

Conteúdo

Colóide	1
DNA (Química Biológica)	2
Péptido	5
Proteína	6
Polipéptido	7
Bases azotadas	8
Agente prostético	9
Partícula alfa	10
Partícula beta	12
Radiação gama	13
Dissolução	14
Interacções de van der Waals	16
Cofactor	17
Coenzima	18
Apoenzima	19
Holoenzima	19
Desnaturação	20
Substrato	21
Inibição Enzimática	21
Lei de Dalton	22
Permeabilidade Selectiva	23
Proteínas de Transporte	24
Fosfolípidos	26
Esteróis	28
Triglicerídeos	29
Cátodo	30
Glicerol	32
Lípidos	33
Ácidos Gordos	34
Hidratos de carbono	37
Ânodo	39
Propriedades Coligativas	40
Momento Dipolar	41
Série de Balmer	42
Teoria de Brønsted-Lowry	44
Compósito	45

Referências

Fontes e Editores da Página	46
Fontes, Licenças e Editores da Imagem	47

Licenças das páginas

Licença	48
---------	----

Colóide

Referência : Spencer Lima, L. (2011), WikiCiências, 2(01):0219

Autor: Luis Spencer Lima

Editor: Jorge Gonçalves ^[1]

Um colóide, ou sistema coloidal, consiste numa mistura na qual uma ou mais substâncias se encontram uniformemente disseminadas (dispersas) numa outra substância, sob a forma de pequenas partículas, formadas por agregados de moléculas. Um sistema coloidal apresenta, assim, dois componentes: o meio disperso (fase dispersa) e o meio dispersante (fase contínua).

Um sistema diz-se coloidal quando as dimensões das partículas que constituem a fase dispersa se situam entre 10^{-9} e 10^{-6} m (entre 1 nm e 500 nm). Um sistema coloidal constitui uma situação intermédia entre uma mistura homogénea (solução, com partículas menores que 1 nm) e uma mistura heterogénea (suspensão, com partículas maiores que 500 nm). Num colóide, as partículas são maiores que uma molécula mas, simultaneamente, suficientemente pequenas para não se depositarem no fundo por acção da gravidade, dadas as interacções electrostáticas existentes entre elas (num colóide estável, as superfícies das partículas têm o mesmo tipo de carga – positiva ou negativa – pelo que as interacções são repulsivas, caso contrário haveria aglomeração das partículas o conduziria à floculação do colóide – “precipitação”).

Os colóides podem ser classificados de acordo com o estado físico da fase dispersa e da fase contínua, tal como se indica na tabela seguinte:

		Fase Dispersa		
		Gás	Líquido	Sólido
Fase Contínua	Gás	Nenhum (todos os gases são miscíveis)	Aerosol Líquido	Aerosol Sólido
	Líquido	Espuma	Emulsão	Sol
	Sólido	Espuma sólida	Gel	Sol Sólido

Uma das características dos colóides é a movimentação rápida, aleatória, desordenada e caótica das partículas da fase dispersa. Este fenómeno denomina-se *movimento browniano*. Uma outra característica dos colóides é o efeito Tyndall, que é a capacidade que as partículas coloidais têm de dispersar a luz quando esta atravessa um meio coloidal, o que as permite distinguir das soluções.

O estudo dos colóides iniciou-se em 1860, quando o químico escocês Thomas Graham observou que substâncias como o amido, a cola ou a gelatina se difundiam muito mais lentamente quando colocadas em água do que o açúcar ou o sal de cozinha. Além disso verificou que estas substâncias não cristalizavam, ao contrário do açúcar e do sal de cozinha. Graham decidiu chamar esta classe de substâncias (com este tipo comportamento) *colóide*, do grego *kóllas* (cola, gordura) + *eídos* (forma).

Os colóides, abundantemente presentes no quotidiano, têm uma influência e um impacto consideráveis no Homem. São exemplos de colóides o leite, a maionese, o fumo, o nevoeiro, as nuvens, o sangue, a gelatina, as natas batidas, a laca, a neblina, a pedra-pomes, a pasta dentífrica, o champô, a matéria particulada do ar ou a cerveja.

Criada em 04 de Janeiro de 2011

Revista em 05 de Janeiro de 2011

Aceite pelo editor em 05 de Janeiro de 2011

DNA (Química Biológica)

Referência : Sousa, S. (2011), WikiCiências, 2(01):0220

Autor: Sérgio Sousa

Editor: Pedro Alexandrino Fernandes ^[1]

O ADN (DNA em inglês) é o composto orgânico que contém as instruções que coordenam o desenvolvimento e funcionamento de todos os seres vivos (com a exceção de alguns vírus), armazenando a informação necessária para a construção dos diversos componentes que constituem as suas células, incluindo proteínas e moléculas de ARN presentes. Por este motivo o ADN é muitas vezes descrito como a molécula da vida, na medida em que contém as instruções para a realização de todos os processos necessários para o normal funcionamento de um ser vivo. O ADN é também responsável pela transmissão das características hereditárias de cada ser vivo à geração seguinte.

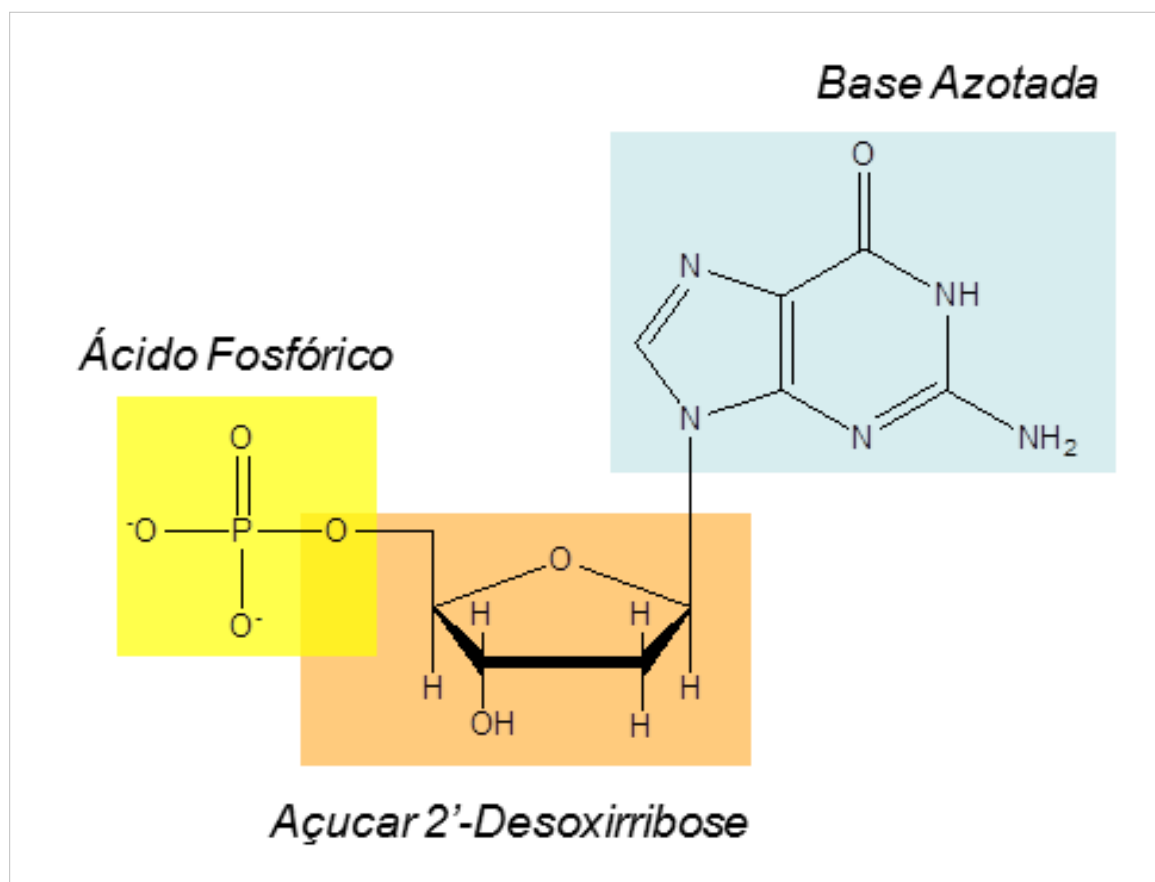


Figura 1 - Estrutura de um nucleótido do ADN ilustrando os seus três elementos constituintes

O nome ADN designa o ácido desoxirribonucleico (de forma análoga DNA em inglês indica deoxyribonucleic acid), uma designação que ilustra a estrutura química dos seus elementos constituintes. De facto, estruturalmente o ADN é constituído por pequenas unidades individuais repetidas chamadas nucleótidos. Cada nucleótido é constituído por uma molécula de açúcar (a 2'-desoxirribose), um grupo fosfato derivado do ácido fosfórico e uma base heterocíclica.

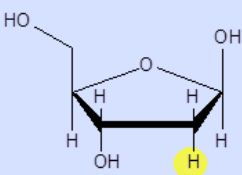
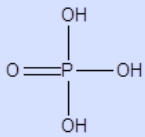
	Base Heterocíclica	Açúcar Pentose	Ácido Fosfórico
ADN	Adenina (A) Timina (T) Guanina (G) Citosina (C)	 2-Desoxirribose	

Figura 2 - Esquema ilustrativo dos elementos constituintes dos vários nucleótidos presentes no ADN

Os diversos nucleótidos presentes no ADN divergem entre si apenas na identidade da base heterocíclica presente, possuindo uma de um total de quatro bases possíveis: adenina (A), timina (T), citosina (C) ou guanina (G). A timina é específica do ADN, enquanto a adenina, a citosina e a guanina podem existir também no ARN. Torna-se assim possível indicar uma sequência de ADN indicando apenas as letras sucessivas das bases correspondentes. A sequência completa de ADN de uma célula chama-se genoma.

Cada conjunto de três nucleótidos (bases) codifica um aminoácido diferente, a unidade constituinte das proteínas. A existência de erros na cadeia do ADN que afectem a sequência de nucleótidos presente (mutações), poderá levar à incorporação de aminoácidos errados na proteína codificada por essa sequência, podendo afectar a sua capacidade de funcionar correctamente. Este tipo de processo está na origem de diversas doenças como o cancro. Muitas vezes, este tipo de erros no ADN são transmitidos de pais para filhos resultando em doenças hereditárias.

Em geral (mas não sempre) a molécula de ADN não existe sozinha no organismo, tendendo a emparelhar-se com uma segunda molécula de ADN e adoptando uma estrutura de dupla hélice. Nesta dupla hélice as bases constituintes de cada nucleótido ficam voltadas para o interior da hélice (enquanto os grupos fosfato ficam voltados para fora), ligando-se entre si e formando um par de bases complementares. A adenina forma quase sempre par com a timina, enquanto a citosina forma quase sempre par com a guanina. Por esse motivo as duas cadeias de ADN que constituem cada dupla hélice vão ter uma sequência de aminoácidos complementar. A estrutura da molécula de ADN foi descoberta por James Watson e por Francis Crick em 7 de Março de 1953, num feito que lhes valeu o Prémio Nobel da Medicina em 1962.

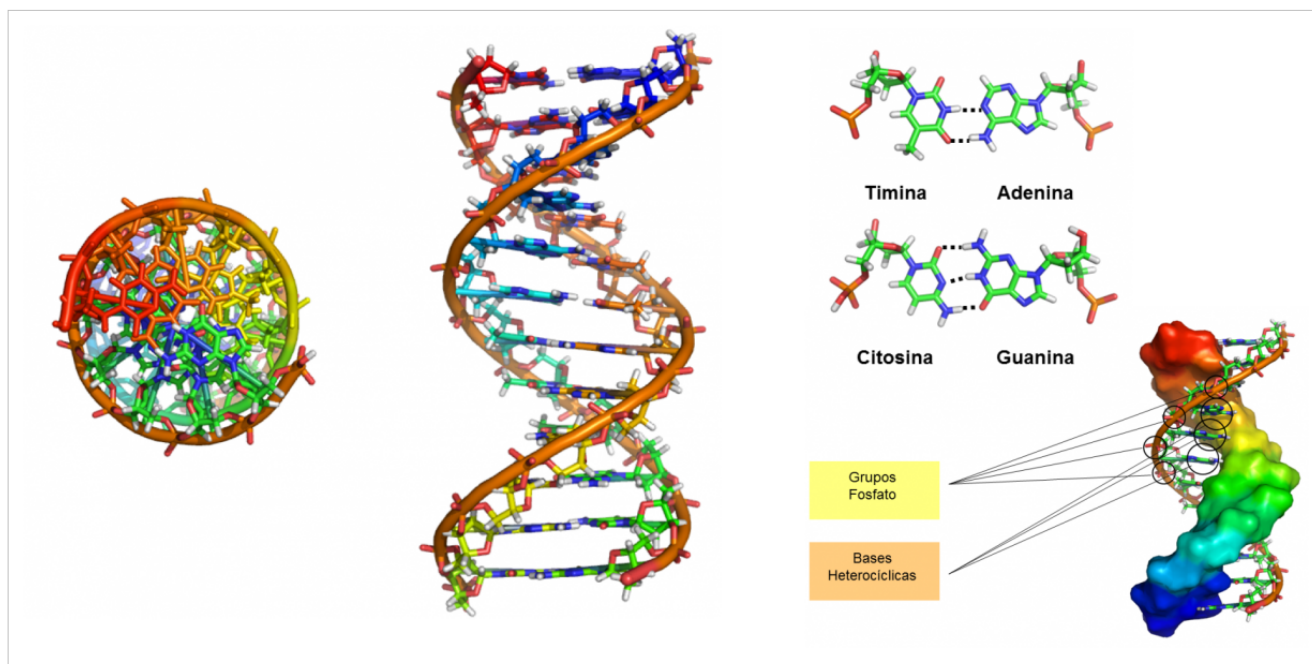


Figura 3 - Estrutura em Dupla hélice da molécula da DNA, ilustrando o tipo de emparelhamento e a disposição espacial dos grupos fosfato e bases

A orientação da base heterocíclica de cada nucleótido é perpendicular ao eixo da hélice dupla, ou seja as bases estão no plano horizontal quando a hélice dupla é vista na vertical. Os pares de bases Adenina-Timina e Guanina-Citosina têm a mesma dimensão, o que resulta numa secção eficaz uniforme ao longo de toda a hélice dupla de DNA. Outras combinações de bases têm dimensões diferentes e implicariam uma diminuição da estabilidade da hélice dupla de DNA causando variação nas dimensões da área de secção e consequentemente diminuindo as interações entre bases. Os nucleótidos e os ácidos nucleicos são ácidos devido à presença de grupos P-OH. Embora as estruturas dos nucleótidos e dos ácidos nucleicos sejam por vezes representadas com os grupos P-OH na forma não ionizada, é importante reter que nas condições fisiológicas de pH este se encontra ionizado na forma de P-O-

Criada em 28 de Dezembro de 2010

Revista em 06 de Janeiro de 2011

Aceite pelo editor em 06 de Janeiro de 2011

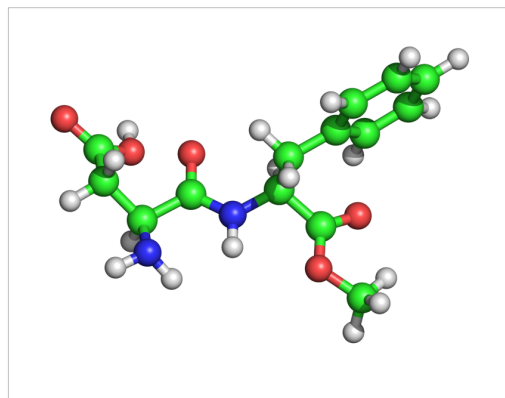
Péptido

Referência : Ribeiro, A. (2011), WikiCiências, 2(01):0221

Autor: António Ribeiro ^[1]

Editor: Pedro Alexandrino Fernandes ^[1]

Péptidos (do grego πεπτός, “digerido”) ou Peptídeos são moléculas biológicas constituídas por uma cadeia de aminoácidos, unidos entre si por ligações peptídicas. O seu tamanho pode variar entre dois aminoácidos até varias dezenas. Apesar da distinção entre péptidos e proteínas ser algo arbitrária, considera-se que as cadeias peptídicas até 50 aminoácidos são péptidos, e as de tamanho superior, proteínas. Os péptidos podem ser classificados de acordo com a sua origem, função ou tamanho.



Origem

Quanto à sua origem, os péptidos podem ser, por exemplo: péptidos lácteos, resultantes da digestão das proteínas do leite; péptidos ribossomais, sintetizados nas células pela maquinaria ribossomal de acordo com informação genética, à semelhança proteínas; ou péptidos não ribossomais, sintetizados por enzimas específicas e não por ribossomas. Para além de uma origem biológica, os péptidos também podem ser sintetizados quimicamente, como é caso do adoçante Aspartame.

Função

Assim como as proteínas, os péptidos podem ter funções muito variadas. Podem servir apenas como nutrientes, como é o caso dos péptidos resultantes da digestão dos alimentos, mas ter também um papel mais elaborado. As hormonas, moléculas que actuam como mensageiros à distância entre células de um organismo, são, muitas das vezes, péptidos. A hormona insulina por exemplo, entre outras funções, “diz” às células do fígado e do músculo esquelético que há glicose no sangue e que estas células devem captá-la e armazená-la. Outros péptidos tem uma função de defesa contra microorganismos.

Tamanho

Os péptidos podem também ser classificados pelo seu tamanho. Péptidos constituídos por dois aminoácidos denominam-se dipéptidos, por três aminoácidos, tripéptidos, e assim sucessivamente. Péptidos com menos de dez aminoácidos também se podem chamar oligopéptidos, enquanto aqueles que têm mais de 10 aminoácidos se denominam polipéptidos.

Referências

IUPAC. Compendium of Chemical Terminology, 2nd ed. (the "Gold Book"). Compiled by A. D. McNaught and A. Wilkinson. Blackwell Scientific Publications, Oxford (1997). XML on-line corrected version: <http://goldbook.iupac.org> (2006-) created by M. Nic, J. Jirat, B. Kosata; updates compiled by A. Jenkins. ISBN 0-9678550-9-8. doi:10.1351/goldbook.P04479.

Albert Lehninger, David L. Nelson, and Michael M. Cox. Lehninger Principles of Biochemistry. W. H. Freeman, fifth edition edition, Jun 2008.

Criada em 29 de Dezembro de 2010

Revista em 31 de Dezembro de 2010

Aceite pelo editor em 06 de Janeiro de 2011

Proteína

AVISO: Não foi possível gerar a página – será produzido texto simples.

As causas potenciais do problema são: (a) um erro do programa responsável pelo PDF (b) sintaxe problemática do MediaWiki (c) uma tabela demasiado larga

Referência : Ribeiro, A. (2011), WikiCiências, 2(01):0222 Autor: António Ribeiro Editor: Pedro Alexandrino Fernandes

As proteínas são moléculas biológicas formadas por uma ou mais cadeias lineares de aminoácidos, unidos entre si por ligações peptídicas. O seu tamanho pode variar entre poucas dezenas de aminoácidos até vários milhares. De todas as macromoléculas (ácidos nucleicos, hidratos de carbono, lípidos e proteínas), as proteínas são as que têm estrutura tridimensional e funções mais diversas, participando em todas as fases do ciclo celular. As proteínas foram identificadas pela primeira vez no século dezoito, por Antoine Fourcroy e outros investigadores, que observaram a sua resposta particular, desnaturação, face a temperaturas elevadas e a condições ácidas. Aminoácidos e ligação peptídica

Formação de uma ligação peptídica

De forma geral, as proteínas de todos os organismos são constituídas pelos mesmos 20 aminoácidos. A grande diversidade existente advém da sequência específica de aminoácidos que é única para cada proteína. Esta sequência depende directamente da sequência do gene que a codifica, de acordo com o código genético. Os aminoácidos constituintes de cada cadeia polipeptídica estão unidos entre si por ligações covalentes denominadas ligações peptídicas. Uma ligação peptídica forma-se quando o grupo amina de um aminoácido reage com o grupo carboxílico de outro aminoácido, libertando uma molécula de água.

Estrutura

Estruturas primária, secundária, terciária e quaternária da Hemoglobina

Devido à sua complexidade, a estrutura das proteínas, é normalmente analisada segundo uma hierarquia de quatro níveis: estrutura primária, estrutura secundária, estrutura terciária e estrutura quaternária. A estrutura primária diz respeito à sequência de aminoácidos da proteína e pode ser representada apenas como uma série de letras em que cada letra representa um aminoácido. A estrutura secundária refere-se a motivos simples, que se repetem na maior parte das proteínas, sendo as hélices alfa e as folhas beta os motivos mais comuns. A estrutura terciária é a conformação geral da proteína, ou o seu enrolamento, e a mais importante para determinar a sua função. A estrutura quaternária diz respeito ao arranjo entre várias cadeias proteicas. Apenas as proteínas que têm mais do que uma cadeia polipeptídica têm estrutura quaternária. Para além das cadeias polipeptídicas, as proteínas podem conter outros átomos ou moléculas que são essenciais para o seu funcionamento. A hemoglobina, por exemplo, tem um grupo Heme, ao qual se liga o oxigénio. A Polimerase do ADN (enzima que catalisa a formação de ADN), por outro lado, necessita de iões de magnésio para funcionar. Às proteínas que não são constituídas unicamente por aminoácidos, dá-se o nome de proteínas conjugadas.

Funções

As proteínas são moléculas bastante versáteis que têm as mais variadas funções. As enzimas são proteínas que catalisam reacções químicas. Estas reacções podem fazer parte da degradação dos produtos digestivos ou da formação de ADN, por exemplo. Praticamente todos os processos que envolvem quebra ou formação de ligações covalentes, em seres vivos, são catalisados por enzimas. Outras proteínas estão envolvidas no transporte de outras moléculas, como é o caso do transporte de oxigénio no sangue feito pela hemoglobina ou a passagem de glicose do exterior para o interior das células. As proteínas também podem ter um papel simplesmente estrutural, como é o caso da queratina, componente principal das unhas e do cabelo. Outros exemplos de funções são

o reconhecimento de antígenos pelos anticorpos, ou a sinalização de eventos a nível celular ou do organismo. Desnaturação de proteínas A desnaturação das proteínas corresponde, a nível molecular, à perda, irreversível ou não, da sua estrutura quaternária, terciária e/ou secundária, o que leva também à perda da sua função. A desnaturação é provocada por qualquer agente que destabilize a estrutura inicial: temperatura elevada, exposição a ácidos ou solventes orgânicos, ou até agitação, por exemplo. A nível macroscópico, a desnaturação pode ser visível pela formação de agregados ou por mudança de cor. O leite coalhado e a clara de um ovo cozido são exemplos de casos em que ocorreu desnaturação de proteínas. Referências IUPAC. Compendium of Chemical Terminology, 2nd ed. (the "Gold Book"). Compiled by A. D. McNaught and A. Wilkinson. Blackwell Scientific Publications, Oxford (1997). XML on-line corrected version: <http://goldbook.iupac.org> (2006-) created by M. Nic, J. Jirat, B. Kosata; updates compiled by A. Jenkins. ISBN 0-9678550-9-8. doi:10.1351/goldbook.P04898. Albert Lehninger, David L. Nelson, and Michael M. Cox. Lehninger Principles of Biochemistry. W. H. Freeman, fifth edition edition, Jun 2008. Criada em 28 de Dezembro de 2010 Revista em 06 de Janeiro de 2011 Aceite pelo editor em 06 de Janeiro de 2011

Polipéptido

Referência : Ribeiro, A. (2011), WikiCiências, 2(01):0223

Autor: *António Ribeiro* ^[1]

Editor: *Pedro Alexandrino Fernandes* ^[1]

Polipéptidos são péptidos com mais de 10 aminoácidos. Num sentido mais geral, pode-se usar o termo polipéptido para uma cadeia de aminoácidos de qualquer tamanho, mesmo para proteínas.

Referências

IUPAC. Compendium of Chemical Terminology, 2nd ed. (the "Gold Book"). Compiled by A. D. McNaught and A. Wilkinson. Blackwell Scientific Publications, Oxford (1997). XML on-line corrected version: <http://goldbook.iupac.org> (2006-) created by M. Nic, J. Jirat, B. Kosata; updates compiled by A. Jenkins. ISBN 0-9678550-9-8. doi:10.1351/goldbook.P04749.

Albert Lehninger, David L. Nelson, and Michael M. Cox. Lehninger Principles of Biochemistry. W. H. Freeman, fifth edition edition, Jun 2008.

Criada em 29 de Dezembro de 2010

Revista em 31 de Dezembro de 2010

Aceite pelo editor em 06 de Janeiro de 2011

Bases azotadas

Referência : Sousa, S. (2011), WikiCiências, 2(01):0224

Autor: Sérgio Sousa

Editor: Pedro Alexandrino Fernandes ^[1]

As bases azotadas (ou bases nitrogenadas como são por vezes designadas) são moléculas que contém azoto na sua composição e que apresentam propriedades básicas, isto é, que possuem um par de electrões não compartilhados na sua estrutura.

Em termos biológicos existem dois tipos fundamentais de bases azotadas: as purinas e as pirimidinas. Ambas estão presentes no ADN e no ARN.

As purinas são bases azotadas constituídas por dois anéis aromáticos, consistindo num anel de pirimidina ligado a um anel de imidazola. Entre as purinas encontram-se a adenina (A) e a guanina (C) presentes do ADN e no ARN.

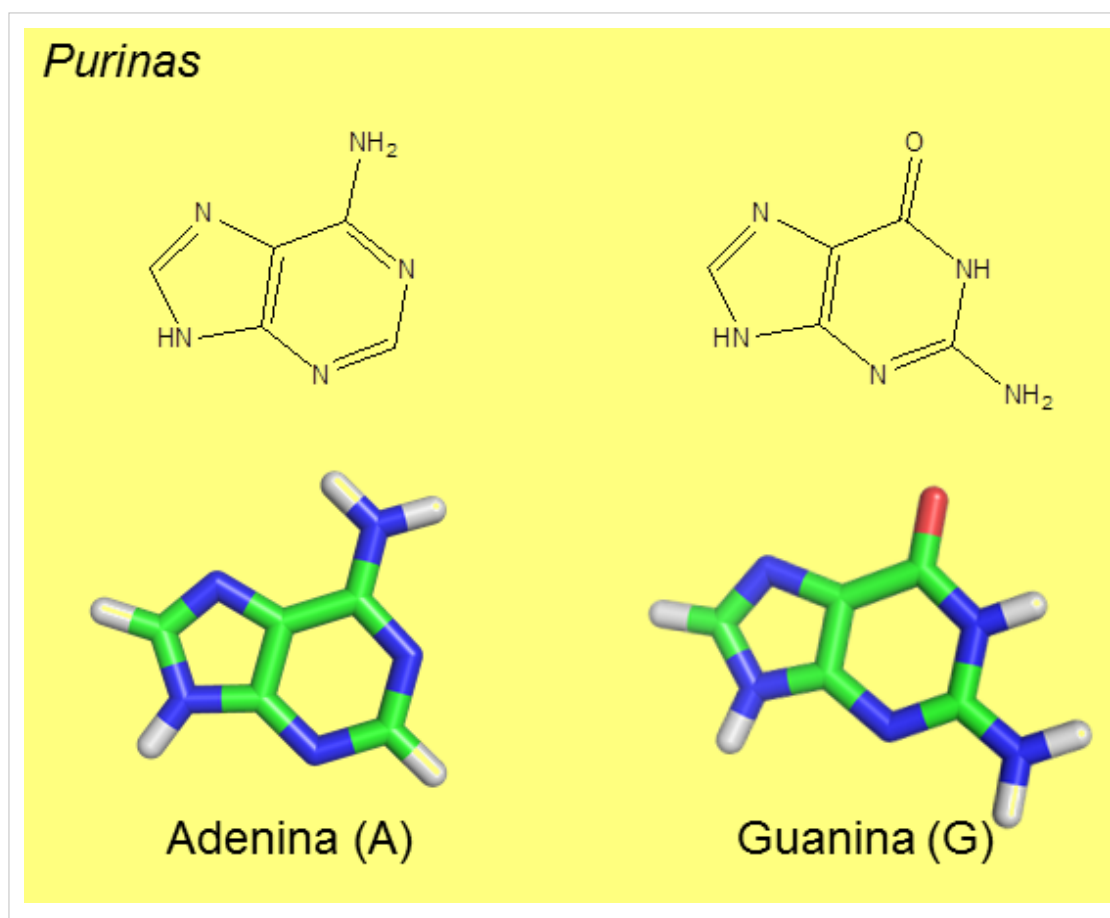


Figura 1 - Purinas presentes do ADN e no ARN

As pirimidinas são bases azotadas constituídas por um só anel aromático de seis lados, similar ao benzeno mas contendo dois átomos de azoto (nas posições 1 e 3). Entre as pirimidinas encontram-se a citosina (C), a timina (T) e o uracilo (U). A timina encontra-se apenas no ADN, enquanto o uracilo se encontra apenas no RNA.

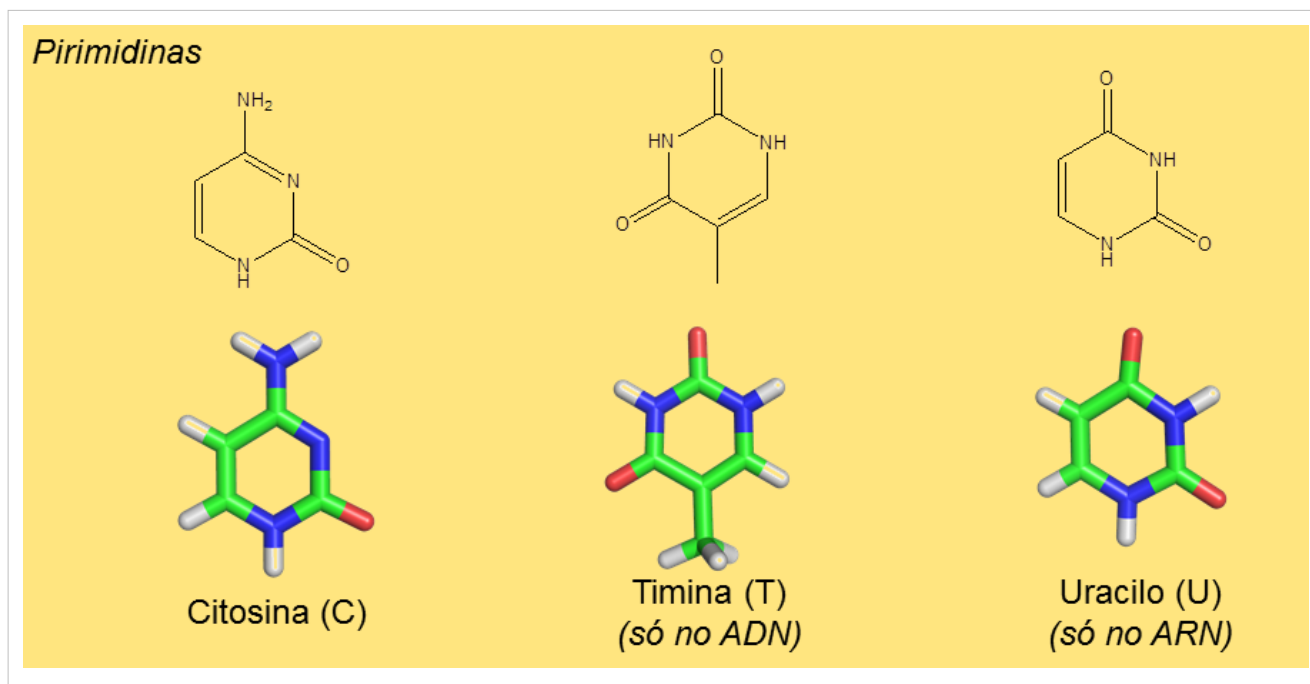


Figura 2 - Pirimidinas presentes do ADN e no ARN

Criada em 28 de Dezembro de 2010

Revista em 31 de Dezembro de 2010

Aceite pelo editor em 06 de Janeiro de 2011

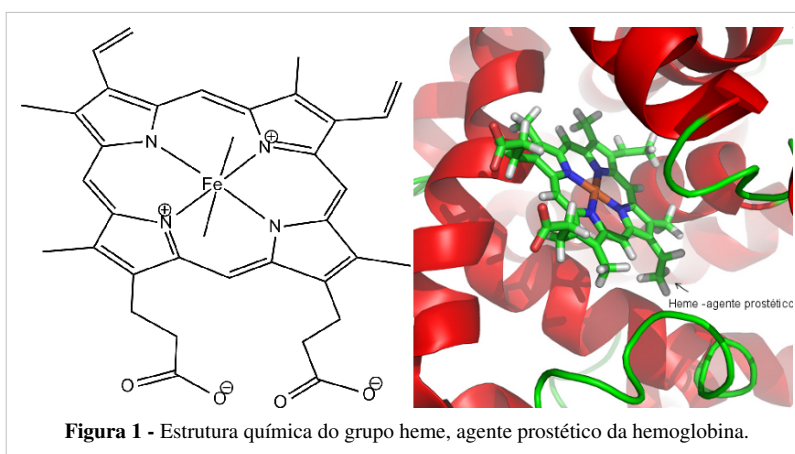
Agente prostético

Referência : Dourado, D. (2011), WikiCiências, 2(01):0225

Autor: Daniel Dourado

Editor: Pedro Alexandrino Fernandes ^[1]

Os agentes prostéticos são cofactores de natureza não proteica capazes de se ligarem fortemente às enzimas, podendo essa ligação ser covalente. Normalmente a sua dissociação não é possível sem a desnaturação da enzima (em oposição às coenzimas, que se podem dissociar da enzima sem esta desnaturar). A sua função está directamente associada com a actividade catalítica da enzima. O composto orgânico biotina (vitamina B7) e o grupo heme são exemplos de agentes prostéticos.



Referências

1. IUPAC. Compendium of Chemical Terminology, 2nd ed. (the "Gold Book"). Compiled by A. D. McNaught and A. Wilkinson. Blackwell Scientific Publications, Oxford (1997). XML on-line corrected version: <http://goldbook.iupac.org> (2006-) created by M. Nic, J. Jirat, B. Kosata; updates compiled by A. Jenkins. ISBN 0-9678550-9-8. doi:10.1351/goldbook.
2. Harvey F. Lodish, Molecular cell biology, Fifth Edition, W. H. Freeman: New York, 2004, ISBN: 0716743663
Albert L. Lehninger, David L. Nelson, Michael M. Cox, Lehninger principles of biochemistry, Fifth Edition, W.H. Freeman: New York, 2008, ISBN: 9780716771081 e 071677108X

Criada em 22 de Dezembro de 2010

Revista em 06 de Janeiro de 2011

Aceite pelo editor em 06 de Janeiro de 2011

Partícula alfa

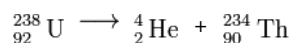
Referência : Spencer Lima, L. (2011), WikiCiências, 2(01):0226

Autor: *Luís Spencer Lima*

Editor: *Jorge Gonçalves* ^[1]

Uma partícula α (alfa) é constituída por um agregado de dois prótons e dois neutrões e resulta do decaimento radioactivo de elementos com núcleos instáveis. Dada a presença de 2 prótons e ausência de electrões, as partículas α têm carga total +2. A sua composição é idêntica à do núcleo de hélio (2 prótons + 2 neutrões), pelo que é frequentemente designada como tal e representada como ${}^4_2\text{He}^{2+}$. Tem uma massa de $6,644\,656\,20(33) \times 10^{-27}$ kg ou $4,001\,506\,179\,127(62)$ u (unidades de massa atómica).^[1] A energia cinética da maioria das partículas α emitidas varia entre 3 e 7 MeV (mega electrões-volt).

As partículas α são, normalmente, emitidas pelos elementos radioactivos mais pesados. O elemento mais leve que se conhece ser capaz de decaimento nuclear por emissão de partículas α é o telúrio ($Z = 52$), mais concretamente os seus isótopos com números de massa 106 e 110. Após a formação e emissão de uma partícula α , o elemento resultante encontra-se, frequentemente, num estado excitado. Esse excesso de energia é libertado sob a forma de radiação γ (gama). Como as partículas α têm 2 prótons e 2 neutrões, o átomo do elemento que emita uma partícula α vê diminuído o seu número de massa em 4 unidades e o seu número atómico em 2 unidades. Tal facto resulta na formação de um novo elemento. Por exemplo, o isótopo 238 de urânio após um decaimento α , resulta na formação do isótopo 234 de tório, de acordo com a equação nuclear seguinte:



O decaimento radioactivo com formação de partículas α acontece nos elementos onde a razão entre o número de neutrões e o número de protões é inferior à de um núcleo estável (ver figura 1). O decaimento α contribui para o aumento dessa razão. No exemplo indicado, cada átomo de urânio tem 92 p + 146 n (p = protões; n = neutrões), o que dá um quociente de $146/92 = 1,587$, e cada átomo de tório resultante tem 90 p + 144 n, o que eleva o quociente n/p para $144/90 = 1,600$.

Foi Ernest Rutherford, físico e químico neo-zelandês que viveu nos séculos XIX e XX, quem, em 1899, designou por α a radiação com menor poder penetrante mas altamente ionizante emitida pelos elementos radioactivos tório e urânio. De facto, uma simples folha de papel ou a superfície da pele humana são suficientes para impedir a progressão de uma partícula α . A descoberta destas partículas, contribuiu para a descoberta da estrutura do átomo por Rutherford, com a colaboração dos seus alunos Hans Geiger (físico alemão) e Ernest Marsden (físico inglês/neo-zelandês). Ao incidir um pequeno feixe de radiação α numa folha de ouro com apenas algumas centenas de átomos de espessura, Rutherford provou a existência do núcleo atómico e que a teoria do “pudim de passas” de Joseph Thomson estava errada.

O decaimento radioactivo por emissão de partículas α é uma fonte segura de energia usada nos geradores termoeléctricos de radioisótopos, utilizados em sondas espaciais e “pacemakers”. Apesar do seu poder altamente ionizante, e, portanto, muito perigoso para os tecidos humanos em caso de contacto directo, as partículas α podem ser facilmente travadas dado o seu baixo poder penetrante. Assim, as partículas α emitidas pelo decaimento radioactivo do plutónio-238, por exemplo, requerem uma barreira de chumbo com apenas 2,5 mm de espessura para serem totalmente absorvidas. Apesar de perigoso, o seu poder ionizante destrutivo pode ter benefícios, pois está a ser desenvolvida e testada uma técnica de radioterapia onde uma pequena quantidade de radiação α é direccionada para um tumor, de forma a destruir o tecido canceroso e prevenir possíveis danos nos tecidos saudáveis à sua volta.^[2]

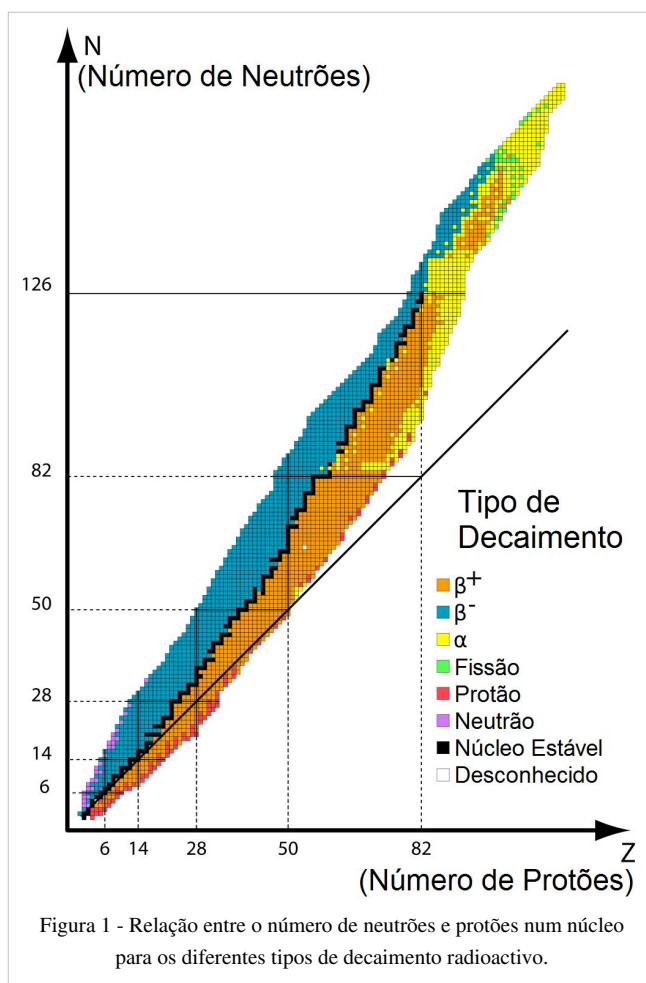
Referências

1. Atomic and nuclear constants^[1], consultado em 10/12/2010
2. W.A. Volkert, T.J. Hoffman, *Chem. Rev.* 99 (1999) 2269-2292.

Criada em 27 de Dezembro de 2010

Revista em 05 de Janeiro de 2011

Aceite pelo editor em 08 de Janeiro de 2011



Partícula beta

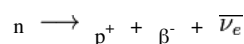
Referência : Spencer Lima, L. (2011), WikiCiências, 2(01):0227

Autor: Luís Spencer Lima

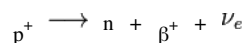
Editor: Jorge Gonçalves ^[1]

As partículas β são electrões ou positrões de elevada energia cinética emitidos pelos núcleos de certos elementos radioactivos (radionuclídeos). A formação de partículas β pelos radionuclídeos denomina-se decaimento β . Quando o decaimento β se processa por emissão de um electrão, então a partícula β tem carga -1 e representa-se por β^- . Quando o decaimento β se processa por emissão de um positrão (que é a anti-matéria do electrão, também designado por anti-electrão), a partícula β tem carga positiva e representa-se por β^+ .

A formação de partículas β^- dá-se em radionuclídeos com largo excesso de neutrões, onde um neutrão (n) é convertido num protão (p), num electrão (partícula β^-) e num antineutrino ($\bar{\nu}_e$, partícula neutra e anti-matéria do neutrino), de acordo com a equação seguinte:



Desta forma, diminui-se a razão entre o número de neutrões e o número de protões, ao mesmo tempo que é emitido um electrão a partir do núcleo atómico. O cézio-137 ($^{137}_{55}\text{Cs}$) ou o carbono-14 ($^{14}_6\text{C}$) são exemplos de elementos radioactivos por emissão β^- . Quanto às partículas β^+ , estas formam-se em radionuclídeos onde a razão entre o número de neutrões e o número de protões é inferior à estável (deficiência de neutrões), pelo que há necessidade de conversão de um protão num neutrão e onde se verifica a emissão de um positrão (β^+) e de um neutrino (ν_e , partícula neutra). A reacção que traduz o fenómeno pode ser representada pela equação



Contudo esta reacção requer energia, pois forma-se um neutrão cuja massa é superior à do protão. O carbono-11 ($^{11}_6\text{C}$), azoto-13 ($^{13}_7\text{N}$) ou oxigénio-15 ($^{15}_8\text{O}$) são exemplos de elementos radioactivos por emissão de positrões.

Foi Ernest Rutherford, físico e químico neo-zelandês que viveu nos séculos XIX e XX, quem, em 1899, descobriu e designou por α e β as radiações emitidas pelos elementos radioactivos tório e urânio, na sequência dos estudos iniciados pelo físico francês Henri Becquerel, que descobriu a radioactividade, juntamente com a sua aluna polaca Marie Curie, e do marido desta, Pierre Curie. Rutherford distinguiu as duas radiações pelo poder penetrante e ionizante, tendo verificado que parte da radiação tinha um poder penetrante muito baixo e era altamente ionizante (fluxo de partículas α) e que a restante tinha um poder penetrante cerca de 100 vezes maior, embora fosse menos ionizante, cujas partículas designou como β .

As partículas β podem ser utilizadas no tratamento de doenças tais como o cancro do olho ou o cancro do osso, e são, também, utilizadas como marcadores radioactivos. A nível clínico, o estrôncio-90 ($^{90}_{38}\text{Sr}$) é o radionuclídeo mais utilizado na produção de partículas β^- . A técnica Tomografia por Emissão de Positrões (conhecida como PET) utiliza, como o nome indica, radionuclídeos que decaem por emissão de positrões, tais como os indicados anteriormente, embora o mais comum seja o flúor-18 ($^{18}_9\text{F}$). As partículas β podem, ainda, ser utilizadas no controlo de qualidade de um processo industrial, nomeadamente na monitorização da espessura de um determinado material. Por exemplo, no processo de fabrico de papel, as partículas β são utilizadas na monitorização da espessura do papel produzido, pois parte da radiação é absorvida enquanto a restante atravessa o material. Se a espessura do papel for demasiado baixa ou elevada, a quantidade de radiação absorvida é significativamente diferente e os detectores transmitem esta diferença a um computador que monitoriza a qualidade do produto, o que faz com que este actue no processo de fabrico de forma a aumentar ou diminuir a espessura do produto (conforma a necessidade) e, assim, atingir o valor pretendido.

Criada em 03 de Janeiro de 2011

Revista em 07 de Janeiro de 2011

Aceite pelo editor em 08 de Janeiro de 2011

Radiação gama

Referência : Spencer Lima, L. (2011), WikiCiências, 2(01):0228

Autor: *Luís Spencer Lima*

Editor: *Jorge Gonçalves* ^[1]

Os raios γ são um tipo de radiação electromagnética produzida em processos de decaimento nuclear. São altamente energéticos devido à sua elevada frequência e, consequentemente, baixo comprimento de onda. Geralmente, a frequência dos raios γ situa-se acima de 10^{19} Hz, o que implica comprimentos de onda abaixo de 10^{-12} m e energias acima de 0,1 MeV (a energia da radiação visível oscila entre 1 e 4 eV, cerca de 50 000 vezes menor).

Inicialmente era usual distinguir a radiação γ dos raios-X pela sua energia (os raios-X eram menos energéticos). No entanto, actualmente a distinção já não é efectuada desta forma, pois consegue-se produzir raios-X mais energéticos do que muitos raios γ (como nos aparelhos médicos de radiografia). A distinção entre estes tipos de radiação electromagnética é efectuada através da sua proveniência: os raios-X são produzidos por excitação dos electrões de camadas atómicas interiores para níveis energéticos mais elevados e posterior regresso ao estado fundamental (libertação de energia sob a forma de raios-X), enquanto a radiação γ provém do núcleo atómico, pois após a emissão de partículas α ou β é frequente o núcleo ficar com um excesso de energia, que é libertada sob a forma de radiação γ (os raios γ também podem ser formados pela reacção anti-matéria entre um electrão e um positrão e pelo efeito Compton inverso).

Os raios γ foram descobertos em 1900 pelo físico e químico francês Paul Villard quando estudava a radiação emitida por uma amostra de rádio. A radiação emitida incidia numa placa fotográfica protegida por uma fina camada de chumbo, suficiente para travar o avanço das partículas α . Villard mostrou que a radiação que atravessava a camada de chumbo era de dois tipos diferentes. Um era deflectido quando submetido a um campo magnético, identificado como a radiação β descoberta um ano antes pelo físico e químico neo-zelandês Ernest Rutherford. No entanto, o segundo tipo de radiação não sofria qualquer tipo de deflexão, pelo que não deveria ter carga eléctrica associada. Além disso, a radiação desconhecida tinha um poder penetrante muito superior à radiação α e β e que Villard não conseguiu identificar. Efectivamente, foi Rutherford, no seguimento da descoberta de Villard, que identificou a radiação como o terceiro tipo de radiação decorrente do decaimento radioactivo e designou-a, em 1903, por radiação γ .

Tal como referido, a radiação γ é, dos três tipos de radiação resultante do decaimento nuclear (α , β e γ), a que tem o maior poder penetrante. Embora seja a que tem o menor poder ionizante, o seu elevado poder penetrante faz da radiação γ a mais perigosa para o ser humano. Enquanto as radiações α e β são travadas, geralmente, pela superfície da pele, a radiação γ consegue penetrar e, até, atravessar o corpo, causando danos a nível celular por onde passa, o que pode conduzir a uma maior incidência de cancro. O seu poder ionizante advém de três tipos de interacção que pode ter com a matéria: efeito fotoeléctrico, efeito Compton e produção de um par electrão-positrão. A radiação γ pode ser classificada em termos energéticos como de baixa e média energia (alguns keV a 30 MeV) e de alta e muito alta energia (30 MeV a 100 GeV). As radiações γ com energias entre 3 e 10 MeV são as mais perigosas a nível biológico, uma vez que o corpo é relativamente “transparente” à radiação γ de energia mais elevada.

Apesar do nível de perigosidade, a radiação γ tem bastantes aplicações.

- É utilizada para esterilizar equipamento médico e alimentos pois mata todos os organismos vivos.
-

- Em medicina é utilizada no tratamento de certos tipos de cancro (mata as células cancerosas) e, também, em diagnósticos (é administrada ao doente uma pequena quantidade de um radionuclídeo, em geral tecnécio-99, ^{99}Tc , emissor de radiação γ).
- São utilizados emissores gama em “scanners” de forma a detectarem o conteúdo veículos de transporte de mercadorias (ver figura 1) ou de contentores em portos marítimos. Os radionuclídeos utilizados são, geralmente, o cobalto-60 (^{60}Co) e o cézio-135 (^{135}Cs).^[1]

A título de curiosidade, a personagem de banda desenhada Hulk, criada pelo escritor de banda desenhada norte-americano Stan Lee, representa um monstro no qual o cientista Bruce Banner se transforma, sendo que essa transformação se deve ao facto de Bruce ter sido exposto a elevadas doses de radiação γ .

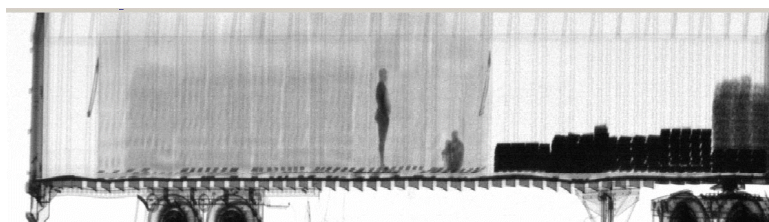


Figura 1 - Imagem do conteúdo de um contentor num camião pelo sistema VACIS (Vehicle and Container Imaging System), um scanner de raios γ , nos EUA.

Referências

1. Wikipedia(en): Cargo scanning ^[1], consultado em 22/01/2010.

Criada em 03 de Janeiro de 2011

Revista em 05 de Janeiro de 2011

Aceite pelo editor em 08 de Janeiro de 2011

Dissolução

Referência : Spencer Lima, L. (2011), WikiCiências, 2(01):0229

Autor: Luis Spencer Lima

Editor: Jorge Gonçalves ^[1]

Designa-se por **dissolução** o processo de dispersão de um soluto num solvente que conduz à formação de uma solução.

Este processo pode implicar a quebra de ligações intermoleculares e, também, de ligações intramoleculares. Durante o processo de dissolução, as partículas do soluto estabelecem interações com as moléculas de solvente; estas interações podem ser de natureza electrostática (interacção entre iões, no caso de misturas de substâncias iónicas fundidas e em solventes iónicos), de natureza química (ligações de hidrogénio) ou através de forças de van der Waals (e.g. soluto apolar num solvente apolar). O estabelecimento destas interações entre o solvente e o soluto denomina-se **solvatação** e conduz à estabilização do sistema soluto-solvente.

A dissolução de uma substância num solvente pode ser descrita numa sequência de três passos:

1. separação das partículas (moléculas ou iões) de soluto;
2. afastamento das partículas de solvente para formar espaços que serão ocupados pelas moléculas de soluto;
3. estabelecimento de interações entre as partículas de soluto e solvente para formar a solução.

Em termos energéticos, os passos 1 e 2 requerem energia, enquanto o passo 3 liberta energia. Na maioria dos casos, a energia consumida nos passos iniciais é da mesma ordem de grandeza da energia libertada, pelo que, no cômputo geral, estas reacções são apenas ligeiramente endotérmicas ou exotérmicas. Já no que diz respeito à variação de

entropia do sistema (nível de desordem) no processo de dissolução, esta tende a aumentar significativamente, pelo que este é, frequentemente, o factor determinante na espontaneidade do processo.

Em termos cinéticos, a rapidez da dissolução é influenciada por vários factores, nomeadamente:

- **Natureza do soluto e solvente:** quanto maior for a afinidade entre ambos (e.g. soluto e solvente polares), mais rápido é o processo de dissolução;
- **Temperatura** (e pressão, principalmente no caso da dissolução de gases em líquidos): a influência da temperatura na rapidez de dissolução depende do efeito que aquela tem na solubilidade do soluto no solvente em questão (solubilidade é a quantidade máxima de soluto que se pode dissolver numa determinada quantidade de um solvente, a uma dada temperatura, obtendo-se uma solução saturada). Normalmente, a solubilidade de um soluto num dado solvente aumenta com o aumento da temperatura, o que conduz a uma dissolução mais rápida. Por vezes, no entanto, a solubilidade diminui com a temperatura, pelo que o processo de dissolução é mais lento à medida que a temperatura aumenta. No caso dos gases, um aumento da pressão (à mesma temperatura) conduz a um aumento da sua solubilidade, o que se traduz num aumento da rapidez de dissolução; no entanto, se aumentar a temperatura, a solubilidade diminui;
- **Grau de insaturação da solução:** a rapidez de dissolução é tanto maior quanto mais afastada da saturação for a solução. À medida que a solução se aproxima do ponto de saturação, a rapidez de dissolução é cada vez menor;
- **Convecção:** a presença ou ausência de convecção afecta a rapidez de dissolução do soluto no solvente. Convecção é um processo de transporte de massa e/ou calor em fluidos (líquidos ou gases), de forma a tornarem-se homogéneos. Estes processos podem ser naturais – convecção natural – (e.g. movimentação do fluido devido a diferenças de densidade), ou forçados – convecção forçada – (e.g. agitação). A presença de convecção forçada (agitação) aumenta a rapidez de dissolução;
- **Área de superfície de contacto:** a área de superfície de contacto entre soluto e solvente depende do estado de agregação do soluto. Um cristal tem uma área de superfície muito menor que uma massa equivalente de material finamente dividido (e.g. sob a forma de “pó”). Quanto maior for a área de superfície de um soluto, maior é a área de contacto entre soluto e solvente, o que leva a uma maior rapidez de dissolução (e.g. é mais rápido dissolver 10 g de sal “fino” em água do que 10 g de sal “grosso”).

Criada em 06 de Janeiro de 2011

Revista em 06 de Janeiro de 2011

Aceite pelo editor em 08 de Janeiro de 2011

Interacções de van der Waals

Referência : Spencer Lima, L. (2011), WikiCiências, 2(01):0230

Autor: Luis Spencer Lima

Editor: Jorge Gonçalves ^[1]

"Interacções (ou forças) de van der Waals" é uma designação genérica não só para as forças, repulsivas ou atractivas, entre moléculas (ou entre diferentes partes da mesma molécula), excluindo as ligações covalentes, mas também para as atracções electrostáticas entre iões e moléculas. As interacções de van der Waals são bastante mais fracas que as ligações covalentes e iónicas e podem ser de três tipos: dipolo permanente–dipolo permanente (forças de Keesom), dipolo permanente–dipolo induzido (forças de Debye) e dipolo induzido–dipolo induzido (forças de dispersão de London). Estas forças são as responsáveis pela atracção entre as moléculas mas, abaixo de uma certa distância aumenta consideravelmente a componente repulsiva, o que evita o colapso das moléculas.

A estas interacções (por vezes, designadas restritivamente ligações intermoleculares) foi atribuído o nome de van der Waals em homenagem ao físico e termodinâmico holandês Johannes Diderik van der Waals, que foi o primeiro a propor a existência de forças intermoleculares aquando do seu trabalho de doutoramento, na segunda metade do século XIX. As diferentes forças que constituem as interacções de van der Waals são descritas em seguida.

- **Forças de Keesom ou interacções dipolo permanente–dipolo permanente:** foi em 1921 que o físico holandês Willem Keesom desenvolveu o primeiro modelo matemático das interacções dipolo permanente-dipolo permanente, pelo que esta interacção foi assim denominada em sua homenagem. Esta interacção faz-se sentir entre moléculas polares, dada a existência de zonas com excesso de densidade electrónica e outras com deficiência de densidade electrónica. Assim, a interacção entre moléculas polares dá-se por atracção electrostática da parte positiva do dipolo de uma molécula com a parte negativa do dipolo de outra molécula. As ligações de hidrogénio são um caso particular deste tipo de interacções.^(†) As forças de Keesom são as mais fortes dos três tipos de forças que constituem as interacções de van der Waals, sendo as ligações de hidrogénio as mais fortes de todas.
- **Forças de Debye ou interacções dipolo permanente–dipolo induzido:** estas interacções foram denominadas forças de Debye em homenagem ao químico e físico holandês Peter Debye, devido aos seus estudos, descobertas e descrição matemática do fenómeno da formação de dipolos. Esta interacção dá-se quando uma molécula polar se aproxima de uma molécula apolar. Uma extremidade com excesso de carga da molécula polar pode fazer deslocar electrões da molécula apolar para uma das extremidades, conduzindo à formação de um dipolo momentâneo (induzido), resultando assim uma atracção entre os dois dipolos. As forças de Debye são normalmente mais fracas que as forças de Keesom mas mais fortes que as forças de dispersão de London.
- **Forças de dispersão de London ou interacções dipolo induzido–dipolo induzido:** esta interacção foi descoberta pelo físico teórico alemão naturalizado norte-americano Fritz London, durante os seus estudos sobre a atracção entre dois átomos de um gás nobre, a curta distância um do outro. As forças de London estão presentes em todas as interacções moleculares, sendo as moléculas polares ou não. No caso das moléculas apolares, é a única força presente. Existe uma elevada probabilidade da carga eléctrica estar momentaneamente distribuída de um modo assimétrico na molécula. Tal facto cria zonas com densidade de carga mais acentuada do que noutras, o que pode originar um ou mais dipolos. Ao aproximar-se de uma outra molécula, estes dipolos "auto-induzidos" podem induzir dipolos nessa molécula, dando origem a forças atractivas entre as moléculas. Este tipo de interacção é a mais fraca de todas as forças de van der Waals.

† A interacção ocorre entre um átomo de hidrogénio na zona com deficiência de densidade electrónica (pólo positivo) e um átomo mais electronegativo (em geral, O, N ou F) na zona com excesso de densidade electrónica (pólo negativo).

Criada em 05 de Janeiro de 2010

Revista em 06 de Janeiro de 2011

Aceite pelo editor em 08 de Janeiro de 2011

Cofactor

AVISO: Não foi possível gerar a página – será produzido texto simples.

As causas potenciais do problema são: (a) um erro do programa responsável pelo PDF (b) sintaxe problemática do MediaWiki (c) uma tabela demasiado larga

Referência : Dourado, D. (2011), WikiCiências, 2(01):0231 Autor: Daniel Dourado Editor: Pedro Alexandrino Fernandes

Figura 1 - Estrutura química do grupo heme, cofactor da hemoglobina. Figura 2 - Estrutura química da glutathione, cofactor da glutathione peroxidase. Denomina-se cofactor a toda a molécula capaz de se ligar a uma enzima, tornando-a cataliticamente activa. A enzima sem o seu cofactor é chamada de apoenzima, enquanto na sua forma activa, ou seja, na presença do cofactor, é chamada holoenzima. Os cofactores podem ser divididos em dois grupos: moléculas orgânicas (NAD⁺, NADP⁺, coenzima A, glutathione, etc.) e em moléculas inorgânicas (ferro, magnésio, molibdénio, etc.). Em alguns casos o cofactor pode resultar da conjugação dos dois tipos. Por exemplo, no grupo heme o anel porfirínico (orgânico) está coordenado com o ferro (inorgânico). Os cofactores, muitas vezes, são erroneamente caracterizados como sendo moléculas apenas de natureza não proteica. A glutathione como cofactor proteico da enzima glutathione peroxidase contraria esta noção. Atendendo à natureza da interacção enzima/cofactor podemos classificar os cofactores como coenzimas ou como agentes prostéticos.

Referências

1. IUPAC. Compendium of Chemical Terminology, 2nd ed. (the "Gold Book"). Compiled by A. D. McNaught and A. Wilkinson. Blackwell Scientific Publications, Oxford (1997). XML on-line corrected version: <http://goldbook.iupac.org> (2006-) created by M. Nic, J. Jirat, B. Kosata; updates compiled by A. Jenkins. ISBN 0-9678550-9-8. doi:10.1351/goldbook.
2. Harvey F. Lodish, Molecular cell biology, Fifth Edition, W. H. Freeman: New York, 2004, ISBN: 0716743663 Albert L. Lehninger, David L. Nelson, Michael M. Cox, Lehninger principles of biochemistry, Fifth Edition, W.H. Freeman: New York, 2008, ISBN: 9780716771081 e 071677108X

Criada em 22 de Dezembro de 2010 Revista em 12 de Janeiro de 2011 Aceite pelo editor em 12 de Janeiro de 2011

Coenzima

AVISO: Não foi possível gerar a página – será produzido texto simples.

As causas potenciais do problema são: (a) um erro do programa responsável pelo PDF (b) sintaxe problemática do MediaWiki (c) uma tabela demasiado larga

Referência : Dourado, D. (2011), WikiCiências, 2(01):0232 Autor: Daniel Dourado Editor: Pedro Alexandrino Fernandes

Figura 1 - Estrutura química da adenosina-trifosfato (ATP), exemplo de coenzima. As coenzimas são pequenos cofactores de estrutura molecular orgânica que se caracterizam por se ligarem fraca e não permanentemente às enzimas (em oposição aos agentes prostéticos), sendo libertadas após a catalíse. Normalmente estão associadas à transferência de grupos químicos (electrões e hidrogénios) entre enzimas. As vitaminas são componentes usuais das coenzimas. O NAD⁺, NADP⁺, ATP e coenzima A, intermediários do metabolismo celular, são exemplos de coenzimas.

Referências 1. IUPAC. Compendium of Chemical Terminology, 2nd ed. (the "Gold Book"). Compiled by A. D. McNaught and A. Wilkinson. Blackwell Scientific Publications, Oxford (1997). XML on-line corrected version: <http://goldbook.iupac.org> (2006-) created by M. Nic, J. Jirat, B. Kosata; updates compiled by A. Jenkins. ISBN 0-9678550-9-8. doi:10.1351/goldbook. 2. Harvey F. Lodish, Molecular cell biology, Fifth Edition, W. H. Freeman: New York, 2004, ISBN: 0716743663 Albert L. Lehninger, David L. Nelson, Michael M. Cox, Lehninger principles of biochemistry, Fifth Edition, W.H. Freeman: New York, 2008, ISBN: 9780716771081 e 071677108X Criada em 22 de Dezembro de 2010 Revista em 06 de Janeiro de 2011 Aceite pelo editor em 12 de Janeiro de 2011

Apoenzima

Referência : Silva, P. (2011), WikiCiências, 2(01):0233

Autor: *Pedro Silva* ^[1]

Editor: *Pedro Alexandrino Fernandes* ^[1]

Uma **apoenzima** é uma enzima à qual se retiraram os seus grupos prostéticos e que é por isso incapaz de catalisar as reacções químicas para as quais é específica. Note-se que grande número de enzimas não tem necessidade de grupos prostéticos. Para essas enzimas, não se aplicam os conceitos de apoenzima e holoenzima.

Criada em 06 de Janeiro de 2011

Revista em 12 de Janeiro de 2011

Aceite pelo editor em 12 de Janeiro de 2011

Holoenzima

Referência : Silva, P. (2011), WikiCiências, 2(01):0234

Autor: *Pedro Silva* ^[1]

Editor: *Pedro Alexandrino Fernandes* ^[1]

Uma **holoenzima** é uma enzima que contém todos os seus grupos prostéticos intactos e que é por isso catalíticamente activa, ao contrário de uma apoenzima.

Criada em 06 de Janeiro de 2011

Revista em 12 de Janeiro de 2011

Aceite pelo editor em 12 de Janeiro de 2011

Desnaturação

Referência : Silva, P. (2011), WikiCiências, 2(01):0235

Autor: Pedro Silva ^[1]

Editor: Pedro Alexandrino Fernandes ^[1]

Em Bioquímica, chama-se desnaturação a qualquer processo que implique a perda de estrutura terciária regular de uma macromolécula (seja esta uma proteína, um ácido nucleico ou um polissacarídeo) mas que não afecte as ligações covalentes entre os átomos que a constituem. A estrutura terciária das macromoléculas é mantida por interacções fracas (pontes de hidrogénio, ligações electrostáticas, interacções dipolo-dipolo ou dipolo-dipolo induzido) cuja intensidade varia dramaticamente com pequenos deslocamentos (ou mudanças de orientação) dos átomos interactuantes. Por esta razão, as formas mais simples de desnaturar uma molécula são a agitação violenta e o aquecimento, uma vez que o aumento das velocidades dos átomos da macromolécula (e do solvente que a rodeia) durante o aumento da temperatura (ou agitação) é suficiente para, por exemplo, substituir uma ponte de hidrogénio inter-molecular por uma ponte de hidrogénio entre a molécula e o solvente, o que obviamente diminui a intensidade das interacções que mantêm a estrutura da molécula.

Se a macromolécula contiver grupos protonáveis (i.e. capazes de aceitar ou largar H^+), a desnaturação pode também ser efectuada por mudanças de pH do meio: ao mudar o grau de protonação dos grupos ácidos ou básicos da macromolécula, estamos a mudar a sua carga e portanto a afectar o número de interacções electrostáticas entre regiões da macromolécula mais ou menos distantes entre si. É também possível desnaturar progressivamente uma macromolécula com adições sucessivas de agentes desnaturantes diversos: utilizam-se regularmente para este fim moléculas com elevada capacidade de estabelecer pontes de hidrogénio (como por exemplo a ureia e o catião guanidínio), detergentes (que se ligam às zonas hidrofóbicas das macromoléculas e permitem que estas regiões, geralmente mantidas no interior da molécula por interacções hidrofóbicas, fiquem em contacto com o solvente, etc.). É relativamente fácil demonstrar a ocorrência de desnaturação de proteínas em sala de aula, mesmo na ausência de material sofisticado, uma vez que a exposição ao solvente das zonas hidrofóbicas das proteínas provoca a agregação proteica e (frequentemente) a sua precipitação. Pode-se por isso facilmente observar a desnaturação das proteínas da clara de ovo com a adição progressiva de gotas de vinagre ou sumo de limão, ou com o seu aquecimento progressivo. A desnaturação proteica por agitação do meio observa-se facilmente pelo aumento da quantidade de espuma (devido ao aumento da tensão superficial da solução originada pela presença de proteína parcialmente desnaturada).

A desnaturação de polissacarídeos pode ser demonstrada observando a variação de cor de uma solução de amido na presença de reagente de Lugol com ou sem aquecimento: à temperatura ambiente o anião triiodeto presente no reagente de Lugol intercala-se no amido originando uma cor azul, que desaparece por aquecimento a 100°C mas reaparece à medida que o arrefecimento promove reposição da estrutura terciária original.

Referências

A. Lehninger, D. Nelson, M. Cox, *Lehninger principles of biochemistry*, Fifth Edition, W.H. Freeman: New York, 2008, **ISBN:** 9780716771081.

Criada em 22 de Dezembro de 2010

Revista em 12 de Janeiro de 2011

Aceite pelo editor em 12 de Janeiro de 2011

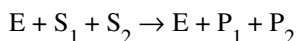
Substrato

Referência : Silva, P. (2011), WikiCiências, 2(01):0236

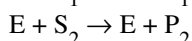
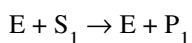
Autor: Pedro Silva ^[1]

Editor: Pedro Alexandrino Fernandes ^[1]

Em enzimologia chama-se substrato a qualquer molécula (S) que, após ligação a uma enzima, sofre uma transformação química, dando origem a um (ou mais) produtos (P). Uma reacção enzimática pode ter vários substratos simultâneos:



Uma enzima também pode actuar independentemente sobre vários substratos:



Referências

A. Lehninger, D. Nelson, M. Cox, *Lehninger principles of biochemistry*, Fifth Edition, W.H. Freeman: New York, 2008, **ISBN:** 9780716771081.

Criada em 02 de Janeiro de 2011

Revista em 06 de Janeiro de 2011

Aceite pelo editor em 12 de Janeiro de 2011

Inibição Enzimática

Referência : Silva, P. (2011), WikiCiências, 2(01):0237

Autor: Pedro Silva ^[1]

Editor: Pedro Alexandrino Fernandes ^[1]

Existem substâncias capazes de diminuir a velocidade de uma reacção enzimática: os **inibidores**. Consoante a sua forma de actuação, estes podem ser, p.ex:

- inibidores competitivos - moléculas capazes de se ligarem ao centro activo da enzima, tomando o lugar do substrato mas não sofrendo transformação química. Ao impedirem a entrada do substrato no centro activo, estes inibidores diminuem a velocidade de transformação do substrato em produto. O efeito relativo destes inibidores diminui bastante à medida que se aumenta a concentração de substrato no ambiente em que se encontra a enzima, já que a ligação de substrato ao centro activo (tanto mais favorável quanto maior for a concentração de substrato) também impede a actuação do inibidor.
 - inibidores não-competitivos - moléculas que não impedem a ligação do substrato ao centro activo, mas que impedem a transformação do substrato em produto. Ao contrário dos inibidores competitivos, o seu efeito relativo não diminui à medida que se aumenta a concentração do substrato. O seu papel é análogo a um proverbial "pauzinho na engrenagem".
 - inibidores alostéricos - em enzimas com mais do que um centro activo, a ligação de uma molécula a um dos centros activos pode afectar a capacidade do(s) outro(s) centro(s) activo(s) se ligar(em) a novas moléculas. Quando um inibidor alostérico se liga a um dos centros activos, vai diminuir a capacidade dos outros centros activos se ligarem ao substrato.
-

Criada em 02 de Janeiro de 2011

Revista em 06 de Janeiro de 2011

Aceite pelo editor em 12 de Janeiro de 2011

Lei de Dalton

Referência : Spencer Lima, L. (2011), WikiCiências, 2(01):0238

Autor: Luís Spencer Lima

Editor: Jorge Gonçalves ^[1]

A lei de Dalton, também conhecida como *lei das pressões parciais*, é um princípio que estabelece que a pressão total de uma mistura gasosa é igual à soma da pressão parcial de cada um dos gases que compõem a mistura. A pressão parcial de um gás numa mistura gasosa corresponde à pressão que este exerceria caso estivesse sozinho, ocupando todo o recipiente. A lei de Dalton é válida para *gases ideais*.

Este princípio foi estabelecido em 1801 pelo meteorologista, físico e químico inglês John Dalton, em estudos sobre a quantidade de vapor de água contida no ar a diferentes temperaturas.

Se se considerar uma mistura gasosa ideal de três componentes A, B e C, a pressão total (p_t) é calculada da seguinte forma:

$$p_t = p_A + p_B + p_C \quad (1)$$

onde p_A , p_B e p_C representam, respectivamente, as pressões parciais dos componentes gasosos A, B e C. A equação (1) é o enunciado matemático da Lei de Dalton.

Considere-se, agora, a aplicação da equação dos gases ideais a esta mistura que ocupa um determinado volume, V, a uma dada temperatura, T:

$$p_t = n_t \frac{RT}{V} = (n_A + n_B + n_C) \frac{RT}{V} \quad (2)$$

Nesta equação, n_t representa o “número de moles” total de gás, que não é mais do que a soma da quantidade de substância n_i de cada componente na mistura gasosa. Da mesma forma pode escrever-se a equação (2) para cada um dos componentes, dadas as condições de T e V serem as mesmas. Por exemplo, para o componente A:

$$p_A = n_A \frac{RT}{V} \quad (3)$$

Substituindo na equação (3) o factor constante RT/V pela igualdade traduzida pela equação (2), obtém-se:

$$p_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + n_C} p_t = \chi_A p_t \quad (4)$$

em que χ_A representa a fracção molar do componente A. O que a equação (4) permite concluir é que se pode determinar a pressão parcial do componente A na mistura através da sua fracção molar. O tratamento matemático traduzido pelas equações (3) e (4) é idêntico para os restantes componentes, pelo que se pode generalizar a equação (4) para um qualquer componente “i” de uma mistura gasosa ideal:

$$p_i = \chi_i p_t \quad (5)$$

onde p_i representa a pressão parcial do componente gasoso “i” e χ_i a fracção molar desse mesmo componente na mistura gasosa.

Como exemplo de cálculo, considere-se que se misturaram 0,20 mol de hélio (He), 0,50 mol de azoto (N) e 0,30 mol de oxigénio (O) num recipiente de 8,00 dm³ (ou L), à temperatura de 298,15 K (25,00 ° C), e que a pressão total registada é de 3,10 bar (3,10 x 10⁵Pa). Para calcular o valor da pressão parcial de cada componente na mistura gasosa, admite-se comportamento ideal para se poder aplicar a lei de Dalton. Com os dados fornecidos, é possível

calcular a quantidade total de substância (“número de moles”) de gás: $n_t = 1,00$ mol. Com base neste valor e na quantidade de cada componente, podem-se calcular as correspondentes fracções molares ($= n/n_t$): $X_{\text{He}} = 0,20$; $X_{\text{N}} = 0,50$; $X_{\text{O}} = 0,30$. Assim, atendendo à equação (5), consegue-se calcular o valor de cada uma das pressões parciais: $p_{\text{He}} = 0,62$ bar; $p_{\text{N}} = 1,55$ bar; $p_{\text{O}} = 0,93$ bar. Como forma de confirmar os resultados obtidos, utiliza-se a equação (1) e verifica-se se a soma destes valores é igual ao valor da pressão total do sistema: $0,62 + 1,55 + 0,93 = 3,10$ bar $= p_t$.

Criada em 10 de Janeiro de 2011

Revista em 14 de Janeiro de 2011

Aceite pelo editor em 17 de Janeiro de 2011

Permeabilidade Selectiva

Referência : Coimbra, J. (2011), WikiCiências, 2(01):0239

Autor: João Coimbra

Editor: Pedro Alexandrino Fernandes ^[1]

A permeabilidade selectiva membranar traduz-se na capacidade de deixar atravessar apenas algumas moléculas, sendo essencial para a sobrevivência de um organismo. Esta propriedade permite à célula a absorção de moléculas essenciais (como aminoácidos, glucose e iões), garante que intermediários metabólicos permaneçam na célula e ainda que compostos sejam secretados e excretados. Em conclusão, a permeabilidade selectiva garante a manutenção de um ambiente interno relativamente constante. É de salientar, que de acordo com o tipo de célula, teremos necessidades moleculares diferentes, e assim a membrana celular de célula para célula terá uma composição diferente em proteínas de transporte específicas, que irão assegurar um transporte selectivo. O mesmo ocorre para os organelos celulares, onde a existência de proteínas de transporte específicas, irá permitir a manutenção de ambientes internos diferentes comparativamente com o citosol.

Referências

Harvey F. Lodish, *Molecular cell biology*, Fifth Edition, W. H. Freeman: New York, 2004, ISBN: 0716743663

Criada em 24 de Dezembro de 2010

Revista em 05 de Janeiro de 2011

Aceite pelo editor em 19 de Janeiro de 2011

Proteínas de Transporte

Referência : Coimbra, J. (2011), WikiCiências, 2(01):0240

Autor: João Coimbra

Editor: Pedro Alexandrino Fernandes ^[1]

As proteínas de transporte membranar são proteínas integrais de membrana (proteínas transmembranares), e permitem o transporte de inúmeras moléculas essenciais para a sobrevivência da célula (água, glucose, iões, etc), e ainda a excreção de produtos do metabolismo celular que já não serão necessários. Há casos em que uma mesma substância pode atravessar a membrana quer por difusão passiva quer através de uma proteína de transporte. Nesses casos a presença destas proteínas acelera o transporte, de forma a satisfazer as necessidades da célula. Será importante salientar que estas proteínas não se encontram exclusivamente na membrana citoplasmática, mas também na membrana de inúmeros organelos celulares como é o exemplo da mitocôndria.

Tipos de Proteínas de Transporte

O número de proteínas de transporte já caracterizado ultrapassa a centena e estas foram agrupadas em dois grandes grupos: canais e transportadores. As diferenças entre eles são principalmente no mecanismo de transporte, sendo que relativamente aos canais, estes criam um poro de passagem de moléculas ao longo da membrana, enquanto que no caso dos transportadores estes têm um funcionamento dependente da ligação da carga a transportar (semelhante ao funcionamento enzimático). Será importante destacar que a taxa de transporte mediada por canais será superior quando comparado com os transportadores.

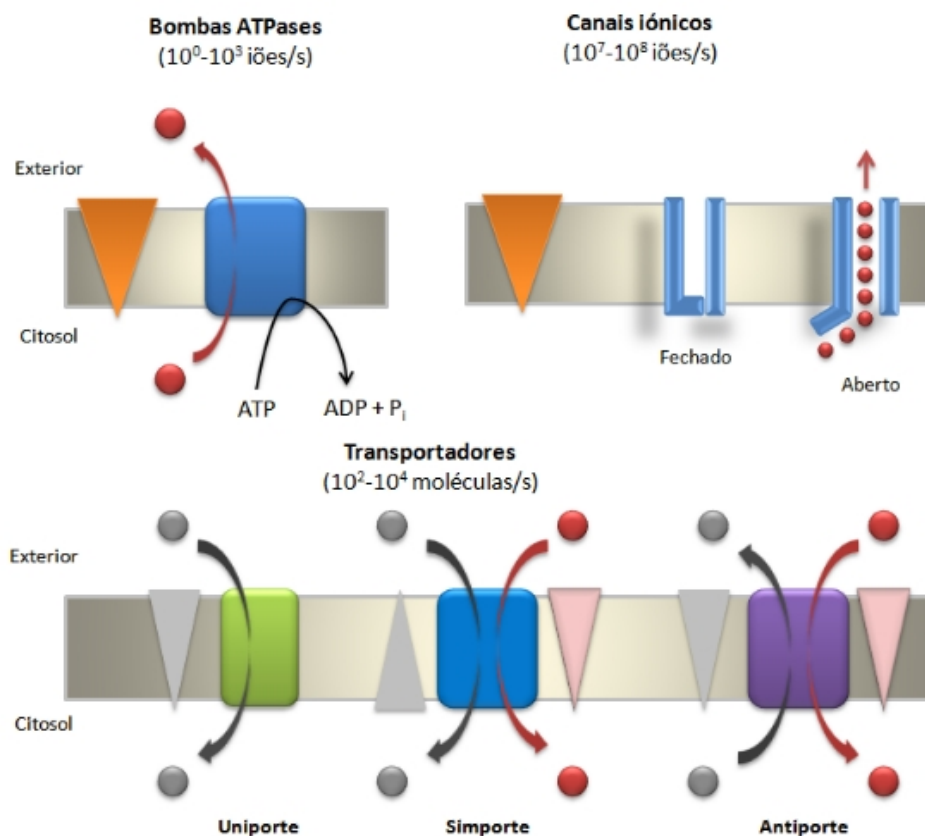


Figura 1 - Principais tipos de proteínas de transporte. Gradientes estão representados pelos triângulos, onde a ponta indica a concentração e/ou potencial mais baixo. Está também representada a informação relativa à taxa de transporte das diferentes moléculas, pelas diferentes proteínas de transporte.

Exemplos de Canais

Ao nível dos canais, destacam-se as aquaporinas, descobertas por *Peter Agre*, que como o nome indica transportam moléculas de água, sendo assim cruciais nos fenómenos de salivação, transpiração e no funcionamento renal, e destacam-se igualmente os canais iónicos, que transportam os iões Na^+ , Cl^- , Ca^{2+} e K^+ . É importante referir que em certos casos estes canais serão abertos, apenas após um estímulo celular. Os canais iónicos desempenharão funções a inúmeros níveis, como é o exemplo da transmissão do potencial nervoso.

Exemplos de Transportadores

Relativamente aos transportadores, destacam-se as bombas ATPases, que irão transportar moléculas contra gradiente, utilizando a energia da hidrólise do ATP, tendo como exemplo a bomba de Na^+/K^+ ATPase, descoberta em 1957 por *Jens Skou*, uma proteína essencial na condução do potencial nervoso, sendo que a sua importância se traduz no facto de consumir cerca de 25% da energia total de um ser humano em repouso.

Temos também outros 2 tipos de transporte realizado por transportadores: uniporte, onde as moléculas serão deslocadas a favor do gradiente e co-transporte, onde o deslocamento a favor de gradiente de uma molécula fornecerá energia para o transporte contra-gradiente de uma segunda molécula, e nesta categoria podemos encontrar fenómenos de antiporte e de simporte, que como o nome indica irão deslocar quer moléculas no mesmo sentido (simporte), quer moléculas em sentidos opostos (antiporte). Como exemplos de transportadores uniporte temos os transportadores de glucose, mais conhecidos por GLUT e no caso de co-transportadores temos o antiporte pelo trocador de cloreto-bicarbonato dos glóbulos vermelhos (importante no transporte de CO_2 para os pulmões) e o simporte de sódio-glucose (crucial na absorção de glucose ao nível intestinal).

Referências

Harvey F. Lodish, *Molecular cell biology*, Fifth Edition, W. H. Freeman: New York, 2004, ISBN: 0716743663

Albert L. Lehninger, David L. Nelson, Michael M. Cox, *Lehninger principles of biochemistry*, Fifth Edition, W.H. Freeman: New York, 2008, ISBN: 9780716771081 e 071677108X

Criada em 24 de Dezembro de 2010

Revista em 05 de Janeiro de 2011

Aceite pelo editor em 19 de Janeiro de 2011

Fosfolípidos

Referência : Oliveira, E. (2011), WikiCiências, 2(01):0241

Autor: Eduardo Oliveira

Editor: Pedro Alexandrino Fernandes ^[1]

Os fosfolípidos são a família de lípidos predominante nas membranas celulares. Caracterizam-se por possuírem um álcool ligado por uma ponte fosfodiéster a um diacilglicerol ou a esfingosina.

São moléculas anfipáticas com uma “cabeça” hidrofílica (constituída pelo grupo fosfato e o álcool ligado a esse grupo, por exemplo serina, etanolamina ou colina) e uma longa “cauda” hidrofóbica (constituída por ácidos gordos ou hidrocarbonetos derivados dos ácidos gordos) (ver figura 1).

Nas membranas, dispõem-se de forma a que a região hidrofóbica fique em contacto com a região hidrofóbica de outros fosfolípidos ou com regiões não polares de outros constituintes da membrana, tais como colesterol, glicolípidos ou proteínas. A região hidrofílica (polar) dispõe-se voltada para o exterior, para o ambiente aquoso intracelular ou extracelular. Estas interações dão origem à bicamada de fosfolípidos que é característica das membranas celulares (ver figura 1).

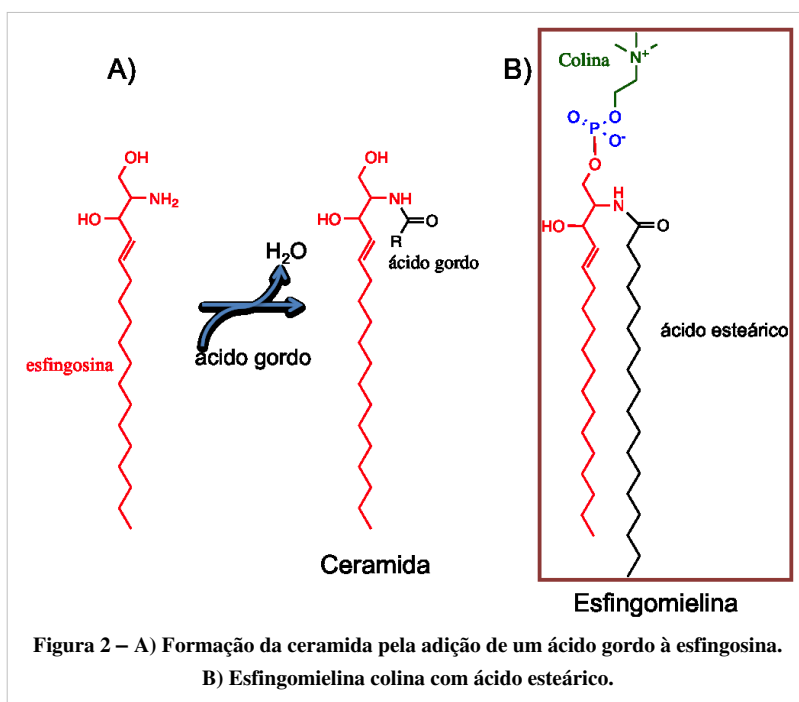
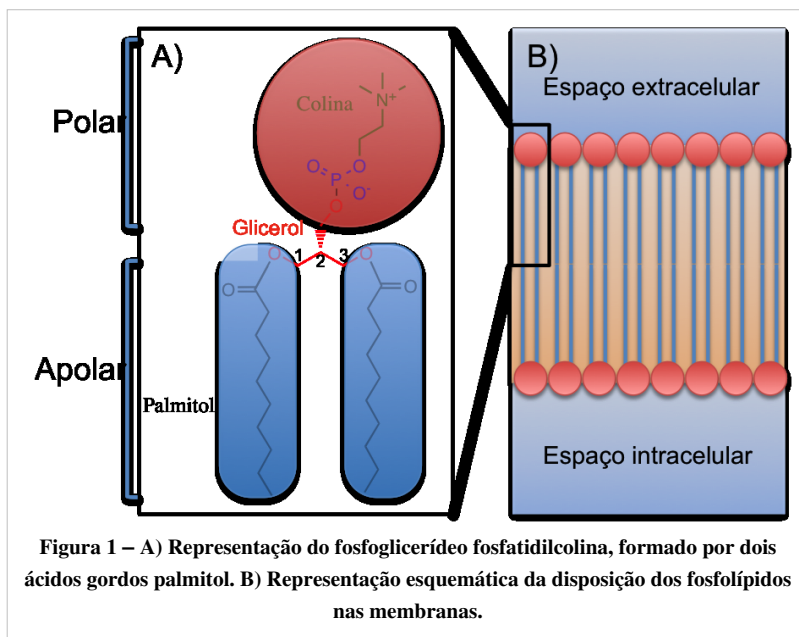
Há duas classes de fosfolípidos: os constituídos por glicerol, fosfoglicerídeos, e os constituídos por esfingosina, esfingofosfolípidos.

Classes de fosfolípidos

Fosfoglicerídeos

Nos fosfoglicerídeos, dois ácidos gordos ligam-se por uma ligação éster ao carbono C-1 e ao carbono C-2 do glicerol e um grupo altamente polar ou carregado liga-se ao carbono C-3 por uma ligação fosfodiéster.

O ácido fosfatídico (PA) é o fosfoglicerídeo mais simples e serve como precursor dos restantes fosfolípidos. O grupo fosfato do ácido fosfatídico pode ser esterificado com serina, etanolamina, colina, inositol ou glicerol dando ao



origem aos seguintes fosfoglicerídeos:

- serina + PA = fosfatidilserina
- etanolamina + PA = fosfatidiletanolamina
- colina + PA = fosfatidilcolina
- inositol + PA = fosfatidilinositol
- glicerol + PA = fosfatidilglicerol

Os fosfoglicerídeos, de entre as várias classes de lípidos, são os mais abundantes nas membranas.

Esfingofosfolípidos

A esfingomielina é o único esfingolípido contendo fosfato relevante nos humanos. Em vez do glicerol, é utilizado esfingosina e o ácido gordo é ligado à esfingosina por uma ligação amida, formando ceramida. A esfingomielina é formada com a esterificação de fosforilcolina ou fosforetanolamina ao grupo 1-hidróxido da ceramida (ver figura 2). Outros esfingolípidos desprovidos de fosfato (cerebrósidos e gangliósidos) têm papéis relevantes, ainda que incompletamente compreendidos, nas membranas celulares.

A esfingomielina é um constituinte importante da bainha de mielina, que envolve os axónios de algumas células do sistema nervoso.

Funções

Para além da função estrutural desempenhada pelos fosfolípidos na constituição das membranas celulares, também possuem outras funções.

Fonte de segundos mensageiros:

Os fosfolípidos são uma fonte de ácido araquidónico para a formação de eicosanóides (derivados de ácidos gordos com 20 carbonos com funções de sinalização).

A degradação de fosfatidilinositol-4,5-difosfato dá origem a dois segundos mensageiros, diacilglicerol e inositol trifosfato.

Um derivado de fosfolípidos, 1-alquil-2-acetilglicerol-3-fosfocolina (factor activador das plaquetas), é um potente activador e mediador de várias funções dos leucócitos, como a agregação de plaquetas e inflamação.

Ancoragem de proteínas às membranas

Algumas proteínas da superfície celular estão ligadas covalentemente, pelo grupo carboxilo do aminoácido terminal, a etanolamina que, por sua vez, se liga ao inositol do fosfolípido fosfatidilinositol.

Referências

H. Lodish, *Molecular cell biology, Fifth Edition*, W. H. Freeman: New York, 2004, **ISBN:** 0716743663

R. Garrett, C. Grisham, *Biochemistry*, Third Edition, Brooks Cole: 2004, **ISBN:** 0534490336.

Criada em 28 de Dezembro de 2010

Revista em 19 de Janeiro de 2011

Aceite pelo editor em 19 de Janeiro de 2011

Esteróis

Referência : Oliveira, E. (2011), WikiCiências, 2(01):0242

Autor: Eduardo Oliveira

Editor: Pedro Alexandrino Fernandes ^[1]

Esteróis são uma classe de lípidos que partilham o motivo estrutural comum a todos os esteróides, uma estrutura tetracíclica com quatro anéis ligados entre si, três dos quais com seis carbonos e outro anel com cinco carbonos (núcleo esteróide) (ver figura 1). Os esteróis não possuem ácidos gordos, em vez disso, possuem uma cadeia curta de hidrocarbonetos ligada ao núcleo esteróide e, distinguem-se dos esteróides, por possuírem um grupo hidroxilo na posição C-3

Os esteróis desempenham diversas funções celulares e estão presentes na maioria das membranas celulares das células eucariotas, sendo o colesterol

(ver figura 1) o principal esterol das células animais. A proporção do colesterol nas diferentes membranas é variável, o que determina propriedades como a fluidez e permeabilidade das membranas.

Para além disso, os esteróis, em particular o colesterol, são precursores de uma variedade de compostos com actividade biológica, tais como as hormonas esteróides (nomeadamente estrogénios e progesterona), vitamina D ou sais biliares

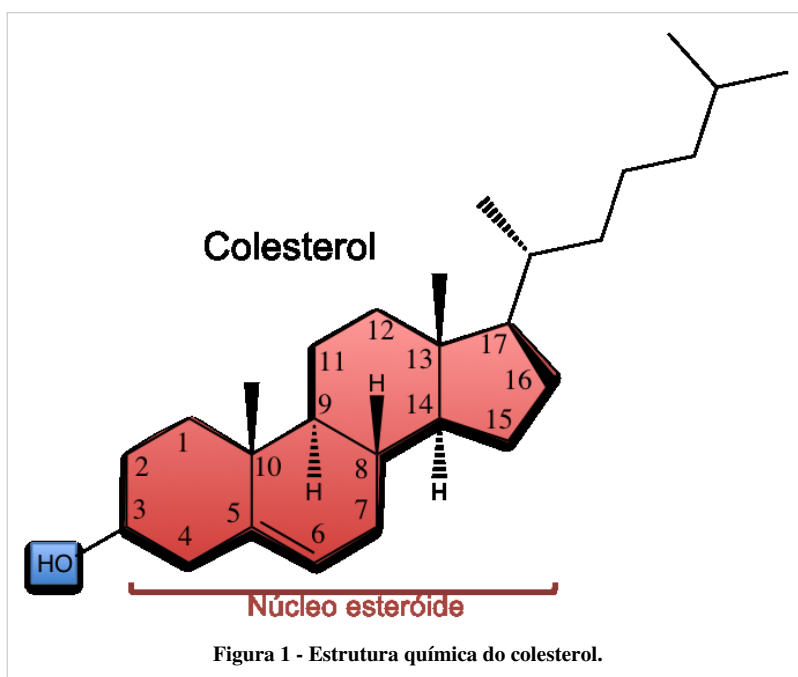


Figura 1 - Estrutura química do colesterol.

Referências

A. Lehninger, D. Nelson, M. Cox, *Lehninger principles of biochemistry*, Fifth Edition, W.H. Freeman: New York, 2008, ISBN: 9780716771081.

Criada em 28 de Dezembro de 2010

Revista em 12 de Janeiro de 2011

Aceite pelo editor em 19 de Janeiro de 2011

Triglicerídeos

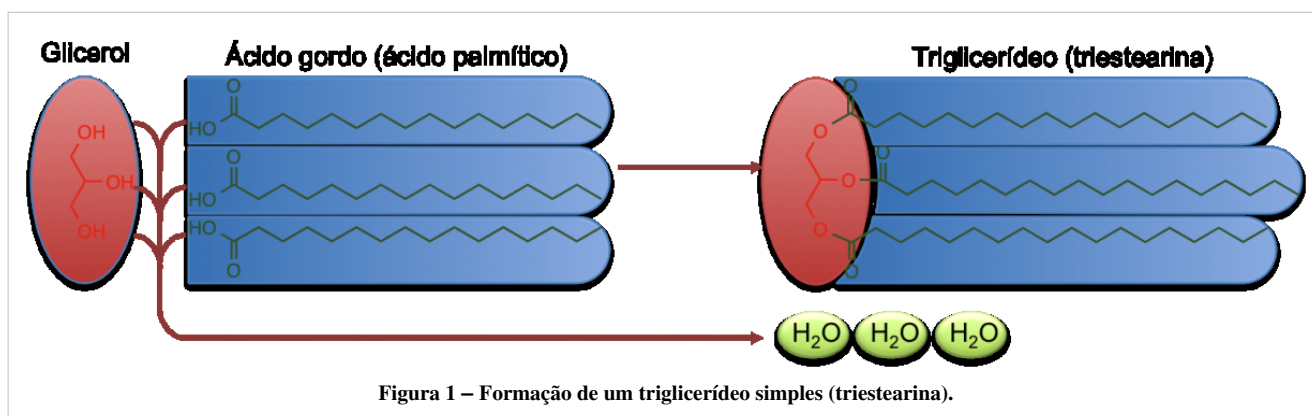
Referência : Oliveira, E. (2011), WikiCiências, 2(01):0243

Autor: Eduardo Oliveira

Editor: Pedro Alexandrino Fernandes ^[1]

Triglicerídeos (também designados triacilgliceróis, gorduras ou gorduras neutras) são ésteres constituídos por três resíduos de ácidos gordos e um resíduo de glicerol (ver figura 1). Esta é a forma principal de armazenamento celular e transporte dos ácidos gordos.

Estrutura química



Nos triglicerídeos os três grupos hidroxilo (-OH) do glicerol são esterificados com o grupo carboxilo dos ácidos gordos (ver figura 1).

Se os três ácidos gordos que constituem os triglicerídeos são os mesmos, designam-se triglicerídeos simples. No entanto, os triglicerídeos de ocorrência natural são mais comumente constituídos por uma mistura de ácidos gordos diferentes.

Os triglicerídeos são constituídos por moléculas apolares, pois os grupos polares dos seus precursores (grupos hidroxilo do glicerol e grupo carboxilo dos ácidos gordos) foram perdidos com a formação da ligação éster. Por esta razão são constituídos por moléculas muito hidrofóbicas, insolúveis em água e solúveis em solventes orgânicos, como o benzeno.

Nas células, os triglicerídeos ficam armazenados em gotas lipídicas no citosol. Nos vertebrados existem células especializadas para o armazenamento dos triglicerídeos, os adipócitos. Esta reserva de energia pode ser mobilizada pela ação de lipases, que são enzimas responsáveis pela hidrólise dos triglicerídeos, libertando os respectivos ácidos gordos e o glicerol. A oxidação completa de 1 g de triglicerídeos fornece cerca de 38 kJ de energia, enquanto as proteínas e carboidratos fornecem somente cerca de 17 kJ/g.

Funções

Para além de constituírem uma importante reserva energética, os triglicerídeos, nomeadamente o tecido adiposo, funciona como isolante térmico (ajudando a manter a temperatura corporal) e como protecção contra os choques mecânicos (protegendo os órgãos internos).

Referências

H. Lodish, *Molecular cell biology, Fifth Edition*, W. H. Freeman: New York, 2004, **ISBN:** 0716743663

A. Lehninger, D. Nelson, M. Cox, *Lehninger principles of biochemistry*, Fifth Edition, W.H. Freeman: New York, 2008, **ISBN:** 9780716771081.

R. Garrett, C. Grisham, *Biochemistry*, Third Edition, Brooks Cole: 2004, **ISBN:** 0534490336.

Criada em 28 de Dezembro de 2010

Revista em 12 de Janeiro de 2011

Aceite pelo editor em 19 de Janeiro de 2011

Cátodo

Referência : Spencer Lima, L. (2011), WikiCiências, 2(01):0244

Autor: Luis Spencer Lima

Editor: Jorge Gonçalves ^[1]

O cátodo é o eléctrodo de uma célula electroquímica onde se dá a redução de uma espécie química. Como a espécie que sofre redução necessita de electrões e é o ânodo que os fornece, o fluxo de electrões tem origem no ânodo e dirige-se para o cátodo, pelo que a corrente eléctrica tem o sentido oposto (do cátodo para o ânodo).

O cátodo, tal como o ânodo, pode ter sinal positivo ou negativo, conforme a célula electroquímica seja *galvânica* ou *electrolítica*, respectivamente. No caso de uma célula **galvânica**, a reacção de oxidação-redução dá-se de forma espontânea. Assim, os iões presentes na solução de electrólito onde está mergulhado o cátodo migram para a sua superfície onde sofrem redução, depositando-se sobre este. Como o cátodo tem deficiência de electrões, adquire uma polaridade *positiva*. Já numa célula **electrolítica**, ocorre a reacção de oxidação-redução inversa, devido a uma fonte de tensão que é introduzida no circuito, cuja diferença de potencial origina uma intensidade de corrente no sentido oposto de uma célula galvânica. Por isso, a oxidação passa a ocorrer no eléctrodo onde antes ocorria a redução e vice-versa. Assim, o cátodo passa a ter sinal *negativo*.

A palavra cátodo deriva do grego *káthodos* (*katá*, “para baixo” + *odós*, “caminho”), que significa descida (sentido descendente dos electrões). Tal como no caso do ânodo, a palavra cátodo foi criada em 1834 por William Whewell, um polímato, cientista, padre anglicano, filósofo, teólogo e historiador de ciência inglês do final do século XVIII e século XIX. Contudo, foi Michael Faraday, físico e químico inglês seu contemporâneo, quem utilizou e popularizou o termo após ter solicitado a Whewell novas terminologias para a descrição do processo de electrólise por ele descoberto.

O fenómeno da deposição de material (um metal, por exemplo) na superfície do cátodo como consequência da reacção de redução conduziu ao desenvolvimento da técnica denominada *electrodeposição*. Esta consiste na deposição electroquímica de uma camada de um metal sobre um material, conferindo-lhe propriedades diferentes do material original. Neste caso, o material que vai sofrer a deposição constitui o próprio cátodo. Um exemplo desta técnica é a vulgarmente designada “cromagem”, onde é depositada uma fina camada de crómio metálico no material para prevenir a corrosão, aumentar a dureza da superfície, facilitar a limpeza ou, simplesmente, funcionar como peça decorativa.

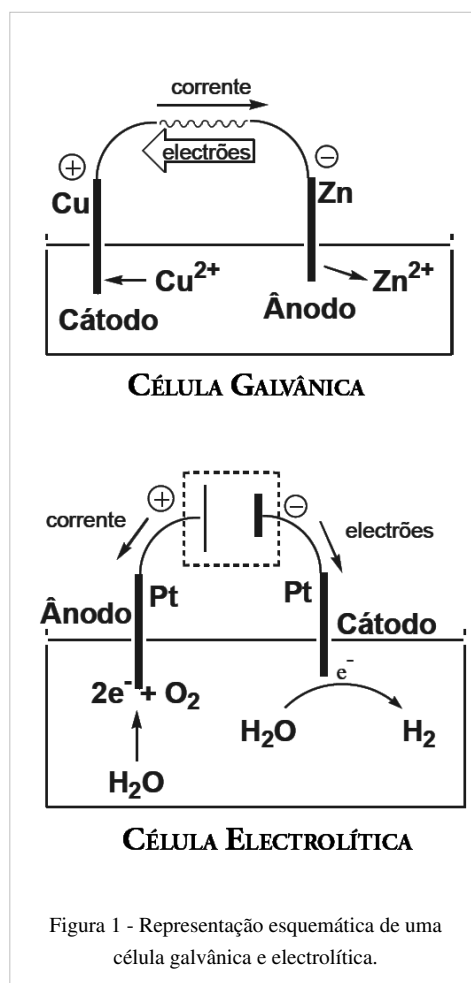


Figura 1 - Representação esquemática de uma célula galvânica e electrolítica.

Criada em 05 de Janeiro de 2010

Revista em 05 de Janeiro de 2011

Aceite pelo editor em 08 de Janeiro de 2011

Glicerol

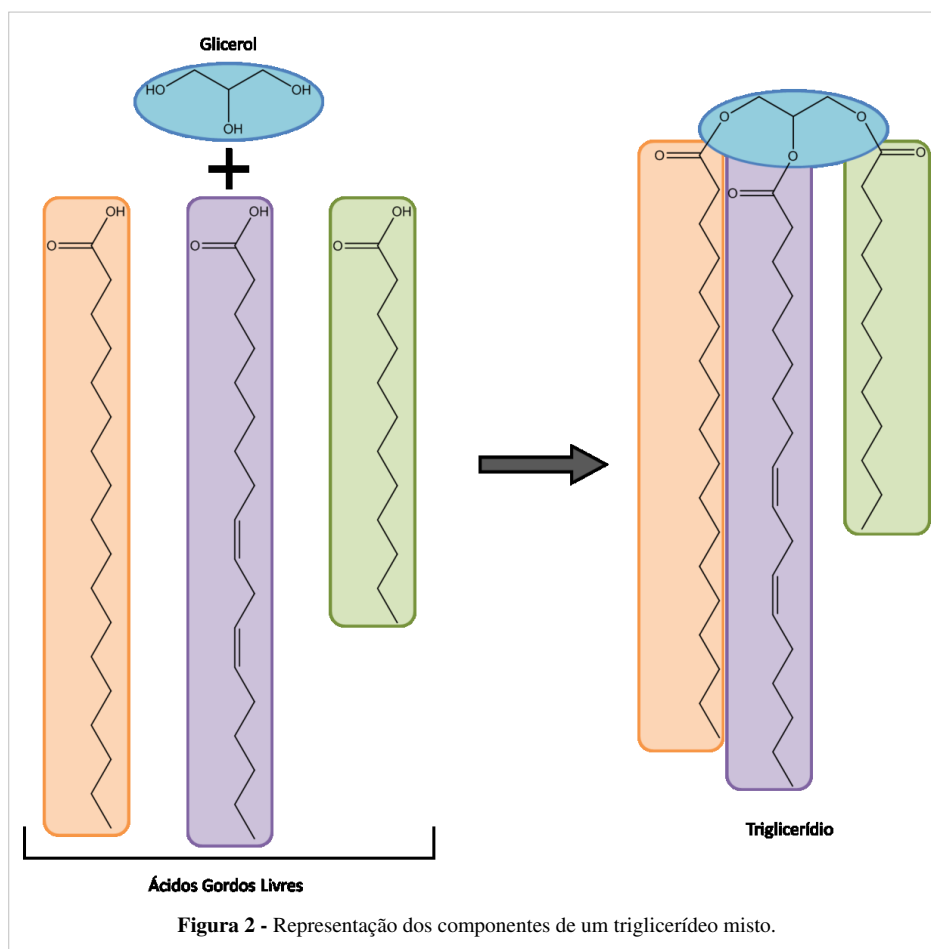
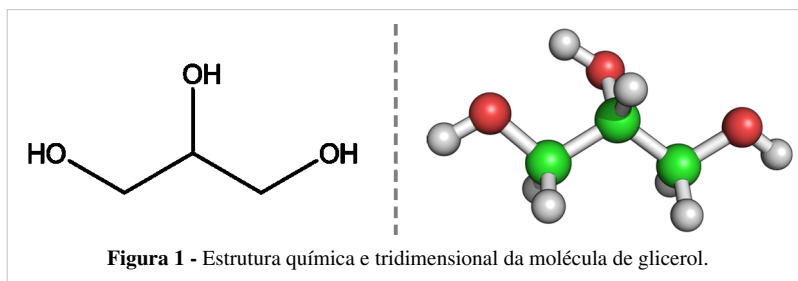
Referência : Gesto, D. (2011), WikiCiências, 2(01):0245

Autor: Diana Gesto

Editor: Pedro Alexandrino Fernandes ^[1]

O glicerol (propano-1,2,3-triol) é uma pequena molécula orgânica que tem um papel bastante importante nas células. À temperatura ambiente (25° C) apresenta-se como um líquido viscoso incolor e inodoro. O nome deriva da palavra grega glykos (γλυκός), que significa doce, uma vez que o glicerol tem um sabor adocicado. Quimicamente, o glicerol apresenta três grupos hidroxilo, o que lhe confere uma grande solubilidade em água.

A importância biológica do glicerol advém do facto deste ser um dos precursores dos triglicerídeos, uma forma de lípidos especializada no armazenamento de energia. Tal como o nome indica, os triglicerídeos são ésteres derivados de uma molécula de glicerol e três moléculas de ácidos gordos livres. O glicerol é também um dos precursores dos fosfolípidos, que são os principais constituintes das membranas biológicas das células e organelos. O glicerol pode ainda ser usado para formar glucose e fornecer energia para o metabolismo celular.



O glicerol tem ainda várias aplicações na indústria, como por exemplo:

- Pode ser usado na indústria alimentar de forma a ajudar a preservar os alimentos, como agente espessante, adoçante entre várias outras utilizações;
- Na indústria farmacêutica é usado no fabrico de pomadas, elixires e xaropes. É também utilizado em cosméticos, como cremes e loções, como agente hidratante e suavizante;
- É utilizado como agente anti-congelante para, por exemplo, automóveis;
- É um dos reagentes na produção de nitroglicerina, composto também com várias aplicações na indústria farmacêutica e de explosivos.

Referências

A. Lehninger, D. Nelson, M. Cox, *Lehninger principles of biochemistry*, Fifth Edition, W.H. Freeman: New York, 2008, **ISBN:** 9780716771081.

R. Garrett, C. Grisham, *Biochemistry*, Third Edition, Brooks Cole: 2004, **ISBN:** 0534490336.

Criada em 29 de Dezembro de 2010

Revista em 19 de Janeiro de 2011

Aceite pelo editor em 19 de Janeiro de 2011

Lípidos

Referência : Gesto, D. (2011), WikiCiências, 2(01):0246

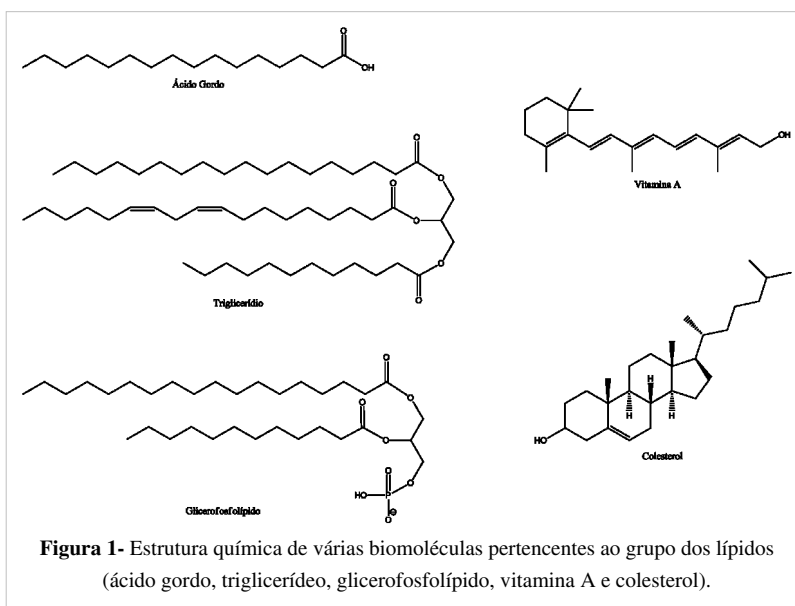
Autor: Diana Gesto

Editor: Pedro Alexandrino Fernandes ^[1]

Os lípidos são um grupo de biomoléculas bastante abrangente, em que todos compostos têm como característica comum o facto de serem insolúveis em água. Estes incluem moléculas tão diversas como gorduras, óleos, ceras, vitaminas lipossolúveis, fosfolípidos, entre outras. Quimicamente, os lípidos são principalmente constituídos por átomos de carbonos, hidrogénio e oxigénio.

Nas células, os lípidos podem desempenhar as mais variadas funções:

- Os fosfolípidos são os principais constituintes das membranas biológicas, como a membrana plasmática e as membranas dos organelos celulares, que impedem a passagem de iões e moléculas polares para o interior da célula. Estas membranas são compostas por uma bi-camada lipídica, sendo esta arquitectura conseguida devido ao facto de os fosfolípidos serem moléculas anfipáticas, que contêm ao mesmo tempo um grupo hidrofílico e um grupo hidrofóbico.
- As gorduras e os óleos são a principal forma de armazenamento de energia e são derivados dos ácidos gordos.
- Outros tipos de lípidos podem desempenhar funções mais especializadas, como as vitaminas lipossolúveis (A, D, E e K) ou hormonas (por exemplo, hormonas esteróides como os glucocorticóides ou os estrogénios). Alguns



lípidos são ainda utilizados nas células como cofactores enzimáticos, transportadores de electrões, ou moléculas sinalizadoras.

Referências

A. Lehninger, D. Nelson, M. Cox, *Lehninger principles of biochemistry*, Fifth Edition, W.H. Freeman: New York, 2008, **ISBN:** 9780716771081.

Criada em 28 de Dezembro de 2010

Revista em 19 de Janeiro de 2011

Aceite pelo editor em 19 de Janeiro de 2011

Ácidos Gordos

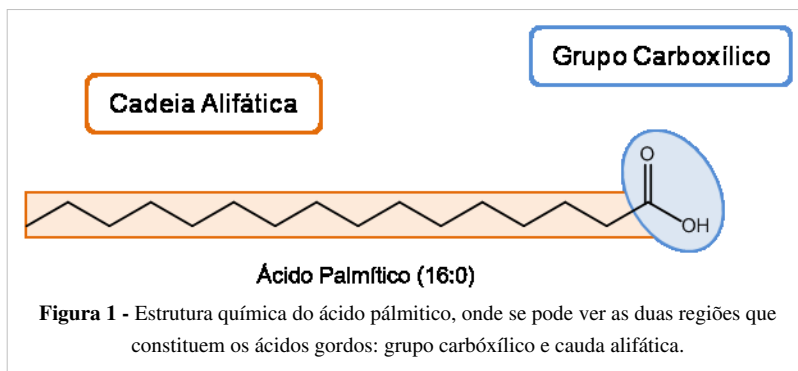
Referência : Gesto, D. (2011), WikiCiências, 2(01):0247

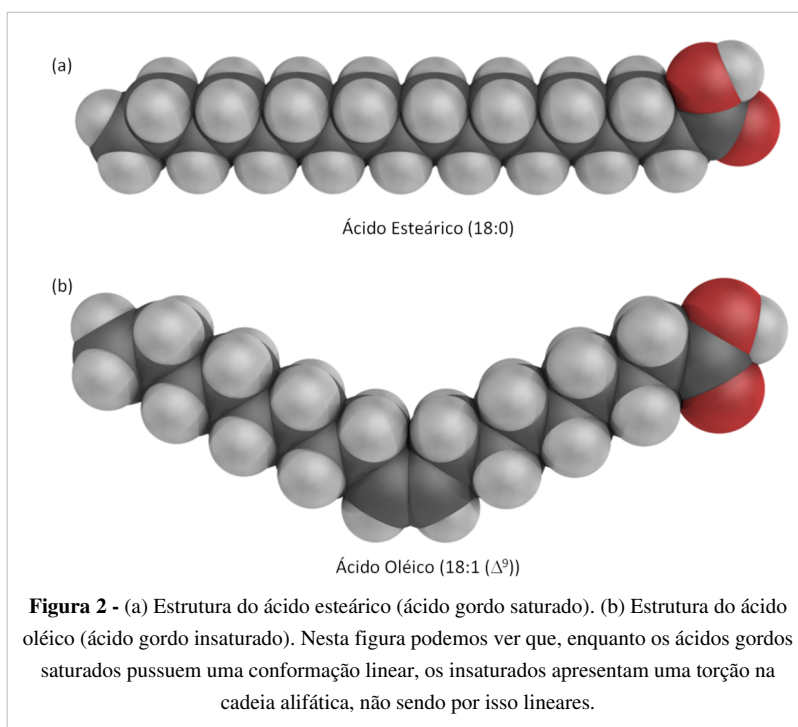
Autor: Diana Gesto

Editor: Pedro Alexandrino Fernandes ^[1]

Os ácidos gordos são derivados de hidrocarbonetos compostos por uma longa cadeia alifática não ramificada e por um grupo carboxílico. Tal como a glicose, os ácidos gordos são uma importante fonte de energia para as células, sendo estes armazenados no tecido adiposo sob a forma de triglicerídeos. Estes são também um dos precursores dos fosfolípidos e muitos outros lípidos com diversas funções. Se os ácidos gordos não estiverem associados a mais nenhuma molécula são designados por ácidos gordos livres.

A cadeia alifática dos ácidos gordos pode variar entre 4 e 36 carbonos. No entanto, nas células, os ácidos gordos predominantes apresentam um número par de átomos de carbonos, geralmente 14, 16, 18 ou 20. Os ácidos gordos podem ser classificados como saturados ou insaturados, dependendo da presença ou não de ligações duplas C-C na cadeia alifática. Assim, se um determinado ácido gordo apresentar uma ou mais ligações duplas, este será classificado como insaturado ou poli-insaturado (se tiver mais que uma), enquanto que um que não apresente qualquer ligação dupla será saturado.





Uma das nomenclaturas mais simples e usuais para designar ácidos gordos utiliza abreviaturas do tipo X:Y, em que X designa o número de carbonos da molécula e Y o número de ligações duplas. Desta forma, uma molécula composta por 14 carbonos (incluindo o do grupo carboxílico) e sem ligações duplas seria designada por 14:0. Caso existam ligações duplas, pode ainda especificar-se a sua localização utilizando o símbolo Δ (delta). Assim, um ácido gordo com 18 carbonos e duas ligações duplas, uma entre o C-9 e o C-10 e outra entre o C-12 e C-13 (sendo C-1 o carbono do grupo carboxílico) é designado 18:2($\Delta^{9,12}$).

As propriedades físicas dos ácidos gordos são maioritariamente determinadas pelo tamanho da cadeia alifática e pelo número de ligações duplas. Apesar de possuírem um grupo hidrofílico na sua constituição, a maioria dos ácidos gordos são insolúveis em água, devido à cadeia de carbonos, e quanto maior esta cadeia for e menor número de ligações duplas tiver, menor será também a sua solubilidade. A temperatura de fusão varia de forma semelhante mas inversa: quanto maior for a cadeia e menor for o número de ligações duplas, maior é a temperatura de fusão. A razão para este comportamento prende-se com o empacotamento das moléculas. A cadeia alifática dos ácidos gordos saturados é praticamente linear e bastante mais flexível do que cadeias que apresentem ligações duplas, o que permite que as moléculas se disponham de maneira a maximizar o número de interações dispersivas. Assim, quanto maior o número de interações entre as moléculas será necessário fornecer também mais energia ao sistema para quebrar estas ligações, o que se traduz num aumento do ponto de fusão. No caso dos ácidos gordos insaturados, a presença de uma ligação dupla leva a uma torção na cadeia, o que dificulta o empacotamento, e desta forma, as interações entre as moléculas são mais fracas.

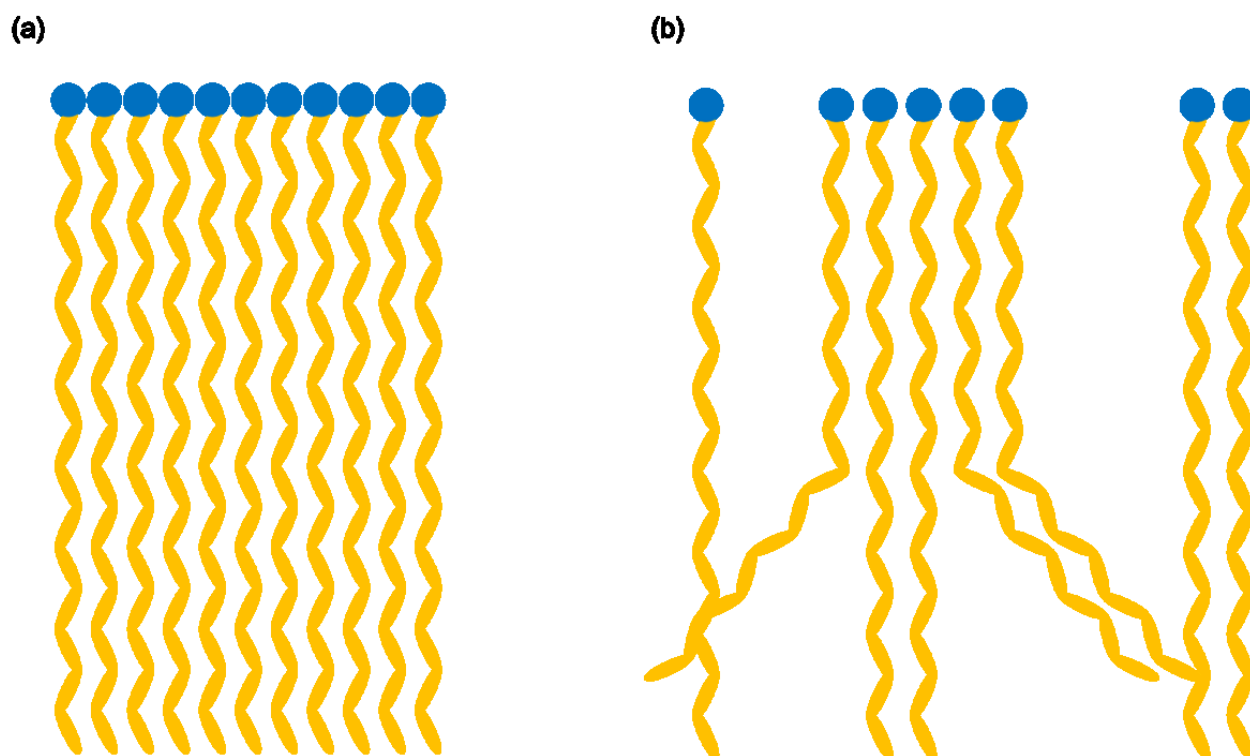


Figura 3 - Diferenças no empacotamento de ácidos gordos saturados (a) e de uma mistura de ácidos gordos saturados e insaturados (b). A conformação linear dos ácidos gordos saturados permite que estes interajam mais fortemente uns com os outros. Pelo contrário, os ácidos gordos insaturados apresentam uma torção na cauda alifática, o que leva a que o seu empacotamento não seja tão perfeito, e por isso, as interações sejam mais fracas.

Referências

A. Lehninger, D. Nelson, M. Cox, *Lehninger principles of biochemistry*, Fifth Edition, W.H. Freeman: New York, 2008, ISBN: 9780716771081.

Harvey F. Lodish, *Molecular cell biology*, Fifth Edition, W. H. Freeman: New York, 2004, ISBN: 0716743663.

Criada em 12 de Janeiro de 2011

Revista em 19 de Janeiro de 2011

Aceite pelo editor em 19 de Janeiro de 2011

Hidratos de carbono

Referência : Brás, N. (2011), WikiCiências, 2(01):0248

Autor: Natércia Brás

Editor: Pedro Alexandrino Fernandes ^[1]

Os hidratos de carbono, também denominados por glícidos, glúcidos, sacarídeos ou simplesmente “açúcares”, são compostos orgânicos ternários, ou seja, constituídos por átomos de carbono (C), oxigénio (O) e hidrogénio (H). A etimologia da palavra “açúcar” advém do termo sânscrito *sharkara* que significa “grão” ou “areia grossa”, tendo sido introduzida na língua portuguesa através do termo árabe *al zukkar*. A designação hidratos de carbono deriva da fórmula de estrutura geral $[C(H_2O)]_n$, onde se verifica uma proporção de dois átomos de H para um átomo de O, tal como se verifica na molécula de água (H_2O), em conjunto com átomos de carbono. No entanto, alguns hidratos de carbono podem também conter átomos de azoto (N) ou enxofre (S) na sua composição. Em Química, os hidratos de carbono são definidos como poli-hidroxialdeídos ou poli-hidroxiketonas, designando-se por aldoses ou cetoses, caso possuam o grupo funcional aldeído ou cetona, respectivamente.

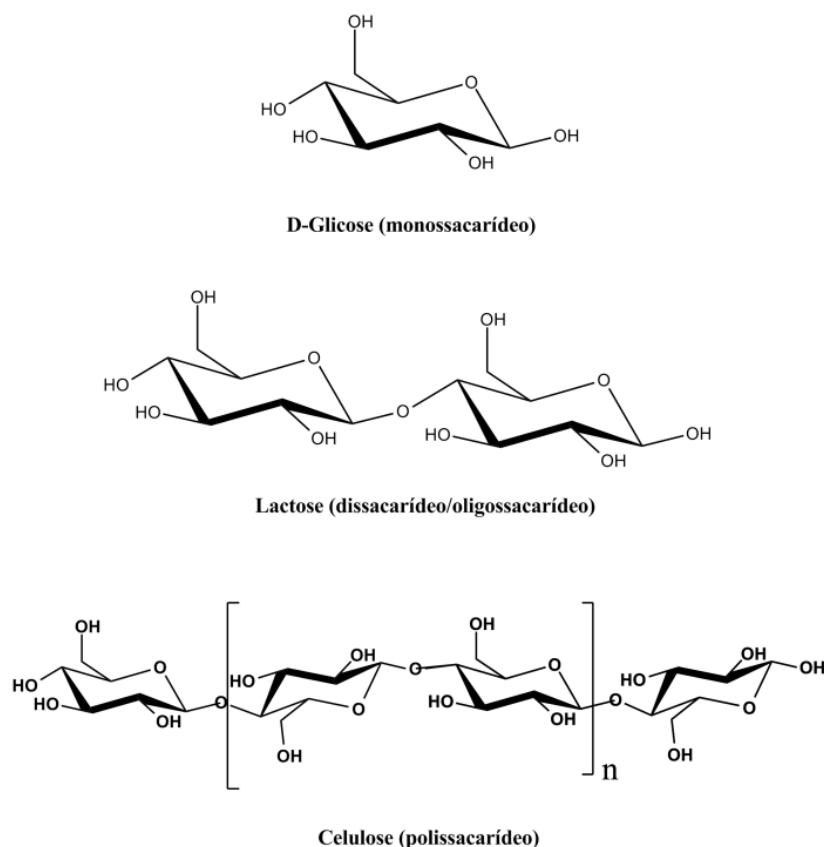


Figura 1 – Representação de exemplos dos diferentes tipos de hidratos de carbono (mono-, oligo- e polissacarídeo).

Os hidratos de carbono são as biomoléculas mais abundantes nos seres vivos. Estas desempenham diversas funções, sendo as mais relevantes relacionadas com a obtenção e a reserva de energia em quase todos os seres vivos. No entanto, também actuam como suporte estrutural em plantas, animais e alguns microrganismos. Os hidratos de carbono são produzidos pelas plantas através do processo fotossintético e são degradados pelos animais no decorrer da respiração celular de forma a obter energia, constituindo assim a fonte primária de energia dos seres vivos.

De acordo com a sua complexidade, os hidratos de carbono podem ser classificados em oses (monossacarídeos) e ósidos (oligossacarídeos e polissacarídeos). A glicose, frutose e galactose são exemplos de oses importantes, não hidrolisáveis e fornecedores importantes de energia. Os monossacarídeos são a unidade estrutural dos hidratos de

carbono, sendo os oligossacarídeos e os polissacarídeos constituídos a partir da polimerização destes. Os monossacarídeos constituem o esqueleto principal do metabolismo energético celular enquanto os polissacarídeos servem, principalmente, como reservas de monossacarídeos ou como factores estruturais. O hidrato de carbono mais comum e abundante é o monossacarídeo glicose, o qual desempenha um papel fundamental na fotossíntese e respiração celular nas plantas e animais, respectivamente. Os oligossacarídeos são moléculas relativamente pequenas enquanto os polissacarídeos formam verdadeiras macromoléculas. Entre os hidratos de carbono encontram-se também as pectinas, que estão presentes nos vegetais. As suas propriedades gelificantes são utilizadas nas compotas e pomadas farmacêuticas, enquanto o seu poder hemostático é aplicado em medicina.

Os hidratos de carbono são a maior reserva energética constituinte das plantas, sob a forma de amido (polissacarídeo). No entanto, os animais apresentam apenas pequenas quantidades de hidratos de carbono no sangue, sob a forma de glicose (monossacarídeo), e no fígado e músculos, sob a forma de glicogénio (polissacarídeo). Para além disso, os hidratos de carbono possuem também um importante papel estrutural como constituintes das membranas celulares (actividade construtora ou plástica), nos animais constituindo o exoesqueleto dos artrópodes sob a forma de quitina (polissacarídeo) e nas plantas sob a forma de celulose (polissacarídeo). Outras moléculas biológicas também incluem hidratos de carbono na sua constituição, como os ácidos nucleicos (ribose e desoxiribose nas moléculas de ARN e ADN, respectivamente), algumas proteínas (glicoproteínas) e lípidos (glicolípido). Existem ainda moléculas derivadas de hidratos de carbono cruciais para a química biológica de muitos seres vivos, como por exemplo a heparina que desempenha uma função extremamente importante como anticoagulante.

Referências

T.. Lindhorst , Essentials of Carbohydrate Chemistry and Biochemistry, First Edition, Wiley-VCH, 2007, ISBN: 978-3-527-31528-4.

A. Quintas, A. Freire e M. Halpern, Bioquímica – Organização Molecular da Vida, Lidel, 2008 ISBN: 978-972-757-431-5.

Dicionário Enciclopédico de Português, Editorial Verbo, 2006, ISBN: 978-989-554-244-4.

<http://pt.wikibooks.org/wiki/Bioqu%C3%ADmica/Gl%C3%ADcidos>

<http://pt.wikipedia.org/wiki/A%C3%A7%C3%ACar>

Criada em 28 de Dezembro de 2010

Revista em 19 de Janeiro de 2011

Aceite pelo editor em 19 de Janeiro de 2011

Ânodo

Referência : Spencer Lima, L. (2011), WikiCiências, 2(01):0249

Autor: Luis Spencer Lima

Editor: Jorge Gonçalves ^[1]

O ânodo é o eléctrodo de uma célula electroquímica onde se dá a oxidação de uma espécie química. Como a espécie que sofre oxidação perde electrões, o fluxo de electrões tem origem no ânodo e dirige-se para o cátodo, pelo que a corrente eléctrica tem o sentido oposto (do cátodo para o ânodo).

O ânodo pode ser positivo ou negativo, conforme o tipo de célula electroquímica em questão. No caso de uma célula **galvânica** (também designada por voltaica), a reacção de oxidação-redução dá-se espontaneamente. A oxidação que se dá no ânodo ocorre à superfície do eléctrodo, dando origem a um excesso de electrões que migram em direcção ao cátodo, onde se dá a reacção de redução. Este excesso de electrões faz com que o ânodo tenha sinal *negativo*. No caso de uma célula **electrolítica**, é aplicada ao circuito uma diferença de potencial no sentido oposto ao de uma célula galvânica, para que ocorra a reacção não espontânea. Desta forma, ânodo e cátodo invertem a sua posição relativamente a uma célula galvânica, pois onde ocorria oxidação dá-se a redução e vice-versa. Assim sendo, numa célula electrolítica, o ânodo tem sinal *positivo*.

O termo ânodo deriva do grego “*anodos*”, que significa “subida”, e foi criado em 1834 por William Whewell, um polímato inglês, cientista, padre anglicano, filósofo, teólogo e historiador de ciência do final do século XVIII e século XIX, a pedido do físico e químico inglês Michael Faraday, seu contemporâneo, que o contactou para elaborar novas designações que seriam necessárias para completar o seu artigo sobre o processo de electrólise, entretanto descoberto.

Uma das formas mais eficazes de evitar a corrosão dos metais é a utilização de *ânodos sacrificiais*, que se ligam ao metal a proteger. Tal como o próprio nome indica, os ânodos sacrificiais são quem sofre, preferencialmente, a corrosão (são “sacrificados”), para assim poder proteger o material que importa preservar. Este método é conhecido como *protecção catódica*, e efectua-se para proteger contra a corrosão cascos de navios e tubagens enterradas, erm que se usa zinco como metal sacrificial para proteger o aço.

Para evitar a sua corrosão, o alumínio, é revestido por uma camada aderente e impermeável de óxido de alumínio formada sobre a superfície quando o alumínio é oxidado (Al_2O_3). Este processo designa-se por *anodização* quando o processo é electrolítico (não espontâneo) ou *passivação* quando o processo é galvânico (espontâneo), onde o alumínio funciona como o ânodo. Como o óxido formado cobre toda a superfície e é um material impermeável, muito aderente e não condutor, constitui uma protecção bastante eficaz contra a corrosão do alumínio.

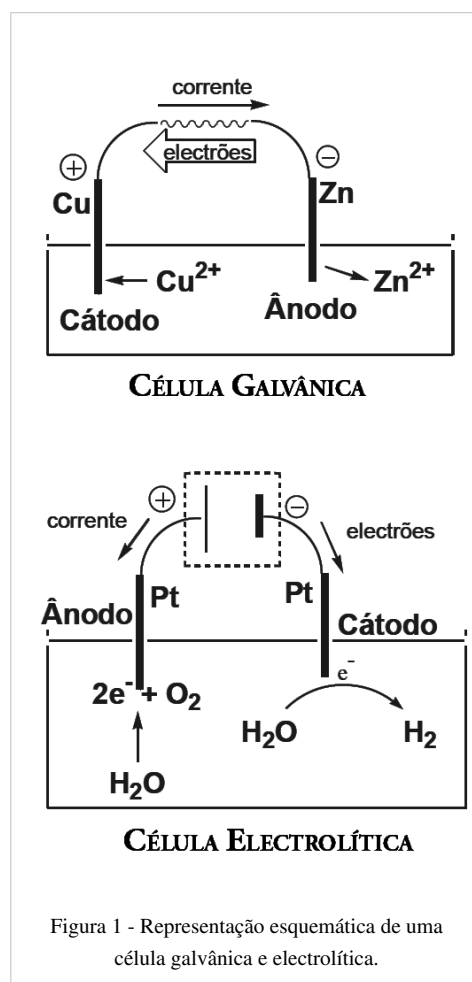


Figura 1 - Representação esquemática de uma célula galvânica e electrolítica.

Criada em 05 de Janeiro de 2010

Revista em 19 de Janeiro de 2011

Aceite pelo editor em 22 de Janeiro de 2011

Propriedades Coligativas

Referência : Spencer Lima, L. (2011), WikiCiências, 2(01):0250

Autor: Luis Spencer Lima

Editor: Jorge Gonçalves ^[1]

Propriedades coligativas das soluções são propriedades físicas que dependem única e exclusivamente do número de partículas (moléculas ou iões) de soluto dissolvidas numa dada massa de solvente e não da natureza das partículas. São exemplos de propriedades coligativas o abaixamento da pressão de vapor, o aumento da temperatura de ebulição (elevação ebulioscópica) e a diminuição da temperatura de fusão (depressão crioscópica).

As propriedades coligativas foram estudadas pela primeira vez por François-Marie Raoult, químico francês nascido em 1830, em Fournes. O seu primeiro artigo sobre a depressão crioscópica de uma solução relativamente ao solvente puro foi publicado em 1878^[1]. As relações estabelecidas por Raoult para o abaixamento da pressão de vapor e para a depressão crioscópica de uma solução conduziram ao desenvolvimento de métodos de determinação da massa molar de um soluto num dado solvente. Estes métodos permitiram a Jacobus van't Hoff, Wilhelm Ostwald e outros químicos comprovar o fenómeno da dissociação (em iões) dos electrólitos em solução. Ernst Beckmann introduziu melhorias significativas no método crioscópico de determinação de massas molares, o que fez com que se tornasse num método padrão de determinação de massas molares de substâncias orgânicas. No entanto, pelo final do século XX, os métodos baseados nas propriedades coligativas foram sendo substituídos pela determinação directa de massas moleculares através da espectrometria de massa.

Como as propriedades coligativas dependem apenas do número de partículas de soluto dissolvidas por unidade de massa de solvente, tem de se ter em consideração o facto de cada molécula de um soluto iónico dar origem a dois ou mais iões em solução. Por exemplo, ao dissolver-se uma mole de cloreto de potássio (KCl) em água, dado que se trata de um electrólito forte, há uma separação total entre os iões, dando origem a uma mole de catião potássio (K^+) e a uma mole de anião cloreto (Cl^-). Como tal, é necessário introduzir um factor que tenha em consideração a formação de um maior número de partículas em solução.

A importância das propriedades coligativas torna-se evidente em muitos momentos do quotidiano. Um dos exemplos mais elucidativos é quando se espalha cloreto de sódio ("sal") nas estradas com gelo. A depressão crioscópica resultante é suficiente para, na maior parte dos casos, diminuir bastante o ponto de fusão da água para valores abaixo de zero, o que origina a fusão do gelo e, consequentemente, torna a estrada transitável e consideravelmente mais segura.

Referências

1. M.F.-M. Raoult, *C. R. Acad. Sci. Paris*, Ser. 2, 87 (1878) 167-169 (disponível em <http://gallica.bnf.fr/ark:/12148/bpt6k3044x.image.r=raoult.f176.langFR>, consultado em 27 de Outubro de 2009)

Criada em 03 de Novembro de 2009

Revista em 19 de Janeiro de 2011

Aceite pelo editor em 22 de Janeiro de 2011

Momento Dipolar

Referência : Spencer Lima, L. (2011), WikiCiências, 2(01):0251

Autor: Luis Spencer Lima

Editor: Jorge Gonçalves ^[1]

Um dipolo eléctrico é o conjunto de duas cargas de igual módulo mas sinal oposto, separadas por uma determinada distância. As moléculas podem constituir dipolos se existir separação de cargas eléctricas devido à distribuição não uniforme dos electrões em torno dos átomos, provocada pelas diferenças de electronegatividade entre estes. O momento de um dipolo, ou momento dipolar é uma grandeza vectorial ($\vec{\mu}$) cuja magnitude (μ) é igual ao produto da carga eléctrica pela distância que separa as cargas, tem a direcção do segmento de recta que une os centros das cargas e o sentido da carga negativa para a positiva. A convenção oposta é utilizada por alguns autores, mas a IUPAC desaconselha-a. O momento dipolar é normalmente expresso em unidades Debye (D) que, embora não seja a unidade SI (que é o C·m, Coulomb·metro, 1 C·m = 2,997 924 58 D), é a mais usada à escala molecular.

As ligações químicas polares apresentam um momento dipolar associado. O momento dipolar de uma ligação química entre dois átomos depende da sua diferença de electronegatividades e do comprimento da ligação. Quanto maior for essa diferença e o comprimento de ligação, maior é o momento dipolar dessa mesma ligação. Numa ligação química, ao átomo mais electronegativo é atribuída uma maior densidade electrónica (δ^-) e ao outro átomo é atribuída menor densidade (δ^+). O momento dipolar da ligação é $\vec{\mu} = \delta \cdot \vec{x}$ em que $\vec{x}$ é o vector de magnitude igual ao comprimento da ligação e sentido da carga negativa para a carga positiva.

Numa molécula, o momento dipolar $\vec{\mu}$ é igual à soma dos momentos dipolares de todas as ligações químicas entre os átomos que a constituem e depende da sua geometria. Se todas as ligações químicas forem apolares, então a molécula resultante é apolar ($\vec{\mu}$ é nulo). Se a molécula contém ligações polares, então ela pode ser polar ou apolar. Uma molécula que contém ligações polares é apolar quando a sua geometria é tal que a resultante dos momentos dipolares de todas as ligações é nula.

Considerem-se as moléculas O₂, HCl, KBr, CO₂ e H₂O. Quando uma molécula é constituída por dois átomos do mesmo elemento, não há separação de carga, logo o momento dipolar é nulo. É o que se passa com a molécula de oxigénio, O₂. Já na molécula de HCl (cloreto de hidrogénio), o átomo de cloro é mais electronegativo que o átomo de hidrogénio ($\Delta\chi = 0,96$), o que resulta numa ligação polar $H^{\delta+} \leftarrow Cl^{\delta-}$, com momento dipolar de 1,05 D.^[1] Na molécula de KBr (brometo de potássio), a diferença de electronegatividade entre os átomos é bastante considerável ($\Delta\chi = 2,14$), o que resulta num momento dipolar maior, $\mu = 10,41$ D.^[2] Na molécula de CO₂, a diferença de electronegatividade entre os átomos de oxigénio e carbono é $\Delta\chi = 0,89$ o que faz com que cada ligação C=O seja polar, com $O^{\delta-}$ e $C^{\delta+}$. No entanto como a molécula é linear, os vectores de ambas as ligações C=O anulam-se, resultando na molécula de CO₂ apolar ($\mu = 0$ D). Por fim, na molécula de H₂O, a diferença de electronegatividade entre os átomos é $\Delta\chi = 1,24$, o que faz com que cada ligação H–O seja polar, com $O^{\delta-}$ e $H^{\delta+}$. Ao contrário da molécula de CO₂, a molécula de H₂O não é linear mas sim angular, o que faz com que a soma dos vectores $\vec{\mu}$ de cada ligação H–O não seja nula, mas antes resulte num momento dipolar com uma magnitude $\mu = 1,85$ D ^[3] (molécula polar).

Referências

1. Hydrogen chloride ^[1], consultado no dia 08/01/2010.
2. Potassium bromide ^[2], consultado no dia 08/01/2010.
3. Properties of water ^[3] consultado no dia 08/01/2010.

Criada em 03 de Março de 2010

Revista em 17 de Janeiro de 2011

Aceite pelo editor em 22 de Janeiro de 2011

Série de Balmer

Referência : Spencer Lima, L. (2011), WikiCiências, 2(01):0252

Autor: Luis Spencer Lima

Editor: Jorge Gonçalves ^[1]

A série de Balmer corresponde ao conjunto de transições electrónicas num átomo de hidrogénio de estados excitados ($n \geq 3$) para o nível $n = 2$ responsáveis pela emissão de radiação na zona do visível e do ultra-violeta (UV) próximo.

A figura 1 representa o espectro de emissão de riscas do átomo de hidrogénio na zona do visível e ultravioleta. As quatro primeiras riscas a contar da direita para a esquerda correspondem às transições de menor energia e situam-se na zona do visível.

As riscas marcadas a cinzento já estão

situadas na zona do UV próximo, dado o seu comprimento de onda (λ) ser inferior a 400 nm. Cada transição é designada de forma sequencial por uma letra do alfabeto grego. Assim, a primeira transição ($n = 3 \rightarrow n = 2$) é designada por H- α , a segunda transição ($n = 4 \rightarrow n = 2$) é designada por H- β e assim sucessivamente.

As características das transições da série de Balmer estão compiladas na tabela seguinte:

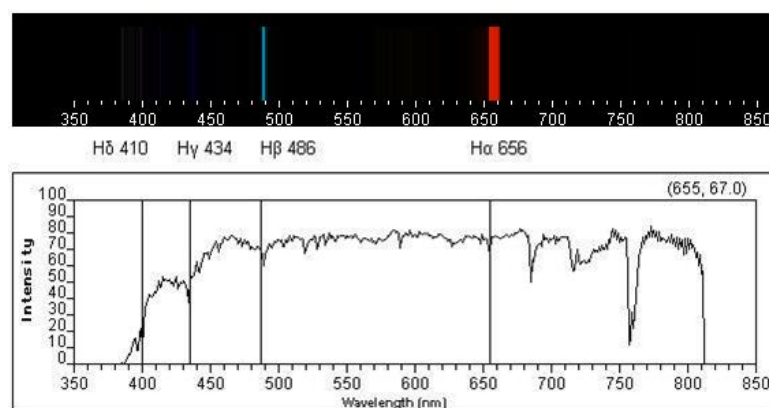


Figura 1 – Espectro de emissão de riscas do átomo de hidrogénio. As riscas vermelha, azul-esverdeada e as duas violetas mais próximas correspondem às únicas transições na zona do visível da série de Balmer. As restantes riscas na zona mais à esquerda situam-se na zona do UV próximo.

Transição	3 → 2	4 → 2	5 → 2	6 → 2	7 → 2	8 → 2	9 → 2	∞ → 2
Nome	H- α	H- β	H- γ	H- δ	H- ε	H- ζ	H- η	
$\lambda_{nm}^{[1]}$	656,3	486,1	434,1	410,2	397,0	388,9	383,5	364,6
Energia / kJ · mol ⁻¹	182,3	246,1	275,6	291,6	301,3	307,6	311,9	328,1
Cor	Vermelha	Azul-esverdeada	Violeta	Violeta	(UV)	(UV)	(UV)	(UV)

Esta série foi assim designada em homenagem ao matemático suíço Johann Balmer, pois foi ele, em 1885, o primeiro a desenvolver uma fórmula empírica que permitia prever o comprimento de onda de qualquer transição electrónica num átomo de hidrogénio de um estado excitado para o nível $n = 2$. Três anos mais tarde, o físico sueco Johannes Rydberg generalizou a fórmula de Balmer de modo a poder prever-se o comprimento de onda da radiação emitida em qualquer transição electrónica entre dois níveis no átomo de hidrogénio:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad \text{com } n_1 < n_2 (n = 1, 2, 3, \dots) \quad (1)$$

Esta expressão é hoje conhecida como fórmula de Rydberg, e inclui a fórmula de Balmer como caso particular ($n_2 > 2$ e $n_1 = 2$).

Nesta equação, n_1 e n_2 representam os níveis atómicos correspondentes à transição electrónica $n_2 \rightarrow n_1$, R representa a constante de Rydberg, $R = 1,097\,373\,156\,852\,5\,(73) \times 10^7 \text{ m}^{-1}$. No caso da série de Balmer, $n_1 = 2$.

A série de Balmer tem uma grande aplicação na área da astronomia, pois está presente nos espectros de emissão de inúmeros corpos estelares (dada a elevada abundância de hidrogénio no Universo), o que é utilizado para a classificação das estrelas em termos da temperatura da sua superfície com base na intensidade das linhas do espectro de emissão. É, ainda utilizada na detecção de objectos estelares como grupos de galáxias, grupos de estrelas, estrelas de neutrões ou buracos negros e, também, na determinação de distâncias entre galáxias.

Referências

1. Wikipedia(en):Balmer Series ^[1], consultada em 22/01/2010

Criada em 07 de Março de 2010

Revista em 18 de Janeiro de 2011

Aceite pelo editor em 22 de Janeiro de 2011

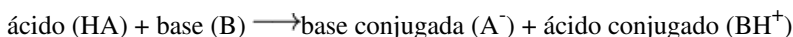
Teoria de Brønsted-Lowry

Referência : Spencer Lima, L. (2011), WikiCiências, 2(01):0253

Autor: Luis Spencer Lima

Editor: Jorge Gonçalves ^[1]

A teoria de Brønsted-Lowry, também designada por teoria protónica de Brønsted-Lowry, foi desenvolvida para descrever o comportamento ácido-base das substâncias. De acordo com esta teoria, um ácido é uma espécie química capaz de "doar" um próton (catião hidrogénio) e uma base é uma espécie capaz de aceitar um próton. Isto significa que, quando uma espécie se comporta como um ácido e cede um próton, tem de haver uma outra espécie que se comporte como base e aceite o próton. Assim, desta teoria resulta a equação química genérica seguinte,



em que "base conjugada" representa a espécie química a que um ácido dá origem após perda de um próton e "ácido conjugado" a espécie a que uma base dá origem após o ganho de um próton. A teoria de Brønsted-Lowry é mais abrangente que a teoria de Arrhenius. Segundo a teoria de Arrhenius, um ácido é uma substância que em solução aquosa liberta iões H^+ e uma base é uma substância que em solução aquosa liberta iões HO^- . Ora tendo em consideração os conceitos de ambas as teorias, verifica-se que todos os ácidos ou bases de Arrhenius são capazes de doar ou aceitar protões, ou seja, também são ácidos e bases de Brønsted-Lowry (e.g. o ácido clorídico, HCl , é um ácido de Arrhenius e de Brønsted-Lowry e o hidróxido de sódio, NaHO , por poder libertar iões HO^- ou captar protões, também é uma base de Brønsted-Lowry). No entanto, o contrário não é verdadeiro porque, por exemplo, o amoníaco (NH_3), que não pode libertar iões HO^- , é apenas uma base de Brønsted-Lowry e não uma base de Arrhenius.

Estes novos conceitos de ácido e base foram desenvolvidos e propostos em 1923, de forma independente, pelo químico dinamarquês Johannes Brønsted e pelo químico inglês Thomas Lowry. Por isso, a teoria foi denominada "de Brønsted-Lowry" em homenagem a ambos os cientistas. Nesse mesmo ano foi desenvolvida pelo químico americano Gilbert Lewis uma teoria de ácido-base ainda mais abrangente, tendo ficado conhecida como teoria ácido-base de Lewis. Estas duas teorias são as mais utilizadas no tratamento das reacções de ácido-base.^[1]

Há substâncias que se podem comportar-se quer como ácidos quer como bases, conforme a espécie com quem reagem. Estas substâncias designam-se por substâncias anfotéricas. Apresentam-se seguidamente alguns exemplos de reacções de ácido-base segundo a teoria de Brønsted-Lowry:

- $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$; NH_3 é a base e NH_4^+ o seu ácido conjugado, H_2O é o ácido e HO^- a sua base conjugada.
- $\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{CH}_3\text{CHOHCOO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$; $\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}$ (ácido láctico) é o ácido e $\text{CH}_3\text{CHOHCOO}^-$ a sua base conjugada, H_2O é a base e H_3O^+ o seu ácido conjugado.
- $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) \longrightarrow \text{HSO}_4^-(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{COOH}_2^+(\text{aq})$; H_2SO_4 (ácido sulfúrico) é o ácido e HSO_4^- a sua base conjugada, CH_3COOH (ácido acético) é a base e $\text{CH}_3\text{COOH}_2^+$ o seu ácido conjugado (nesta reacção, como o ácido sulfúrico é mais forte que o ácido acético, este último comporta-se como uma base).

Referências

1. IUPAC Gold Book: Acid ^[1], consultado em 07/01/2010

Criada em 06 de Março de 2010

Revista em 05 de Janeiro de 2011

Aceite pelo editor em 22 de Janeiro de 2011

Compósito

Referência : Manuel Ferreira Fernandes, R. (2011), WikiCiências, 2(01):0254

Autor: Ricardo Ferreira Fernandes

Editor: Jorge Gonçalves ^[1]

Um compósito é um material formado a partir da mistura de dois ou mais constituintes imiscíveis que diferem entre si na forma e na composição química. Os materiais compósitos apresentam propriedades significativamente diferentes das propriedades dos seus constituintes.

Os materiais que constituem um compósito dividem-se em duas categorias principais: **matriz** e **reforço**. O material que constitui a **matriz** é contínuo (envolvendo assim os outros constituintes e mantendo-os na sua posição relativa), proporcionando alguma ductilidade ao compósito que transmite os esforços mecânicos aos materiais de reforço. Os materiais que constituem o **reforço** são descontínuos (sendo envolvidos pela matriz), suportam os esforços aplicados ao compósito e, em geral, apresentam elevada resistência e rigidez. Da combinação dos diferentes materiais obtém-se um efeito sinérgico, em que os compósitos apresentam propriedades mecânicas superiores à soma das propriedades individuais de cada constituinte.

Os primeiros compósitos produzidos pelo homem foram tijolos feitos à base de colmo e lama usados em construções primitivas. No entanto, existem também compósitos de origem natural, como por exemplo, a madeira que é constituída por fibras de celulose dispostas numa matriz de lenhina e os ossos que consistem em proteínas de colagénio dispostas numa matriz mineral formada essencialmente por cálcio.

Os compósitos surgiram da necessidade de se obterem materiais que combinem as propriedades dos metais e dos polímeros. Assim, os compósitos apesar de serem materiais caros tornaram-se atractivos, uma vez que apresentam uma baixa densidade (como os polímeros), uma elevada resistência aos impactos e ao desgaste (como as ligas metálicas) e resistência a temperaturas elevadas (como os materiais cerâmicos). Deste modo, de acordo com as características pretendidas, os compósitos são desenvolvidos em função de cada aplicação particular (*tailor made*).

O desenvolvimento de novos materiais compósitos que combinam a baixa densidade com uma elevada resistência revolucionou, principalmente, a indústria aeronáutica e aeroespacial, sendo utilizados, por exemplo, no fabrico de asas, fuselagens, estabilizadores e outros componentes, havendo em determinados casos aviões (ultraleves) essencialmente constituídos por materiais compósitos. Na indústria automóvel os compósitos também modificaram determinados paradigmas, nomeadamente, a progressiva substituição de partes da carroçaria metálica e outros componentes por materiais mais resistentes e mais leves, garantindo assim uma maior segurança e aumentando a autonomia do automóvel, o que se traduz em menores consumos e na diminuição da poluição atmosférica.

Os compósitos são intensamente utilizados em artigos desportivos de alta competição, dado que se desejam materiais extraordinariamente leves, de modo a obter excelentes desempenhos, e simultaneamente muito resistentes para aguentar o enorme esforço a que são submetidos.

Criada em 25 de Março de 2010

Revista em 26 de Janeiro de 2011

Aceite pelo editor em 31 de Janeiro de 2011

Fontes e Editores da Página

Colóide *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=7191> *Contribuidores:* Admin

DNA (Química Biológica) *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=11538> *Contribuidores:* Admin

Péptido *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=18293> *Contribuidores:* Admin

Proteína *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=18294> *Contribuidores:* Admin

Polipéptido *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=18295> *Contribuidores:* Admin

Bases azotadas *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=6785> *Contribuidores:* Admin

Agente prostético *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=6666> *Contribuidores:* Admin

Partícula alfa *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=6671> *Contribuidores:* Jmgoncalves

Partícula beta *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=6672> *Contribuidores:* Jmgoncalves

Radiação gama *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=6673> *Contribuidores:* Jmgoncalves

Dissolução *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=7192> *Contribuidores:* Admin

Interações de van der Waals *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=7165> *Contribuidores:* Admin

Cofactor *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=6870> *Contribuidores:* Admin

Coenzima *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=6816> *Contribuidores:* Admin

Apoenzima *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=18291> *Contribuidores:* Admin

Holoenzima *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=18287> *Contribuidores:* Admin

Desnaturação *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=18288> *Contribuidores:* Admin

Substrato *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=18289> *Contribuidores:* Admin

Inibição Enzimática *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=18290> *Contribuidores:* Admin

Lei de Dalton *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=6937> *Contribuidores:* Admin

Permeabilidade Selectiva *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=6873> *Contribuidores:* Admin

Proteínas de Transporte *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=6886> *Contribuidores:* Admin

Fosfolípidos *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=6875> *Contribuidores:* Pafernan

Esteróis *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=6877> *Contribuidores:* Pafernan

Triglicerídeos *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=18563> *Contribuidores:* Admin

Cátodo *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=7162> *Contribuidores:* Admin

Glicerol *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=6882> *Contribuidores:* Pafernan

Lípidos *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=6898> *Contribuidores:* Pafernan

Ácidos Gordos *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=24108> *Contribuidores:* Admin

Hidratos de carbono *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=6911> *Contribuidores:* Pafernan

Ânodo *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=7167> *Contribuidores:* Admin

Propriedades Coligativas *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=7113> *Contribuidores:* Admin

Momento Dipolar *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=14510> *Contribuidores:* Admin

Série de Balmer *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=10826> *Contribuidores:* Admin

Teoria de Brønsted-Lowry *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=7176> *Contribuidores:* Admin

Compósito *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=7140> *Contribuidores:* Admin

Fontes, Licenças e Editores da Imagem

Image:ADN_Figura1.png Fonte: http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:ADN_Figura1.png Licença: desconhecido Contribuidores: Sergio.sousa

Image:ADN_Figura2.png Fonte: http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:ADN_Figura2.png Licença: desconhecido Contribuidores: Sergio.sousa

Image:ADN_FigGlobal.png Fonte: http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:ADN_FigGlobal.png Licença: desconhecido Contribuidores: Sergio.sousa

Image:Aspartame.png Fonte: <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:Aspartame.png> Licença: desconhecido Contribuidores: Toze r

Image:Ligacaopeptidica.png Fonte: <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:Ligacaopeptidica.png> Licença: desconhecido Contribuidores: Toze r

Image:Estruturasproteicas.png Fonte: <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:Estruturasproteicas.png> Licença: desconhecido Contribuidores: Toze r

Image:Purinas.png Fonte: <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:Purinas.png> Licença: desconhecido Contribuidores: Sergio.sousa

Image:Pirimidinas.png Fonte: <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:Pirimidinas.png> Licença: desconhecido Contribuidores: Sergio.sousa

Image:Heme_scheme.png Fonte: http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:Heme_scheme.png Licença: desconhecido Contribuidores: Dadourado

Ficheiro:Tipos_de_decaimento_radioativo_-_relação_com_quociente_n-p.jpeg Fonte: http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:Tipos_de_decaimento_radioativo_-_relação_com_quociente_n-p.jpeg Licença: desconhecido Contribuidores: Luisspencerlima

Ficheiro:Figura_1_VACIS_Gamma-ray_Image_with_stowaways.GIF Fonte: http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:Figura_1_VACIS_Gamma-ray_Image_with_stowaways.GIF Licença: desconhecido Contribuidores: Luisspencerlima

Image:Glutaciona.png Fonte: <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:Glutaciona.png> Licença: desconhecido Contribuidores: Dadourado

Image:ATP.png Fonte: <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:ATP.png> Licença: desconhecido Contribuidores: Dadourado

Ficheiro:Proteínas_de_Transporte.jpg Fonte: http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:Proteínas_de_Transporte.jpg Licença: desconhecido Contribuidores: Jts.coimbra

Image:Fosfoglicerideo.png Fonte: <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:Fosfoglicerideo.png> Licença: desconhecido Contribuidores: Eduardoftoliveira

Image:Esfingomielina.png Fonte: <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:Esfingomielina.png> Licença: desconhecido Contribuidores: Eduardoftoliveira

Image:Colesterol.png Fonte: <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:Colesterol.png> Licença: desconhecido Contribuidores: Eduardoftoliveira

Image:Triglicerideo.png Fonte: <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:Triglicerideo.png> Licença: desconhecido Contribuidores: Eduardoftoliveira

Ficheiro:catodo_anodo_figura.PNG Fonte: http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:catodo_anodo_figura.PNG Licença: desconhecido Contribuidores: Jmgoncalves

Ficheiro:Glicerol.png Fonte: <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:Glicerol.png> Licença: desconhecido Contribuidores: Dianagesto

Ficheiro:Triglicerídeos.png Fonte: <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:Triglicerídeos.png> Licença: desconhecido Contribuidores: Dianagesto

Ficheiro:Lípidos.png Fonte: <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:Lípidos.png> Licença: desconhecido Contribuidores: Dianagesto

Ficheiro:AG.png Fonte: <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:AG.png> Licença: desconhecido Contribuidores: Dianagesto

Ficheiro:AG saturados e insaturados.png Fonte: http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:AG_saturados_e_insaturados.png Licença: desconhecido Contribuidores: Dianagesto

Ficheiro:Empacotamento.png Fonte: <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:Empacotamento.png> Licença: desconhecido Contribuidores: Dianagesto

Ficheiro:Glicidos.png Fonte: <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:Glicidos.png> Licença: desconhecido Contribuidores: Nbras

Ficheiro:figura_Espectro_de_emissão_H.jpg Fonte: http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:figura_Espectro_de_emissão_H.jpg Licença: desconhecido Contribuidores: Luisspencerlima

Licença

Creative Commons - Atribuição - Uso Não Comercial - Partilha nos Mesmos Termos
<http://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/3.0/>
