2. GAIA: DISOLUZIOAK ETA EZAUGARRI KOLIGATIBOAK

1. DISOLUZIOAK

Disoluzioa (def): Substantzia baten partikulek beste substantzia baten barnean egiten duten tartekatze mekanikoa. Disolbatzaileaz eta solutuaz eratutako nahasketa homogeneoa da.

Disoluzioak aztertzearen arrazoia da, organismoen barrunbeak disoluzioez osatuta daudela.

2. DISOLUZIOEN EZAUGARRI KOLIGATIBOAK

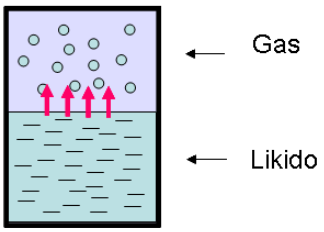
Disoluzioari solutu ez lurrunkorra gehitzean aldatzen diren ezaugarriak dira. Disoluzio guztietan agertzen diren ezaugarri unibertsalak dira.

- **Zeren menpean dauden**:
1. Disolbatzailearen izaeraren menpean (disolbatzailea = ura izango da gure organismoan)
2. Solutu partikula kopuruaren menpean

- **Zeren menpe Ez dauden**:
1. Solutu partikulen tamaina
2. Solutu partikulen izaera (molekula, ioi, atomo…)

Lau ezaugarri koligatibo daude eta denak gertaera berdinaren emaitza dira: "solutu partikulen efektua disolbatzailearen lurrun-presioaren gainean".

Zer da lurrun-presioa? Tenperatura konkretu batean, sistema baten fase gaseosoak eragiten duen presioa fase likidoaren gainean. Egoera likido eta gaseosoa oreka dinamikoan aurkitzen dira: lurrun-presioa jaisten bada, likido gehiago egongo da sisteman, aldiz, lurrun-presioa igotzen bada, gas gehiago egongo da sisteman.

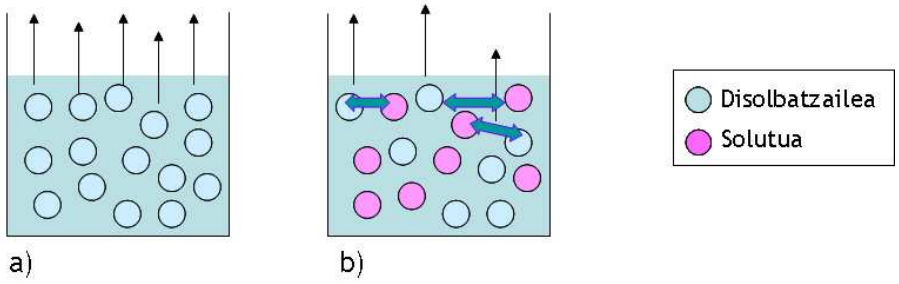


1. Ezaugarria: Lurrun-presioaren jaitsiera

GERTAERA: Urari solutu ez-lurrunkor gehitzean, uraren lurrun-presioa jaisten da, hau da, urak duen lurruntzeko joera jaitsi egiten da (gehiago kostako zaio lurruntzea).

ZERGATIK: Solutu partikulek, kohesioz, ur-molekulen gain eragiten dituzten indar erakargarriek lurrun-faserako pausua oztopatzen diote ur-molekula haiei. Izan ere, uraren gainazaleko molekula kopurua jaisten da eta zailagoa izango da ura likidotik gas egoerara pasatzea.

CC BY NC SA



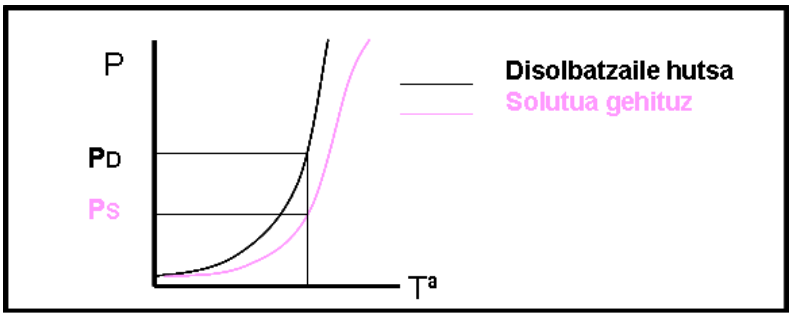
AZALPEN MATEMATIKOA:

ΔPv = Pvo – Pvs

ΔPv: Lurrun-presioaren aldaketa
Pvo: Ur puruaren lurrun-presioa
Pvs: Disoluzioaren lurrun-presioa

ΔPv / Pvo = Xi

ΔPv: Lurrun-presioaren aldaketa
Pvo: Ur puruaren lurrun-presioa
Xi: Solutuaren zatiki molarra



2. Ezaugarria: Jaitsiera krioskopikoa (izozte-tenperaturaren jaitsiera)

GERTAERA: Disoluzioaren izozte-puntua disolbatzaile puruarena baino txikiagoa da

AZALPEN MATEMATIKOA:

ΔTºc = Ur puruaren Tºc (0ºC) – disoluzioaren Tºc

ΔTºc = Kc x m

ΔTºc: Izozte-tenperaturaren aldaketa
Kc: Konstante krioskopikoa
m: molalitatea

3. Ezaugarria: Irakite-tenperaturaren igoera

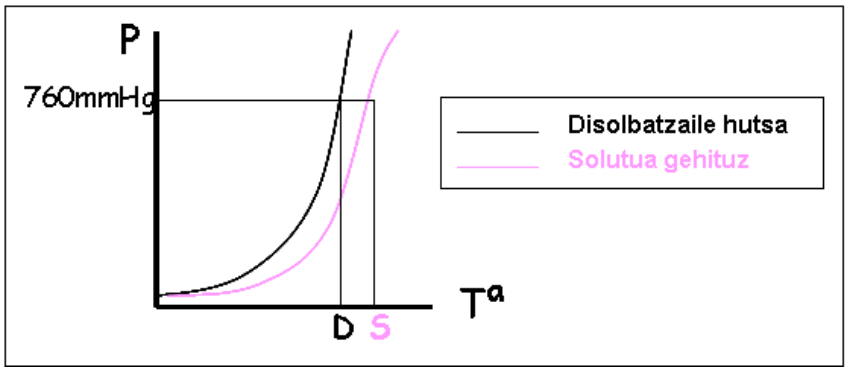
GERTAERA: Disoluzioaren irakite-puntua disolbatzaile puruarena baino handiagoa da.

AZALPEN MATEMATIKOA:

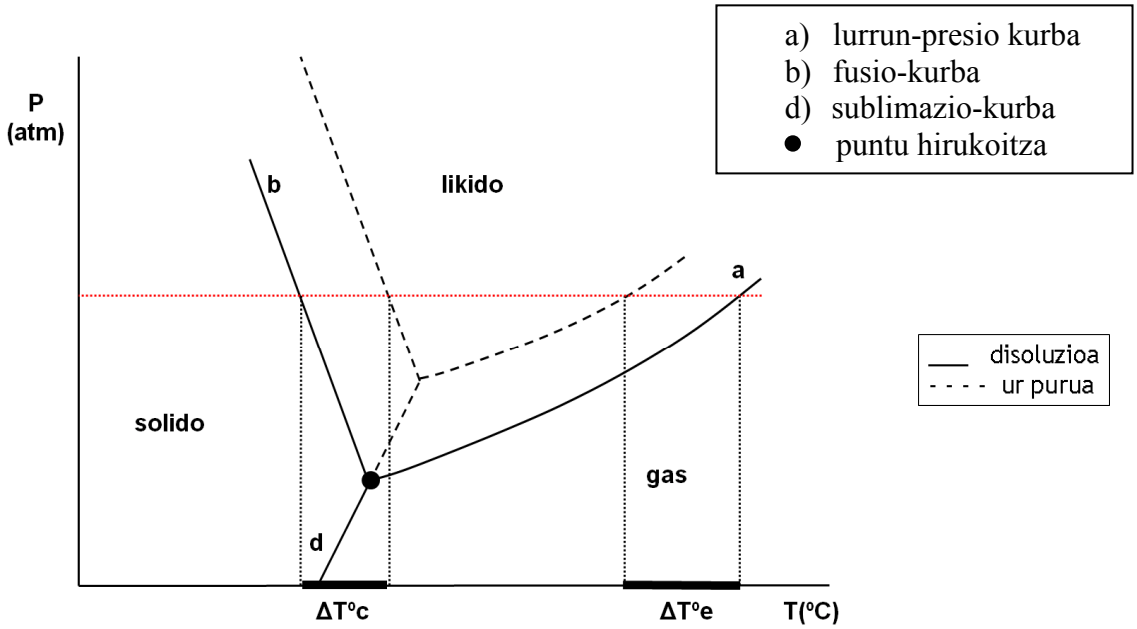
ΔTe = Disoluzioaren Tºe – Ur puruaren Tºe (100ºC)

ΔTc = Kc x m

ΔTºe: Irakite-tenperaturaren aldaketa
Ke: Konstante ebuiloskopikoa
m: molalitatea



Fase-diagrama (oreka-kurbak eta puntu hirukoitza): 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 (ikusi irudia). Hortaz, oreka-kurbak eta irakite- eta izozte-puntuak aldatzen dira ur puruari solutu bat gehitzerakoan:

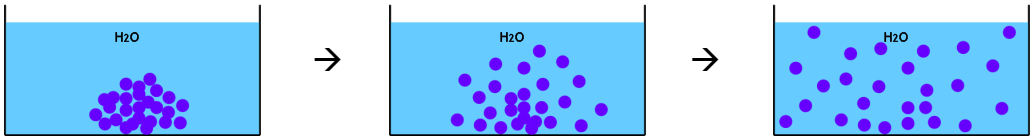


4. Ezaugarria: Presio osmotikoaren agerpena/igoera

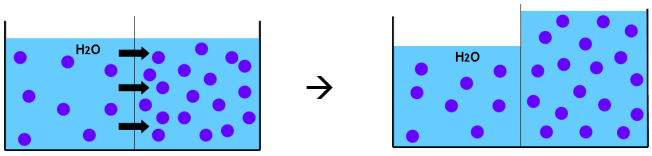
Presio osmotikoarekin hasi baino lehen, desberdindu ditzagun 2 kontzeptu:

Difusioa vs. Osmosia
Difusioa: Prozesu bat zeinean gas, likido zein solidoen molekulek eskuragarri duten espazio guztian homogeneoki banatzeko joera duten.
Osmosia: Mintzean zeharreko likidoen difusioa. Soilik likidoena. Garraio pasiboz, mintzaren bi aldetako kontzentrazioak orekatzera jotzen duen mekanismoa da. Uraren mugimendua solutu-kontzentrazio txikiagoko gunetik solutu-kontzentrazio handiagoko gunera da. Disolbatzaileek duten diluitzeko joera bezala uler daiteke.

DIfusioa:



Osmosia:

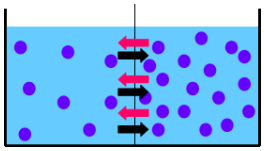


GERTAERA: Ur puruari solutu bat gehitzean presio osmotikoa agertzen da. Disoluzio horrek diluitzeko duen joera adierazten du presio osmotikoak.

$$\pi = nRTm$$

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

Presio osmotikoa: Osmosia ekiditeko urari egin behar zaion presioa



CC BY NC SA

Presio osmotikoa ≈ Kontzentrazio osmotikoa ≈ Osmolaritatea
Presioa eta kontzentrazioa kontzeptu erlazionatuak dira, izan ere, barrunbe batean dagoen kontzentrazioaren arabera, presio konkretu bat agertuko da. Kontzentrazioak kalkulatzeko modu bat (kimikan erabilia batez ere) molaritatea da (mol kopurua litro disoluzioko). Goazen ikastera zer den molaritatearen oso antzekoa den **osmolaritatea** edo **kontzentrazio osmotikoa** (≈ **presio osmotikoa**).

OSMOLARITATEA
Solutu-osmol kopurua disoluzio litro bateko. Molaritatearen berdina da baina mol kontzeptua erabili beharrean osmol kontzeptua erabiltzen da.

Osmolaritatea = Molaritatea x balentzia (disoziazio-indizea)

OSMOL KONTZEPTUA
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 disoziatzen dira (adb: NaCl-k Na^+ eta Cl^- ematen ditu). Horretarako asmatu zen OSMOL unitatea:

OSMOL (def): Osmotikoki aktiboak diren partikulen MOL 1, hau da, $6{,}02 \times 10^{23}$ partikula (edozein motatakoa: atomo, ioi, molekula)

- Disoluzio molekularretan: Osmol kopurua = Mol kopurua (ez delako disoziatzen) (adb: glukosa; Glukosa 1M = Glukosa 1OsM)
- Disoluzio elektrolitikoetan: Osmol kopurua ≠ Mol kopurua (disoziatzen delako) (adb: NaCl; NaCl 1M = NaCl 2 OsM)

OSMOLALITATE
Osmolaritatearen berdina da, baina "solutu-osmol disoluzio litroko" izan beharrean, "solutu-osmol disolbatzaile Kg-ko" da. Kontzeptu hori erabili beharko genuke solutu kontzentrazio handiak darabilgunean.

Gorputzaren osmolaritatea: Egoera egonkorrean, gorputz-mintz guztiak urarekiko iragazkorrak dira, horregatik, organismoa **ISOSMOTIKOA** da, hau da, solutu-kontzentrazio berdina dago gorputzeko konpartimentu guztietan. Gutxi gora behera 0,3 OsM da (300 mOsM) gorputzeko konpartimentu guztien osmolaritatea. Baina, ioi bakoitzari iragazkortasun desberdina ezarri zaionez, konpartimentu bakoitzean solutu-osaketa desberdina dago (ikus 5. eta 6. gaiak).
Soluzio fisiologikoak osatzen duten solutu guztietatik, bakoitzak osmolaritate totalean eragiten du. Hona hemen soluzio fisiologiko bezala erabiltzen den disoluzio komertzial baten adibidea:

***Tyrode* hazkuntza-ingurune fisiologikoa (~ 300 mOsM)**

-100 mM NaCl (200 mOsM)
-22 mM sodio-laktato (44 mOsM)
-20 mM Hepes (20 mOsM)
-15 mM NaHCO3 (30 mOsM)
-5 mM glukosa (5 mOsM)
-3 mM KCl (6 mOsM)
-3 mM KCl (6 mOsM)
-2 mM $CaCl_2$ (6 mOsM)
-1 mM sodio-pirubato (2 mOsM)

CC BY NC SA

3. BOLUMEN ZELULARRAREN ERREGULAZIOA (HOMEOSTASIA)

Zelularen bolumenean aldaketak sortzen dituzten egoerak aztertu nahi baditugu, bi kontzeptu desberdindu behar ditugu: Osmolaritatea vs. Tonizitatea

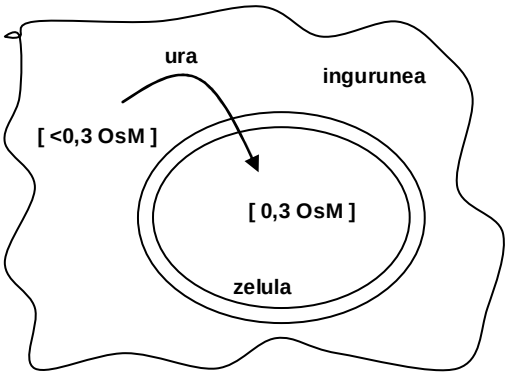
- Soluzio baten **OSMORALITATEA**, soluzioan dauden solutu guztien kontzentrazioaren menpe dago.

- Soluzio baten **TONIZITATEA**, konpartimentuen arteko mintza zeharkatu ezin dezaketen solutuen kontzentrazioaren menpe dago (solutu efektiboak).

Zelula bat ingurune batean murgiltzen dugunean, ez da nahikoa ingurune likidoan dagoen kontzentrazioa jakitearekin aurresateko zer gertatuko den zelularen bolumenarekin. Jakin behar da solutuak mintz-zelularra zeharkatzeko gai diren ala ez. Horregatik, ingurune likido batek zelulen bolumenean aldaketarik sortzeko duen joera adierazteko TONIZITATE kontzeptua asmatu zen. Eta, zelula ingurune likido batean murgiltzean, zelulak ematen duen erantzunaren arabera, ingurune likido hori zelularekiko "**Hipotoniko"**, "**Hipertoniko"** edo "**Isotoniko"** izango da. Beraz, tonizitateak bolumen zelularra determinatzen du:

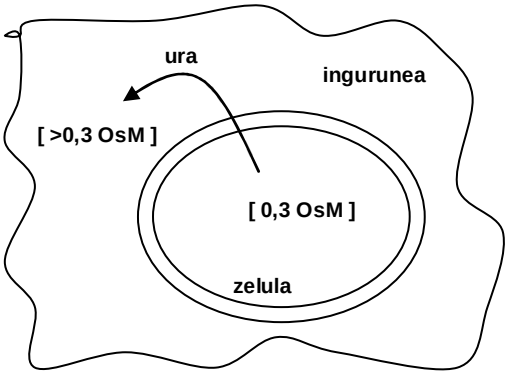
A) Zelula soluzio (ingurune) HIPOTONIKOan murgiltzean:

- Ura, osmosiz, zelularen barrura sartuko da eta zelularen bolumena handituko da
- Turgentzia izeneko fenomenoa gertatuko da eta erregulazio mekanismorik ez balego, zelulak eztanda egingo luke. Zelularen lisia (mintz-plasmatikoaren apurketa) gertatuko zen
- Horregatik, homeostasia mantentzeko, bolumena txikitzeko erregulazio mekanismoak martxan jartzen dira:
    - Helburua: Zitosoleko partikula kopurua jaitsi, ura kanpora dadin eta bolumen zelularra txikitu dadin
    - Mekanismoak: Solutuen garraio-sistemak aktibatzea:
        - K^+ kanalak ireki → K^+ irten zelulatik
        - K^+/Cl^- kogarraioa erraztu → K^+ eta Cl^- irten zelulatik
        - Taurina edo prolina bezalako aminoazidoak kanporatzeko garraioa aktibatu



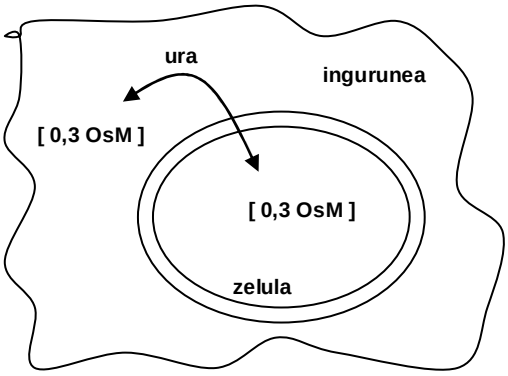
B) Zelula soluzio (ingurune) HIPERTONIKOan murgiltzean:

- Ura, osmosiz, zelularen kanpora aterako da eta zelularen bolumena txikituko da
- Erregulazio mekanismorik ez balego, zelula zimurtuko litzateke, plasmolisia gertatuko litzateke (*plasma*= likido, *lisia*=apurketa, hots, barne likidoen deskonposaketa)
- Horregatik, homeostasia mantentzeko, bolumena handitzeko erregulazio mekanismoak martxan jartzen dira:
    - Helburua: Zitosoleko partikula kopurua handitu ura zelulara sar dadin eta bolumen zelularra handitu dadin
    - Mekanismoak: Solutuen garraio-sistemak aktibatu.
        - Na^+/Cl^- eta $Na^+/K^+/2Cl^-$ kogarraioak aktibatua → Ioiak zelulara sartu
        - Na^+/H^+ antigarraioa erraztu → Na^+ zelulara sartu
        - Hala ere, Na^+ ioia mugitzeko estrategia igarokorra da, zeren eta "Na^+ ponpak" Na^+ ioia berriro kanporatuko du. Horregatik, era kronikoan ingurune Hipertonikoan dauden zelulek substantzia organiko berriak sortzen dituzte zelula barruko osmolaritatea handitzeko.



D) Zelula soluzio (ingurune) ISOTONIKOan murgiltzean:

- Uraren mugimendu netoa = 0 izango da eta zelularen bolumena ez da aldatuko.
- Homeostasia mantentzen da.



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

- 0,5 OsM den **urea** disoluzio bat odolarekiko **Hiperosmotikoa** da baina **Isotonikoa**. Zeren eta ureak mintz-zelularra zeharkatzen du (iragazkorra da), eta beraz, ez du eraginik izango kontzentrazio efektiboan, izan ere, ureak zelularen kanpoan eta barnean orekatzeko (kontzentrazioa berdintzeko) joera edukiko du.

- 0,5 OsM den **NaCl** disoluzio bat odolarekiko **Hiperosmotikoa** da eta **Hipertonikoa**. Zeren eta NaCl-ak ezin du mintz-zelularra zeharkatu (iragazgaitza da), eta beraz, kontzentrazio efektiboan eragina izango du, izan ere, NaCl osatzen duten Na^+ eta Cl^- ioiek soilik zelulen kanalen bidez eta modu koordinatu batean zeharkatu ahal izango dute mintza.