

Conteúdo

Páginas

Genoma	1
Timina	3
Adenina	5
DNA (Biologia)	6
Indicador de ácido-base	9
Aminoácido	12
Ligação metálica	14
Produtos de reacção	15

Referências

Fontes e Editores da Página	16
Fontes, Licenças e Editores da Imagem	17

Licenças das páginas

Licença	18
---------	----

Genoma

Referência : Moreira, C. (2010), WikiCiências, 1(10):0166

Autor: Catarina Moreira

Editor: Élio Sucena

Conjunto da informação genética presente num indivíduo ou espécie.

O termo genoma surgiu em 1920 utilizado por Hans Winkler, professor de botânica na Universidade de Hamburgo.

O número de genes e o tamanho do genoma varia de espécie para espécie.

Tabela 1. Número de genes já descritos ou previstos em genomas totalmente sequenciados (adaptado de www.cbs.dtu.dk/services/GenomeAtlas e de http://en.wikipedia.org/wiki/List_of_sequenced_eukaryotic_genomes)

Organismo	Domínio - Reino	Número de genes
<i>Nanoarchaeum equitans</i>	Archaea - Archaeobacteria	536
<i>Methanosarcina acetovirans</i>	Archaea - Archaeobacteria	~4540
<i>Candidatus carsonella</i>	Bacteria - Eubacteria	182
<i>Escherichia coli</i>	Bacteria - Eubacteria	~4100
<i>Rhodococcus josti</i>	Bacteria - Eubacteria	~9200
<i>Guillardia theta</i>	Eukarya - Protista	464
<i>Dictyostelium discoideum</i> estirpe:AX4	Eukarya - Protista	~12500
<i>Paramecium tetraurelia</i>	Eukarya - Protista	~39700
<i>Trichomonas vaginalis</i>	Eukarya - Protista	~59700
<i>Encephalitozoon cuniculi</i>	Eukarya - Fungi	~2000
<i>Saccharomyces cerevisiae</i>	Eukarya - Fungi	~6300
<i>Magnaporthe grisea</i>	Eukarya - Fungi	~11100
<i>Arabidopsis thaliana</i>	Eukarya - Plantae	~28000
<i>Zea mays</i>	Eukarya - Plantae	~32000
<i>Glycine max</i>	Eukarya - Plantae	~46500
<i>Apis mellifera</i>	Eukarya - Animalia	~10200
<i>Drosophila melanogaster</i>	Eukarya - Animalia	~13600
<i>Caenorhabditis elegans</i>	Eukarya - Animalia	~19000
<i>Canis lupus familiaris</i>	Eukarya - Animalia	~19300
<i>Mus musculus</i>	Eukarya - Animalia	~24200
<i>Homo sapiens</i>	Eukarya - Animalia	~28200
<i>Xenopus tropicalis</i>	Eukarya - Animalia	~28000

Tabela 2. Número de genes humanos que têm ortólogos noutras espécies de vertebrados (adaptado de Kemkemer et al. BMC Evolutionary Biology 2009 9:84 doi:10.1186/1471-2148-9-84)

Espécies (abreviatura)	Número de genes ortólogos aos 28197 genes humanos descritos ^a
<i>Rattus norvegicus</i> (RNO)	17733
<i>Mus musculus</i> (MMU)	17796
<i>Canis familiaris</i> (CFA)	16263
<i>Bos taurus</i> (BTA)	16689
<i>Monodelphis domestica</i> (MDO)	15257
<i>Gallus gallus</i> (GGA)	12591

a: os genes ortólogos foram determinados usando o programa Biomart ([1]; ENSEMBL release 46).

Materiais relacionados disponíveis na Casa das Ciências [2]:

1. Código da Vida – Capítulo 2 [3], o que é o genoma? Onde é que está localizado?
2. Código da Vida – Capítulo 1 [4], para que serve o conhecimento do genoma?

Criada em 20 de Outubro de 2009

Revista em 05 de Outubro de 2010

Aceite pelo editor em 05 de Outubro de 2010

Referências

[1] <http://www.ensembl.org>

[2] <http://www.casadasciencias.org>

[3] http://www.casadasciencias.org/index.php?option=com_docman&task=doc_details&gid=37586308&Itemid=23

[4] http://www.casadasciencias.org/index.php?option=com_docman&task=doc_details&gid=37586307&Itemid=23

Timina

Referência : Moreira, C. (2010), WikiCiências, 1(10):0167

Autor: Catarina Moreira

Editor: Élio Sucena

Base azotada presente apenas no DNA. Pertencente ao grupo das pirimidinas, bases que apresentam um anel simples na sua estrutura química (Fig.1). Pertence ao par complementar AT (adenina-timina) formando duas ligações por pontes de hidrogénio (Fig.2).

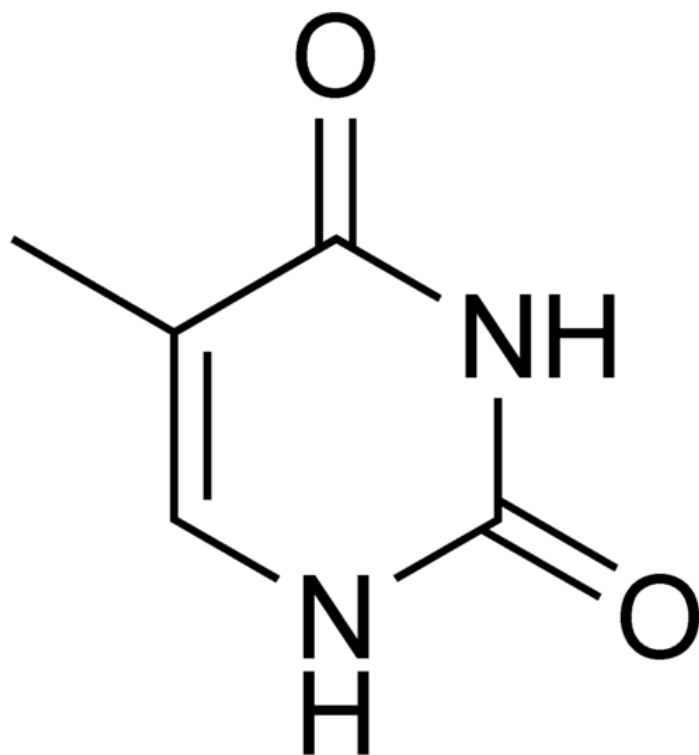


Figura 1. Estrutura química da timina

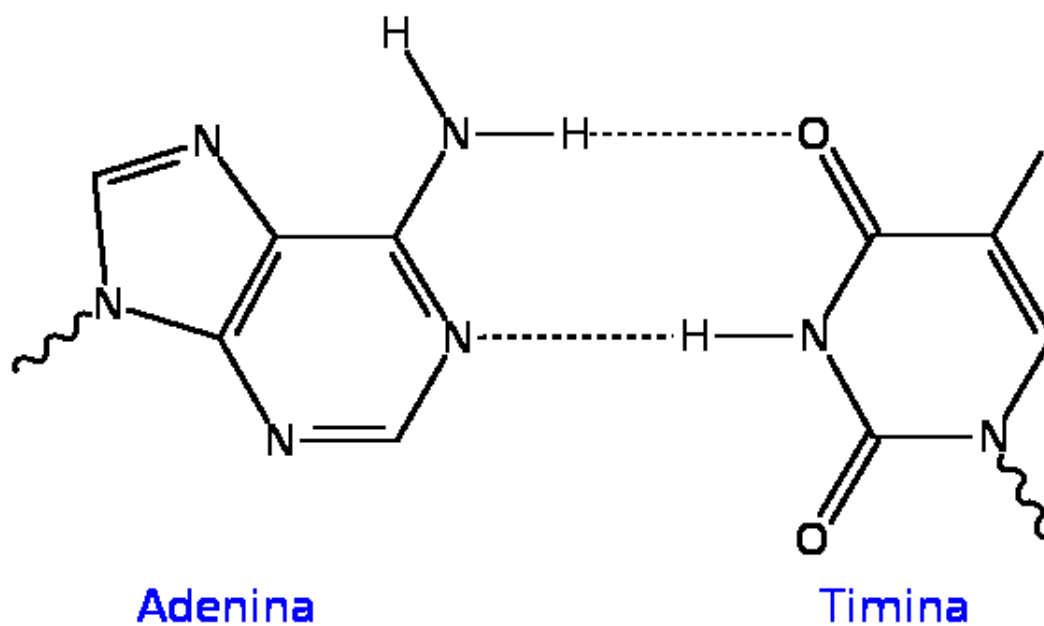


Figura 2. Estrutura química da ligação entre o par complementar da adenina com a timina através de duas ligações por pontes de hidrogénio

Palavras chave: base azotada, DNA, adenina, par complementar

Criada em 20 de Outubro de 2009

Revista em 08 de Outubro de 2010

Aceite pelo editor em 08 de Outubro de 2010

Adenina

Referência : Moreira, C. (2010), WikiCiências, 1(10):0168

Autor: Catarina Moreira

Editor: Élio Sucena

Base azotada do grupo das purinas (fig.1) presente no DNA e no RNA. Forma par complementar com a timina (adenina-timina) (fig.2) no DNA e com o uracilo (adenina-uracilo) no RNA, formando-se, em ambos os casos, duas ligações por pontes de hidrogénio entre as duas bases respectivas.

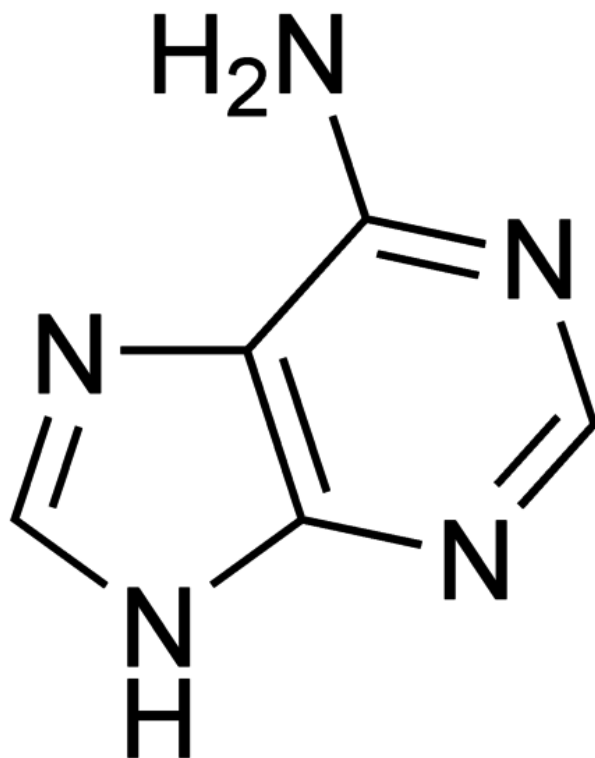


Figura 1. Estrutura química da adenina

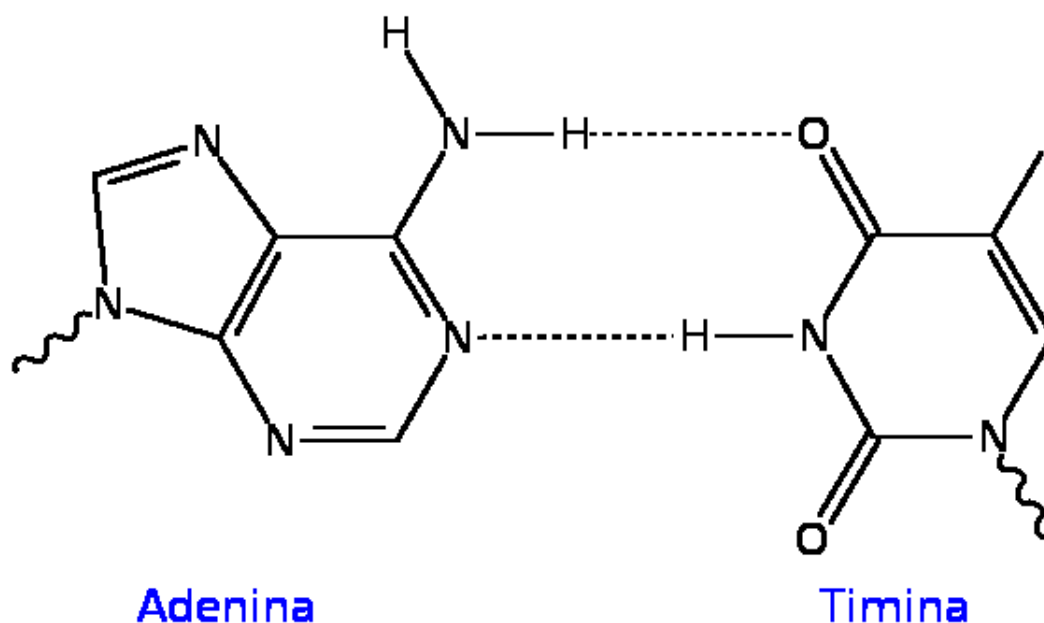


Figura 2. Estrutura química da ligação entre a adenina e a timina por 2 pontes de hidrogénio

Palavras chave: RNA, DNA, timina, uracilo

Criada em 20 de Outubro de 2009

Revista em 08 de Outubro de 2010

Aceite pelo editor em 08 de Outubro de 2010

DNA (Biologia)

Referência : Moreira, C. (2010), WikiCiências, 1(10):0169

Autor: Catarina Moreira

Editor: Élio Sucena

DNA, ácido desoxirribonucleico (do inglês *DeoxyriboNucleic Acid*), é a molécula onde reside toda a informação genética, sob a forma de um código sequencial de quatro bases azotadas (A,T,C,G).

Um pouco de história

Em 1868 o bioquímico suíço Friedrich Miescher (1844-1895) descobriu compostos desconhecidos ricos em fósforo, carbono, hidrogénio, azoto e oxigénio, em núcleos isolados de células de pus, que designou por nucleína.

Em 1928, o médico inglês Frederick Griffith deparou-se com alguns resultados interessantes quando estudava uma bactéria patogénica, os pneumococos, *Streptococcus pneumoniae*. Esta bactéria causadora de pneumonia nos humanos é geralmente letal nos ratinhos. Algumas estirpes de *S. pneumoniae* produzem uma cápsula de polissacarídeos, produzindo colónias com aspecto liso (estirpe S, a designação S vem do inglês *smooth*, liso) quando cultivadas em laboratório em caixas de Petri; enquanto que as outras estirpes que não produzem cápsula formam colónias com aspecto rugoso (estirpe R, a designação R vem do inglês *rough*, rugoso).

Griffith verificou que as estirpes S eram virulentas, e quando inoculadas em ratinhos provocavam a sua morte, enquanto que as estirpes R não eram patogénicas. Numa outra etapa das suas experiências, Griffith sujeitou bactérias de estirpe S ao calor, provocando a sua morte, inoculou-as em ratinhos e verificou que os animais não morriam. Inoculou também uma mistura de bactérias estirpe S mortas por acção do calor e bactérias vivas de estirpe R e neste caso os ratinhos contraíram pneumonia e morreram.

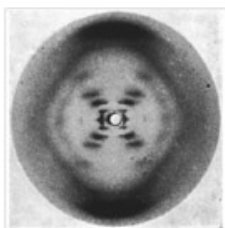
Ao analisar o sangue dos ratos mortos conseguiu isolar bactérias vivas da estirpe S. Este facto sugeria que as bactérias da estirpe S conseguiam transmitir a sua virulência às bactérias vivas de estirpe R (não virulentas). Embora não conseguindo explicar este fenómeno, uma hipótese seria que de alguma forma a estirpe S teria a capacidade de transmitir a informação de virulência à estirpe R. Esta transmissão de informação por uma substância química ficou conhecida como princípio transformante.

O princípio transformante foi explicado com base nas experiências de Oswald Avery, Colin MacLeod e Maclyn McCarthy, em 1944. Avery e os seus colaboradores extraíram os vários compostos químicos das bactérias de estirpe S mortas pelo calor e testaram a sua capacidade transformante isoladamente em bactérias de estirpe R. Estas experiências mostraram que os polissacarídeos, os lípidos, o RNA e as proteínas isoladamente não transformavam as estirpes R, apenas o DNA tinha essa capacidade. Embora a cápsula de polissacarídeos estivesse ligada à virulência das estirpes, era apenas a expressão fenotípica do DNA (ver fenótipo). O DNA era então o elemento transformante responsável pela transmissão da informação genética. A comunidade científica não estava totalmente convencida da relevância do DNA dado que a estrutura da molécula de DNA com a de proteínas era menos complexa comparada com a das proteínas.

As experiências de Alfred Hershey e Martha Chase, publicadas em 1952, permitiram esclarecer estas dúvidas. Hershey e Chase usaram um vírus que infecta as bactérias (bacteriófago) partindo do pressuposto de que a infecção pelo fago envolveria a introdução de informação viral dentro da bactéria. A estrutura molecular do vírus é relativamente simples, sendo maioritariamente de origem proteica com DNA dentro da cápsula proteica. Investigadores sabiam também que as proteínas não possuem fósforo (P) na sua constituição mas que este elemento químico integra a estrutura do DNA, e que o enxofre (S) está presente nas proteínas mas não no DNA.

Os fagos foram marcados com isótopos radioactivos ^{32}P e ^{35}S , separadamente e usados para infectar *E. coli*. Após centrifugação numa batedeira de cozinha (esta experiência ficou conhecida não só pelos resultados mas pela utilização de material “caseiro” como a batedeira de uso doméstico, uma vez que o laboratório não tinha equipamento mais sofisticado), conseguiram separar as bactérias infectadas – que sedimentaram no fundo do recipiente – do sobrenadante com os restos virais (cápsulas dos fagos vazias). Quando mediram a radioactividade das duas fracções notaram que o isótopo ^{35}S não se encontrava presente nas bactérias ao contrário do isótopo ^{32}P , isto é, tinha havido uma passagem do DNA do fago para o interior das células agora infectadas. O DNA viral dentro da célula passa a ser replicado juntamente com o DNA da célula de geração em geração. Estas experiências demonstram que o DNA é o material hereditário

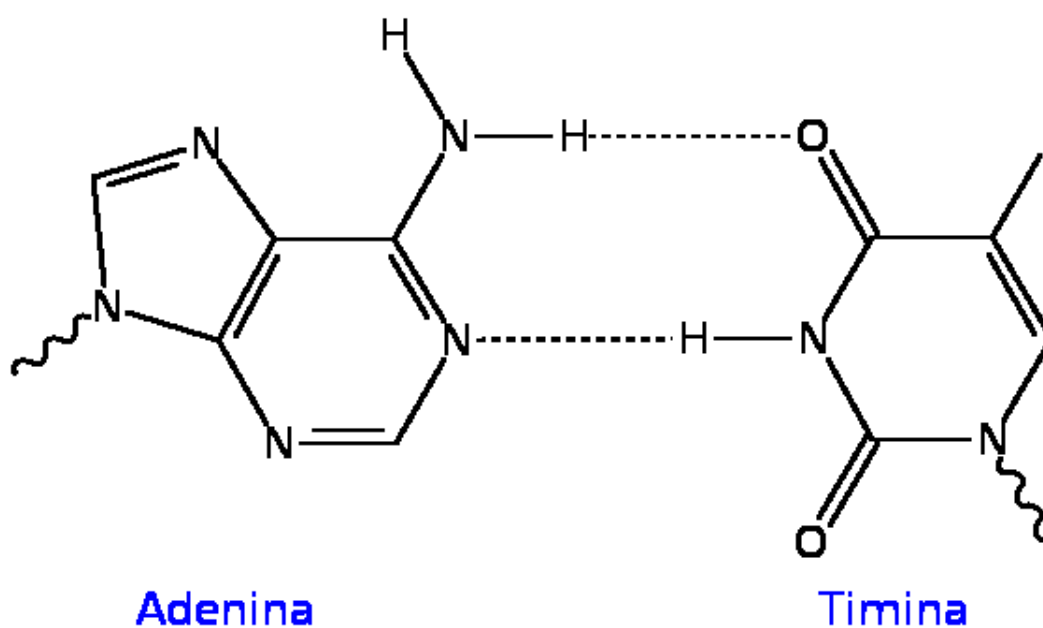
No início da década de 50 do século XX, vários trabalhos foram produzidos revelando mais informação sobre a composição e estrutura da molécula de DNA. Em 1950 Rosalind Franklin utilizando técnicas de difracção de raios X, bombardeou amostras purificadas de DNA que permitiu concluir que a molécula deveria ter uma estrutura helicoidal (figura raio X DNA).



Na mesma altura, Erwin Chargaff e os seus colaboradores analisaram amostras de DNA de diferentes organismos, conseguindo isolar e quantificar as bases azotadas dessas amostras. Dessas experiências concluíram o que ficou conhecido como as Regras de Chargaff: - o DNA de espécies diferentes apresenta quantidades diferentes de cada uma das quatro bases azotadas; - a quantidade de timina é semelhante à de adenina e a de guanina semelhante à de citosina, sendo que a quantidade de bases púricas (guanina e adenina) é semelhante à das bases pirimídicas (citosina e timina). $A=T$ e $C=G$, pelo que: $(A+C)/(T+G)=1$

Com base nos resultados de Chargaff e Franklin, em 1953, James Watson e Francis Crick, publicaram um artigo na Nature, propondo um modelo para a estrutura da molécula de DNA – a dupla hélice (ver foto): - duas cadeias polinucleotídicas enroladas em hélice; - ao longo de cada cadeia os nucleótidos estão ligados por ligações covalentes, do tipo fosfodiéster, estabelecidas entre o grupo fosfato de um nucleótido e a desoxirribose do nucleótido seguinte; - cada cadeia possui um grupo fosfato livre numa das extremidades, denominada extremidade 5', e um grupo hidroxilo (OH) livre na outra extremidade, extremidade 3'. A extremidade 5' de uma cadeia está emparelhada com a extremidade 3' da outra cadeia, sendo as cadeias antiparalelas; - as duas cadeias estão unidas pelas bases pirimídicas e púricas. As cadeias estão unidas através de ligações por pontes de hidrogénio entre os pares de bases azotadas, uma purina com uma pirimidina. A adenina de uma cadeia liga-se à timina através de duas pontes de hidrogénio e a citosina liga-se à guanina da cadeia complementar através três pontes de hidrogénio – emparelhamento das bases complementares; Por este trabalho, os dois investigadores foram galardoados com o Prémio Nobel de Fisiologia e Medicina em 1962.

Resumo: - O DNA é um polímero constituído por monómeros denominados nucleótidos. - Os nucleótidos são constituídos por um açúcar – uma pentose – ligado a um carbono 5 a um ácido fosfórico e pelo carbono 1 a uma base azotada. - A pentose do DNA é uma desoxirribose (o que justifica o nome atribuído ao ácido: ácido desoxirribonucleico). - As bases azotadas são agrupadas em dois grupos: as bases púricas, de duplo anel, e as bases pirimídicas, de anel simples. - As purinas são a citosina e a adenina; as pirimidinas são a guanina e a timina. - O emparelhamento das bases complementares une a adenina com a timina e a guanina com a citosina. - As cadeias têm orientação oposta, são antiparalelas.



Criada em 20 de Outubro de 2009

Revista em 15 de Setembro de 2010

Aceite pelo editor em 08 de Outubro de 2010

Indicador de ácido-base

Referência : Manuel Ferreira Fernandes, R. (2010), WikiCiências, 1(10):0170

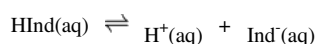
Autor: Ricardo Ferreira Fernandes

Editor: Jorge Gonçalves ^[1]

Um indicador de ácido-base é um composto (ácido ou base) que, em solução, apresenta uma cor que depende da acidez ou alcalinidade do meio (pH).^[1]

Os indicadores apresentam uma determinada **cor** na **forma ácida (HInd)** e outra **cor** na **forma de base conjugada (Ind⁻)**. A mudança de cor, resultante da conversão entre a forma ácida e a forma básica, ocorre devido à alteração da estrutura molecular do indicador, que é provocada pela entrada ou saída do próton (H⁺). Consequentemente, a modificação da estrutura do indicador leva a que seja absorvida luz com diferente comprimento de onda, o que origina cores distintas para cada uma das formas.

O equilíbrio entre a forma ácida (HInd) e a sua base conjugada (Ind⁻) é traduzido por:



A constante de protólise será:

$$K_{\text{Ind}} = \frac{[\text{H}^+][\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]} = [\text{H}^+] \frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]} \quad (1)$$

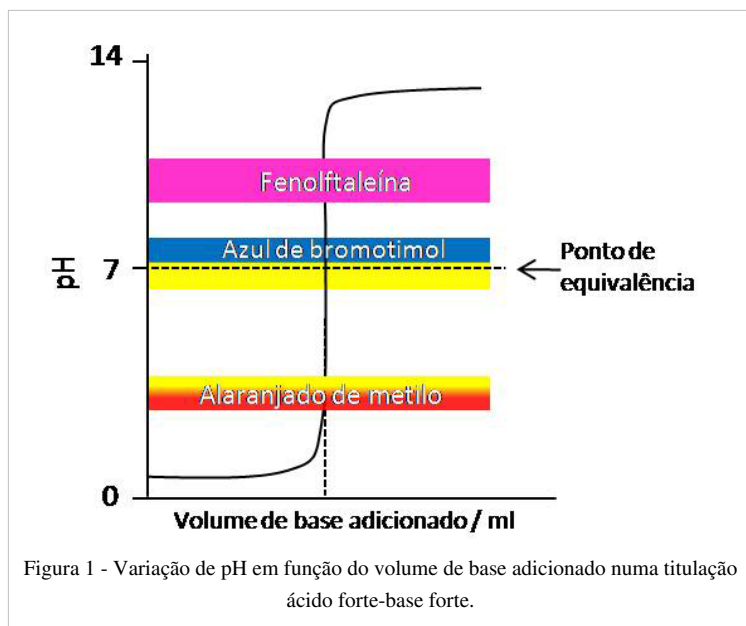
Aplicando o operador p (p = - log):

$$\text{p}K_{\text{Ind}} = \text{pH} - \log \frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]} \quad (2)$$

$$\log \frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]} = \text{pH} - \text{p}K_{\text{Ind}} \quad (3)$$

Assim, para cada valor de pH, há um valor para a razão $\frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]}$ que determina a cor da solução. Logo, a cor da solução dependerá da abundância relativa de Ind⁻ e HInd. Geralmente, quando uma das espécies é cerca de 10 vezes mais abundante que a outra, a sua cor predominará o suficiente para se notar distintamente. Ou seja, se $[\text{Ind}^-] \approx 10 \times [\text{HInd}]$, a solução tem a cor de Ind⁻ e um valor de $\text{pH} \approx \text{p}K_{\text{Ind}} + 1$. Por outro lado se $[\text{HInd}] \approx 10 \times [\text{Ind}^-]$, a solução tem a cor de HInd e um valor de $\text{pH} \approx \text{p}K_{\text{Ind}} - 1$.

Deste modo, o intervalo $[\text{p}K_{\text{Ind}} - 1 \text{ a } \text{p}K_{\text{Ind}} + 1]$, no qual a solução apresenta uma mistura de cores, designa-se por zona de viragem do indicador. Na tabela seguinte apresentam-se algumas propriedades de alguns dos indicadores mais comuns.^[2]



Nome	Cor na forma ácida	Zona de viragem (pH)	pK_{In}	Cor na forma alcalina
Alaranjado de metilo	vermelha	3,1 - 4,4	3,5	amarela
Vermelho de metilo	vermelha	4,4 - 6,2	5,0	amarela
Azul de bromotimol	amarela	6,0 - 7,6	7,3	azul
Fenolftaleína	incolor	8,0 - 9,8	9,5	cor de rosa

No planeamento de uma titulação, deve-se escolher um indicador cuja zona de viragem inclua, ou que seja o mais próximo possível, do pH no ponto de equivalência.

O diagrama da figura 1 representa a variação de pH com o volume adicionado de base numa titulação ácido forte-base forte (em solução aquosa, a 298,15 K (25,0 °C)). Neste tipo de titulações, o valor de pH no ponto de equivalência é 7. Dos indicadores presentes no diagrama, verifica-se que o azul de bromotimol é o único cuja zona de viragem inclui o ponto de equivalência (pH=7). No entanto, como a variação de pH nas titulações ácido forte-base forte é muito brusca no ponto de equivalência, os indicadores alaranjado de metilo e fenolftaleína são também usados, uma vez que o valor de pH correspondente à mudança de cor está contido na zona de variação brusca do pH.

O pH de uma solução aquosa pode medir-se utilizando indicador universal, que é



constituído por uma mistura de vários indicadores de pH (vermelho de metilo, azul de bromotimol, fenolftaleína, etc.). É comercializado sob a forma de solução ou imobilizado em tiras de papel absorvente, apresentando uma variação gradual de cor ao longo do intervalo de pH de 1 a 14. A figura 2 mostra as cores que o indicador universal apresenta de acordo com o pH.

Alguns pigmentos de plantas actuam como indicadores ácido-base, como por exemplo, as pétalas das flores da *Hydrangea macrophylla* que variam de cor em função do pH do solo, em que apresentam coloração azul em solos ácidos e coloração rosa em solos alcalinos (figura 3).



Figura 3- Coloração das pétalas das flores da planta *Hydrangea macrophylla* em solos com diferente pH.

Referências

1. <http://goldbook.iupac.org/A00075.html>, consultado em 11/01/2010.

2. <http://antoine.frostburg.edu/chem/senese/101/acidbase/indicators.shtml>, consultado em 11/01/2010.

<http://www.chemguide.co.uk/physical/acidbaseeqia/indicators.html>, consultado em 11/01/2010.

<http://www.avogadro.co.uk/chemist.htm>, consultado em 11/01/2010.

Criada em 20 de Setembro de 2010

Revista em 28 de Setembro de 2010

Aceite pelo editor em 22 de Outubro de 2010

Referências

[1] http://www.fc.up.pt/fcup/contactos/ficha_pessoal.php?login=jgoncalv

Aminoácido

Referência : Manuel Ferreira Fernandes, R. (2010), WikiCiências, 1(10):0171

Autor: Ricardo Manuel Ferreira Fernandes

Editor: Jorge Gonçalves ^[1]

Um aminoácido é uma substância cuja molécula contém os grupos funcionais - amino (-NH₂) e carboxilo (-COOH). Num α-aminoácido existe um substituinte na posição 2 (R), que pode ser uma cadeia alifática ou arfática, podendo conter um dos seguintes grupos: hidróxilo, amino, mercapto, sulfureto, carboxilo, guanidinilo ou imidazolilo (figura 1).

O primeiro aminoácido natural a ser descoberto, a asparagina, foi isolado a partir do espargo (*Asparagus officinalis*), em 1806, pelos químicos franceses Louis Nicolas Vauquelin (1736-1829) e Pierre Jean Robiquet (1780-1840). Posteriormente, em 1810, foi descoberto

o aminoácido cistina, que mais tarde, em 1884, se verificou ser um dímero constituído por duas moléculas de cisteína. À medida que a química orgânica se foi desenvolvendo, novos aminoácidos foram isolados e na actualidade já se identificaram cerca de 700.^[1]

Os aminoácidos são compostos anfotéricos, uma vez que a sua estrutura apresenta dois grupos funcionais - amino e carboxilo - que actuam como base e como ácido, respectivamente. Assim, ocorrem transferências de protões dos grupos ácidos para os grupos básicos, formando espécies designadas por iões dipolares ou zwitteriões (do germânico zwitt, que significa ambivalente). A elevada polaridade da estrutura zwitteriônica permite que o aminoácido forme estruturas cristalinas relativamente solúveis em água. Porém, quando aquecidos (473-573 K ou 200-300 °C), tendem a decompor-se, antes de atingirem a temperatura de fusão.

Em solução, os aminoácidos, se não têm cadeias laterais ionizáveis, apresentam dois grupos capazes de sofrer protonação/desprotonação. Assim, a carga do aminoácido varia com o pH da solução. A pH baixo o grupo amina encontra-se protonado originando um catião (figura 2a). À medida que o pH aumenta o grupo carboxílico é desprotonado, existindo um pH designado por pH ou ponto isoeléctrico, em que a extensão de protonação é igual à extensão de desprotonação, correspondendo à concentração máxima de aminoácido sob a forma de zwitterião (figura 2b). Aumentando mais o pH, apenas o grupo ácido se encontra desprotonado, ficando assim o aminoácido com carga negativa (figura 2c).

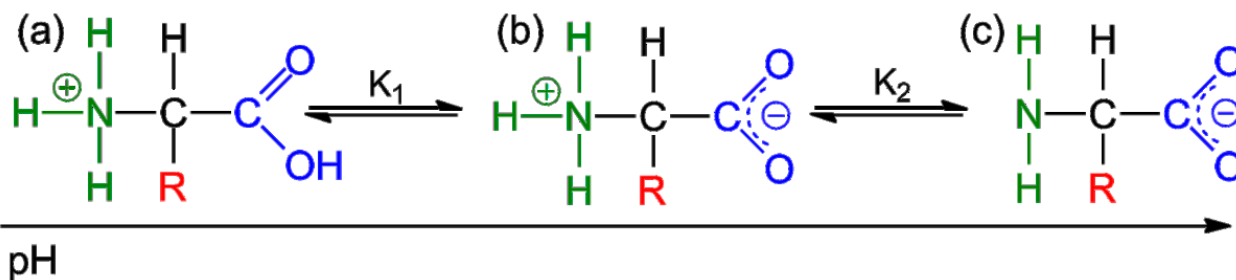


Figura 2 - As três formas de um aminoácido de acordo com o pH da solução: (a) forma catiónica; (b) forma zwitteriônica; (c) forma aniônica.

Os aminoácidos são extremamente importantes a nível bioquímico, uma vez que são a unidade básica de construção (monómeros) das proteínas, as quais desempenham funções vitais nos organismos como, por exemplo, na respiração

celular e no metabolismo. Apesar do elevado número de aminoácidos identificados até à actualidade, apenas cerca de duas dezenas de α -aminoácidos entram na constituição das proteínas de todas as espécies, desde os humanos até às bactérias. No organismo humano, alguns β -aminoácidos são sintetizados pelo próprio organismo, porém, existem 8 β -aminoácidos (fenilalanina, isoleucina, leucina, lisina, metionina, treonina, triptofano e vanilina) que o organismo não consegue produzir, mas indispensáveis para o seu funcionamento. Assim, estes compostos designados por aminoácidos essenciais, necessitam obrigatoriamente de ser incluídos na dieta alimentar humana.

Os aminoácidos apresentam diversas aplicações tecnológicas, sendo principalmente utilizados como aditivos alimentares em rações de animais, uma vez que o componente principal destas é à base de soja ou outras leguminosas similares, que apresentam baixa percentagem de aminoácidos essenciais. Na indústria alimentar o ácido glutâmico é utilizado como um aromatizante.^[2] Os aminoácidos são igualmente utilizados como precursores na síntese de alguns medicamentos utilizados, por exemplo, no tratamento da síndrome de Parkinson. Para aumentar a biodegradabilidade e biocompatibilidade de polímeros e tensioactivos os aminoácidos são também incorporados na sua síntese.^[3]

Referências

1. A. Quintas, A. P. Freire, M. J. Halpern, Bioquímica - Organização Molecular da Vida, Lidel: Lisboa, 2008, **ISBN: 978-972-757-431-5**.
2. S. Garattini, J. Nutrition 130 (2000), 901S-909S; (disponível em <http://jn.nutrition.org/cgi/reprint/130/4/901S>, consultado em 3/06/2010).
3. F. Sanda, T. Endo, Macromol. Chem. Phys. 200 (1999) 2651–2661, **DOI: 10.1002/(SICI)1521-3935(19991201)200:12<2651::AID-MACP2651>3.0.CO;2-P**.

<http://www.chemguide.co.uk/organicprops/aminoacids/background.html>, consultado em 3/06/2010.

Criada em 28 de Setembro de 2010

Revista em 29 de Setembro de 2010

Aceite pelo editor em 22 de Outubro de 2010

Ligação metálica

Referência : Manuel Ferreira Fernandes, R. (2010), WikiCiências, 1(10):0172

Autor: Ricardo Ferreira Fernandes

Editor: Jorge Gonçalves ^[1]

A ligação metálica é uma ligação química que ocorre em metais e ligas metálicas. Considera-se que os átomos da estrutura cristalina do metal se encontram num estado ionizado (catiões) e que os electrões de valência (frequentemente também designados por electrões livres) se encontram deslocalizados, formando aquilo que se designa por *mar de electrões*. A ligação metálica resulta assim através das interações electrostáticas atractivas entre os iões positivos e os electrões deslocalizado (figura 1).

A ideia da formação do *mar de electrões* foi proposta, em 1900, pelo físico alemão Paul Drude. Neste modelo, os electrões de valência apresentam uma elevada mobilidade, não se encontrando ligados a nenhum

átomo em particular. A formação do *mar de electrões* é explicada pela baixa energia de ionização e baixa electronegatividade dos metais que facilmente podem formar iões M^{n+} . Deste modo, os electrões de valência destes elementos facilmente se podem deslocalizar, criando assim um conjunto de electrões livres. Porém, esta teoria é um modelo simplificado que apenas descreve qualitativamente como as ligações ocorrem nos metais, não permitindo explicar de uma forma quantitativa as diferenças nas propriedades dos diversos metais. Posteriormente, com o advento da mecânica quântica, o físico suíço Felix Bloch publicou, em 1928, um trabalho que deu origem à teoria das bandas, que permite a racionalização e previsão das propriedades térmicas, eléctricas e magnéticas dos metais.

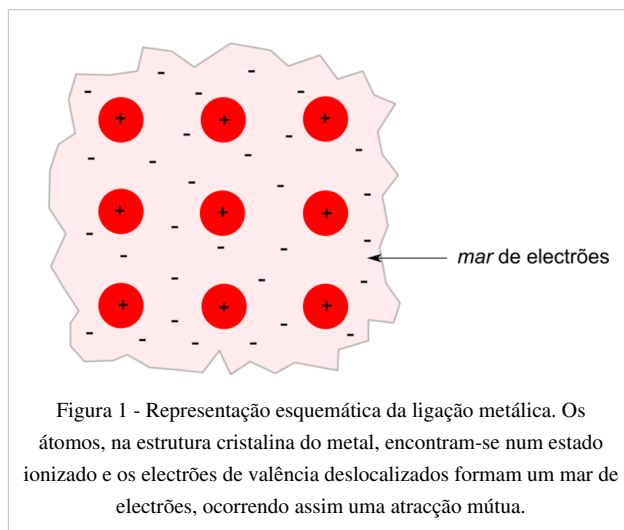
Os metais apresentam diferentes forças de ligação, que são traduzidas pelas temperaturas de fusão e ebulição. Verifica-se que os elementos metálicos que têm maior número de electrões de valência, um menor tamanho e maior carga nuclear (número atómico) apresentam temperaturas de fusão e ebulição mais elevadas, indicando assim que nestes elementos as ligações são mais fortes.

As ligações metálicas são responsáveis pelas propriedades características dos metais. A condutibilidade eléctrica e térmica é facilmente explicada pela elevada mobilidade dos electrões deslocalizados que se encontram no *mar de electrões*.

A maleabilidade e ductilidade dos metais são explicadas pelo carácter não direccionado das ligações entre os iões positivos e o *mar de electrões*. Assim, quando se aplica uma força externa à estrutura cristalina de um metal estes electrões deslocalizados ajustam-se imediatamente à deformação que ocorreu, o que evita a sua fractura.

O aspecto lustroso e brilhante dos metais está relacionado com os electrões livres do *mar de electrões*. A interacção da radiação electromagnética (luz) com os electrões de valência deslocalizados que se encontram à superfície do respectivo *mar de electrões* induz uma oscilação com a mesma frequência da radiação incidente. Esta oscilação leva a que o metal reflecta a luz à mesma frequência que o atinge, produzindo assim uma aparência brilhante.

A manipulação das ligações entre os átomos dos metais tem aplicações tecnológicas importantes. Os metais no estado puro apresentam geralmente pouca dureza, porém, quando se adiciona outro composto ao metal, criando uma liga metálica, as ligações entre os átomos tornam-se mais fortes dando origem a materiais mais resistentes. Por exemplo, a adição de carbono ao ferro produz uma liga designada por aço, que apresenta ligações metálicas muito



mais fortes que o ferro no estado puro. O ouro é um metal que no estado puro (24 quilates; 99,9%) é muito macio, mas quando se encontra num estado menos puro (18 quilates; 75%) apresenta uma maior rigidez.

Referências

http://chemwiki.ucdavis.edu/Theoretical_Chemistry/Chemical_Bonding/Metallic_Bonding, consultado em 26/03/2010.

<http://www.chem1.com/acad/webtext/chembond/cb10.html>, consultado em 26/03/2010.

<http://www.chemguide.co.uk/atoms/bonding/metallic.html#top>, consultado em 26/03/2010.

Criada em 08 de Abril de 2010

Revista em 25 de Outubro de 2010

Aceite pelo editor em 25 de Outubro de 2010

Produtos de reacção

Referência : Manuel Ferreira Fernandes, R. (2010), WikiCiências, 1(10):0173

Autor: Ricardo Ferreira Fernandes

Editor: Jorge Gonçalves ^[1]

Ver Reagentes e Produtos de reacção.

Criada em 20 de Setembro de 2010

Revista em 28 de Setembro de 2010

Aceite pelo editor em 25 de Outubro de 2010

Fontes e Editores da Página

Genoma *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=23979> *Contribuidores:* Admin

Timina *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=10245> *Contribuidores:* Admin

Adenina *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=10179> *Contribuidores:* Admin

DNA (Biologia) *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=5195> *Contribuidores:* Admin

Indicador de ácido-base *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=7154> *Contribuidores:* Admin

Aminoácido *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=5624> *Contribuidores:* Admin

Ligação metálica *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=7145> *Contribuidores:* Admin

Produtos de reacção *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=7155> *Contribuidores:* Admin

Fontes, Licenças e Editores da Imagem

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

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

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

Ficheiro:DNAfranklin1950.jpg Fonte: <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:DNAfranklin1950.jpg> Licença: desconhecido Contribuidores: Catmor

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

Ficheiro:Variacao_de_pH_durante_uma_titulação_acido_forte_base_forte.png Fonte:

http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:Variacao_de_pH_durante_uma_titulação_acido_forte_base_forte.png Licença: desconhecido Contribuidores: Rmfernandes

Ficheiro:Escala_de_cores_de_referência_do_indicador_universal.jpg Fonte:

http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:Escala_de_cores_de_referência_do_indicador_universal.jpg Licença: desconhecido Contribuidores: Rmfernandes

Ficheiro:Coloração_das_pétalas_das_flores_da_planta_Hydrangea_macrophyla.jpg Fonte:

http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:Coloração_das_pétalas_das_flores_da_planta_Hydrangea_macrophyla.jpg Licença: desconhecido Contribuidores: Rmfernandes

Ficheiro:Aminoacido figura 1.png Fonte: http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:Aminoacido_figura_1.png Licença: desconhecido Contribuidores: Rmfernandes

Ficheiro:Aminoacido figura 2.png Fonte: http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:Aminoacido_figura_2.png Licença: desconhecido Contribuidores: Rmfernandes

Ficheiro:Ligação metálica figura 1.PNG Fonte: http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:Ligação_metálica_figura_1.PNG Licença: desconhecido Contribuidores: Rmfernandes

Licença

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