

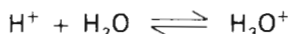
AZIDO-BASE OREKAREN TAXUPENA (I)

Azido-base orekaren taxupenari buruz ari garenean zera adierazi nahi dugu: gorputzeko likidoetako hidrogeno-ioien kontzentrazioaren taxupena. H^+ ioien kontzentrazioa, disoluzio desberdinetan, 10^{-14} e/l baino gutxiagotik 10^1 baino gehiagorarte alda daitekeela, beronek osoki hartuta mila bilioiko aldaketa suposatzen duelarik. Giza gorputzean, H^+ ioien kontzentrazioa bi mutur hauen erdibidean aurkitzen da (logaritmikoki adierazita).

H^+ ioien kontzentrazioaren aldaketa txikienak, bere balio normaletik urruntze minimoenak aldaketa garbiak ekoizten ditu zeluletako erreakzio kimikoen intentsitatearen gain. Horrexegatik da H^+ ioien kontzentrazioaren taxupena, hain zuzen ere, homeostasiaren alderdi garrantzitsuenetariko bat. Aurrerago, lan honetan bertan aipatuko ditugu H^+ ioien gehiegiaren (azidosiaren) eta gutxiegiaren (alkalosiaren) ondorioak zeintzuk diren. Oro har, pertsona batek azidosia jasaten duenean koman hiltzeko joera izaten du; alkalosian, aldiz, tetania edo konbultsioz hil daiteke.

HIDROGENO-IOIEN ETA HIDRONIO-IOIEN ARTEKO HARREMANAK

Gorputzeko likidoetako ia ioi guztiak ur-molekulez konbinatzen dira ondoko ekuazioaren arabera:



Sortzen den gaiari, H_3O^+ -ari, hidronio ioia deritzo. Ioi hau berehala apur daiteke, ordea, berriro ere H^+ ioi bat emanez. Honen ondorioz zera dakusagu, ikuspuntu praktiko batetik bai ioi formako hidrogeno librea eta bai hidronio ioien multzo handia hidrogeno ioien kontzentrazio bezala izenda genezakeela. Hemendik aurrera, beraz, H^+ ioiez mintzatuko gara, hauei ia beti ur-molekula bat eransten zaiela kontuan izanik.

Ur-molekularekiko lotura honek H^+ ioien mugikortasuna urritzen du eta bere zeluletan sartzea mugatzen.

GORPUTZEKO LIKIDOEN H^+ IOIEN KONTZENTRAZIO ETA pH NORMALAK

Likido extrazelularreko H^+ ioien kontzentrazioa taxutua aurkitzen da, normalean, gutxi gora-behera 4×10^{-8} ek/1-koa delarik. Balore hau 1.6×10^{-8} -raino jaits daiteke, eta 1.2×10^{-7} -raino igon.

Zenbaki hauen erabilkera neketsua izango litzatekeenez gero pH sinboloa erabiltzen da, horrekin zera adierazi nahi delarik:

$$pH = \log. \frac{1}{H^+ \text{ kontz.}} = -\log H^+ \text{ kontz.} \quad (1)$$

Formula honen arabera, pH baxu bat, H^+ ioien kontzentrazio altu bati dagokio (azidosia); alderantziz, pH altu bat H^+ ioien kontzentrazio baxu bati (alkalosisa).

Odol arterialaren pH normala 7,4 da; odol benoso eta likido interstizialarena, 7,35 gutxi gora-behera. Beherapen hau karbono bioxidoaren edukari dagokio, honek likido hauetan azido karbonikoa ematen duelarik.

Odol arterialaren pH normala 7,4 denez gero, pertsona batek azidosia duela esango dugu pH-a balio horretatik behera dagoen bakoitzean; eta alkalosisa, aitzitik, hortik gora dagoenean. Bizitza minutu batzuz baino gehiago posible den behe-muga 7,0 da eta goi-muga 7,8 gutxi gora-behera.

pH INTRAZELULARRA

Zelula barneko likidoen pH-a ez da inoiz neurtu ahal izan; baina, zeharkako balorazioetan oinarrituz, zelula barneko pH-a 4.5 eta 8.0 artean ibiltzen dela uste da. Metabolismo zelularra bizia denean, karbono bioxidoaren ekoizpena gehitzen da eta honen ondorioz, pH-a jaisten. Edozein ehunek, odolestatze txiroa baldin badu, karbono bioxidoa akumulatzen du eta pH-a jaitsi egiten da.

H^+ IOIEN KONTZENTRAZIOAREN ALDAKETEN KONTRAKO DEFENTSA

Azidosia edo alkalosisa gerta ez daitezen, organismoak zenbait kontrol-sistema berezi du:

1) Gorputzeko likido orok sistema amortigoatzaile azido-basikoak dauka. Hauek, berehalaxe, edozein azido edo alkaliez konbinatzen dira, giroaren H^+ ioien kontzentrazioaren gehiegizko aldaketak gerta ez daitezen zainduz.

2) H^+ ioien kontzentrazioa nabarmen aldatzen baldin bada, berehalaxe bizten dira arnas-zentruak, biriketako aireztapenaren intentsitatea aldatuz. Honen ondorio bezala, automatikoki aldatzen da gorputzeko likidoetatiko karbono bioxidoaren egozpen-intentsitatea, geroago ikusiko ditugunagatik H^+ ioien kontzentrazioa bere onera itzultzen delarik.

3) H^+ ioien kontzentrazioa balio normaletatik urruntzen denean, giltzurdinek gerru azido edo alkalino bat iraitzen dute, honekin gorputzeko likidoetako H^+ ioien kontzentrazioa bere neurri egokira eramana izaten delarik.

Sistema amortigoatzaileek, segundoko zati batean joka dezakete, H^+ ioien kontzentrazioaren gehiegizko aldaketarik gerta ez dadin. Bestalde, beharrezkoak dira bat-hiru minutu arnas-sistemak, bapateko aldaketa baten ondoren, H^+ ioien kontzentrazioa taxu dezan. Azkenik, giltzurdinek, oreka azido-basikoaren sistema taxutzailerik indartsuena badira ere, ordu batzutatik egun batera edo gehiago behar izaten dute H^+ ioien kontzentrazioa berregokitzeko.

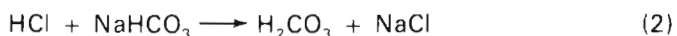
AMORTIGOATZAILE AZIDO-BASIKOEN FUNTZIOA

Amortigoatzaile azido-basiko bat, bi edo konposatu kimiko gehiagoren disoluzio bat da, aipatutako disoluzioari azido edo base bat gehitzerakoan, H^+ ioien kontzentrazioaren aldaketa handiak gerta ez daitezzen zaintzeko ahalmena duena. Esate baterako, ura daukan ontzi batera azido klorhidrikozko tanta batzuk isuriz gero, ur horren pH-a berehala jaitsiko da 1.0-raino. Aldiz, sistema amortigoatzaile on bat disolbatuta baldin badago, azido klorhidrikoa berarekin konbinatuko da, eta pH-a oso gutxi jaitsiko. Amortigoatzaile azido-basiko baten eginkizuna adierazteko modurik onena, sistema amortigoatzaile sinple bat aztertzea izango litzateke behar bada. Honetarako, ekonomian hain garrantzitsua den bikarbonatoarena hartuko dugu.

BIKARBONATOAREN TANPOI SISTEMA

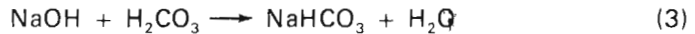
Bikarbonatoaren tanpoi-sistema, azido karboniko (H_2CO_3) eta bikarbonato sodikoaren ($NaHCO_3$) nahaste bat da, disoluzio berdinean biak. Aldez aurretik kontuan har, azido karbonikoa oso azido ahula dela zenbait kausagatik: ororen gaineratik, H^+ ioi eta bikarbonato ioietan disoziatzeko oso joera txikia duelako beste azidoen ondoan. Bigarrenik, disoluzio bateko azido karbonikoaren 1000 tik 999 berehalaxe disoziatzen da karbono bioxido eta uretan; honen emaitza zera da, karbono bioxidozko kontzentrazio altu bat, azidoaren oso kontzentrazio ahul batez.

Bikarbonato tanpoia daukan disoluzio bati klorhidrikoa bezalako azido bat gehitzen zaionean, honako erreakzio hau gertatzen da:



Ekuazio honetatik zera ondorioztatzen da, azido klorhidriko indartsua azido karboniko ahula bihurtua izan dela. Beraz, HCl-ak ez du disoluzioaren pH-a oso neurri txikian besterik jaisten.

Bestalde, disoluzioari base indartsu bat gehitzen bazaio (hidroxido sodikoa e.b.), honako erreakzioa gertatzen da:

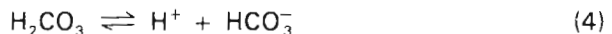


Ekuazio honek hidroxido sodikoaren ioia H^+ ioiarekin ura ekoitziz konbinatzen dela agertzen digu. Halaber, sortzen den beste produktua, bikarbonato sodikoa da. Azken emaitza, disoluzioaren azido karbonikoa galtzea da. Azido karbonikoa oso azido ahula da ordea, eta honengatik bere urripenak ez du H^+ ioien kontzentrazioarenigoaldi aipagarririk ematen.

Azaldutako erreakzioetan, bikarbonatoaren tanpoia azido karboniko eta bikarbonato sodikozko nahaste bat bezala agertu bada ere, edozein bikarbonato gatzek, sodikoaz aparte, funtzio berbera bete dezake. Beraz, likido extrazelularretan dauden bikarbonato potasiko, bikarbonato kaltziko eta bikarbonato magnesikozko kopuru txikiek ere eraginkortasun berdina dute bikarbonatoaren tanpoian. Likido intrazelularrean oso bikarbonato sodiko gutxi dago; kasu honetan, bikarbonato potasikoak, batez ere, eta magnesikoak eskuratzen dute ioi bikarbonatoa.

SISTEMA AMORTIGOATZAILEEN DINAMIKA KUANTITATIBOA

Azido karbonikoaren disoziazioa. Azido guztiak ionizaturik daude, hein handi edo txikiagoan; ionizazioaren portzentaiari disoziazio-maila esan ohi zaio. 4.ekuazioak azido karboniko ez-disoziatuaren eta eratzen dituen bi ioien (H^+ eta HCO_3^-) arteko erlazio atzerakorra erakusten du.



Azido guztien disoziazioari aplika dakiokkeen lege fisiko-kimiko bat aurkitu izan da, honako formula honetaz adierazten dena:

$$\frac{\text{H}^+ \times \text{HCO}_3^-}{\text{H}_2\text{CO}_3} = K' \quad (5)$$

Formula honen esannahia zera da: edozein disoluziotan, H^+ ioien kontzentrazioa bider bikarbonato-ioien kontzentrazioa zati azido karboniko ez-disoziatuaren kontzentrazioa, K konstante bat izan ohi dela.

Halaz eta guztiz, ia ezinezkoa gertatzen da disoluzio bateko azido karboniko ez-disoziatuaren kontzentrazioa neurtzea, zeren eta etengabe oreka atzerakorrean aurkitzen baita, disoluzioan disolbaturiko karbono bioxidoarekin. Normalean, disolbatutako karbono bioxidoaren kantitatea, ez-disoziatutako azidoaren kontzentrazioa 1000/1 erlazioan egoten da. Bestalde, oso erraza da

disolbaturiko karbono bioxidoaren kantitate totala neurtzea; disoziatutako azido karbonikoaren kantitatea, disolbatutako karbono bioxidoaren kantitateari proportzionala denez gero, 5. formula horrela ere adieraz daiteke:

$$\frac{H^+ \times HCO_3^-}{CO_2} = K \quad (6)$$

Bi formulen arteko benetako diferentzia bakarra, K konstantea K' baino mila aldiz handiago izatea da.

6. formula honela alda daiteke:

$$H^+ = K \cdot \frac{CO_2}{HCO_3^-} \quad (7)$$

Formula honen bi aldetako logaritmoa hartuz:

$$\log H^+ = \log K + \log \frac{CO_2}{HCO_3^-} \quad (8)$$

Orain, $\log H^+$ eta $\log K$ -ren zeinua plusetik minusera pasatuz, eta bigarren gaian karbono bioxidoa eta bikarbonatoa alderantzikatuz (zeinuz aldatzeari dagokiona berau), honako formula izango dugu:

$$-\log H^+ = -\log K + \log \frac{HCO_3^-}{CO_2} \quad (9)$$

Gogofa dezagun, $-\log H^+$, disoluzioaren pH-a besterik ez dela. Era bere-tsuan, $-\log K$, disoluzio baten pK deritzaguna da. Beraz, beste formula bat idatz dezakegu:

$$pH = pK + \log \frac{HCO_3^-}{CO_2} \quad (10)$$

Herderson-Hasselbalch-en ekuazioa:

Bikarbonatoaren tanpoi sistemarentzat, pK 6.1 da eta 10. formula honela jar liteke:

$$pH = 6,1 + \log \frac{HCO_3^-}{CO_2} \quad (11)$$

Ekuazio honi, Herderson-Hasselbalch-en ekuazioa deritzo. Berarekin, disoluzio baten pH-a nahiko taxuz kalkula daiteke, behin bikarbonato eta karbono bioxidoaren kontzentrazioak neurtuz gero. Bikarbonatoaren kontzentrazioa eta karbono bioxidoarena berdinak baldin badira, ekuazioaren eskuinalde-

ko bigarren zatia, $\log 1$ da; hau da, zero. Beraz, baldintza hauetan disoluzioaren pH-a eta pK-a berdinak izango lirateke.

Henderson-Hasselbalch-en ekuaziotik aise atera daitekeen ondorioa da honako hau: bikarbonato ioiaren kontzentrazioaren gehitze batek, pH-a altxatzen du; beste hitzetan esanda, oreka azido-basikoa alde alkalinatorantz bultzatzen du. Bestalde, disolbaturiko karbono bioxidoaren kontzentrazioaren gehitze batek pH-a jaisten du edo alde azidorantz darama oreka azido-basikoa. Aurre-rago ikusi ahal izango dugu, nola alda daitekeen CO_2 -aren kontzentrazioa, arnas-maiztasunaren gehitze edo gutxitze batekin batera. Honela, arnas-sistemak kontrola dezake nolabait ere gorputzeko likidoen pH-a. Bestalde giltzurdiak gehitu ala gutxitu egin dezakete bikarbonato ioiaren kontzentrazioa gorputzeko likidoetan, pH-a altxatuz eta jaitsiz. Horrela, bada, H^+ ioiaren taxupenerako bi sistema garrantzitsuenek, bikarbonatoaren tanpoi sistemaren elementu bata edo bestea aldatuz jarduten dute.

ERREAKZIO-KURBAK BIKARBONATOAREN SISTEMA AMORTIGOATZAILEAN

A irudian, bikarbonato eta karbono bioxidozko ioien arteko proportzioa aldatzen deneko, gorputzeko likidoetako pH-aren aldaketak azaltzen dira. Ikusi, bi elementuen kontzentrazioak berdinak direnean, disoluzioaren pH-a 6,1 dela; beraz, bikarbonatoaren tanpoi sistemaren pK-a bezalakoa. Amortigoatzaileari basea gehitzen zaionean karbono bioxidoaren parte handi bat bikarbonato ioi bihurtzen da, proportzioa aldatu egiten delarik. Honen ondorioz, pH-a igo egiten da, kurbaren goranzko norabideak adierazten duenez. Bestalde, azidoa gehitzen diogunean, bikarbonato asko lehenik azido karboniko eta gero karbono bioxido bihurtzen da, proportzioa azidoaren alderantz aldatzen delarik eta pH-a jaitsiz, kurbaren norabideak adierazten duen bezala.

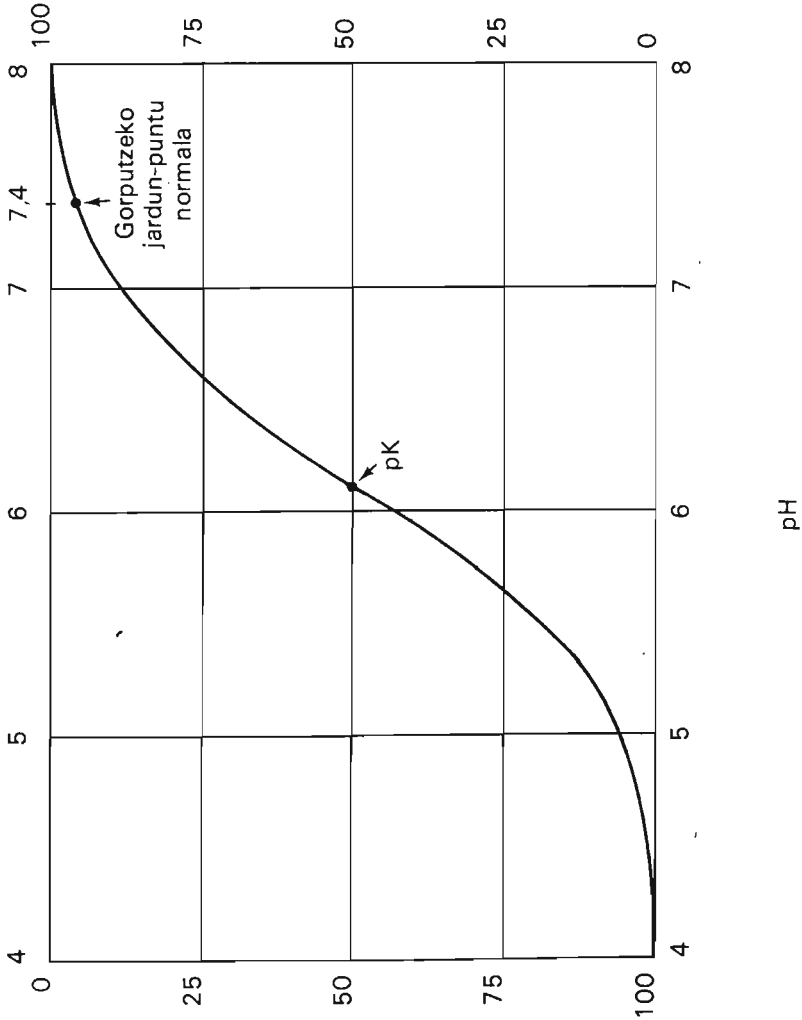
BIKARBONATOAREN TANPOI SISTEMAREN AHALMEN AMORTIGOATZAILEA

Berriro ere A irudian atzeman dezakegunez, kurbaren puntu zentralenatan azido edo base-kantitate txiki baten gehitzeak pH-aren aldaketa minimo bat besterik ez du emango. Kurbaren muturretan aldiz, azido edo base pittin batek sakonki alda lezake pH-a. Honela tanpoi sistemaren ahalmen amortigoatzailea maximoa da pH eta pK berdinak direnean. Ahalmen amortigoatzailea on samarra izango da sistemaren bi elementuen arteko proportzioa 8/1 edo 1/8 den arte. Harantzago, ahalmen amortigoatzailea nabarmenki jaisten da. Karbono bioxido guztia bikarbonato edota bikarbonato guztia karbono bioxido bihurtzen denean, sistemak ez du batere ahalmen amortigoatzailearik izango.

Ahalmen amortigoatzailearen gain eragiten duen bigarren faktore bat, kontzentrazioak dira. Kontzentrazioak txikiak balira, nahikoa litzateke azido edo base pittin bat disoluzioaren pH-a nabarmenki aldatzeko. Beraz, tanpoi baten

HCO₃⁻ forman dagoen amortigoatzailearen portzentaia

GEHITUTAKO BASEA



GEHITUTAKO AZIDOA

H₂CO₃ eta CO₂ forman dagoen amortigoatzailearen portzentaia

A. IRUDIA: Bikarbonatoaren sistema amortigoatzailearen erreakzio-kurba.

ahalmen amortigoatzailea zuzenki proportzionala da gai amortigoatzaileen kontzentrazioarekin.

SISTEMA AMORTIGOATZAILEAK, GORPUTZEKO LIKIDOETAN

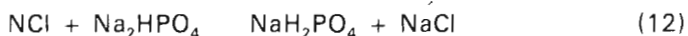
Gorputzeko likidoetan, hiru dira sistema amortigoatzaile nagusiak: bikarbonatoaren tanpoia (jadanik ikusitakoa), fosfatoaren tanpoia eta proteinen tanpoia. Hauetako bakoitzak egoera desberdinetan hartzen du bere funtzioa.

Bikarbonatoaren sistema amortigoatzailea. Ez da oso tanpoi sistema indartsua, eta hau bi kausagatik. Lehenengoz, gorputzeko likidoen pH-a 7,4 inguruan dago, bikarbonatoaren tanpoi sistemaren pK-a 6,1 den artean. Honek zera adierazten du, gutxi gora-behera 20 aldiz handiagoa dela ioi bikarbonatoaren kopurua karbono bioxido disolbatuarena baino. Honegatik sistemak amortigoatze-kurbaren zati batean bakarrik ekiten du, non tanpoi ahalmena oso urria baita. Bigarrenegoz, bikarbonatoaren tanpoi sistemaren kontzentrazioak ez dira handiegiak.

Halaz eta guztiz, bikarbonatoaren tanpoi sistema bereziki indartsua ezpada ere, gorputzeko gainontzekoek adina garrantzia luke, zeren eta bikarbonato sistemaren elementu bien kontzentrazioa taxu baitaiteke: karbono bioxidoa arnas-sistema baten bitartez eta bikarbonatoa, giltzurrunetan. Honen ondorioz, odolaren pK-a desbidatu egin daiteke, gehituz edo gutxiagotuz, arnas eta giltzurrun-sistema taxutzailen eraginaz.

FOSFATOAREN SISTEMA AMORTIGOATZAILEA

Fosfatoaren tanpoi sistemak, bikarbonatoaren sistemak bezalatsu jokatzen du, baina honako hauek dira elementu osagarriak: NaH_2PO_4 eta NaHPO_4 . Bi osagarri hauen nahasteari azido indartsu bat gehitzen bazaio (klorhidrikoa e.b.), ondorengo erreakzioa gertatzen da:



Erreakzio honen azken ondorioa zera da, azido klorhidrikoa deskonposatu eta bere ordeztu NaH_2PO_4 -aren kopuruaren gehiagotzea. NaH_2PO_4 -a azido ahul bat denez, azido ahul bat daukagu indartsu baten truke, giroaren pH-a apenas aldatzen delarik. Eta alderantziz, delako sistema horretan base indartsu bat isuriko bagenu (Hidroxido sodikoa e.b.) beste erreakzio hau gertatuko litzateke:



Kasu honetan, hidroxido sodikoa deskonposatu egin da, ura eta Na_2HPO_4 emanez. Bestela esanda, base indartsu bat base ahul bat bihurtu da, Na_2HPO_4 , giroaren pH-a alde alkalinatorantz oso gutxi desbidatu delarik.

Fosfatoaren tanpoi sistemak, 6,8•du pK moduan eta ez dago beraz gorputzeko likidoen pH normaletik oso urrun; hori dela medio, fosfato sistemak ahalmen amortigoatzaile maximoaren inguruan jokatzen du. Halaz eta guztiz, sistema honek amortigoatze-kurbaren dextenteko pusketan badihardu ere, bere kontzentrazioa ez da likido extrazelularretan bikarbonatoarenaren seiren bat besterik. Beraz, bere ahalmen amortigoatzaile totala bikarbonatoaren sistemarena baino eskasagoa da.

Fosfatoaren tanpoiak garrantzi berezia dauka giltzurrunetako likido tubularretan, eta hau bi kausagatik. Lehenengoz, fosfatoa asko kontzentratu ohi da tubuluetan, fosfato-sistemaren ahalmen amortigoatzailea areagotzen delarik. Bigarren, likido tubularra likido extrazelularrak baino azidoago bihurtu ohi da, sistemaren ekingiza pK-ra inguratuz.

Halaber, fosfatoaren tanpoiak garrantzi aparta dauka likido intrazelularretan, zeren fosfatoaren kontzentrazioa maila honetan likido extrazelularretan baino hainbat aldiz handiagoa baita; bai eta, bestalde, normalean, likido intrazelularretako pH-a, likido extrazelularretako pH-a baino hurbilago dagoelako, fosfatoen sistema amortigoatzailearen pK-tik.

Amortigoatzaile proteïnikoak: Gorputzeko tanpoi aberatsena zelula eta odol-plasmako proteinak dira askogatik. Proteinen sistema amortigoatzailearen jokaera, bikarbonatoaren sistemarena bezalakoa da. Gogora dezagun, proteina baten osagarriak lotura peptidikoaz kateaturiko aminoazidoak direla, hauetako askok erradikal azido libreak edukiz (—COOH) disozia litezkeelarik (—COO⁻ eta H⁺). Gogoan izan, baita ere, zenbait aminoazidok erradikal basikoak dituela, —NH₃OH bezala, —NH₃⁻ eta OH⁻-tan disozia litezkeenak. OH⁻ honek, H⁺ ioiez erreakziona dezake ura emateko, honela H⁺ ioien kontzentrazioaren gaia eraginez. Proteinek, beraz, bai sistema amortigoatzaile basiko eta bai azido bezala azal dezakete beren eginkizuna; sistema basikoek, azidoek bezalako jokaera dute, baina alderantzizkoa. Gainera sistema amortigoatzaile desberdinen pK-ak ez daude 7,4-tik urruti. Honek ere dezente laguntzen du, proteinen sistema amortigoatzaileak ekonomiako ahaltsuenak izan daitezen.

PRINTZIOPIO ISOHIDRIKOA

Aipatutako sistema amortigoatzaile bakoitza gorputzeko likidoetan isolaturik jokatu ahal balu bezala agertu dugu. Errealitatean, ordea, elkarrekin egiten dute lana, H⁺ ioia sistema guztien erreakzio kimikoentzat bat bera baita.

Beraz, H⁺ ioien kontzentrazioa aldatzen duen orok tanpoi sistemak desorekatzen ditu. Hauxe da printzipio isohidriko deritzana, eta honako formula honen bidez adierazten da:

$$H^+ = \frac{K_1 \times HA_1}{A_1^-} = \frac{K_2 \times HA_2}{A_2^-} = \frac{K_3 \times HA_3}{A_3^-} \quad (14)$$

Hemen, K_1 , K_2 , eta K_3 hiru azido ahulen (HA_1 , HA_2 eta HA_3) disoziazio-konstanteak dira, eta A_1^- , A_2^- , eta A_3^- azidoen ioi negatibo libreen kontzentrazioak. Printzipio honen garrantzia honetan datza: sistema amortigoatzaile hauetatik edozeinen oreka aldatzen duen edonolako prozesuk, gainontzeko beste biena ere aldatu egingo du.

(Jarraitzeko)

JOSEBA JAUREGI