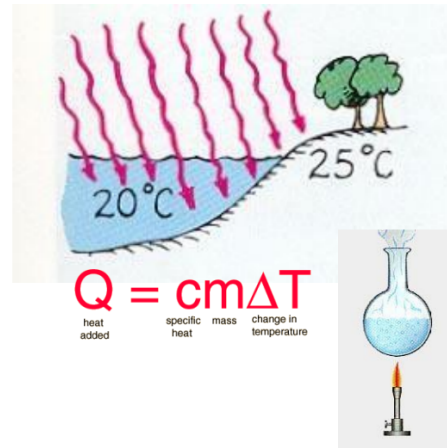
Hala ere, urarekin ez da hori gertatzen. Izotzerakoan, ur molekulak egitura hexagonal hartzen dute, eta hexagono horiek asko okupatu dute. Bestalde, izotzaren dentsitatea ur likidoarena baino txikiago da eta, ondorioz, likidoaren gainean flotatu du izotzak (dentsitate maximoa 4 gradutan da).



Honek izugarriko garrantzia du bizitzan: adibidez, Ipar Poloan uraren gaineko geruza izozten da soilik, eta horrek isolatzaile gisa jokatzen du ur azpian ere bizitza ahalbidetuz.

b) Bero espezifiko altua

Bero espezifikoa ur gramo bat gradu bat igotzeko behar den energia da. Urak bero espezifiko altua du: energia asko aplikatu behar da uraren tenperatura gutxi handitzeko. Horrek ura oso termoerregulatu ona izatea eragiten du; azken finean, urari bere tenperatura aldatzea asko kostatzen zaionez, tenperatura konstante mantentzen laguntzen du. Adibidez, barnekaldeko lekuen klima muturrekoa izaten da, neguan hotz handia egiten du eta udan bero asko. Aldiz, kostaldean, tenperatura aldaketa ez da hain bortitza (neguan epelagoa eta udan freskoagoa): itsasoaren eragina da, bertako ur masak termoerregulazio efektua du. Gure gorputzean zentratuz gero, uraren gaitasun termoerregulatu oso garrantzitsua da, batez ere ur kantitate handia dugulako eta gure organismoko egitura gehienak bertan bilduta daudelako. Zelulen barnean baditugu proteinak eta beste makromolekula batzuk. Elementu horiek guztiak zitoplasman daude (zitoplasma ura da gehien bat). Horrek gure proteinak tenperatura aldaketan aurrean babesten ditu, baita ehunak, organoak eta bestelako egiturak ere. Horregatik dugu hainbeste ur, eta horregatik 10 eta 54 gradu artean gure gorputza 37 gradu inguruko tenperaturan mantentzeko gai gara.



c) Lurruntze-beroa altua

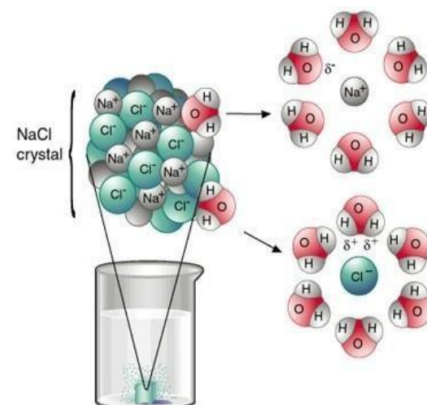
Bero espezifiko altua izanda, uraren lurruntze-beroa ere altua da; izan ere, energia asko behar da uraren tenperatura aldatzeko, horregatik ura lurruntzeko aplikatu beharrezko energia altua izan behar da.

d) Eroankortasun termiko handia

Ura beroaren eroale ona da, oso ondo garraiatzen du beroa. Horrek ere garrantzia izango du gorputzaren tenperatura mantentzeko, atal bat berotuta bero hori zabaltzea erraza baita urari esker.

e) Izaera dipolarra

Urak izaera dipolarra duenez, oso disolbatzaile ona da. Osagai polarren disolbatzaile unibertsalezat jotzen da ura. Adibidez, urak gatza (NaCl) oso ondo disolbatzen du, sodioak karga positiboa duelako eta kloroak negatiboa. Ur molekulek izaera dipolarra dutenez, uraren oxigeno atomoak (karga -) sodio atomoen (+) inguruan kokatzen dira; eta hidrogeno atomoak (karga +), berriz, kloro atomoen (-) inguruan. Modu horretan, ur molekulak gatz molekulatan tartekatzen dira gatz disolbatzeko (gatz partikulen disoziazioaren bitartez).



f) Konstante dielektriko handia

Ur molekula dipolarrek direnez, konstante dielektrikoa ere handia du urak.

g) Gainazal tentsio handia

Gainazal tentsio handia du, apurtzea kostatzen zaio nolabait. Hori dela eta, badira uraren gainetik ibil daitezkeen intsektuak. Halaber, beiran adibidez, ura botatzerakoan ur tantak osotasunean mantentzen dira bertan gainazaleko tentsio handiari esker.

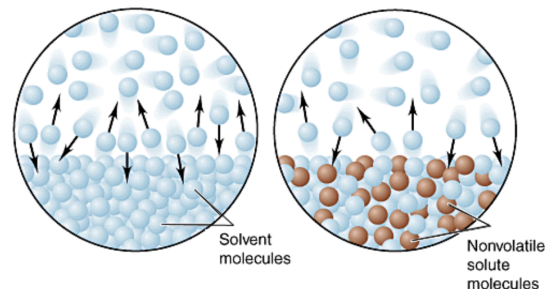
2.2. Uraren ezaugarri biologikoak

- a) Konposatu polarren **disolbatzaile** unibertsala da.
- b) Makromolekula askoren **egiturazko osagaia** da (egitura egonkortzen du).
- c) **Bitarteko metabolitoa** da: erreakzio ezberdinetan parte har dezake, bai sustratu bai produktu gisa.
- d) **Erreguladore termiko** ezin hobea da (aztertu ditugun ezaugarri fisiko-kimikoetan oinarrituta).

3. DISOLUZIOEN EZAUGARRI KOLIGATIBOAK

Disoluzioa:

Disoluzio bat disolbatzaileaz eta solutuaz osatutako konposatu ezberdinen nahaste homogeneoa da. Beste modu batean esanda, substantzia baten partikulek beste substantzia baten barnean egiten duten tartekatze mekanikoa da.



Ezaugarri koligatiboak:

Disolbatzaileari **solutu ez-lurrunkorra** gehitzean, disoluzioaren propietateak aldatu egingo dira; aldaketa horiek ezaugarri koligatibo gisa ezagutzen dira, eta disoluzio guztiek edukiko dituzte, hau da, ezaugarri unibertsalak dira. 4 ezaugarri koligatibo daude: lurrun-presioaren jaitsiera, jaitsiera krioskopikoa, irakite-tenperaturaren igoera eta presio osmotikoa. Lurrun-presioak gainontzeko ezaugarriak baldintzatuko ditu.

Gehitutako solutua lurrunkorra baldin bada, bera bezala portatzen da, baina ez lurrunkorra denean, solutu ez lurrunkor horrek disolbatzailea egonkortuko du fase likidoan (ezaugarri koligatiboak disoluzio GUZTIETAN agertzen dira solutu EZ-lurrunkorrek gehitzerakoan).

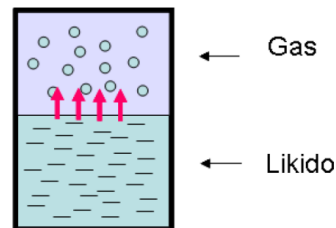
Ezaugarri koligatiboak 2 faktoreren menpe daude:

- Disolbatzailearen izaera (disolbatzailea = ura izango da gure organismoan)
- Solutu partikula kopurua

Aldiz, solutu partikulen tamainak eta solutu partikulen izaerak (molekula, ioi, atomo...) ez dute inongo eraginik izango.

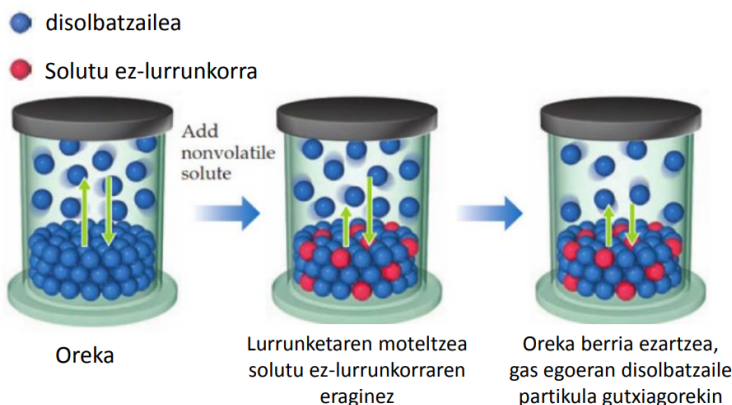
3.1. Lurrun-presioaren jaitsiera

Lurrun-presioa sistema itxi batean tenperatura konkretu batean sistema horren fase gaseosoak fase likidoaren gainean eragiten duen presioa da. Egoera likido eta gaseosoak oreka dinamikoan aurkitzen dira, hau da, abiadura berean pasatzen dira fase batetik bestera: lurrun-presioa jaisten bada, **likido gehiago** egongo da sisteman, aldiz, lurrun-presioa igotzen bada, **gas gehiago** egongo da sisteman.



Urari solutu ez-lurrunkor gehitzean, lehenengoz gertatzen den ezaugarri koligatiboa uraren **lurrun-presioa jaitea** da, hau da, urak duen lurruntzeko joera jaitsi egiten da (zailagoa izango da lurruntzea). Ondorioz, likido gehiago egongo da, disoluzioa egoera likidoan egonkortzen baita solutua gehitzerakoan.

Horren zergatia uraren gainazaleko **molekula** kopuruaren jaitsiera da, eta zailagoa izango da ura likidotik gas egoerara pasatzea. Are gehiago, solutu partikulak ur-molekulen artean tartekatuta kokatzen direnez, lurrun-faserako pausua oztopatzen diote urari.



Irudi honetan, lehenengo ontziko partikula urdinak ur molekulak dira. Behealdean fase likidoa dago, goialdean, fase gaseosoak, eta horiek, beraien artean, orekan daude. Ontzi honetan, solutu ez-lurrunkorra (partikula gorriak) gehitzerakoan, lurrun-presioa jaisten da: lurrun gutxiago dago eta partikula gehiago likidotzen dira. Horren arrazoia ur molekulak euren

eta solutuarekiko kohesio handia erakusten dutela da, eta kohesio hori likidoan handitzen denez, urari likidotik gas egoerara igarotzea kostatzen zaio. Ondorioz, oreka berrian, hasierako egoerarekin konparatuta, gas partikula gutxiago egongo dira.

Lurrun-presioaren jaitsieraren ondorioz, irakite-tenperatura handitzen da eta jaitsiera krioskopikoa ere gertatzen da.

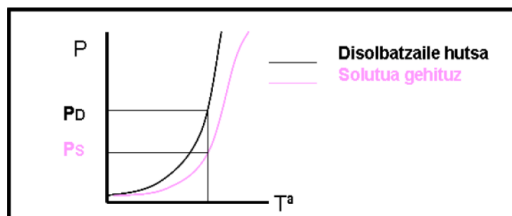
Azalpen matematikoa:

$$\frac{\Delta P_v}{P_{v0}} = X_i$$

ΔP_v : Lurrun-presioaren aldaketa
 P_{v0} : Ur puruaren lurrun-presioa
 X_i : Solutuaren zatiki molarra

$$\Delta P_v = P_{v0} - P_{vs}$$

ΔP_v : Lurrun-presioaren aldaketa
 P_{v0} : Ur puruaren lurrun-presioa
 P_{vs} : Disoluzioaren lurrun-presioa



**Oharra: azalpen matematikoak (FORMULAK)*

gertaeren zergatia hobeto ulertzeko dira, baina EZ dira JAKIN behar. Halere, GRAFIKAK INTERPRETATZEN JAKIN behar dugu.

Y ardatzean → Lurrun-presioa

X ardatzean → Temperatura

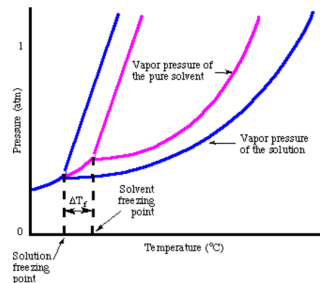
Tenperatura berean kurba arrosak lurrun-presio txikiagoa du, disoluzio bat delako (solutu ez-lurrunkorra gehitu diogu disolbatzaileari). Aldiz, kurba beltzak (disolbatzailea) presio altuagoa erakusten du ez duelako soluturik.

3.2. Jaitsiera krioskopikoa (izozte-tenperaturaren jaitsiera)

Izozte-puntuaren jaitsiera bultzatuko da: hotz gehiago beharrezkoa izango da izoztea lortzeko. Hortaz, disoluzioaren izozte-puntua disolbatzaile puruarena baino txikiagoa da. Bi egoerak erlazionatzen ditugunean, konstante krioskopiko bezala ezagutzen den balio bat lortuko dugu. Izan ere, egoera likidoa egonkortu egiten bada, lurrunketa zailagoa da, baina aldi berean izoztea baita ere.

$$\Delta T_c = K_c m$$

ΔT_c izozte-tenperatura aldaketa
 K_c konstante krioskopikoa
 m disoluzioaren molalitatea



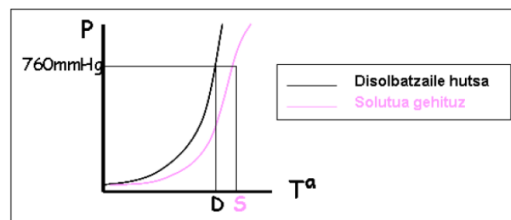
3.3. Irakite-tenperaturaren igoera

Disoluzioaren irakite-puntua disolbatzaile puruarena baino handiagoa da. Adibidez, ur likidoari gatza botatzen badiogu, bere irakite-tenperatura 140°C izatera irits daiteke. Azken finean, solutua sartzean, solutuen molekulek oztopatu egiten dute disolbatzailearen molekulak gas egoerara igarotzea. Beraz, disoluzioaren irakite-puntua disolbatzaile puruarena baino altuagoa izango da kasu honetan. Halaber, aurreko kasuan bezala, konstante bat agertuko da, kasu honetan konstante ebulioskopikoa izango dena.

Beraz, aurrekoan bezala, lurrun-presioaren jaitsiera dela eta, egoera likidoa egonkortu da eta, ondorioz, gas egoera lortzeko (irakite-puntua) tenperatura gehiago behar da.

$$\Delta T_e = K_e m$$

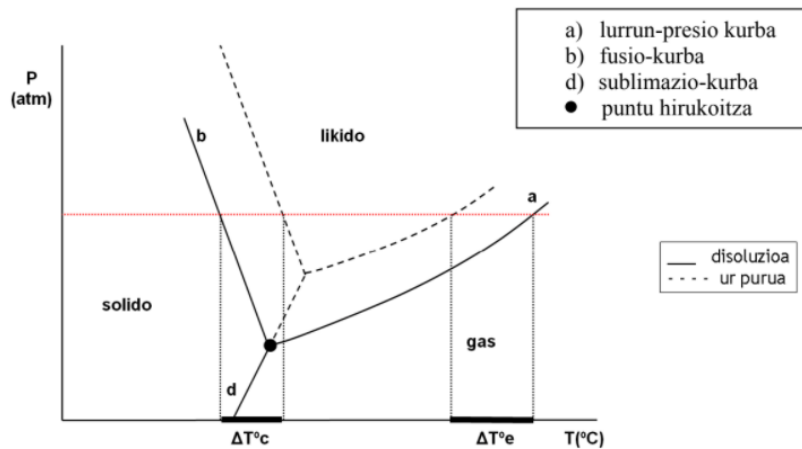
ΔT_e irakite-tenperatura aldaketa
 K_e konstante ebulioskopikoa
 m disoluzioaren molalitatea



Aipatutako hiru ezaugarri horiek hobeto ulertzeko, ikus dezagun enpirikoki sortutako **fase-diagrama**. Presioaren (P) eta tenperaturaren (To) arabera materiaren egoera aldatzen da.

Ur puruan (marra etena), disoluzioan (marra beltz-jarraia) baino lurrun-presio handiagoa dago, hau da, tenperatura berdinean, ur puruak lurruntzeko joera handiagoa du eta baita ere izozteko. Edo, beste era batera esanda, **presio berdinean, ur puruak energia (To) gutxiago**

behar du lurruntzeko eta izozteko (ikusirik irudia). Hortaz, oreka-kurbak eta irakite- eta izozte-puntuak aldatu egiten dira ur puruari solutu bat gehitzerakoan.



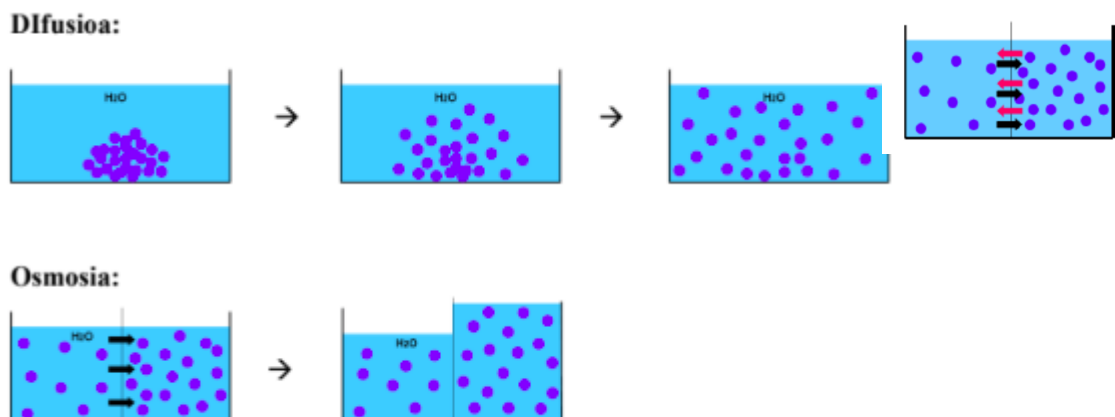
3.4. Presio osmotikoaren agerpena/igoera (garrantzitsuena)

Disolbatzaile bati solutu ez-lurrunkor bat gehitzerakoan presio osmotikoa agertzen da.

3.4.1. Difusioa eta osmosia

Difusioa: Prozesu bat zeinetan **gas, likido** zein **solido** diren molekulek eskuragarri duten espazio guztian zehar homogeneoki banatzeko joera duten (ez dago mintzik).

Osmosia: Mintzean zeharreko **likidoen difusioa** da. Soilik likidoena. Garraio pasiboz, mintzaren bi aldetako kontzentrazioak orekatzera jotzen duen mekanismoa da. Uraren mugimendua solutu-kontzentrazio txikiagoko gunetik solutu-kontzentrazio handiagoko gunera gertatzen da. Prozesua normalean pasiboa izaten da, ura mintz erdi-iragazkor batean zehar mugitzen delako bi konpartimenduren artean. Hitz gutxitan, disolbatzaileek duten diluitzeko joera bezala uler daiteke.



Presio osmotikoa osmosia ekiditeko urari egin behar zaion presioa da. Oreka osmotikoa bilatzea du helburu; beraz, puntu batetik aurrera, presioa berdinduko da. Hortaz, ur puruari solutu bat gehitzean, presio osmotikoa agertzen da.

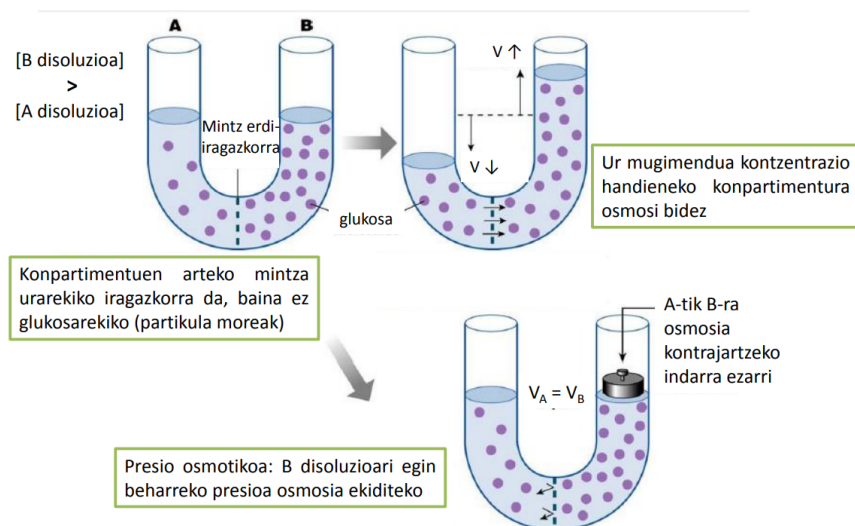
$$\pi = nRTm$$

π : Presio-osmotikoa
 n : solutu molekula bat disoziatzen den partikula kopurua
 R : Gasen konstante unibertsala ($0,082 \text{ atm} \times \text{l} \times \text{mol}^{-1} \times \text{K}^{-1}$)
 T : temperatura
 m : disoluzioaren molalitatea

Presio eta kontzentrazioa kontzeptu erlazionatuak dira, izan ere, barrunbe batean dagoen kontzentrazioaren arabera, presio konkretu bat agertuko da.

Presio osmotikoa \approx Kontzentrazio osmotikoa \approx Osmolaritatea (osmol/litro)

Presio osmotikoa kontzentrazio osmotikoarekin lotuta dago eta,aldi berean, kontzeptu hori osmolaritatearekin ere erlazionatuta dago.



*Osmolalitatea (osmol/kg) (gehienetan osmolaritatea erabiltzen da)

Molalitatea = mol/kg

Molaritatea = mol/L

Osmosiaren helburua kontzentrazioa parekatzea da; presio osmorikoarena, aldiz, bolumena parekatzea.

3.4.2. Osmolaritatea

Solutuek badute disoziatzeko joera bat. Horregatik, kasu batzuetan osmolaritate kontzeptua erabiltzen da. Osmolaritatea **solutu-osmol kopurua disoluzio litro bateko** da.

Osmolaritatea = Molaritatea x partikula kopurua / balentzia /disoziazio-indizea
 Osmol = osmotikoki aktiboak diren partikulen mol bat ($6,02 \times 10^{23}$ partikula)

Ezaugarri koligatiboen kalkulurako, disoluzioan dauden solutu guztien aktibitatea hartu behar da kontuan; izan ere, disolbaturiko partikula totalen menpean daude ezaugarri horiek.

Solutu batzuk uretan ez dira disoziatzen (adb: glukosa) eta aldiz, beste batzuk disoziatu egiten dira (adb: NaCl-k Na^+ eta Cl^- ematen ditu, 2tan banatzen da). Horretarako asmatu zen **osmol** unitatea: Osmotikoki aktiboak diren partikulen **mol 1**, hau da, $6,02 \times 10^{23}$ partikula (atomo, ioi edo molekula)

- Disoluzio molekularretan (uretan disoziatzen ez diren solutuak dituztenak)
 - Osmol kopurua = Mol kopurua (ez delako disoziatzen)
 - Adb: Glukosa 1M = Glukosa 1OsM

1 mol Glukosa x 1 = 1 OsM Glukosa

1 jartzen da ez delako disoziatzen (banatzen/zatitzen)

- Disoluzio elektrolitikoetan (uretan disoziatzen diren solutuak dituztenak)
 - Osmol kopurua \neq Mol kopurua (disoziatu egiten delako)
 - Adb: NaCl 1M = NaCl 2 OsM

1 mol NaCl x 2 = 2 OsM Glukosa

2 jartzen da bitan banatzen delako (alde batetik Na eta bestetik Cl), hirutan banatuko balitz 3 jarriko genuke

Osmolaritateen konparaketa

Isosmotikoa \rightarrow OsM (osmol) kopuru berdina
 Hiperosmotikoa \rightarrow OsM (osmol) kopuru handiagoa
 Hiposmotikoa \rightarrow OsM (osmol) kopuru txikiagoa

A disoluzioa: 1 OsM glukosa	B disoluzioa: 2 OsM glukosa	C disoluzioa: 1 OsM NaCl
B-rekiko hiposmotikoa	A-rekiko hiperosmotikoa	A-rekiko isosmotikoa
C-rekiko isosmotikoa	C-rekiko hiperosmotikoa	B-rekiko hiposmotikoa

BAKARRIK OSMOLETAN, EZ MOLETAN

Gorputzaren osmolaritatea:

Gure organismoa isosmotikoa da; alegia, solutu kontzentrazioa berdina da gure gorputzeko konpartimentu guztietan, 0,3 OsMkoa. Horrek solutu kontzentrazioa berdina dela esan nahi du, baina solutu konposizioa/osaketa desberdina izan daiteke solutu bakoitzaren iragazkortasunari esker. Gerta daiteke konpartimentu batzuetan Ca^{+2} gehiago egotea, beste batzuetan, aldiz, Na^+ edota glukosa gehiago.

4. BOLUMEN ZELULARRAREN ERREGULAZIOA (HOMEOSTASIA)

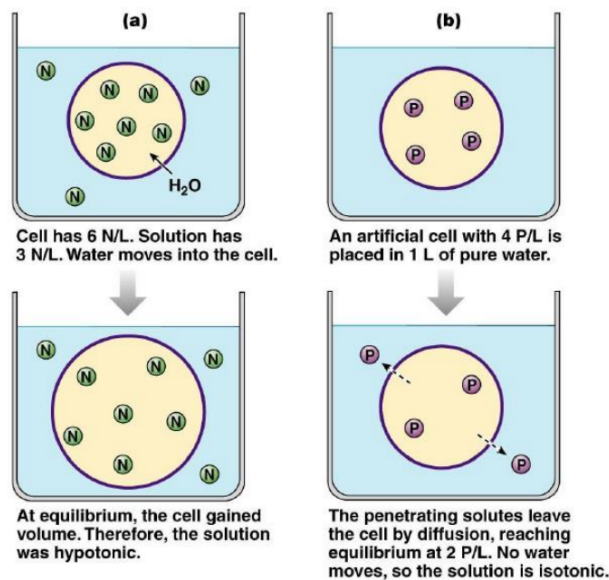
Zelularen bolumenean aldaketak sortzen dituzten egoerak aztertu nahi baditugu, bi kontzeptu desberdinu behar ditugu: osmolaritatea eta tonizitatea.

- **Soluzio baten osmolaritatea**, soluzioan dauden solutu guztien kontzentrazioaren menpe dago. Demagun bi disoluzio daudela: 0,1 OsM-ko bat eta 0,5 OsM-ko beste bat. 0,5-ekoa bestearekiko hiperosmotikoa da solutu gehiago daukalako,

kontzentratuagoa dago. EZ DU ZELULAREN BOLUMENA ALDATZEN.

- **Soluzio baten tonizitatea**, zelula-bolumenari eragiten dion disoluzio batek osmosi bidez zelulara ura sarrarazteko edo zelulatik ura kanporatzeko duen gaitasuna azaltzen duen termino fisiologikoa da. Konpartimentuen arteko mintza zeharkatu ezin dezaketen solutuak kontzentrazioaren menpe dago (solutu efektiboak). ZELULAREN BOLUMENA ALDATZEN DU.

Zelula bat ingurune batean murgiltzen dugunean, ez da nahikoa ingurune likidoan dagoen kontzentrazioa jakitearekin aurrerako zer gertatuko den zelularen bolumenarekin, solutuak mintz-zelularra zeharkatzeko gai diren ala ez jakin behar delako.



- a) Zelula bat dago solutu efektiboekin (mintza zeharkatu ezin dutenak). Zelula hori ingurune **hiposmotiko** batean dago (partikula gutxiago daude ingurunean zelula barnean baino). Solutuak efektiboak direnez, zelulak kontzentrazioak berdintzeko duen mekanismo bakarra ura hartzea da, puztutzea. Hau arriskutsua izango da zelularentzat, eztanda egin baitezake. Ingurune horrek zelulan bolumen aldaketa bat eragin duenez, **hipotonikoa** dela esan dezakegu. Hortaz, alde batetik hiposmotikoa da (solutu gutxiago duelako) eta bestetik hipotonikoa (zelularen puztutzea eragin duelako).
- b) Kasu honetan zelulan dauden partikulek mintza zeharkatu egin dezakete. Ingurunea **hiposmotikoa** da ere bai, baina kasu honetan zelulak ez du urik hartu behar, solutuak zelulatik atera daiteke eta. Ingurune honek ez duenez bolumen aldaketarik eragiten, **isotonikoa** izango da.

Horregatik, ingurune likido batek zelulen bolumenean aldaketarik sortzeko duen joera adierazteko tonizitate kontzeptua asmatu zen. Tonizitatearen arabera, ingurunea isotonikoa, hipotonikoa edo hipertonikoa izan daiteke, eta horiek guztiek bolumen zelularra

determinatuko dute. Zelula, normalean, egoera isotoniko batean egongo da. Dena den, ingurunearen arabera, hiru egoera eman daitezke:

A. INGURUNE HIPOTONIKOA

Turgentzia

Ingurunea hipotonikoa baldin bada, GURE ORGANISMOAN, 0,3 OsM baino balio txikiagoa izango du. Hau da, zelula barneko kontzentrazioa kanpoko baino handiagoa da. Kontzentrazioak berdintzeko, zelulak ura hartzen du bere tamaina eta bolumena handituz. Prozesu horri turgentzia deritzogu, eta zelularen heriotza/lisia/eztanda eragin dezake (hemolisia).

Erregulazioa

Lisia ekiditeko asmoz, zelulak bolumena txikitzen duten erregulazio mekanismoak jartzen ditu martxan: zitosoleko partikula kopurua txikitzen du zelulak garraio sistema aktiboak erabiliz (K^+ kanalak irekitzea, K^+/Cl^- kogarraioa, taurina eta prolina bezalako aa-ak kanporatzea...). Horrela ura zelulatik aterako da ere kontzentrazioa berdintzeko asmoz.

B. INGURUNE HIPERTONIKOA

Plasmolisia

Ingurunea hipertonikoa baldin bada, 0,3 OsM baino balio handiagoa izango du. Kasu horretan, ingurunea zelula baino kontzentratuagoa egongo da, beraz, zelulak ura kanporatuko du kontzentrazioak berdintzeko. Ondorioz, zelula ximurtzen da, bere bolumena txikitzen da. Prozesu honek ere zelularen heriotza eragin dezake, plasmolisia izeneko heriotza zelularra zehazki.

Erregulazioa

Plasmolisia ekiditeko zelulak ere baditu beste mekanismo batzuk. Oraingoan mekanismo horien helburua bolumen zelularra handitzea izango da. Horretarako, zitosoleko partikula kopurua handituko du ura berriz barruan sar dadin. Solutuen garraio sistema desberdinak daude horretarako: Na^+/Cl^- eta $Na^+/K^+/2Cl^-$ kogarraioa, Na^+/H^+ antigarraioa erraztea...

C. INGURUNE ISOTONIKOA

Ingurunea isotonikoa baldin bada (**0,3 OsM**), uraren mugimendu netoa = 0 izango da eta, hortaz, bolumena ez da aldatuko (kontzentrazioak jada berdinak direako zelula barnean eta kanpoan). Homeostasia mantentzen da, ez baitago bolumen aldaketarik.

Mediku bezala hau kontrolatzea ezinbestekoa da. Pazientei ematen diegun sueroa ISOTONIKOA izan behar da, bestela euren zelulak asko kaltetu egin ditzakegu.

Adibidea: Odolaren osmolaritatea 0,3 OsM da eta odol-zelulena ere bai. Zer gertatuko litzateke odola 0,5 OsM den urea (iragazkorra) disoluzioarekin edo 0,5 OsM den NaCl (solutu efektiboa) disoluzioarekin elkartuko bagenu?

- 0,5 OsM den urea disoluzio bat odolarekiko hiperosmotikoa da baina isotonikoa. Izan ere, ureak mintz-zelularra zeharkatzen du (iragazkorra da), eta beraz, ez du eraginik izango kontzentrazio efektiboan. Mintza zeharkatuko du kontzentrazioa berdintzeko, baina horrek ez du zelularen bolumena aldatuko.
- 0,5 OsM den NaCl disoluzio bat odolarekiko hiperosmotikoa da eta hipertonikoa. Izan ere, NaCl-ak ezin du mintz-zelularra zeharkatu (iragazgaitza da). Hortaz, ura zelulatik aterako da kontzentrazioak berdintzeko zelularen bolumena txikituz.