

A MATERIA DOS SERES VIVOS. COMPOSTOS INORGÁNICOS

- - 1. Os bioelementos
 - 1.1. Clasificación dos bioelementos
 - 1.2. O carbono como bioelemento básico da vida
 - 2. As biomoléculas
 - 2.1. Os enlaces químicos nas biomoléculas
 - 2.1.1. Enlace iónico
 - 2.1.2. Enlace covalente
 - 2.1.3. Interaccións electrostáticas
 - 2.1.4. Enlace por forzas de Van der Waals
 - 2.1.5. Enlace de hidróxeno ou ponte de hidróxeno
 - 2.1.6. Interaccións hidrofóbicas
 - 2.2. Clasificación das biomoléculas
 - 3. A auga
 - 3.1. Estrutura da molécula de auga
 - 3.2. Propiedades da auga e a súa relación coas funcións biolóxicas
 - 3.3. Concepto de pH
 - 4. Os sales minerais
 - 4.1. Solucións tamponantes
- 5. Difusión, ósmose e diálise
-
- Cuestionario de repaso

1. OS BIOELEMENTOS

Os bioelementos ou elementos bioxénicos son os elementos químicos que forman parte dos seres vivos e forman as moléculas indispensables para a vida, as biomoléculas.

IA																	VIIIA				
H																	He				
Li	Be															B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	— VIIIB —		IB	IIIB	Al	Si	P	S	Cl	Ar					
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr				
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe				
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn				
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og				
		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu						
		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr						

Bioelementos primarios

Bioelementos secundarios

Oligoelementos

Figura 1. Só unha parte dos elementos químicos da natureza forman parte dos seres vivos.

1.1. CLASIFICACIÓN DOS BIOELEMENTOS

- Bioelementos primarios: atópanse en todos os seres vivos e constitúen aproximadamente o 95% da materia viva.
Características:
 - Forman enlaces de tipo covalente entre sí.
 - Teñen unha masa atómica baixa, o que permite a formación de enlaces fortes e estables.

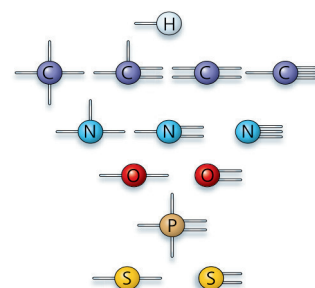


Figura 2. Enlaces covalentes que forman os bioelementos primarios.

Táboa 1.1. Funcións dos bioelementos primarios

C, H	Constitúen as cadeas hidrocarbonadas, que son a base das biomoléculas
O	- Presente na maioría dos compostos orgánicos - Forma parte da auga - Intervén en procesos enerxéticos fundamentais como a respiración celular
N	Forma parte dos aminoácidos, dalgúns fosfolípidos, das bases nitroxenadas dos ácidos nucleicos, da clorofila e de numerosos glúcidos
S	- O grupo tiol (-SH) forma parte de certos aminoácidos, dando estabilidade ás proteínas ó formar pontes disulfuro (S-S) - Forma parte de vitaminas e coencimas - É responsable da actividade catalítica de moitas encimas
P	- O ácido fosfórico (H₂PO₄) forma parte dos fosfolípidos, dos nucleótidos e dalgúns coencimas - Está presente nos sales minerais de esqueletos e dentes - Ten función tamponadora (reguladora do pH)

- **Bioelementos secundarios:** atópanse en tódolos seres vivos pero en menor cantidade que os anteriores. Aparecen en forma iónica e son fundamentais para regular múltiples procesos fisiolóxicos.

Táboa 1.2. Funcións dos bioelementos secundarios

Na	• Mantén o equilibrio iónico e acuoso do medio extracelular xunto co Cl • Participa na transmisión do impulso nervioso e na contracción muscular
K	• Participa na transmisión do impulso nervioso e na contracción muscular • Regula a actividade cardíaca
Cl	• Mantén o equilibrio iónico e acuoso do medio extracelular xunto co Na • Neutraliza cargas de macromoléculas
Ca	Importante na contracción muscular, na coagulación sanguínea e na transmisión do impulso nervioso; forma parte de caparazóns e esqueletos (CaCO ₃).
Mg	Forma parte da clorofila e de numerosas encimas, actuando como catalizador de numerosas reaccións químicas.

- **Oligoelementos:** atópanse en proporcións inferiores ao 0,1%, pero son indispensables para o correcto funcionamento dos organismos que os posúen. Hai 2 grupos de oligoelementos:
 - **Oligoelementos esenciais.** Aparecen en tódolos seres vivos; exemplos: Fe, Mn, Cu, Zn, Co.
 - O **resto de oligoelementos** coma o Si, Al, Cr, Mo, etc. só están presentes nalgúns tipos de organismos.

Táboa 1.3. Funcións dalgúns oligoelementos

I	• Necesario para a síntese de tiroxina, una hormona tiroidea que regula o metabolismo enerxético.
F	• Forma parte de ósos e dentes.
Cu, Zn	• Son cofactores encimáticos.
Fe	• Forma parte da estrutura da hemoglobina e da mioglobina, proteínas transportadoras de osíxeno no sangue e nos músculos, respectivamente. • Está presente nos citocromos, formando parte da cadea respiratoria.
Si	• Proporciona resistencia e elasticidade no tecido conxuntivo. • Forma parte dos caparazóns das diatomeas e das espículas das esponxas. • Aporta rixidez ó talos das gramíneas e equisetos.
Li	• Estabilizador do estado de ánimo.
Co	• É un componente da vitamina B12, necesaria para a síntese de hemoglobina e a formación dos eritrocitos. • Forma parte da hemocianina, a proteína transportadora de osíxeno en moitos invertebrados acuáticos.

1.2. O CARBONO COMO BIOELEMENTO BÁSICO DA VIDA

O carbono posúe unha serie de características que fan que sexa o máis abundante nos seres vivos e o constituínte básico de tódalas biomoléculas orgánicas:

- **Tetravalencia.** O carbono ten 4 electróns na súa capa de valencia que comparte para formar 4 enlaces covalentes sinxelos con átomos ou grupos funcionais diferentes dando lugar a unha grande diversidade de biomoléculas. Neste tipo de unión, o C ocupa o centro dun tetraedro cuxos vértices corresponden ás 4 valencias. As moléculas resultantes son, por tanto, tridimensionais.

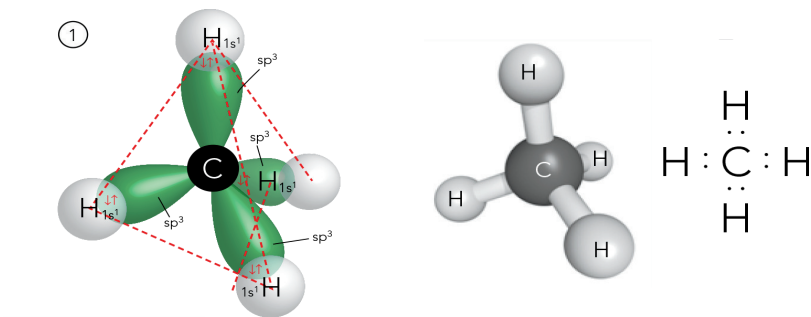


Figura 3. Estrutura molecular do metano (CH_4) no que se aprecia a disposición tetraédrica das 4 valencias do átomo de carbono.

- **Diversidade de enlaces.** O C pode establecer enlaces consigo mesmo e estes poden ser sinxelos (C-C), dobres (C=C) ou triples (C $\equiv$ C). Deste xeito, fórmanse cadeas carbonadas estables de tamaño e forma variables (liñais, ramificadas e cíclicas), que constitúen o esqueleto ou eixe central das biomoléculas. Tamén pode establecer enlaces dobres e triples co osíxeno e o nitróxeno, respectivamente. Igualmente, este bioelemento admite a unión con diversos grupos funcionais característicos dos diferentes tipos de biomoléculas. Desta forma, o C permite a construción de moléculas variadas e complexas.

Grupo funcional	Fórmula estrutural
Hidroxilo (Alcoholes)	$-\text{OH}$
■ Primario ■ Secundario	$\text{R}_1-\text{CH}_2-\text{OH}$ $\text{R}_1-\text{CHOH}-\text{R}_2$
Sulfhidrilo (Tioles)	$-\text{SH}$
Amino (Aminas)	$-\text{N} \begin{matrix} \text{H} \\ \text{H} \end{matrix}$
Carboxilo (Ácidos orgánicos)	$-\text{C} \begin{matrix} \text{O} \\ \text{OH} \end{matrix}$
Carbonilo	$-\text{C}=\text{O}$
■ Aldehído ■ Cetona	$\text{R}-\text{C}(=\text{O})-\text{H}$ (C-primario) $\text{R}_1-\text{C}(=\text{O})-\text{R}_2$ (C-secundario)
Amido	$-\text{C}(=\text{O})-\text{N} \begin{matrix} \text{H} \\ \text{H} \end{matrix}$
Éster	$-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-$
Fenilo	$\text{R}-\text{CH}_2-\text{C}_6\text{H}_5$

Figura 4. Grupos funcionais dos compostos orgánicos

2. AS BIOMOLÉCULAS

As biomoléculas ou principios inmediatos son aquelas moléculas que constitúen os seres vivos e que están compostas por bioelementos unidos de forma espontánea mediante enlaces químicos. Por outra banda, as biomoléculas poden unirse entre si mediante enlaces intermoleculares formando complexos supramoleculares.

2.1. ENLACES QUÍMICOS NAS BIOMOLÉCULAS

Na materia viva, existen dous tipos básicos de enlaces intermoleculares, o iónico e o covalente; e tres tipos de enlaces intermoleculares, o enlace de hidróxeno, as interaccións iónicas e as forzas de Van der Waals.

2.1.1. ENLACE IÓNICO

O enlace iónico é a unión entre átomos que teñen distinta electronegatividade, onde un dos átomos capta electróns do outro. Os átomos que tenden a captar electróns son os electronegativos e os que tenden a perdelos son os electropositivos. Xéranse así anións e catións que quedan unidos por unha atracción eléctrica, formando unha rede cristalina.

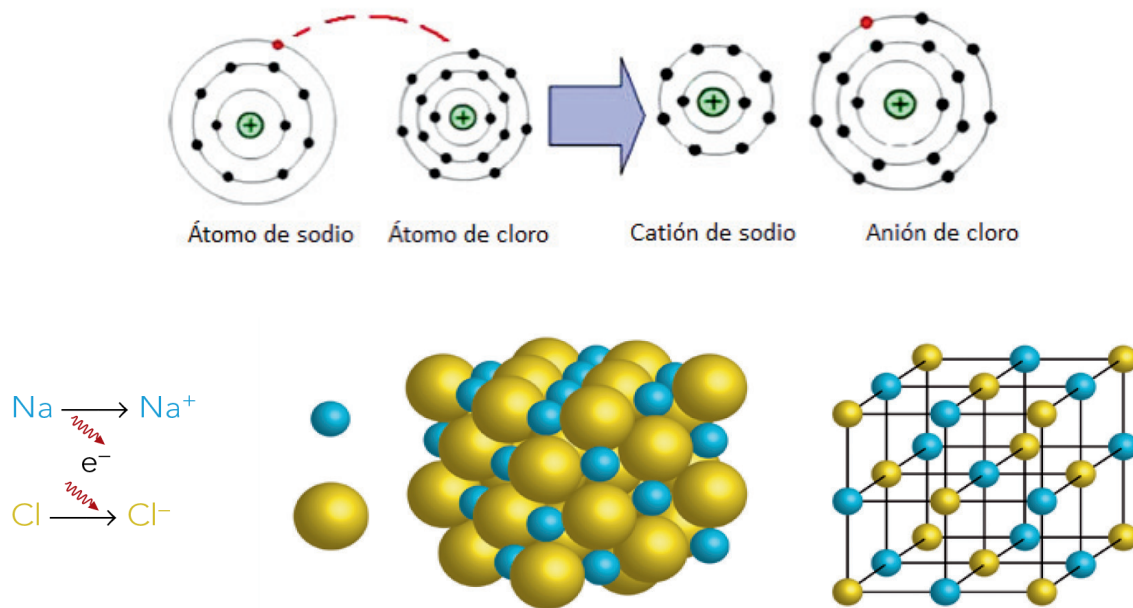


Figura 5. O enlace iónico do NaCl; o átomo de Cl ten 7 electróns na súa capa de valencia e ó aceptar 1 electrón do Na, transfórmase nun aniión (con 8 electróns na súa capa de valencia) mentres que o Na da lugar a un catión (tamén con 8 electróns na capa de valencia), quedando unidos. As forzas electrostáticas entre as cargas eléctricas de distinto signo orixinan unha rede cristalina tridimensional na que cada ión Na^+ está rodeado de 6 ións Cl^- .

2.1.2. ENLACE COVALENTE

O enlace covalente é un enlace moi forte, que se produce entre átomos con electronegatividades similares e electróns de valencia desapareados, que comparten nun orbital molecular común. Existen dous tipos de enlaces covalentes:

- Enlace covalente apolar: os átomos que se unen teñen electronegatividade idéntica ou similar; por exemplo: O_2 , N_2 , CH_4 , etc.
- Enlace covalente polar: os átomos que se unen teñen electronegatividades diferentes e un deles atrae máis que o outro ós electróns compartidos, formándose así dipolos moleculares; por exemplo: H_2O , NH_3 , etc.

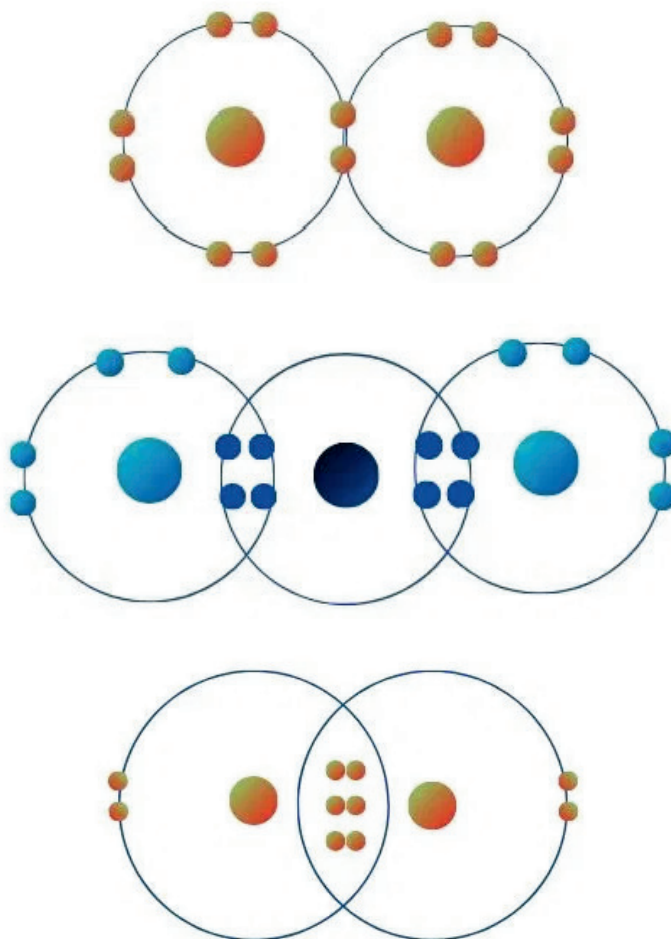


Figura 6. (arriba) Enlace covalente simple na molécula de cloro (Cl_2). Os átomos de cloro necesitan 1 electrón cada un para completar a súa capa de valencia; por este motivo, comparten un par de átomos. **(medio)** Enlaces covalentes dobres na molécula de dióxido de carbono (CO_2). Neste caso, o átomo de carbono necesita 4 electróns para completar a súa capa de valencia, polo que comparte dous pares de átomos con cadanseu átomo de hidróxeno, que só precisan de 1 átomo para completar esa capa. **(abaixo)** Enlace covalente triple na molécula de nitróxeno (N_2). Cada átomo de nitróxeno ten 5 electróns na súa capa de valencia; compartindo 3 pares entre eles conseguen completala e formar unha molécula estable.

2.1.3. INTERACCIÓNS ELECTROSTÁTICAS

Prodúcese entre moléculas ou rexións da mesma molécula con grupos funcionais con cargas eléctricas, ou ben entre ións e os grupos funcionais cargados deste tipo de moléculas. Estas interaccións poden ser de atracción (entre cargas opostas) ou de repulsión (entre cargas iguais).

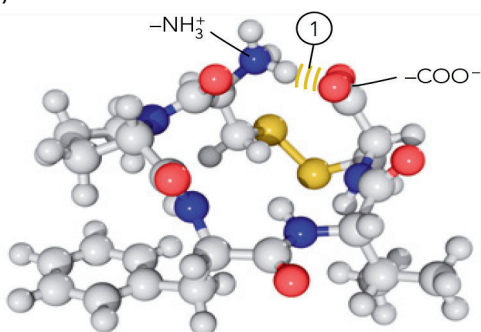


Figura 7. Interacción electrostática de atracción entre o grupo carboxilo (-COO-) dun aminoácido e o grupo amino (-NH3+) doutro da mesma cadea de proteína. Este tipo de interacción contribúe a manter a estabilidade da estrutura nativa (tridimensional) da molécula.

2.1.4. FORZAS DE VAN DER WAALS

Son interaccións débiles que se establecen entre moléculas orgánicas eléctricamente neutras pero con capacidade para formar dipolos. Poden diferenciarse varios tipos (de maior a menor forza de unión):

- Forzas dipolo-dipolo (forzas de Keesom): aparecen entre moléculas polares que posúen dipolos permanentes.

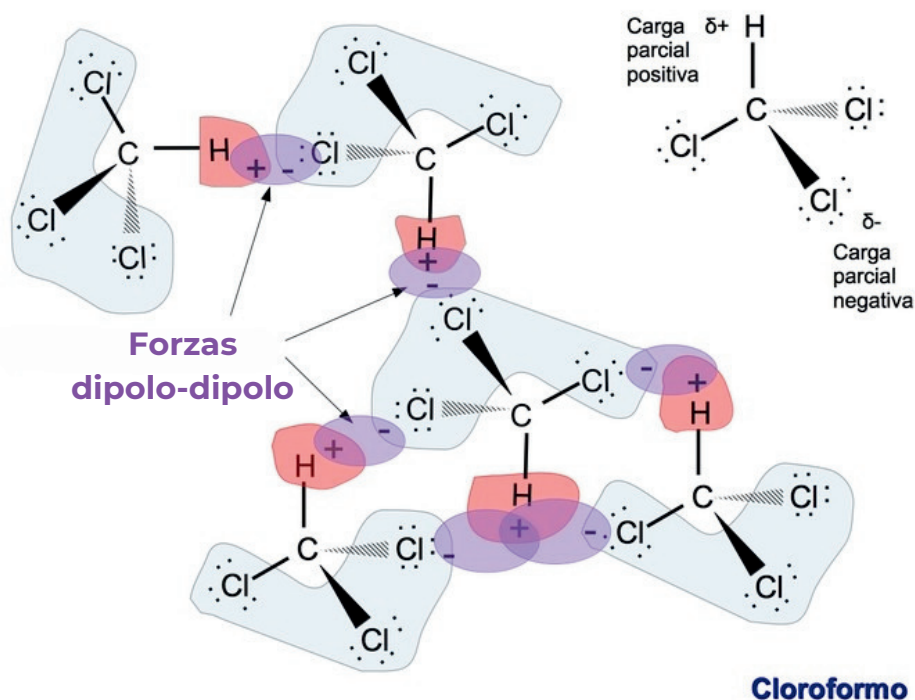


Figura 8. Forzas de Keesom entre moléculas de cloroformo (CHCl3), que é unha molécula polar con cargas parciais positivas e negativas.

- Forzas dipolo-dipolo inducido (forzas de Debye): as moléculas polares poden inducir un desprazamento da carga nas moléculas non polares que teñen ó seu arredor, transformándoas en dipolos inducidos. Entre o dipolo permanente da molécula polar e o inducido da molécula non polar establécese unha interacción deste tipo.

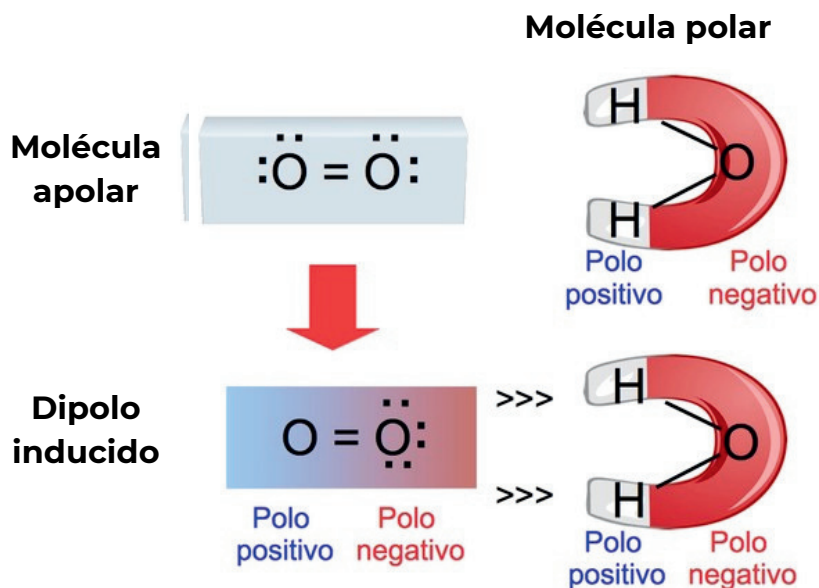


Figura 9. Forzas de Debye entre a molécula de auga, que é unha molécula polar, e a molécula de osíxeno que, en principio, é unha molécula apolar pero que cando entra en contacto coa auga forma un dipolo inducido. Isto explica a disolución deste gas nun medio acuoso.

- Forzas de dispersión (forzas de London): ocorre entre moléculas inicialmente non polares que, de forma transitoria, transfórmanse en dipolos inducidos por distorsión das nubes electrónicas de átomos próximos entre si. Este tipo de interaccións ocorren, por exemplo, entre as moléculas dos gases nobres, permitindo a súa existencia en estado líquido baixo certas condicións de presión e temperatura. Tamén se atopan entre moléculas de aceites e outras graxas, e en hidrocarburos como a gasolina e o queroseno.

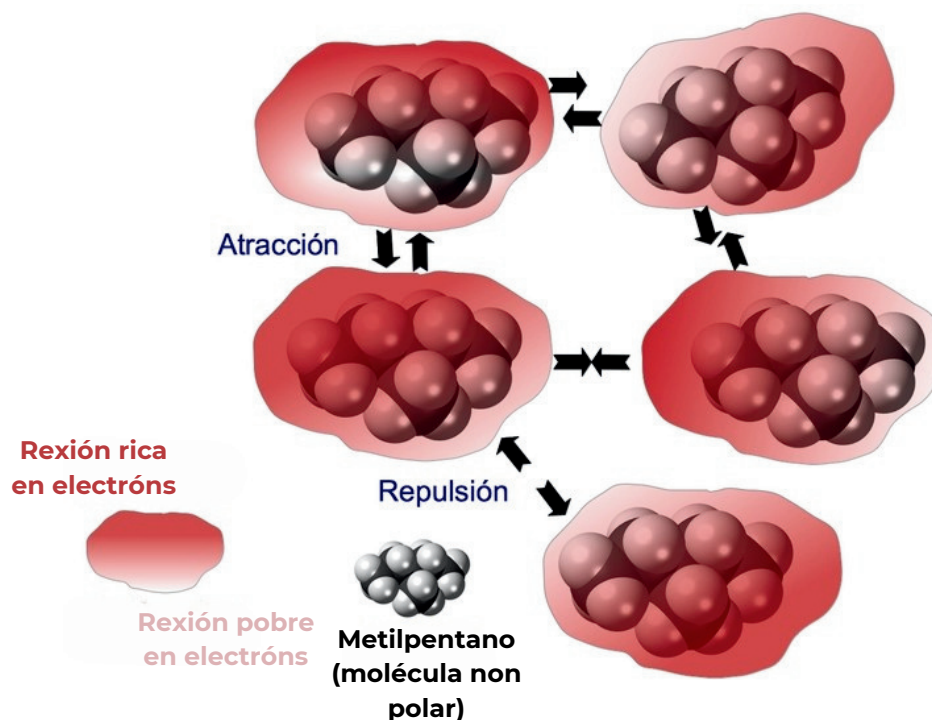


Figura 10. Forzas de London entre moléculas de metilpentano. A nube electrónica desta molécula favorece a formación de rexións ricas e rexións pobres en electróns, que se atraen entre si polas forzas de dispersión de London.

2.1.5. ENLACE DE HIDRÓXENO OU PONTE DE HIDRÓXENO

É un tipo especial de interacción dipolo-dipolo, máis forte cá convencional, que se establece entre os átomos de hidróxeno e outros átomos pequenos e moi electronegativos coma o osíxeno, o nitróxeno ou o flúor.

Xeralmente falamos do enlace de hidróxeno como unha forza intermolecular (atraccións entre diferentes moléculas, como acontece entre as moléculas da auga), pero tamén pode ser intramolecular (como acontece entre os grupos -NH e -CO dunha mesma proteína).

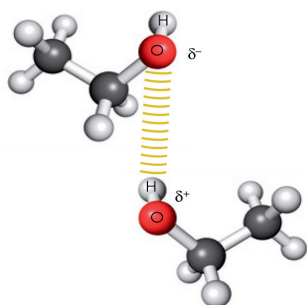


Figura 11. Pontes de hidróxeno entre os grupos hidroxilo (-OH) de dúas moléculas de etanol.

2.1.6. INTERACCIÓNS HIDROFÓBICAS

Ocorren entre moléculas non polares, como os hidrocarburos, cando se aloxan nun medio acuoso. Estas moléculas hidrofóbicas interrompen a estrutura reticular da auga, que se reorganiza arredor de cada molécula apolar e forma estruturas altamente organizadas con aspecto de xaulas. No interior de cada xaula, as moléculas apolares repelidas pola auga incrementan a súa cohesión ó aumentar as forzas que as manteñen xuntas.

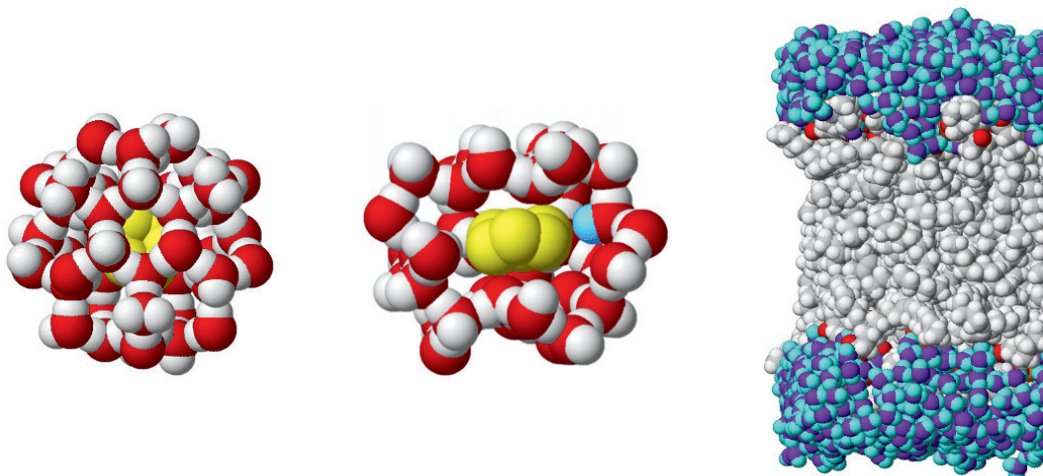


Figura 12. (esquerda e medio) Modelo dunha molécula de ciclohexano (amarelo) rodeada de moléculas de auga; na imaxe do medio elimináronse as moléculas dianteiras para poder apreciar a estrutura da 'xaula' e a ausencia de enlaces entre o hidrocarburo e a auga. **(dereita)** O mellor exemplo de estrutura celular dependente exclusivamente das interaccións hidrofóbicas son as membranas celulares. Na imaxe apréciase como as moléculas de auga, moi desorganizadas pero unidas por pontes de hidróxeno, atópanse en ámbalas dúas caras da membrana; non atravesan o seu interior, altamente hidrofóbico, e no que as cadeas de ácidos graxos se atopan estreitamente unidas.

2.2. CLASIFICACIÓN DAS BIOMOLÉCULAS

Dende un punto de vista químico, clasifícanse en dous grupos:

- Orgánicas: están constituídas por polímeros de carbono formados pola repetición de subunidades chamadas monómeros; son os glúcidos, os lípidos, as proteínas e os ácidos nucleicos. Todas elas son exclusivas dos seres vivos.
- Inorgánicas: non están constituídas por polímeros de carbono: auga, sales minerais, CO₂. Non son exclusivas dos seres vivos.

3. A AUGA

A auga é a substancia química máis abundante na materia viva, constituíndo entre o 60 e o 95% do peso dun organismo.

3.1. ESTRUCTURA DA MOLÉCULA DE AUGA

A molécula de auga está formada por 2 átomos de hidróxeno e 1 de osíxeno unidos por enlaces covalentes simples polares, formando un ángulo de 104,5°.

A molécula de auga é electricamente neutra, pero posúe un comportamento polar debido a que os seus átomos teñen diferentes valores de electronegatividade (a electronegatividade é a capacidade dun átomo de atraer ós electróns). O osíxeno é máis electronegativo que o hidróxeno, polo que atrae con máis forza ós electróns compartidos. Isto provoca unha desigual distribución das cargas eléctricas polo que a molécula de auga compórtase como un dipolo cunha parte positiva (δ^+), correspondente ós dous hidróxenos, e unha parte negativa (δ^-), correspondente ó osíxeno.

Cando as moléculas de auga están próximas prodúcense atraccións electrostáticas entre as cargas parciais opostas: os osíxenos cargados negativamente atraerán ós hidróxenos cargados positivamente doutras moléculas de auga, establecéndose pontes de hidróxeno entre elas. Cada molécula de auga pode chegar a formar ata 4 pontes de hidróxeno que se forman e se rompen continuamente, pero son moi numerosos e explican moitas das propiedades especiais que posúe a auga.

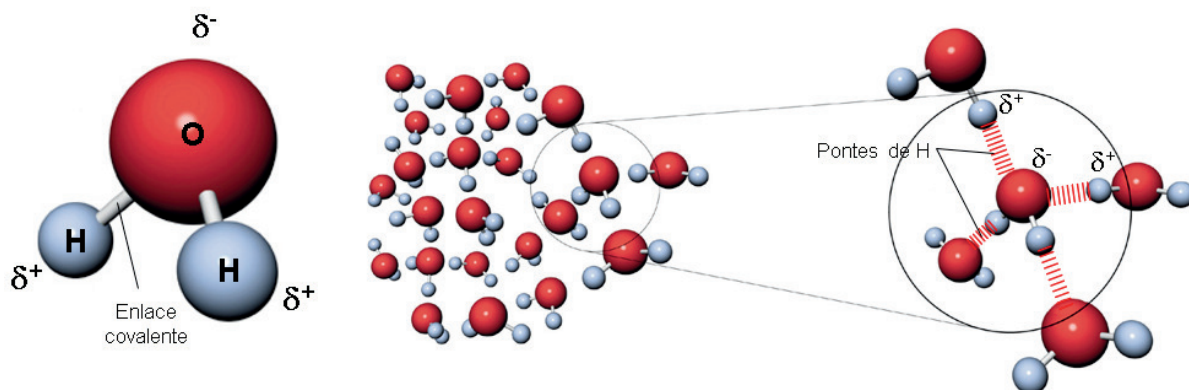


Figura 13. (esquerda) Estrutura e carácter bipolar da molécula de auga **(dereita)** Estrutura reticular da auga líquida debido á formación de pontes de hidróxeno.

3.2. PROPIEDADES DA AUGA E A SÚA RELACIÓN COAS FUNCIÓNS BIOLÓXICAS

As características estruturais da molécula de auga (a súa natureza polar e o seu potencial para formar enlaces de hidróxeno) son responsables dunha serie de propiedades físico-químicas moi particulares que lles permiten cumprir importantes funcións biolóxicas.

Táboa 1.4. Relación entre as propiedades da auga e as súas funcións biolóxicas

Propiedade	Definición	Funcións biolóxicas
Elevada cohesión molecular	As pontes de hidróxeno creadas no seo da auga unen as moléculas entre sí, creando unha estrutura reticular que a mantén en estado líquido nun amplo rango de temperatura. Ademais as forzas de cohesión convértena nun líquido incompresible que mantén o seu volume constante aínda que se apliquen fortes presións.	• Actúa como esqueleto hidrostático das células e algún organismo invertebrado. • Permite as deformacións citoplasmáticas como a formación de pseudópodos • Función lubricante xunto a outras substancias viscosas (ex. líquido sinovial) • Proporciona turgencia, flexibilidade e elasticidade ós tecidos, formando líquidos protectores (ex. líquidos amniótico ou cefalorraquídeo)
Elevada forza de adhesión	Capacidade para adherirse ás paredes dos recipientes que a conteñen.	• Permite o ascenso do zume bruto por capilaridade en combinación coas forzas de cohesión intramoleculares
Elevada tensión superficial	As moléculas da superficie da auga experimentan forzas de atracción netas cara o interior do líquido, polo que esta superficie ofrece unha gran resistencia a ser traspasa, formándose unha 'película superficial' elástica que actúa como unha tensa membrana.	• Permite o desprazamento dalgúns organismo sobre a superficie
Interaccións con outras moléculas	Interaccións de tipo dipolo-dipolo (moléculas polares ou con carga iónica) ou dipolo-dipolo inducido (moléculas apolares) con outras moléculas.	• Disolvente de moléculas gasosas como o osíxeno. • Disolvente de moléculas polares pequenas como os monosacáridos, disacáridos, aminoácidos, etc. • Solvatación de macromoléculas polares como os polisacáridos, as proteínas ou os ácidos nucleicos, formando disolucións coloidais. • Facilita o transporte de substancias

Táboa 1.4. Relación entre as propiedades da auga e as súas funcións biolóxicas (continuación)

Propiedade	Definición	Funcións biolóxicas
Elevada constante dieléctrica	Forza coa que as moléculas dun disolvente manteñen separados aos ións de carga oposta, a pesar da atracción que existe entre eles.	• Disolvente de substancias iónicas como os sales minerais por solvatación iónica • Facilita o transporte de substancias
Elevado calor específico	Cantidade de calor que hai que aportar a 1 gramo de substancia para elevar a súa temperatura en 1 °C. A auga pode absorber gran cantidade de calor sen, por elo, elevar notablemente a súa temperatura, xa que parte da enerxía é empregada en romper as pontes de hidróxeno.	• Bo estabilizador térmico: mantén a temperatura corporal constante pese ás variacións ambientais.
Elevado calor de vaporización	O cambio de estado de auga líquida a vapor necesita dun gran aporte enerxético para romper as pontes de hidróxeno.	• Bo refrixerante: a evaporación da suor sobre a superficie do pel regula a temperatura corporal absorbendo o exceso de calor corporal • Nas plantas actúa como refrixerante mediante a transpiración nas follas ou evaporando substancias volátiles.
Baixo grao de ionización	Na auga líquida existe unha pequenísima cantidade de moléculas ionizadas (disociadas nos seus ións)	• Función amortecedora do pH • Aporta grupos funcionais nalgunhas reaccións químicas como a fotosíntese ou as reaccións de hidrólise. • Proporciona o medio no que se realizan a maioría das reaccións bioquímicas do metabolismo.
Maior densidade en estado sólido	En estado sólido, a auga presenta todos os seus posibles enlaces de hidróxeno (4 por cada molécula) formando un retículo que ocupa maior volume, polo que é menos denso.	• Nas zonas frías fórmase unha capa de xeo que flota sobre a auga líquida formando unha capa termoillante que permite a vida baixo ela.

3.3. CONCEPTO DE pH

A auga ten un baixo grao de ionización e pode considerarse unha mestura de auga molecular, protóns hidratados, ións hidronio ou hidroxenións (H_3O^+) e ións hidroxilo (OH^-). Na auga pura e neutra, a concentración de protóns e ións hidroxilo é a mesma e igual a 1×10^{-7} .

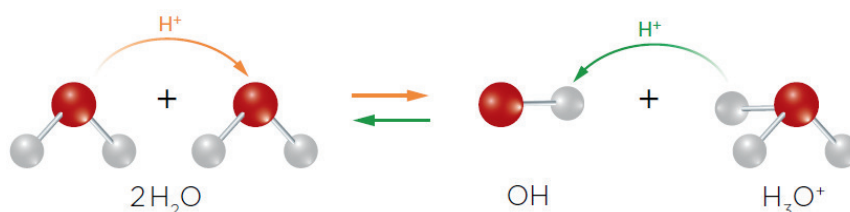


Figura 14. Ionización da auga. Na auga químicamente pura, a 25°C , só hai un ión hidronio por cada 555 millóns de moléculas de auga.

Cando a auga contén calquera substancia disolta, pode alterarse a concentración de hidroxenións, e entón utilízanse os termos acidez e alcalinidade. O grao de acidez ou alcalinidade dunha disolución exprésase mediante a escala de pH, que indica a concentración de ións H_3O^+ en disolución.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

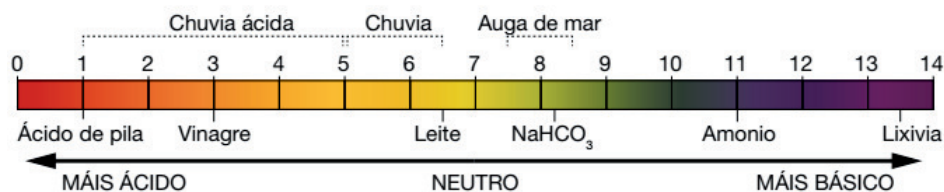
Unha disolución acuosa é ácida cando a concentración de hidroxenións é maior que na auga pura e neutra, e é alcalina cando a concentración de hidroxenións é menor.

$$\text{pH}(\text{auga pura}) = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-7} = 7$$

$$\text{pH} = 7 \rightarrow \text{disolución neutra}$$

$$\text{pH} < 7 \rightarrow \text{disolución ácida}$$

$$\text{pH} > 7 \rightarrow \text{disolución alcalina ou básica}$$



pH de algunhas substancias.

Figura 15. Escala de pH xunto con exemplos de substancias con distintos niveis de acidez ou alcalinidade.

4. OS SALES MINERAIS

Os sales minerais son moléculas inorgánicas formadas pola unión de ións de carga eléctrica oposta mediante enlaces iónicos. Están presentes en todos os seres vivos e poden atoparse de tres formas:

- Sales minerais precipitados: por ser insolubles constitúen estruturas sólidas con función estrutural, de protección e de sostén. Por exemplo, o carbonato cálcico forma as cunchas dos moluscos e os esqueletos dos corais; o fosfato cálcico e o carbonato cálcico endurecen os ósos e dentes de vertebrados; a sílice forma parte dos caparazóns das diatomeas ou das espículas dalgunhas esponxas, endurece as estruturas de sostén dalgúns vexetais como as gramíneas; etc.
- Sales minerais asociados a moléculas orgánicas: poden asociarse a proteínas, constituíndo as fosfoproteínas; xunto a lípidos, constituíndo os fosfolípidos, a glúcidos formando o agar, ou a ácidos nucleicos, formando os nucleótidos de fosfato, por exemplo. Tamén forman parte da estrutura doutras biomoléculas esenciais; este é o caso do Ferro (Fe^{2+}), que constitúe a hemoglobina, o Cobre (Cu^{2+}), que forma parte da hemocianina, o Iodo (I^-), que está presente nas hormonas tiroideas, ou o Magnesio (Mg^{2+}) que é un constituínte da clorofila.
- Sales minerais disoltos: atópanse dissociadas nos seus ións:
 - Ións con carga negativa ou anións: Cl^- (cloruros), NO_3^- (nitratos), CO_3^{2-} (carbonatos), HPO_4^{2-} (fosfatos), etc.
 - Ións con carga positiva ou catións: Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , etc.

Funcións dos sales minerais ionizados:

- Neutralizan as cargas dalgunhas macromoléculas, proporcionando estabilidade ós coloides.
- Manteñen o grao de salinidade nos organismos.
- Regular os fenómenos osmóticos e con eles o movemento de auga.
- Amortecen os cambios de pH (tampóns).
- Son cofactores encimáticos.
- Desempeñan accións específicas, como por exemplo:
 - Contracción muscular, na que interveñen o sodio, o potasio e o magnesio.
 - Coagulación sanguíneas, na que o calcio ten un papel fundamental.
 - Transmisión do impulso nervioso, na que actúa o sodio, o potasio, e o calcio.

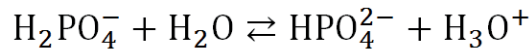
4.1. SOLUCIÓNS TAMPONANTES

As disolucións tampón, tamén chamadas sistema amortecedores ou buffer, están formadas por dúas especies iónicas en equilibrio; normalmente, un ácido débil e a súa base conxugada, ou unha base débil e o seu ácido conxugado. Desta forma, poden manter o pH constante dentro de certos límites cando se engaden ácidos ou bases ó medio.

Os sistemas tamponantes poden ser orgánicos, como as proteínas, os aminoácidos ou o tampón hemoglobina; ou poden ser inorgánicos, como o tampón bicarbonato ou o tampón fosfato.

TAMPÓN FOSFATO

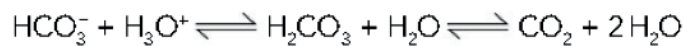
Actúa dentro da célula, e está formado polos ións dihidróxenofosfato (H_2PO_4^-) e monohidróxenofosfato (HPO_4^{2-}), cuxo equilibrio ven dado pola seguinte reacción reversible:



Cando se produce un descenso do pH (incremento na concentración de H_3O^+), a reacción está desprazada cara á esquerda, é dicir, fórmase máis H_2PO_4^- ; se aumenta o pH (diminución da concentración de H_3O^+), o equilibrio desprázase cara a dereita, formándose máis HPO_4^{2-} .

TAMPÓN BICARBONATO

Actúa nos líquidos extracelulares como o sangue. O seu funcionamento baséase no equilibrio existente entre o ión bicarbonato (HCO_3^-) e o ácido carbónico (H_2CO_3), que, á súa vez, pode dissociarse en CO_2 e H_2O .



Cando se produce unha acidificación do medio (incremento da concentración de H_3O^+), o equilibrio desprázase cara a dereita, incrementándose a formación de H_2CO_3 , que se dilúe en auga e disóciase en CO_2 e H_2O , moléculas que son eliminadas ó exterior a través da respiración pulmonar.

Se se produce unha alcalinización do medio (diminución da concentración de H_3O^+), o equilibrio desprázase cara a esquerda, formándose maior cantidade de HCO_3^- ; para restaurar a concentración de H_2CO_3 é necesaria a incorporación de CO_2 para combinarse coa auga.

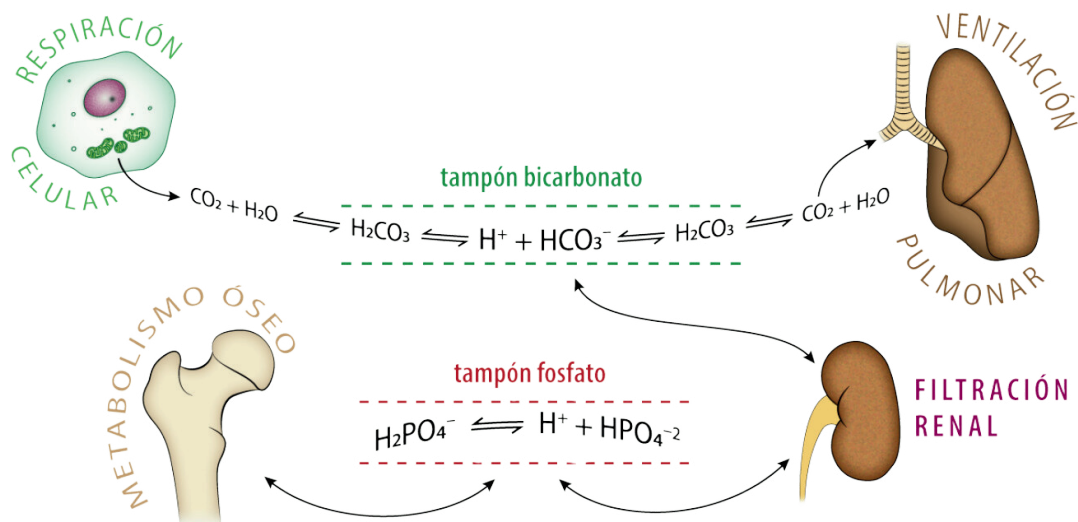


Figura 16. Funcionamento dos tampóns bicarbonato e fosfato e órganos implicados na eliminación do exceso de ións en cada caso.

5. DIFUSIÓN, ÓSMOSE E DIÁLISE

Segundo o movemento das partículas de soluto no seo da fase dispersa, pódense diferenciar tres fenómenos: difusión, diálise e ósmose.

DIFUSIÓN. Se se engaden partículas dun fluido (gas ou líquido) no seo doutro fluido, aquelas móvense continuamente en tódalas direccións tendendo a distribuírse uniformemente ata ocupar todo o espazo dispoñible. A difusión pode ocorrer tamén a través dunha membrana se esta é o suficientemente permeable para que a poidan atravesar as partículas do soluto. Neste caso, a difusión detense cando a concentración de soluto se iguala en ámbolos dous fluidos a ambos lados da membrana.

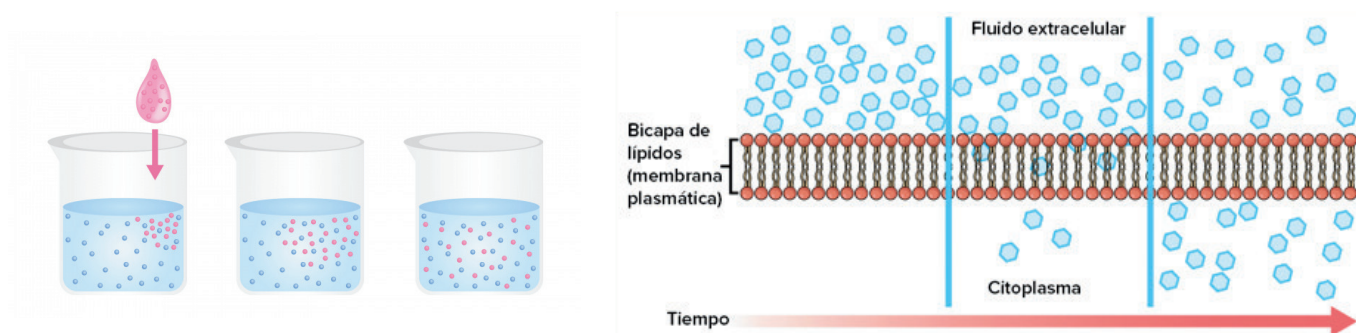


Figura 17. (esquerda) Difusión simple dunha gota de colorante no seo da auga; co tempo, as moléculas de colorante distribúense de forma uniforme por todo o volume da disolución. **(dereita)** Difusión simple a través dunha membrana permeable, como pode ser a dos bronquiolos, a través da cal se produce o paso de moléculas de osíxeno e dióxido de carbono.

DIÁLISE. É a separación de dous solutos (xeralmente, un coloidal e o outro molecular) dunha disolución a través dunha membrana cuxa permeabilidade soamente permite o paso das partículas máis pequenas. Este procedemento emprégase nos laboratorios para purificar, por exemplo, mostras de proteínas, eliminando as impurezas de menor tamaño molecular que se poidan atopar con elas. Para iso empréganse membranas de diálise artificiais.

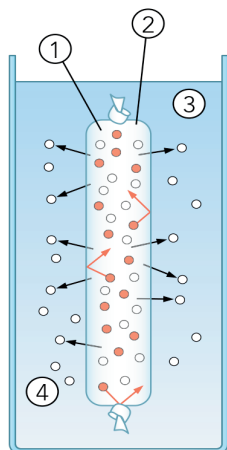
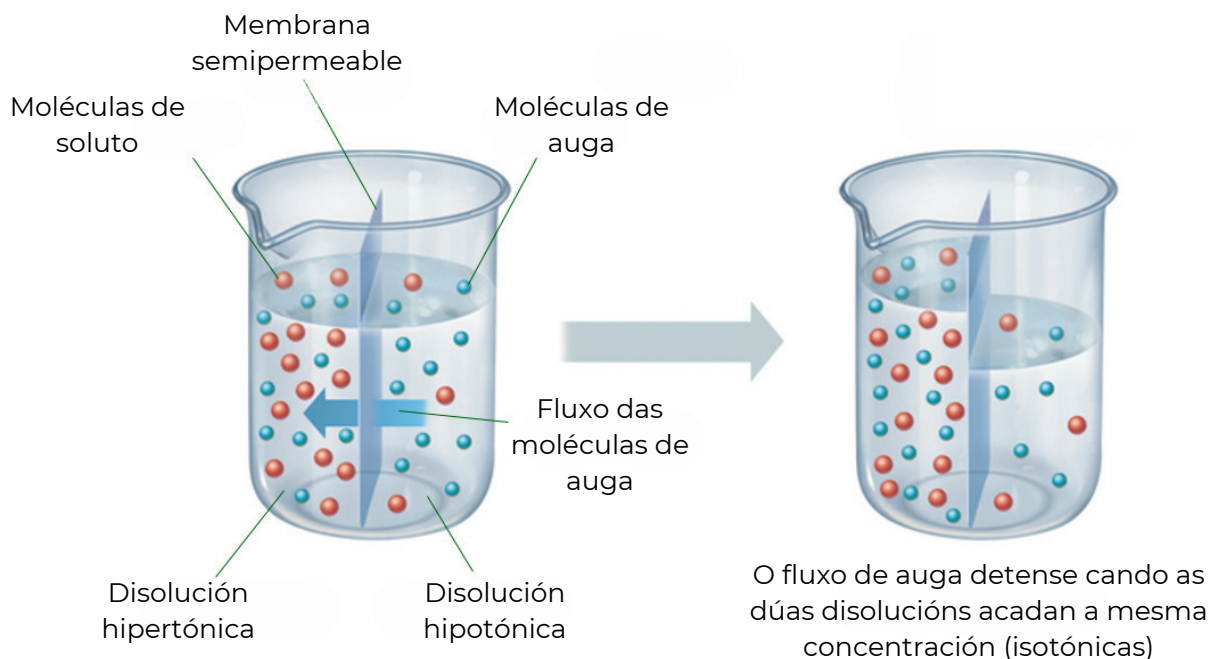


Figura 18. A mestura de solutos (1) vértese na bolsa de diálise (2), que se somerxe en auga destilada (medio hipotónico) (3). Ó cabo dun tempo, a auga entra na bolsa, esta ínchase e saen os produtos de baixo peso molecular (4), o que permite separalos da disolución. Por este procedemento, na filtración renal elimínanse do plasma sanguíneo sales e substancias orgánicas de pequeno tamaño molecular e retéñense proteínas e outras macromoléculas.

ÓSMOSE. É o fenómeno que se produce cando dúas disolucións de diferente concentración están separadas por unha membrana semipermeable, que permite o paso das moléculas de auga pero non as de soluto. Nesta situación, a concentración de ámbalas dúas disolucións tende a igualarse mediante o paso de auga desde a disolución máis diluída (hipotónica) cara a máis concentrada (hipertónica). A presión necesaria para deter o fluxo de auga a través dunha membrana semipermeable chámase presión osmótica, e será tanto máis forte canto maior sexa a diferenza de concentración entre as dúas disolucións que se atopan a ámbolos dous lados da membrana semipermeable.



A. Célula animal	B. Célula vegetal	
		1. Isotónico
		2. Hipotónico
		3. Hipertónico

Figura 19. (arriba) Paso de moléculas de auga a través dunha membrana semipermeable desde a solución hipotónica cara a solución hipertónica. **(esquerda)** A membrana plasmática é unha membrana semipermeable e as variacións de salinidade no medio teñen diferentes efectos sobre as células segundo se trate de células animais ou vexetais.