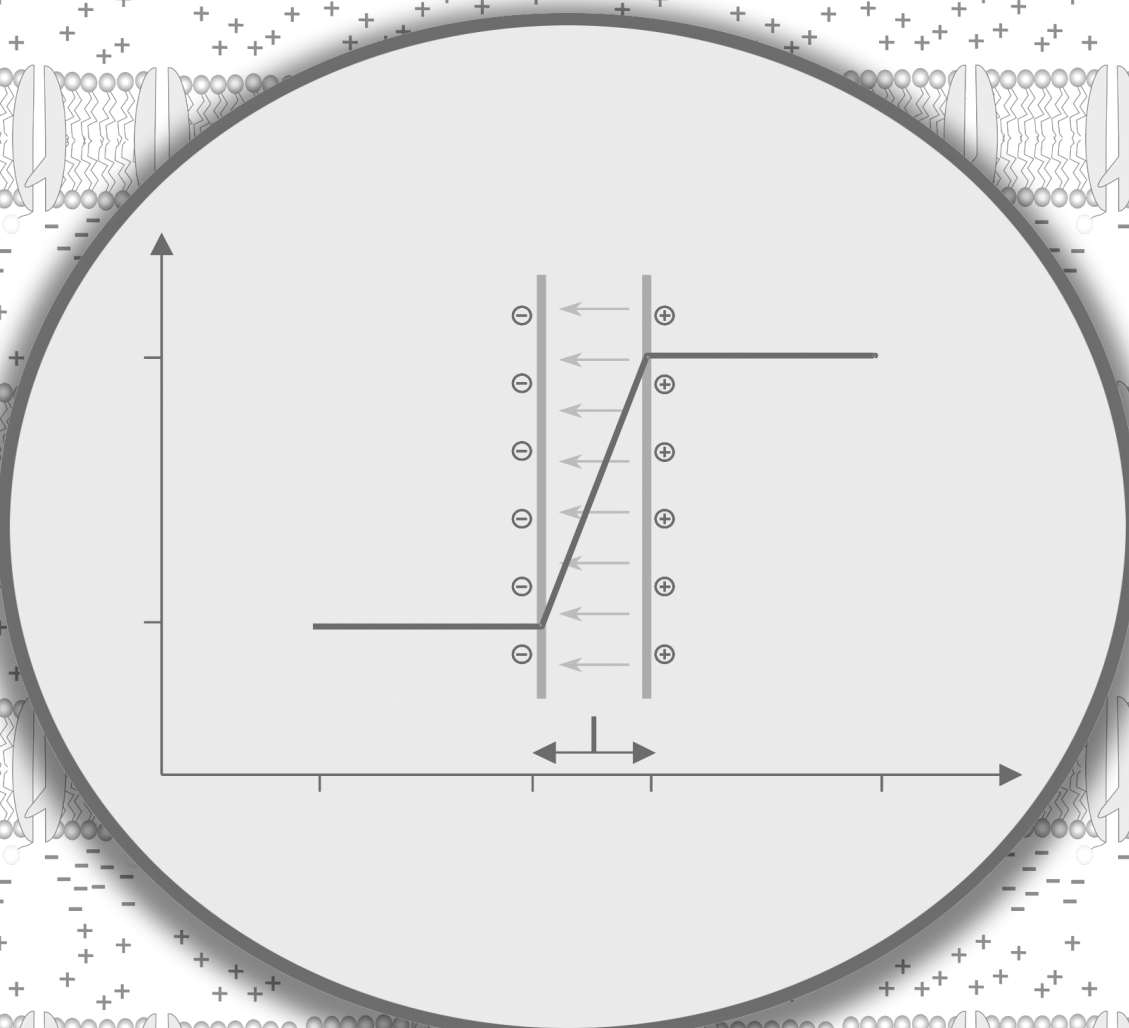


Gilberto Weissmüller
Nice Maria Americano Costa Pinto
Paulo Mascarello Bisch

Biofísica





Fundação

CECIERJ

Consórcio **cederj**

Centro de Educação Superior a Distância do Estado do Rio de Janeiro

Biofísica

Volume 1 - Módulo 1

Gilberto Weissmüller

Nice Maria Americano Costa Pinto

Paulo Mascarello Bisch



**GOVERNO DO
Rio de Janeiro**

**SECRETARIA DE
CIÊNCIA E TECNOLOGIA**

Ministério
da Educação



Apoio:



Fundação Cecierj / Consórcio Cederj

Rua Visconde de Niterói, 1364 – Mangueira – Rio de Janeiro, RJ – CEP 20943-001

Tel.: (21) 2334-1569 Fax: (21) 2568-0725

Presidente

Masako Oya Masuda

Vice-presidente

Mirian Crapez

Coordenação do Curso de Biologia

UENF - Milton Kanashiro

UFRJ - Ricardo Iglesias Rios

UERJ - Cibeles Schwanke

Material Didático

ELABORAÇÃO DE CONTEÚDO

Gilberto Weissmüller

Nice Maria Americano Costa Pinto

Paulo Mascarello Bisch

COORDENAÇÃO DE DESENVOLVIMENTO INSTRUCIONAL

Cristine Costa Barreto

DESENVOLVIMENTO INSTRUCIONAL E REVISÃO

Anna Carolina da Matta Machado

Marta Abdala

COORDENAÇÃO DE LINGUAGEM

Maria Angélica Alves

Cyana Leahy-Dios

COORDENAÇÃO DE AVALIAÇÃO DO MATERIAL DIDÁTICO

Débora Barreiros

AVALIAÇÃO DO MATERIAL DIDÁTICO

Ana Paula Abreu Fialho

Aroaldo Veneu

Departamento de Produção

EDITORA

Tereza Queiroz

COPIDESQUE

Cristina Freixinho

José Meyohas

REVISÃO TIPOGRÁFICA

Cristina Freixinho

Elaine Bayma

Marcus Knupp

COORDENAÇÃO DE PRODUÇÃO

Jorge Moura

PROGRAMAÇÃO VISUAL

Bruno Gomes

ILUSTRAÇÃO

Fernando Torelly

CAPA

Fernando Torelly

PRODUÇÃO GRÁFICA

Patricia Seabra

Copyright © 2006, Fundação Cecierj / Consórcio Cederj

Nenhuma parte deste material poderá ser reproduzida, transmitida e gravada, por qualquer meio eletrônico, mecânico, por fotocópia e outros, sem a prévia autorização, por escrito, da Fundação.

W433b

Weissmüller, Gilberto.

Biofísica. v. 1/ Gilberto Weissmüller; Nice Maria A. Costa Pinto; Paulo Mascarello Bisch. - Rio de Janeiro: Fundação CECIERJ, 2009.

230p.; 19 x 26,5 cm.

ISBN: 85-7648-184-7

1. Física biológica. 2. Sistemas biológicos. 3. Bioeletricidade. I. Pinto, Nice M. Americano Costa. II. Bisch, Paulo Mascarello. II. Título.

CDD: 571.4

2009/2

Governo do Estado do Rio de Janeiro

Governador
Sérgio Cabral Filho

Secretário de Estado de Ciência e Tecnologia
Alexandre Cardoso

Universidades Consorciadas

**UENF - UNIVERSIDADE ESTADUAL DO
NORTE FLUMINENSE DARCY RIBEIRO**
Reitor: Almy Junior Cordeiro de Carvalho

**UERJ - UNIVERSIDADE DO ESTADO DO
RIO DE JANEIRO**
Reitor: Ricardo Vieiralses

UFF - UNIVERSIDADE FEDERAL FLUMINENSE
Reitor: Roberto de Souza Salles

**UFRJ - UNIVERSIDADE FEDERAL DO
RIO DE JANEIRO**
Reitor: Aloísio Teixeira

**UFRRJ - UNIVERSIDADE FEDERAL RURAL
DO RIO DE JANEIRO**
Reitor: Ricardo Motta Miranda

**UNIRIO - UNIVERSIDADE FEDERAL DO ESTADO
DO RIO DE JANEIRO**
Reitora: Malvina Tania Tuttman

SUMÁRIO

Aula 1	– A Física e a Biologia: o estudo da organização da matéria viva	7
	<i>Gilberto Weissmüller / Nice Maria Americano Costa Pinto / Paulo Mascarello Bisch</i>	
Aula 2	– Transformações de energia nos sistemas biológicos	25
	<i>Gilberto Weissmüller / Nice Maria Americano Costa Pinto / Paulo Mascarello Bisch</i>	
Aula 3	– Ordem e complexidade nos sistemas biológicos	45
	<i>Gilberto Weissmüller / Nice Maria Americano Costa Pinto / Paulo Mascarello Bisch</i>	
Aula 4	– Fenômenos de difusão e osmose nos sistemas biológicos	67
	<i>Gilberto Weissmüller / Nice Maria Americano Costa Pinto / Paulo Mascarello Bisch</i>	
Aula 5	– Estrutura da membrana biológica: agregação de moléculas anfipáticas	91
	<i>Gilberto Weissmüller</i>	
Aula 6	– Bioeletricidade: potencial de membrana e transporte	111
	<i>Gilberto Weissmüller / Nice Maria Americano Costa Pinto / Paulo Mascarello Bisch</i>	
Aula 7	– Radiações eletromagnéticas	137
	<i>Gilberto Weissmüller / Nice Maria Americano Costa Pinto / Paulo Mascarello Bisch</i>	
Aula 8	– Radioatividade	165
	<i>Gilberto Weissmüller / Nice Maria Americano Costa Pinto / Paulo Mascarello Bisch</i>	
Aula 9	– Interação da radiação com a matéria	185
	<i>Gilberto Weissmüller / Nice Maria Americano Costa Pinto / Paulo Mascarello Bisch</i>	
Aula 10	– As radiações ionizantes e suas aplicações	211
	<i>Nice Maria Americano Costa Pinto</i>	
Referências		229

A Física e a Biologia: o estudo da organização da matéria viva

Meta da aula

Apresentar os conceitos da Física que serão necessários ao estudo da organização da matéria viva.

objetivos

Ao final desta aula, você deverá ser capaz de:

- identificar a composição química e a natureza molecular dos sistemas biológicos;
- comparar as ordens de grandeza das medidas físicas utilizadas para descrever as diferentes escalas em que ocorrem os fenômenos biológicos;
- descrever as interações responsáveis pela coesão da matéria biológica e pela estrutura funcional dos agregados biomoleculares.

Pré-requisitos

Neste curso serão necessários vários conhecimentos adquiridos em outras disciplinas. Desde o início, será útil recorrer aos textos dessas matérias. Recomendamos que, antes de abordar esta aula inicial, você faça uma breve revisão e tenha à mão os módulos com os seguintes conteúdos: a natureza atômica e molecular da matéria e os conceitos básicos de energia do ponto de vista termodinâmico (Aulas de 1 a 7 da disciplina Introdução às Ciências Físicas 2) e as principais moléculas que constituem os sistemas biológicos (Módulos 1 a 6 da disciplina Bioquímica I).

INTRODUÇÃO

A Biofísica estuda os sistemas vivos dos pontos de vista físico e físico-químico, isto é, procura descrever a natureza molecular dos sistemas biológicos, os processos dinâmicos de transporte e transformação da matéria biológica, as transformações de energia, a sinalização e a comunicação celular. Além disso, aborda a organização dos processos biológicos, tanto no nível fisiológico de cada indivíduo quanto no nível da interação deste indivíduo com o meio, colocando em evidência os princípios físicos que regem esses processos. Estuda, ainda, as relações e interdependências entre indivíduos, espécies e meio ambiente.

Embora a Biofísica envolva temas amplos e complexos, utilizando conceitos físicos, químicos e biológicos, nesta disciplina pretendemos focalizar alguns aspectos da organização biológica. Vamos analisar principalmente aqueles relacionados à natureza molecular dos sistemas biológicos, assim como as propriedades físico-químicas e as leis que regem as transformações químicas e energéticas desses sistemas. Será enfatizada também a relação desses processos com a fisiologia humana e com as possíveis aplicações em Biomedicina. Com tais objetivos, será necessário relembrar conceitos básicos da Física Clássica, Ótica e Mecânica, da Física Atômica e Molecular, da Físico-Química e da Termodinâmica.

NATUREZA MOLECULAR DOS SISTEMAS BIOLÓGICOS

A Biologia moderna baseia-se, cada vez mais, nos conceitos de estrutura e organização molecular relacionados às funções biológicas. Métodos físicos sofisticados, que permitem determinação precisa das estruturas moleculares biológicas, aliados a métodos de manipulação e engenharia genética que possibilitam modificações moleculares específicas, têm proporcionado um enorme avanço dessa ciência nos últimos anos. De fato, exige-se que um biocientista moderno conheça bem tanto os sistemas e as funções biológicas quanto a estrutura e a organização molecular associadas a essas funções.

Embora não existam diferenças entre as leis que regem o comportamento dos sistemas vivos e as que regem os sistemas inertes, a complexidade e a diversidade dos sistemas biológicos nem sempre permitem a aplicação direta de conceitos e métodos desenvolvidos para o estudo dos sistemas inertes. Entretanto, como veremos nas próximas aulas, alguns conceitos da Física e da Química revelaram-se extremamente úteis no estudo de propriedades fundamentais dos sistemas biológicos.

Átomos e moléculas são os componentes fundamentais tanto da matéria inerte como dos sistemas vivos. A maior diferença está na forma de organização, essencialmente dinâmica e complexa nos sistemas biológicos, em oposição à organização quase sempre estática e relativamente simples nos sistemas inertes. Entretanto, não existem razões para que as leis básicas da Física e da Química não sejam igualmente válidas em ambos os sistemas.

Podemos comparar o funcionamento das células e os organismos vivos a usinas complexas, onde se desenrolam continuamente reações químicas e transformações energéticas. Esses sistemas complexos mantêm, por seu metabolismo, uma permanente troca de matéria e energia com o meio circundante.

Apesar da complexidade e heterogeneidade dos sistemas biológicos, as principais substâncias e reações bioquímicas envolvidas são basicamente as mesmas em todos os organismos vivos.

ÁTOMOS E MOLÉCULAS: CONCEITOS DE LIGAÇÃO QUÍMICA

Como você viu nas disciplinas Física e Química, os átomos são as unidades fundamentais dos sistemas moleculares. Embora nos séculos XVIII e XIX, quando houve um grande avanço na Química, o átomo fosse considerado a unidade última e indivisível da matéria, sabe-se hoje que ele é constituído por prótons e nêutrons, formando um núcleo, e por uma nuvem eletrônica que o circunda. Além disso, foi descoberto também que elétrons, prótons e nêutrons são formados por outras partículas ainda mais elementares. Entretanto, do ponto de vista da Física Molecular, o essencial é ter claro que os átomos são formados por um núcleo com cargas positivas (devidas aos prótons) envolto em uma nuvem eletrônica negativa. A carga elétrica do conjunto atômico e a disponibilidade de alguns elétrons para trocas ou compartilhamento por diferentes átomos são as características fundamentais que definem as propriedades químicas da matéria.

Uma ligação química covalente é aquela em que pelo menos um elétron é compartilhado por dois átomos vizinhos. Ligações iônicas são possíveis quando um átomo, inicialmente neutro, cede um ou mais elétrons a outro átomo, tornando-se eletricamente positivo, enquanto o átomo receptor torna-se eletricamente negativo. Uma ligação entre dois átomos será covalente ou iônica, dependendo do caráter dos átomos em

questão. Dois átomos não-metálicos irão formar, em geral, uma ligação covalente. Um metal e um não-metal irão formar, em geral, uma ligação iônica. O átomo de hidrogênio deve ser visto como um caso particular, pois, apesar de estar classificado na tabela periódica junto dos metais, forma ligações covalentes, por exemplo, com o carbono e o oxigênio.

As moléculas são formadas por átomos unidos por ligações químicas covalentes. Nessas ligações, os elétrons compartilhados são capazes de percorrer órbitas envolvendo os átomos ligados. Estas órbitas compartilhadas são denominadas orbitais moleculares. É interessante notar que os orbitais moleculares são orientados no espaço e definem uma direção precisa das ligações químicas no espaço tridimensional. Ligações covalentes nas moléculas biológicas são geralmente formadas entre átomos de carbono, nitrogênio, oxigênio e hidrogênio. Átomos de carbono que formam quatro ligações covalentes apresentam geometria tetragonal (em forma de pirâmide); quando formam ligações duplas, adquirem forma planar (a ligação dupla e as outras duas ligações simples ficam no mesmo plano no espaço).

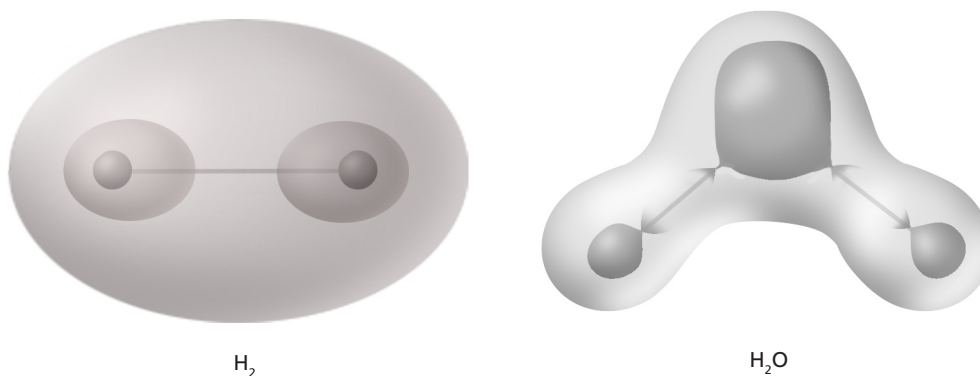


Figura 1.1: Representação dos orbitais moleculares para as moléculas de H_2 e H_2O . O invólucro cinza externo marca um “limite” para essas moléculas, definido a partir de cálculos sobre a densidade eletrônica. Regiões sucessivamente mais escuras indicam o aumento da densidade eletrônica na região mais próxima ao núcleo. A linha que une os núcleos dos átomos representa a direção da ligação química. Note que na molécula de água a nuvem eletrônica é mais densa na proximidade do núcleo de oxigênio, conferindo a esta molécula um caráter polar em sua distribuição de cargas.

COMPOSIÇÃO QUÍMICA DOS SISTEMAS BIOLÓGICOS

Embora pequenas moléculas, como a água (H_2O) e os íons inorgânicos – sódio (Na^+), cloro (Cl^-), potássio (K^+) e cálcio (Ca^{++}) –, sejam abundantes e mesmo essenciais aos sistemas biológicos, um papel fundamental na vida celular é desempenhado pelas proteínas, pelos ácidos nucleicos e polissacarídeos, que são macromoléculas formadas por centenas ou mesmo milhares de átomos ligados uns aos outros covalentemente. A funcionalidade biológica dessas macromoléculas depende não só da sequência de suas ligações químicas mas, também, da conformação espacial e da associação com outras macromoléculas. De fato, as unidades funcionais biológicas são estruturas macromoleculares complexas envolvendo uma ou mais moléculas.

As moléculas biológicas são formadas por átomos leves da tabela periódica (C, H, O, N, P, S). Alguns metais, em geral na forma de íons, estão invariavelmente presentes nas células (Na, K, Ca, Mg). Outros metais, mais pesados (Fe, Zn etc.), apesar de serem encontrados em pequenas quantidades, desempenham papel importante para muitos organismos. Os elementos mais abundantes são o hidrogênio e o oxigênio, encontrados essencialmente na forma de moléculas de água. A água representa cerca de 70% da massa total de qualquer organismo vivo. O carbono, o nitrogênio, o fósforo e o enxofre integram as estruturas macromoleculares e de outras pequenas moléculas com importante atividade biológica (veja **Tabela 1.1**).

As macromoléculas, ou polímeros biológicos, são formadas por alguns poucos grupos químicos que são os tijolos da estrutura molecular biológica. As proteínas são constituídas por aminoácidos; o DNA e o RNA, por ácidos nucleicos. Carboidratos e lipídios são componentes essenciais das membranas e paredes celulares. Outras pequenas moléculas, pertencentes a diferentes categorias de compostos orgânicos, têm um papel regulador da atividade biológica. Dependendo da função desempenhada no sistema biológico, essas pequenas moléculas recebem uma classificação específica, tais como vitaminas e hormônios.

Alguns grupos químicos são parte integrante de proteínas com atividades específicas, como, por exemplo, o grupo heme, um complexo ferroporfirina, encontrado em mioglobinas e hemoglobinas, cuja função específica é capturar o oxigênio necessário para a combustão celular.

Tabela 1.1: Participação percentual dos elementos na composição química do corpo humano

Composição do corpo humano (sem água)	
Elemento	Peso (%)
C	61,7
N	11
O	9,3
H	5,7
Ca	5
P	3,3
K	1,3
S	1
Cl	0,7
Na	0,7
Mg	0,3

Tabela 1.2: Participação percentual dos principais metais na composição química do corpo humano

14 metais essenciais ao corpo humano	
Metal	Quantidade (g)
Ca	1.000
K	140
Na	100
Mg	25
Fe	4,2
Zn	2,3
Cu	0,072
Sn	0,02
V	0,02
Cr	0,014
Mn	0,012

A QUÍMICA DA VIDA

É importante que você relembre algumas características químicas gerais dos sistemas biológicos:

- A multiplicidade e a diversidade de indivíduos e espécies biológicas não implicam grande variedade química. Mesmo em espécies completamente diferentes, as substâncias químicas e os processos bioquímicos são essencialmente os mesmos. Por exemplo, as proteínas, independentemente de sua forma, tamanho ou função, são formadas a partir da combinação de 20 aminoácidos, e o DNA é formado pela combinação de apenas quatro nucleotídeos. Além disso, os processos de transformações bioquímicas são basicamente os mesmos em todos os organismos. O que de fato define a grande variedade de espécies e organismos são as inúmeras combinações possíveis desses elementos e processos.
- Existe uma clara hierarquia dos processos bioquímicos. As cadeias de ácidos nucleicos (DNA e RNA) regulam a síntese das proteínas necessárias ao funcionamento biológico. Por sua vez, as proteínas, principalmente em forma de enzimas, promovem e controlam todos os outros processos químicos realizados na célula.
- Os mecanismos bioquímicos e as moléculas biológicas são produtos de um processo evolucionário. A evolução biológica foi precedida de uma evolução puramente química, primeiro com a formação de compostos orgânicos a partir de substâncias mais simples e, posteriormente, com o aparecimento de moléculas com a propriedade de se auto-replicarem (similar a propriedade de replicação do DNA como conhecemos atualmente). Mais tarde, esses processos foram limitados no espaço, provavelmente com o aparecimento de uma membrana envoltória, resultando em uma célula primitiva capaz de se auto-replicar. A partir desse momento, a evolução química e a evolução biológica tornaram-se um processo único e inseparável. Nesse sentido, o estudo da química biológica deve necessariamente levar em conta a evolução biológica.
- As moléculas biológicas não se caracterizam somente pelos átomos de que são constituídas, mas também pela sequência e a forma precisa de suas ligações químicas. Pequenas modificações estruturais das moléculas biológicas podem ter consequências drásticas, desvirtuando-as completamente de suas funções. Por exemplo, uma enzima que sofreu modificação de um único aminoácido pode não reconhecer mais seu substrato, perdendo completamente sua função original. Note que pequenos erros genéticos que levam à substituição de um aminoácido por outro em uma proteína podem causar grandes disfunções, que tanto podem ter consequências negativas como representar alguma vantagem evolutiva.

- A divisão em compartimentos dos sistemas biológicos, devido à presença de membranas celulares e intracelulares, permite a realização de processos químicos simultâneos mas separados espacialmente, possibilitando um maior controle e regulação desses processos. Entretanto, a presença de membranas semipermeáveis induz uma maior complexidade nos processos químicos realizados nas células.



ATIVIDADES

1.a. Quais as principais macromoléculas biológicas? Que grupos químicos e átomos compõem essas macromoléculas? Quais são as funções biológicas dessas macromoléculas?

RESPOSTA COMENTADA

Proteínas: Compostas por aminoácidos ligados covalentemente, através de ligações peptídicas envolvendo os átomos de carbono, nitrogênio, oxigênio e hidrogênio. Os grupos laterais dos 20 tipos de aminoácidos são compostos por esses mesmos átomos e pelo enxofre. São responsáveis por todos os processos de transformação bioquímica, transporte e sinalização nas células biológicas.

DNA e RNA: Os ácidos nucleicos são formados por um grupo fosfatado, os açúcares ribose (RNA) ou dióxidorribose (DNA) e as bases nitrogenadas adenina, guanina, timina, citosina ou uracil, todos ligados covalentemente uns aos outros, formando as longas cadeias, envolvidas no código genético e nos processos de transcrição e tradução dos genes.

Fosfolipídeos: Formados por uma cabeça polar, composta por diferentes grupos polares ligados covalentemente, por um grupo fosfatado e um glicerol, a duas caudas apolares de hidrocarbonos. São elementos estruturais essenciais da membrana celular e dos compartimentos intracelulares.

Polissacarídeos: Formados por açúcares cíclicos, contendo basicamente carbono, oxigênio e hidrogênio, ligados covalentemente em extensas cadeias. São elementos estruturais das paredes celulares, estando também envolvidos em processos de reconhecimento e sinalização celular.

1.b. Na sua estimativa, quantos átomos compõem cada um desses tipos de macromoléculas?

- a. () Dezenas
- b. () Centenas
- c. () Milhares
- d. () Milhões

Dica

A estimativa poderá ser obtida, por exemplo, a partir do cálculo do número de átomos que compõem, em média, um aminoácido e do número de aminoácidos que compõem uma proteína.

RESPOSTA COMENTADA

Mesmo uma proteína pequena, formada, por exemplo, por cerca de 100 aminoácidos, é composta por mais de 1.000 átomos, levando em conta que, na média, um aminoácido é constituído por aproximadamente dez átomos. O DNA de uma bactéria tem da ordem de 3 a 5 milhões de pares de base, organizados em uma dupla fita em um único plasmídeo, contendo cada fita centenas de milhões de átomos (cerca de 50 átomos por nucleotídeo). Em procariotos, um único cromossoma pode conter em uma fita de DNA mais de 3 bilhões (3×10^9) de nucleotídeos, o que corresponde a dezenas de bilhões de átomos. Um RNA mensageiro é formado em geral por mais de 1.000 pares de base, o que corresponde a alguns dezenas de milhares de átomos. Os fosfolipídios são moléculas compostas por uma cabeça polar e duas caudas de hidrocarbonos envolvendo uma centena de átomos ligados covalentemente. Os polissacarídeos podem ser extremamente longos, envolvendo milhares ou mesmo milhões de átomos.

2. Descreva a hierarquia obedecida no processamento das moléculas biológicas.

RESPOSTA COMENTADA

O código genético, transmitido a cada replicação celular, está contido nas grandes cadeias de DNA. Cada gene é translado para um RNA mensageiro e traduzido através da síntese de proteínas. As proteínas são responsáveis pelo funcionamento celular, tanto nas tarefas de sinalização e controle do funcionamento celular como no processamento bioquímico dos metabólitos necessários aos processos vitais da célula e a suas funções fisiológicas.

O MUNDO MACROSCÓPICO E O MUNDO MICROSCÓPICO

A Física, como ciência experimental, baseia-se na realização de medidas e na definição precisa de escalas. Estas últimas foram estabelecidas no decorrer da História em função da prática diária do homem e do desenvolvimento científico e tecnológico. Não é por acaso que o metro e a hora foram adotados como padrão de comprimento e medida de tempo; afinal, nosso tamanho normalmente está entre 1,5 e 2 metros, e o dia é composto por algumas dezenas de horas. Entre o grama e o quilograma, está a escala na qual medimos as quantidades de alimentos que consumimos diariamente. Outros padrões de medidas, como o da corrente elétrica (volt e ampère) e o de energia (caloria e joule), só foram claramente estabelecidos com os avanços científicos e tecnológicos ocorridos nos séculos XVIII e XIX, no início da Revolução Industrial.

Também é decorrência de nossa prática diária a definição de uma escala macroscópica (aquilo que enxergamos) e de uma escala microscópica (aquilo que não enxergamos). A definição de nossa visão vai até aproximadamente o tamanho de um fio de cabelo, ou um traço em uma régua, da ordem de um milímetro (10^{-3} m). Consideramos microscópico tudo o que está aquém desta dimensão. Entretanto, com o conhecimento da natureza atômica e molecular da matéria, podemos considerar macroscópicos, sobretudo do ponto de vista das grandezas termodinâmicas, como temperatura, pressão ou energia térmica, todos os corpos que contenham um grande número de átomos ou moléculas.

Como exemplo do número enorme de moléculas envolvidas nos corpos com que estamos habituados em nosso mundo macroscópico, vamos calcular o número de moléculas em um copo de água. Sabendo que 1 mol contém 6×10^{23} moléculas, e 1 mol de água pesa 18g e ocupa 18cm^3 (em condições normais de pressão e temperatura, a densidade da água é de 1g/cm^3), um copo de água contém 300ml, ou seja, 300cm^3 , o que corresponde a aproximadamente 16,66 mol de H_2O ($300/18 = 16,66$), ou ainda $16,66 \times 6 \times 10^{23} = 10^{25}$ moléculas de água! Este é um número extraordinariamente elevado!



Enquanto o mundo atômico descrito pela Física Quântica se ocupa dos átomos e de seus constituintes (prótons, nêutrons, elétrons e outras partículas subatômicas) em dimensões menores que o angström (10^{-10} m), o mundo macroscópico da Termodinâmica envolve um conjunto muito grande de átomos e se refere à gama de dimensões que vão desde a

ordem do metro (1m) – que corresponde à dimensão humana – até dimensões do nanômetro ($\text{nm} = 10^{-9}\text{m}$), que corresponde aproximadamente à espessura de uma membrana biológica, passando por escalas como a do milímetro ($\text{mm} = 10^{-3}\text{m}$) (limite da visão humana) e do micrômetro ($\mu\text{m} = 10^{-6}\text{m}$), correspondente às dimensões de uma célula biológica. Uma célula humana pode ter dimensões da ordem de $100\mu\text{m}$ e uma bactéria tem, em geral, dimensões da ordem de alguns micrômetros. Isso significa que em geral os processos biológicos podem ser tratados no âmbito da Física Clássica (Mecânica, Ótica e Eletricidade), da Físico-Química e da Termodinâmica. A exceção é feita ao estudo de fenômenos que envolvam as transformações químicas com quebra das ligações covalentes, a absorção da luz e os fenômenos de radioatividade, que devem ser compreendidos com o auxílio da Física Quântica.



ATIVIDADES

3. Estabeleça a relação entre as distâncias mencionadas e as escalas métricas: metro (m), quilômetro (10^3 m), centímetro (10^{-2} m), ano-luz ($9,5 \times 10^{15}\text{ m}$), micrômetro (10^{-6} m), nanômetro (10^{-9} m), angström (10^{-10} m).

- Tamanho humano.
- Distância entre duas galáxias.
- Célula humana.
- Distância entre o Rio de Janeiro e Campos.
- Membrana biológica.
- Polegar humano.
- Ligação covalente entre os átomos de hidrogênio na molécula de H_2 .

RESPOSTA COMENTADA

a. A medida entre a ponta do nariz e a ponta dos dedos de um braço esticado horizontalmente é de aproximadamente um metro. Foi assim que essa medida foi concebida pelos primeiros comerciantes de tecidos, que mediam as peças esticando-as entre o nariz e a ponta dos dedos para obter o comprimento do tecido que estava sendo vendido.

b. As galáxias mais distantes da nossa observadas até hoje ficam a milhões de anos-luz. Como um ano-luz é a distância percorrida pela luz em um ano, isso significa que o que estamos observando aqui na Terra são eventos que ocorreram há muitos milhões de anos em certas regiões do Universo.

c. Uma célula humana tem tipicamente dimensões da ordem de 10 a 30 micrômetros, dificilmente visualizadas com um microscópio

ótico. Em geral as células e seus organelos são estudados através de microscopia eletrônica.

d. A distância entre o Rio de Janeiro e Campos pela BR-101 é de aproximadamente 250km, hoje percorrida por automóvel ou ônibus em cerca de três ou quatro horas, mas em outros tempos percorrer alguns quilômetros a pé ou a cavalo demandava esforço e tempo consideráveis.

e. A membrana biológica é composta basicamente por duas camadas justapostas de fosfolípidos. Como cada molécula de fosfolípido, esticada, mede cerca de 20 angströms, a espessura da dupla camada, que corresponde aproximadamente à espessura da membrana biológica, é de cerca de 40 angströms, ou seja, 0,4 nanômetro.

f. Se medirmos nosso polegar em uma régua, observamos que ele tem pouco mais de 2cm, o que é uma polegada, demonstrando a origem prática da medida inglesa, inspirada no cotidiano e na facilidade de usar o dedo como instrumento de medida. Além do polegar, também se vitaliza o pé como padrão de medida de comprimento.

g. O raio do átomo de hidrogênio é de aproximadamente 1 angström, quando formando a molécula H_2 . Compartilhado seus elétrons, a distância entre os dois hidrogênios se mantém aproximadamente a mesma do raio original de um átomo.

4. Uma célula biológica é um sistema microscópico ou macroscópico?

Responda nas duas situações a seguir:

a. Em relação ao nosso poder de visão.

b. Em relação ao número de moléculas.

RESPOSTA COMENTADA

Do ponto de vista do alcance de nossa visão, a célula é microscópica, e só foi possível observar e estudar células individuais com o desenvolvimento dos microscópios. No que se refere às propriedades termodinâmicas, uma célula contém um número extremamente grande de átomos e moléculas e pode ser tratada como um sistema macroscópico.

A COESÃO DA MATÉRIA BIOLÓGICA

Nos sólidos e líquidos inertes, a matéria biológica se apresenta sob forma coesa, nem tão organizada e indeformável como nos sólidos inorgânicos, nem tão fluida como nas fontes abundantes de água. A matéria biológica se apresenta em geral num estado que podemos chamar *líquido-cristalino*, apresentando características de líquidos, como a mobilidade de alguns dos componentes moleculares, mas também uma ordem que lembra o estado cristalino dos sólidos. Em termos de consistência, o que mais se assemelha ao estado de uma célula biológica é a gelatina. Algumas estruturas biológicas, como os ossos ou o caule das plantas, têm uma constituição especial que lhes confere alto grau de resistência mecânica.

Como acontece nos sólidos e líquidos, as forças de coesão da matéria biológica têm origem nas interações entre as suas moléculas constituintes. A energia envolvida nas ligações químicas covalentes entre os átomos que formam as moléculas biológicas é relativamente elevada, quando comparada, por exemplo, à energia térmica disponível em temperatura ambiente, levando por isso a estruturas moleculares relativamente estáveis. Tipicamente, a energia de uma ligação covalente C-C ou C-N é superior a 300kJ/mol, portanto, muito maior do que a energia térmica disponível em temperatura ambiente, que é da ordem de 2,5kJ/mol. Entretanto, existem outras interações entre átomos não ligados covalentemente de extrema importância para a formação das estruturas macromoleculares biológicas e a manutenção da organização líquido-cristalino. Essas interações, como veremos a seguir, têm origem na distribuição da carga eletrônica nas moléculas, envolvendo energias que podem ser até da ordem de 10kJ/mol. Embora sejam muito menores do que as energias das ligações covalentes, elas são superiores à energia térmica, influenciando na manutenção das estruturas moleculares.

As ligações químicas só podem ser descritas corretamente pela Mecânica Quântica; porém, alguns de seus aspectos podem ser entendidos usando-se conceitos da eletrostática. No estabelecimento de uma ligação covalente e na formação dos orbitais moleculares (fenômeno puramente quântico), muitas vezes o elétron envolvido na ligação, em vez de permanecer igualmente compartilhado pelos dois átomos, é atraído muito mais por um do que pelo outro, criando na molécula uma distribuição de

ELETRONEGATIVIDADE

Capacidade do átomo de atrair elétrons. É uma propriedade quântica que depende essencialmente da posição deste átomo na tabela periódica, isto é, do estado de preenchimento de suas camadas eletrônicas. Elementos que se encontram à esquerda na tabela periódica, início do preenchimento de cada camada eletrônica, têm tendência a perder elétrons (baixa eletro-negatividade), ao passo que elementos à direita da tabela periódica, prestes a completar uma camada fechada, têm grande tendência a receber elétrons (grande eletronegatividade).

cargas não-homogênea no espaço. Na verdade, em uma ligação química a distribuição da nuvem eletrônica entre os participantes é em função da diferença de **ELETRONEGATIVIDADE** dos átomos envolvidos.

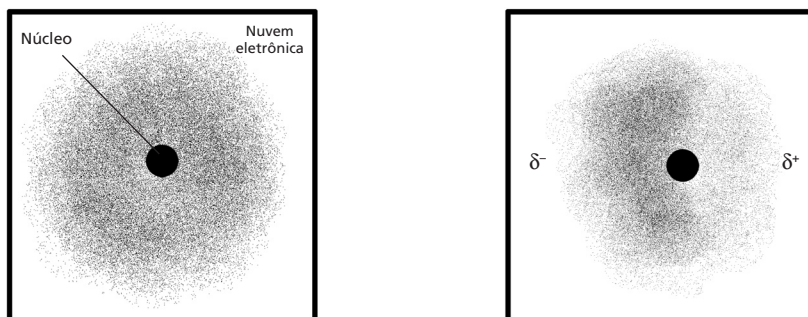
Um exemplo típico no qual acontece essa distribuição não-homogênea de cargas é a ligação dupla entre o carbono e o oxigênio ($C=O$). O oxigênio é capaz de atrair uma grande parcela da nuvem eletrônica da ligação, tornando-se parcialmente negativo e deixando o carbono parcialmente positivo. Outro exemplo importante é a molécula de água ($H-O-H$), onde novamente o oxigênio tem um grande poder de atrair a nuvem eletrônica, tornando-se negativo e deixando os dois hidrogênios parcialmente positivos (**Figura 1.1**).

Embora globalmente neutras, as moléculas que apresentam uma distribuição de cargas não compartilhada igualmente entre seus átomos – como a molécula de água – são denominadas polares, pois formam dipolos elétricos e são capazes de interagir eletricamente com outras moléculas polares ou com íons. A formação de íons é um exemplo extremo do mecanismo citado anteriormente, através do qual um elétron é atraído completamente por um átomo, assumindo inteiramente sua carga, e deixando o átomo doador com a carga oposta. Nesse caso, não existe uma ligação covalente entre os íons assim formados, mas, sim, uma forte interação eletrostática. Em um meio líquido polar, os íons não precisam necessariamente permanecer a curta distância uns dos outros, as moléculas polares do meio podem interagir com os íons, substituindo a interação que estes teriam com íons de carga oposta. Esse é o mecanismo responsável pela dissolução de sais em água.

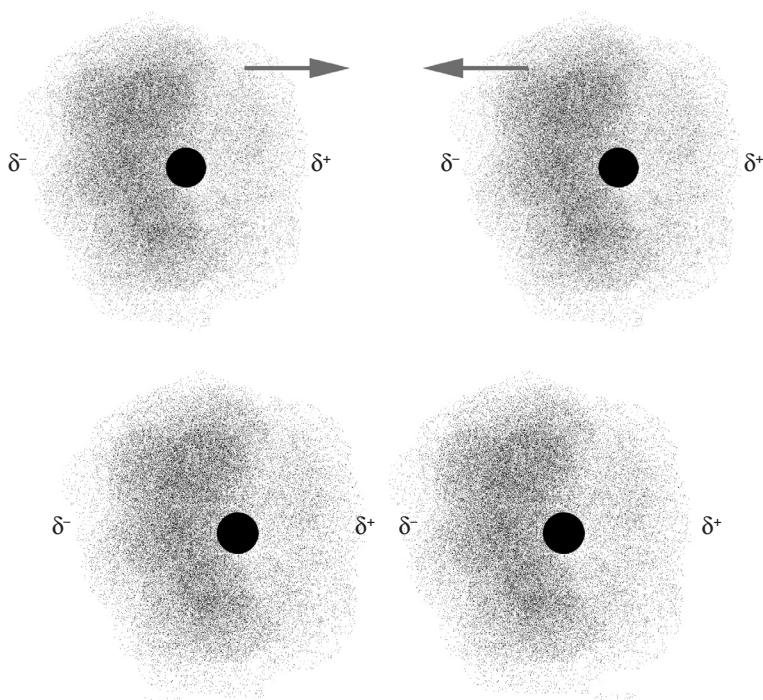
As ligações químicas em que há um completo balanço local de cargas em cada átomo são denominadas apolares. Um exemplo típico é o das ligações estabelecidas entre o carbono e o hidrogênio (hidrocarbonos). Embora essas ligações sejam eletricamente neutras, a presença de íons e de moléculas polares no meio, ou a aplicação de um campo elétrico, pode induzir um desbalanço de cargas, atraindo ou repelindo a nuvem eletrônica envolvida na ligação, criando interações elétricas mesmo em meios completamente neutros e apolares. Esse comportamento, do ponto de vista elétrico, é denominado dielétrico.

Através das interações elétricas, as moléculas polares podem induzir dipolos elétricos em moléculas completamente apolares (**Figura 1.2**). Mesmo entre moléculas com ligações completamente apolares existe

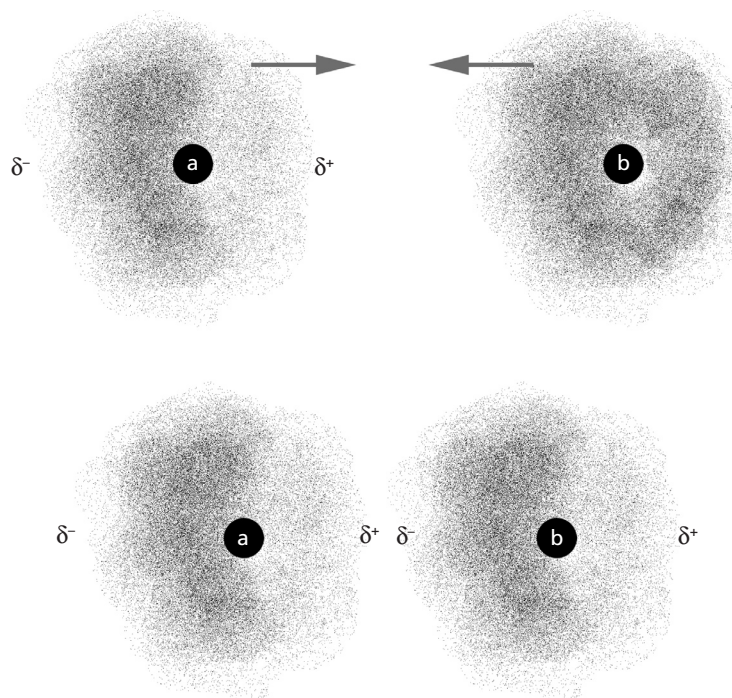
uma interação elétrica, pois elétrons negativamente carregados em torno de um núcleo com carga positiva formam um dipolo elétrico. Isolado, este dipolo é nulo, pois a carga eletrônica se distribui homogeneamente em torno do núcleo. Entretanto, na presença de outra molécula, a distribuição eletrônica é alterada e os dois dipolos são capazes de interagir um com o outro. De fato, eles tendem a se alinhar pelo campo do outro, resultando em uma atração entre os dois átomos.



Na figura da esquerda, temos uma distribuição homogênea da nuvem eletrônica em torno do núcleo atômico. As cargas elétricas – positiva do núcleo e negativa dos elétrons – se anulam mutuamente, criando um ambiente eletricamente neutro em todos os espaços. Na figura da direita, uma distribuição assimétrica da nuvem eletrônica gera um dipolo elétrico com cargas parciais δ^- e δ^+ .



Dois átomos com distribuição assimétrica de cargas são atraídos mutuamente através dos pólos de cargas opostas.



Um átomo (a) com uma distribuição assimétrica de cargas é capaz de induzir o deslocamento da nuvem eletrônica de um átomo (b) inicialmente neutro, induzindo a formação de um dipolo neste segundo átomo. Essa indução resulta na atração mútua entre os dois átomos através das cargas parciais de sinais opostos.

Figura 1.2: Esquema demonstrando a origem atômica das forças de atração de van der Waals.

Essas forças, denominadas forças de dispersão de London ou forças de van der Waals, ocorrem entre todos os tipos de átomos e moléculas. Mesmo os elementos inertes da tabela periódica interagem dessa forma. Elas estão presentes em sólidos, líquidos e gases, e sua importância depende da comparação com as outras forças presentes no sistema molecular considerado. Em particular, as forças de dispersão são essenciais para explicar a coesão dos líquidos apolares.

Tanto a não-homogeneidade de cargas em algumas das ligações químicas quanto a existência de extensas regiões apolares nas macromoléculas biológicas são essenciais para a manutenção das estruturas e a forma de organização molecular dos sistemas biológicos. As pontes de hidrogênio e o chamado efeito hidrofóbico das porções apolares são determinantes para a formação das estruturas tridimensionais e a separação entre elementos solúveis e não-solúveis nos compartimentos celulares, como foi extensamente discutido no curso de Bioquímica.

CONCLUSÃO

Os sistemas biológicos têm a mesma natureza atômica que o mundo inerte que nos cerca. As propriedades particulares que definem os sistemas vivos estão relacionadas com a composição e organização molecular peculiar e com as propriedades físico-químicas específicas das moléculas que compõem esses sistemas. As leis e conceitos físicos podem e devem ser aplicados para se entender o comportamento dos sistemas biológicos. Vimos também que as escalas adotadas na Física estão diretamente relacionadas à nossa experiência cotidiana e que existe uma relação direta entre essas escalas e a observação dos seres vivos, dos indivíduos, das dimensões das células e dos compartimentos celulares.

ATIVIDADE FINAL

Que tipos de força mantêm a coesão dos sistemas biológicos?

RESPOSTA COMENTADA

Além das ligações covalentes, que mantêm individualizada cada molécula ou macromolécula, as forças eletrostáticas e as forças de coesão (Van der Waals) têm um papel preponderante na manutenção da estrutura e forma das macromoléculas e dos agregados moleculares dentro da célula.

RESUMO

Os principais componentes moleculares dos seres vivos são a água, as macromoléculas biológicas (proteínas, ácidos nucleicos, fosfolipídios, polissacarídeos), pequenos íons inorgânicos (Na^+ , Cl^- , K^+ , Ca^{++}) e outras pequenas moléculas orgânicas (ácidos nucleicos, sacarídeos, hormônios, vitaminas).

Existe uma clara hierarquia dos processos bioquímicos desde a tradução do código genético contido no DNA, passando pela síntese de proteínas, unidades funcionais das células, até o processamento e controle dos metabólitos necessários à vida. Essa hierarquia e a pouca diversidade química entre os seres vivos nos remetem ao conceito de evolução molecular da vida.

A escala de grandezas físicas macroscópicas e microscópicas está relacionada à observação dos sistemas biológicos e a fatos de nosso cotidiano. O conhecimento do mundo microscópico das células está cada vez mais acessível, incluindo o detalhamento atômico de suas estruturas moleculares e suas propriedades físico-químicas.

As propriedades físico-químicas de átomos e moléculas que compõem os sistemas vivos, principalmente o caráter polar ou apolar de suas ligações covalentes, que definem propriedades tais como a formação de pontes de hidrogênio e o efeito hidrofóbico, são fundamentais para o estudo da estrutura e organização molecular destes sistemas. A relação estrutura - função das macromoléculas biológicas é, hoje, assunto preponderante nas ciências biológicas.

INFORMAÇÕES SOBRE A PRÓXIMA AULA

Na próxima aula, discutiremos as transformações de energia que ocorrem nos sistemas biológicos e como as leis da Termodinâmica podem ser utilizadas nesses casos.

Transformações de energia nos sistemas biológicos

Meta da aula

Apresentar os conceitos básicos da Termodinâmica e a formulação da Primeira Lei, visando suas aplicações na investigação dos processos biológicos.

objetivos

Ao final desta aula, você deverá ser capaz de:

- conceituar as transformações de energia do ponto de vista termodinâmico;
- distinguir as diversas formas de energia;
- identificar os tipos de transferência de energia em processos termodinâmicos;
- enunciar a Primeira Lei da Termodinâmica e relacioná-la com as transformações de energia em sistemas biológicos.

Pré-requisitos

Para esta aula, além da matéria sobre a natureza molecular dos sistemas biológicos que você viu na aula anterior, será imprescindível rever os conceitos básicos de energia do ponto de vista termodinâmico. Uma boa revisão das Aulas 1 a 7 do Volume 5 da disciplina Introdução às Ciências Físicas 2 será de grande ajuda para a compreensão desta aula.

INTRODUÇÃO

A Termodinâmica é a ciência que se ocupa do estudo das transformações de energia dos sistemas macroscópicos, isto é, dos sistemas físicos constituídos de um grande número de átomos e moléculas que interagem entre si. Os processos biológicos, envolvendo complexas estruturas moleculares e contínuas transformações químicas e energéticas, só podem ser adequadamente compreendidos se investigados dentro do contexto da Termodinâmica. Nesta aula, vamos rever alguns conceitos da Termodinâmica para poder entender como eles se aplicam ao estudo dos fenômenos biológicos.

FORMAS E TRANSFORMAÇÕES DE ENERGIA

As formas de energia de que a Termodinâmica trata são a energia térmica, devido à agitação e aos movimentos de átomos e moléculas; a energia mecânica, promovida pelos deslocamentos dos corpos e pela ação das massas (por exemplo, pela ação da gravidade terrestre); a energia química, contida nas ligações químicas e nas interações entre átomos e moléculas, e a energia eletromagnética, proveniente de cargas e correntes elétricas. A energia luminosa propagada por um campo eletromagnético é, em última análise, também uma forma de energia eletromagnética.

Situações conhecidas servem para ilustrar algumas transformações de energia que são usadas em benefício do homem. A máquina a vapor serve como um exemplo emblemático pelas mudanças que sua invenção propiciou à humanidade; ela é o marco da Revolução Industrial, ocorrida no século XIX.

A máquina a vapor é um dispositivo que serve para transformar energia térmica em mecânica; a expansão do vapor d'água numa caldeira é utilizada para acionar mecanicamente um êmbolo que transmite o movimento para as engrenagens da máquina. Note, todavia, que vaporizar a água na caldeira requer, por sua vez, que uma quantidade de energia lhe seja transferida antes. Essa energia inicial pode ser obtida por diferentes processos; por exemplo, da combustão de alguma substância – carvão, gasolina etc. – ou mesmo da fissão nuclear num reator, como aqueles de Angra dos Reis. Você observa então que, na primeira via referida, ocorre inicialmente a transformação de energia química (combustão) em térmica e desta em mecânica. Já na segunda ocorre, em primeiro lugar, a transformação de energia nuclear (fissão nuclear) em térmica, que se transforma em mecânica, no movimento das turbinas,

tornando-se, por último, energia elétrica, a qual poderá ainda ser usada em motores elétricos.

Na **Figura 2.1**, você pode observar a ilustração de duas situações de transformação de energia: uma usina termoeletrica e uma usina termonuclear.

O motor elétrico, presente em quase todos os eletrodomésticos, é um exemplo de transformação de energia elétrica em energia mecânica. A energia elétrica transmitida pela rede elétrica é transformada em movimento mecânico, induzindo a rotação no motor do liquidificador e de outros aparelhos. O exemplo contrário é o funcionamento de uma hidroelétrica, em que a energia mecânica gravitacional de uma queda – d'água é transformada em energia elétrica por meio de turbinas que acionam um dínamo, capaz de gerar energia elétrica.

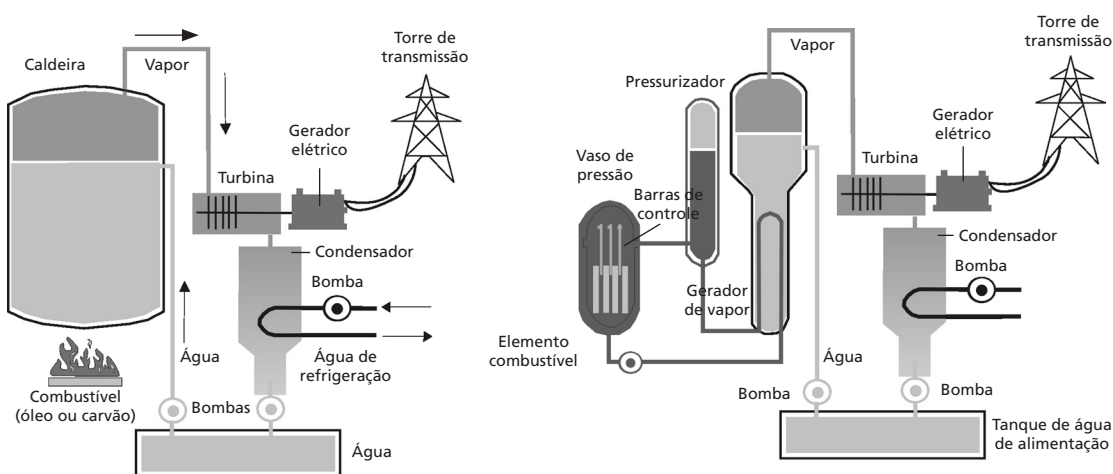


Figura 2.1: Exemplos de usinas geradoras de energia elétrica: à esquerda, uma usina termoeletrica, na qual energia térmica é transformada em energia elétrica. À direita, uma termonuclear, na qual a energia nuclear é transformada em elétrica.
Fonte: Cardoso (2005).

As baterias e pilhas, são exemplos de transformação de energia química em elétrica. Elas armazenam energia química – em soluções eletrolíticas ou em compostos sólidos –, a qual é convertida em energia elétrica, quando, conectando-se seus pólos, se estabelece uma corrente elétrica.

A transformação de energia química em térmica ocorre sempre em reações que liberam calor no meio, chamadas exotérmicas. Nessas

reações, o produto obtido da mistura dos reagentes possui uma energia química, proveniente das ligações atômicas, menor que a dos reagentes. A energia liberada denomina-se calor de reação.

Em reações endotérmicas ocorre a transformação inversa, isto é, para serem realizadas, necessitam absorver energia térmica do meio, a qual é transformada em energia química adicionada às ligações químicas dos produtos.

O processo da fotossíntese é um dos mais interessantes exemplos de conversão de energia eletromagnética em energia química. Provavelmente, sem esse processo – vital na cadeia alimentar dos organismos superiores – não haveria vida sobre a Terra nas formas que hoje conhecemos. Os seres providos de um sistema fotossintético, vegetais e algumas algas, são capazes de absorver e acumular sob a forma de energia química, em moléculas de carboidratos (açúcares), a energia eletromagnética produzida no Sol e transmitida à Terra na forma de luz. Na **Figura 2.2**, você pode ver um esquema ilustrando a transformação de energia que ocorre pela fotossíntese.

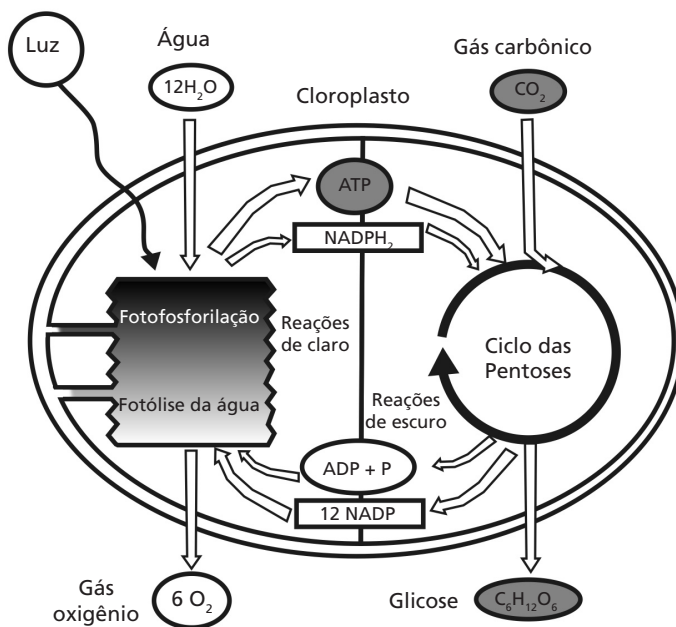


Figura 2.2: Transformação de energia pela fotossíntese, a energia luminosa (eletromagnética) é utilizada para a transformação do gás carbônico em um composto químico mais energético, a glicose, que servirá como fonte de energia química para a planta ou como alimento para outros seres.

Outro exemplo biológico de transformação de energia é a que ocorre durante a ação muscular. A energia química armazenada nas moléculas de ATP das células musculares é transformada em energia mecânica, por meio de um sistema complexo de proteínas contráteis, resultando no movimento de órgãos e membros dos indivíduos do reino animal.

Finalmente, um fenômeno que está na base da existência de todas as formas de vida que conhecemos: o transporte ativo. Neste tipo de transporte, proteínas especializadas, localizadas nas membranas biológicas, são capazes, por exemplo, de promover o transporte de pequenas moléculas contra seu próprio gradiente de concentração. Tal transporte dá-se à custa de energia química acumulada na célula, criando no interior das próprias células e dos compartimentos intracelulares uma diferença de concentração diferente daquela do meio externo. Cria-se, assim, um ambiente químico que armazena a energia necessária à realização de processos bioquímicos fundamentais à vida.

Em um exemplo particular desse processo, a energia química acumulada na molécula de ATP é transformada em energia eletroquímica pelo transporte ativo de íons através da membrana, resultando em uma diferença de potencial elétrico entre as soluções que são separadas pela membrana. Nesse caso – que será estudado em detalhes na Aula 6 desta disciplina –, você pode constatar que há uma conversão de energia química também em energia elétrica. A energia elétrica armazenada dessa forma pode ser transformada novamente em energia química por meio do processo inverso, isto é a síntese de ATP causada pela transferência de íons através da membrana.

Energia térmica

A energia térmica provém dos movimentos atômicos e moleculares que ocorrem no nível microscópico. Estes movimentos podem ser estudados em detalhe, considerando-se a natureza atômica e molecular da matéria, como foi visto na Aula 2 da disciplina Introdução às Ciências Físicas 2, Volume 5.

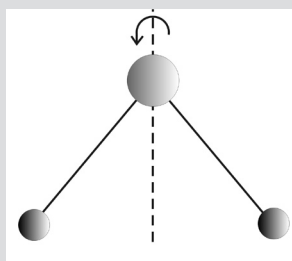
A energia térmica é transferida de um corpo a outro por contato direto, quando os choques moleculares se transmitem através da superfície de contato. A essa forma de transferência de energia térmica entre corpos denominamos calor. Note que estamos designando por calor não uma outra forma de energia, mas a forma de transferência

da energia térmica. A medida da energia térmica é realizada através do equilíbrio térmico entre o corpo que se quer medir e um aparelho calibrado (termômetro). Esse equilíbrio é atingido quando se espera um tempo suficientemente longo, de forma que a agitação molecular nos dois sistemas se torne equivalente. Quando isso acontece, cessa o fluxo de calor entre os dois corpos.

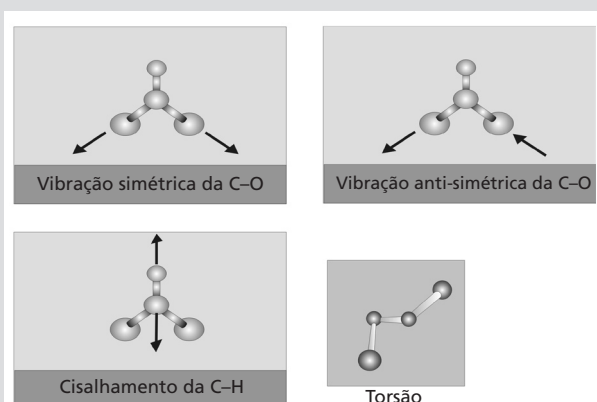
Uma das principais formas de movimento molecular é o de translação simples das moléculas.

Quais são os principais tipos de movimento molecular?

Longe de serem estáticas, a uma dada temperatura as moléculas das substâncias apresentam vários tipos de movimento: translação, rotação e vibração. O movimento de translação é aquele em que as moléculas se deslocam em linha reta, mudando de direção por meio de choques entre as próprias moléculas (movimento Browniano) ou com as paredes do recipiente. No movimento de rotação, as moléculas giram em torno de si mesmas, ao redor de um eixo.



Já no movimento de vibração, as moléculas vibram em relação a seu centro de massa. Existem diferentes formas de vibração de uma molécula. Uma molécula de água, por exemplo, pode apresentar vibrações simétricas, anti-simétricas e de cisalhamento; outras moléculas podem ainda apresentar movimentos de torção. Exemplos desses tipos de vibração são mostrados a seguir.



Contudo, as moléculas não apresentam todos esses tipos de movimento na mesma amplitude nas três fases da matéria: gasosa, líquida e sólida. Veja, na tabela a seguir, um resumo dos movimentos apresentados pelas moléculas nas três fases.

Fase	Vibração	Rotação	Translação
gasosa	muito grande	muito grande	muito grande
liquida	grande	pequeno	muito pequeno
sólida	pequeno	não	não

Em um gás, a contribuição do movimento de translação à energia térmica pode ser calculada somando-se a energia cinética de todas as moléculas. Em qualquer sistema a temperatura uniforme, a energia cinética média é independente da natureza química das moléculas. De fato, devido ao grande número de choques entre as moléculas, existe uma constante transferência de energia de uma molécula a outra, de tal forma que a energia se reparte, estatisticamente, de maneira uniforme entre todas elas. Esta igualdade é consequência do Princípio de Equipartição da Energia (que você estudou na Aula 2 da disciplina Introdução às Ciências Físicas 2, Volume 5), que garante que a energia térmica é igualmente repartida entre todos os componentes do sistema.

Embora a energia térmica no estado gasoso esteja relacionada essencialmente com os movimentos de translação das moléculas, em outros estados físicos, e em moléculas complexas, há outros tipos de movimentos causados pela agitação térmica, que devem ser considerados da mesma forma que os movimentos de translação. Estes movimentos compreendem os modos de rotação, os movimentos de vibração das ligações covalentes e modos de torsão. O princípio geral de equipartição da energia deve valer também para esses modos.

Um choque molecular pode provocar a transformação de energia translacional em energia de vibração ou de rotação, ou vice-versa. Em qualquer das situações existe sempre equipartição de energia entre os vários modos de agitação molecular.

Este conceito de equipartição de energia é especialmente importante nos sistemas biológicos, nos quais a agitação térmica do solvente (água) se transmite aos complexos macromoleculares, permitindo vibrações e mudanças conformacionais (flexibilidade), muitas vezes necessárias aos processos bioquímicos.



ATIVIDADE

1. Para os sistemas indicados, identifique as formas de energia presentes; em:

- a. uma molécula de DNA completamente isolada e sem qualquer tipo de movimento ou vibração de seus átomos;
- b. em um par de íons, sendo um Na^+ e um íon K^+ , isolados no vácuo;
- c. a água de um rio.

[illegible]**RESPOSTA COMENTADA**

a. Numa única molécula de DNA sem movimentos, identificamos somente a energia química contida nas ligações covalentes e nas pontes de hidrogênio, entre os átomos que a compõem (considerando a sua pequena massa, podemos desprezar a energia gravitacional devida a sua atração pelo campo da Terra);

b. Para o par de íons, identificamos uma energia elétrica (potencial), igualmente desprezando a energia potencial gravitacional; entretanto, a força de repulsão entre eles pode colocá-los em movimento; nestas circunstâncias, identificaremos também uma energia cinética, além da energia potencial elétrica.

c. Para a água de um rio, identificamos energia mecânica, tanto em sua forma cinética, associada ao movimento de massas na corrente do rio, como potencial, devido à atração gravitacional que a Terra exerce sobre a massa aquosa. Temos de considerar ainda a energia térmica devido à agitação microscópica de suas moléculas, além da energia contida nas ligações químicas das moléculas de água.

Energia interna

Os sistemas termodinâmicos são capazes tanto de armazenar em seu interior qualquer energia recebida quanto de restituí-la, posteriormente, ao mundo exterior. Qualquer corpo material pode então, constituir uma reserva de energia, denominada energia interna.

A descrição atomística e molecular dos sistemas termodinâmicos nos leva a concluir que a energia interna U é a soma dos seguintes termos:

$$U = E_{\text{cin}} + E_{\text{rv}} + E_{\text{inter}} + E_{\text{ato}},$$

onde E_{cin} é a energia cinética de translação molecular, E_{rv} é a energia de rotação e vibração molecular, E_{inter} é a energia de interação intermolecular ou intramolecular (entre grupos químicos não ligados covalentemente) e E_{ato} é a energia contida nas ligações covalentes, envolvendo os estados eletrônicos e outras formas de energia subatômicas.

A energia interna, expressa por estes vários termos, depende das condições termodinâmicas impostas ao sistema. Assim, a temperatura influencia diretamente os dois primeiros termos: E_{cin} e E_{rv} . O termo E_{inter} , que é função da distância intermolecular, depende sensivelmente do volume disponível para a interação entre as moléculas, sendo, portanto, sensível à pressão exercida sobre o sistema. Finalmente, o termo E_{ato} depende da natureza química dos componentes da substância e só está sujeito a variações por meio de mudanças da composição química do meio.

Nos organismos vivos a energia é, sobretudo, armazenada em substâncias químicas, as quais, transformadas por processos bioquímicos, liberam parte dessa energia quando necessário.

ATIVIDADE



2. A energia contida nas ligações químicas representa um importante componente da energia interna de um sistema. Com base nesse conceito, discuta por que a ingestão de alimentos é importante para nossa sobrevivência. E por que, ao contrário, as plantas não necessitam de um grande aporte de substâncias?

RESPOSTA COMENTADA

Todas as atividades do corpo humano, desde o funcionamento automático do coração e de outros órgãos, até o movimento mecânico de nossos músculos e a propagação de sinais elétricos através dos nervos, ligando nossos órgãos sensores ao cérebro, necessitam da energia armazenada em nosso organismo. Com o gasto diário dessa energia, necessitamos de uma reposição, que é realizada por meio da ingestão de alimentos, que aumentam, desta forma, nossa energia interna.

Alimentos energéticos são aqueles que podem ser transformados em outras substâncias através de nosso metabolismo interno, liberando a energia necessária ao nosso funcionamento orgânico.

Para as plantas é diferente, porque elas conseguem a energia necessária a seu desenvolvimento diretamente do sol; usam a energia da radiação solar para realizar a fotossíntese. Entretanto, alguns elementos químicos imprescindíveis às plantas são retirados da atmosfera e do solo.

Variáveis termodinâmicas

A energia interna U é proporcional ao número total de moléculas presentes no sistema e depende da composição química, isto é, do número de moles de cada um dos componentes do sistema (N_a , N_b ,...) e suas ligações. Ela depende também da temperatura (T), da pressão (P) e do volume ocupado pelo sistema (V). Matematicamente, podemos expressar a energia interna como uma função destas grandezas:

$$U = f(P, V, T, N_a, N_b, \dots)$$

O conhecimento da função energia interna em termos das variáveis termodinâmicas P , V , T e do conjunto $\{N_\alpha\}$ (N_α = número de moléculas do tipo “ α ”) permite uma descrição macroscópica dos sistemas termodinâmicos, sem que seja necessário recorrer à origem microscópica das forças moleculares.

O principal objetivo da Teoria Termodinâmica é estabelecer as relações entre essas variáveis e delas com a energia interna, por meio da compreensão dos processos de transformação e de transferência de energia.

Todas estas variáveis macroscópicas podem ser medidas em experiências realizadas com um corpo. A temperatura pode ser medida com um termômetro, a composição química pode ser determinada por métodos químicos, assim como a pressão, medida como força por unidade de área, e o volume do corpo. Por essa razão, é conveniente e prático estudar a energia interna de um corpo em função destas variáveis, facilmente mensuráveis.

Macroscopicamente, um estado termodinâmico é caracterizado pelos valores que assumem suas variáveis termodinâmicas, e, em última análise, pelo valor de sua energia interna. Entretanto, as variáveis termodinâmicas, não podem variar totalmente independentes umas das outras, pois existem relações entre essas variáveis, expressas no que chamamos equações de estado, que restringem os valores que essas variáveis podem assumir.

Para a maioria dos gases, por exemplo, em condições rarefeitas, as variáveis pressão, volume e temperatura não podem assumir valores arbitrários, mas apenas aqueles que satisfaçam à equação de estado, dada pela relação $PV = nRT$ (n = número de moles, e R = a constante universal dos gases), que, como você viu na Aula 2 do Volume 5 de Introdução às Ciências Físicas 2, é conhecida como a equação do gás ideal. Gases reais e outros sistemas não obedecem a essa relação, mas saiba que todos os sistemas físicos obedecem a alguma equação de estado, que relaciona as suas variáveis termodinâmicas.

PROCESSOS TERMODINÂMICOS

Até aqui relacionamos as grandezas termodinâmicas com a natureza atômica e molecular da matéria. Vamos agora apresentar os quatro conceitos básicos, tais como foram introduzidos na formulação clássica da Termodinâmica, elaborada no século XIX, antes mesmo de os detalhes da natureza atômica da matéria serem realmente desvendados. Os três primeiros, temperatura, trabalho e calor são “velhos conhecidos” de todos nós. O quarto é o conceito de processos, nem sempre salientado, mas que está subentendido em todas as formulações.

Temperatura

A idéia de temperatura está presente na nossa vida diária de uma forma tal que, talvez, nos surpreendamos ao pensar nela tentando entender os elementos de abstração por trás de sua formulação. O conceito de quentura ("...qualidade ou estado de quente..."; Cf. *Novo Dicionário Aurélio* 2ª edição) é uma das bases naturais de nossa percepção, tal como peso, lugar e presença. Sentimos quente e frio, como percebemos claro e escuro, seco e úmido, distante e próximo. As sensações de calor expressamos numa seqüência ("gelado", frio, morno, quente, "fervendo"), ou através de uma classe de situações mutuamente relacionadas. Criamos, assim, uma escala sensorial de quenturas. Associar valores numéricos a cada nível de quentura é estabelecer uma escala empírica de temperatura.

A temperatura é medida empiricamente por meio de termômetros, objetos cujas propriedades (volume, resistência elétrica etc.) se alteram facilmente de acordo com o nível de quentura. Uma definição precisa, porém, não pode ficar dependente do tipo de termômetro. Se pensarmos em termômetros volumétricos, aqueles para os quais maiores volumes estão associados a maiores temperaturas, não haverá substância que possa ser usada em todas as faixas de temperatura. A água, por exemplo, à pressão de 1atm ($\sim 10^5$ Pa), diminui seu volume (!), quando a temperatura aumenta na faixa entre 0°C e 4°C. Mais ainda, que substância se mantém na mesma fase (sólida, líquida ou gasosa) em quaisquer condições de temperatura e pressão? Na próxima aula, vamos discutir um importante conceito: o de temperatura absoluta. Por enquanto, saiba que temperatura absoluta foi um dos mais importantes conceitos formulados pelos pioneiros da Termodinâmica no século XIX, notadamente por Kelvin.

Um outro conceito primitivo da Termodinâmica é o de *trabalho*. Este conceito surgiu na Mecânica Clássica, definido como o produto da força aplicada ao corpo pelo deslocamento do mesmo corpo provocado por esta força. A origem mecânica do conceito de trabalho foi posteriormente ampliada, a fim de abarcar diversos outros processos, em especial os deslocamentos de cargas em um campo eletromagnético.

No estudo da Termodinâmica, será usada a convenção de que trabalho é realizado *sobre* o sistema *pelo* meio externo. Mais especificamente, trabalho é uma grandeza escalar W associada ao deslocamento de uma fronteira do sistema considerado. Assim, se W tiver sinal positivo, o meio externo realizou trabalho sobre o sistema. Caso W possua sinal

negativo, terá sido realizado trabalho pelo sistema sobre meio exterior. Essas observações levam à necessidade de uma definição precisa sobre qual é o sistema considerado e quais são suas fronteiras.

Ao lado da temperatura, o calor é o principal elemento a distinguir a Termodinâmica de outros domínios da Física. Nas primeiras teorias formuladas, imaginava-se que o calor era um “fluido” contido na matéria. Este fluido era denominado “calórico”, e as teorias existentes assumiam que o mesmo era conservado em todos os processos.

Experimentos e argumentos posteriores mostraram que essa era uma proposição inadequada para os fenômenos termodinâmicos. Todavia, ainda persiste para muitos a idéia de que um determinado corpo “possui” calor. A experiência mostra que dados dois corpos isolados a temperaturas diferentes, haverá um processo de termalização, ao fim do qual ambos os corpos estarão à mesma temperatura. Nesse processo, ocorre uma interação entre os corpos com uma transferência de energia que é responsável pela termalização. Associamos a essa forma de transferência de energia o conceito de calor. O calor, assim como o trabalho, é uma outra via (ou forma) de que o sistema se vale para transferir energia nos processos termodinâmicos.

A convenção aqui é a de uma quantidade Q de calor absorvido pelo sistema em um dado processo. Se Q tiver sinal positivo, esta é a quantidade líquida de calor absorvida pelo sistema. Se Q for negativo, esta é a quantidade líquida de calor cedido pelo sistema ao meio externo. Como será visto mais adiante, para o calor, diferentemente do trabalho, importa conhecer as temperaturas sob as quais o calor é recebido (ou cedido).

Trabalho e calor são grandezas bem distintas, embora relacionadas pelas leis de transformação de energia, como veremos a seguir. Entretanto, a relação entre temperatura e calor é importante do ponto de vista experimental, sobretudo devido à noção de *calor específico*, que permite relacionar, de maneira simples, a variação de temperatura com o calor absorvido ou cedido, em determinados processos.

Vale lembrar que temperatura não é medida de calor. Embora se diga que houve “calor absorvido”, não há aumento de calor no sistema, como a chuva caída em um lago não aumenta a “quantidade de chuva”, mas sim a quantidade de água no lago.



ATIVIDADE

3. Considere, hipoteticamente, os seguintes experimentos.

a. A única molécula de uma determinada proteína, em solução, apresenta uma conformação densamente enovelada, à temperatura T . O recipiente com tal solução é colocado em um banho térmico que está à temperatura T_b , maior que T . Atingido o equilíbrio, observou-se que a conformação da macromolécula é muito menos densa e que a proteína se encontra mais desenovelada.

b. Foi, mantendo-se a mesma temperatura, a mesma molécula do experimento 1 esticada por uma pinça especial até assumir a mesma conformação verificada no experimento anterior (nota: atualmente é possível realizar este experimento com uma pinça ótica).

Quais as formas de transferência de energia em cada experimento e quais as transformações de energia que ocorreram, considerando-se que a energia inicial e a final da molécula são as mesmas nos dois experimentos?

[illegible]**RESPOSTA COMENTADA**

No experimento a, a forma de transferência de energia do banho térmico para a molécula foi o calor; houve um aporte de energia térmica (do banho) para a molécula permitindo o seu desenovelamento. No experimento b, a forma de transferência de energia para a molécula foi o trabalho mecânico realizado diretamente pela pinça.

Finalmente, a noção de processo – de tantos significados distintos em nossa vida diária – deve ser adicionada ao conjunto de conceitos primitivos da Termodinâmica. São os processos que dão à área da Termodinâmica o “direito” de conter o termo “dinâmica”. É através deles que temos a presença do tempo na teoria. Cada sistema particular estará associado a um conjunto de processos possíveis. Calor e trabalho só fazem sentido como funções de processos, resultados líquidos de interações presentes durante a ocorrência dos mesmos.

Os processos termodinâmicos ocorrem continuamente nos sistemas biológicos, pois os seres vivos estão em permanente troca de matéria e energia com o meio ambiente. Sob o enfoque da Física, uma célula ou um compartimento celular, ou mesmo um indivíduo, pode ser considerado um sistema no qual as trocas de calor, substâncias químicas e movimentos mecânicos só poderão ser adequadamente entendidos e previstos se lançarmos mão dos conceitos e leis que regem os processos termodinâmicos.

A Primeira Lei da Termodinâmica

A Primeira Lei da Termodinâmica se refere ao princípio geral da conservação de matéria e energia, que rege o comportamento da Natureza. Esta lei nada mais é que uma generalização ou interpretação do princípio enunciado por Lavoisier no século XVIII “na natureza nada se perde, nada se cria, tudo se transforma”.

A Termodinâmica é o estudo e interpretação das várias formas de energia e das leis que regem suas transformações e suas formas de transferência, através de uma formulação matemática rigorosa e precisa.

No estudo da conservação de energia dos sistemas termodinâmicos, em primeiro lugar, é necessário que estejam bem definidas as diversas formas de energia que comporta o sistema em estudo. Em segundo lugar, que estejam bem estabelecidos seus limites físicos e as possíveis trocas com o mundo externo. Neste sentido, é importante definirmos três classes diferentes de sistemas termodinâmicos: os *sistemas isolados*, que não trocam energia e nem matéria com o mundo externo; os *sistemas fechados*, que embora possam trocar energia com o meio circundante, nas formas de transferência por calor ou por trabalho, não trocam matéria com o mundo externo, conservando sua massa total; e, finalmente, os *sistemas abertos* que podem trocar energia e matéria com o meio circundante.

Um esquema desses três tipos de sistemas é apresentado na Figura 2.3.

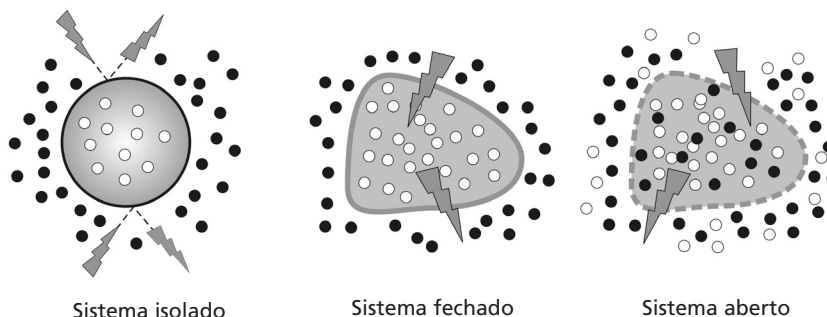


Figura 2.3: Esquema dos três tipos de sistemas termodinâmicos. *Sistemas isolados* não trocam energia (flexas) nem matéria com o mundo externo. *Sistemas fechados* trocam energia, seja na forma de calor ou através da deformação de seus limites (trabalho mecânico), mas não trocam matéria com o mundo externo. *Sistemas abertos* trocam toda a forma de energia e matéria com o mundo externo.

Um primeiro enunciado da Primeira Lei pode ser feito considerando-se um sistema que não troca energia e nem matéria com o mundo externo. Neste caso, a Lei de conservação afirma que “a energia interna de um sistema isolado é sempre constante, independentemente de reações químicas ou de outros processos de transformação da matéria que possam ocorrer em seu interior”. Nota-se que no interior deste sistema existe também uma conservação da massa total, mesmo havendo reações químicas.

Uma forma mais completa do princípio de conservação de energia envolve as variações de energia interna causadas pela ação externa em sistemas não isolados. A Primeira Lei da Termodinâmica pode então ser enunciada da seguinte forma: “As variações de energia interna de um sistema devido a qualquer processo deve ser igual à soma das energias recebidas e cedidas pelo sistema.”

Considerando um sistema fechado em contato térmico com outros corpos e que, ao mesmo tempo, possa exercer ou sofrer um trabalho mecânico, teremos que a variação de energia interna U é igual à soma das energias trocadas com o mundo externo:

$$\Delta U = \Delta Q + W$$

onde ΔQ é a energia térmica trocada através do calor; energia que foi cedida ao corpo ($\Delta Q > 0$), aumentando sua energia interna, ou retirada do corpo ($\Delta Q < 0$), diminuindo sua energia interna, e W o trabalho mecânico realizado pelo corpo ($W < 0$) ou sobre corpo ($W > 0$).

Nesta expressão poderia ser incluída a contribuição energética devido a absorção ou emissão de radiação eletromagnética E_{em} , entretanto por simplicidade vamos tratar apenas das trocas térmicas e do trabalho mecânico. Note ainda que a energia química não foi incluída nas trocas de energia com o mundo externo, pois estamos considerando apenas sistemas fechados, que conservam sua massa total, sem troca de matéria com o exterior.

As transformações químicas que ocorrem no interior de um sistema, em geral, levam a uma transformação entre as diversas formas de energia que contribuem para a energia interna, entretanto, pelo próprio princípio de conservação de energia, a energia interna total se mantém constante durante estes processos.

Por exemplo, em uma reação exotérmica, parte da energia química é transformada em calor no interior do próprio sistema, estando o sistema isolado, a energia química liberada deve ser exatamente igual ao aumento da energia térmica do sistema, permanecendo a energia interna U a mesma de antes da reação. Você pode verificar que aqui houve apenas uma conversão de parte da parcela química em térmica. Após este processo, se o sistema for eventualmente colocado em contato térmico – deixando de ser isolado e passando a ser fechado – com o mundo exterior, ele poderá transmitir a sua vizinhança o calor gerado pela reação dentro das condições de conservação de energia explicitadas anteriormente.

Finalmente, uma vez que a energia interna de um sistema termodinâmico depende apenas da composição e das interações moleculares em seu interior (expressas através das variáveis P , V e T), um dado estado final, correspondente a um valor da energia interna, pode ser atingido por diversos caminhos diferentes (processos), correspondendo a diferentes formas de se trocar energia com o exterior. A energia interna é, então, uma função de estado, isto é, ela é completamente definida pelas variáveis termodinâmicas que caracterizam o estado, independente da forma como este estado foi atingido. De forma mais precisa, definindo-se um estado inicial “1”, caracterizado por uma temperatura T_1 , uma pressão

P1 e volume V1, e um estado final “2”, caracterizado por T2, P2 e V2, sendo a energia interna uma função de estado, temos que a variação de energia entre estes dois estados é dada por:

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

dependendo unicamente da diferença entre os valores da energia nos estados “1” e “2”, independente do caminho percorrido entre os dois estados. Da mesma forma se a partir do estado “2” retornamos ao estado 1, a variação total da energia interna se anula

$$\Delta U = (U_2 - U_1) + (U_1 - U_2) = 0$$

Os processos termodinâmicos que foram vistos na Aula 7 do Volume 5 da disciplina Introdução às Ciências Físicas 2 são idealizações de processos reais, entretanto ao calcular as transformações através destes processos idealizados, o resultado final, que independe do caminho percorrido, nos dará a resposta correta sobre o estado final do sistema.

CONCLUSÃO

As transformações de energia ocorrem continuamente nos sistemas biológicos envolvendo conversões de energias térmica, química, mecânica e eletromagnética. Esses sistemas obedecem à lei geral de conservação de energia, incluindo a energia interna, que é o reservatório da energia que cada corpo é capaz de acumular. Nos sistemas biológicos esta energia é acumulada, sobretudo nas ligações químicas de compostos capazes de liberarem energia na medida em que ela é solicitada para o funcionamento orgânico de cada indivíduo. Veremos ainda em aulas futuras desta disciplina que outras formas de energia podem ser acumuladas e utilizadas pelos sistemas biológicos, a exemplo da energia acumulada devido à diferença de concentrações de substâncias entre compartimentos celulares.

RESUMO

A energia se manifesta na Natureza inanimada e na vida, sob formas variadas: térmica, elétrica ou eletromagnética, mecânica e química. A transformação de uma forma de energia em outra, ou em outras, é uma constante no nosso cotidiano e também nos processos biológicos. A Termodinâmica se ocupa das transformações de energia que ocorrem em processos envolvendo sistemas macroscópicos – sistemas com um grande número de átomos e moléculas. – e, por isso, foi necessário revisar os conceitos de temperatura, pressão, volume e composição química, que são as grandezas macroscópicas, ou variáveis termodinâmicas, que caracterizam os estados termodinâmicos de um sistema.

A Primeira Lei da Termodinâmica relaciona a variação da energia interna de um sistema com as grandezas calor e trabalho, em processos termodinâmicos. Você deve ter constatado nesta aula a importância das noções de sistemas isolado, fechado e aberto, assim como de processo termodinâmico.

Alguns exemplos biológicos de transformação de energia, evidenciam que, em geral, a reserva energética nestes sistemas esta contida nas ligações químicas dos compostos orgânicos acumulados pelas células e organismos e disponibilizada, quando necessário, através de reações bioquímicas.

ATIVIDADE FINAL

Na fotossíntese, a energia luminosa é transformada em energia química pelo sistema fotossintético dos cloroplastos. Considerando a energia luminosa como uma fonte de calor e o cloroplasto como um sistema fechado (antes de realizar outras trocas com a célula ou com o meio ambiente), como você utilizaria a Primeira Lei da Termodinâmica para justificar a variação de energia interna nesta organela? Se o cloroplasto utilizasse esta energia para se expandir mecanicamente mantendo sem variação a sua energia interna, como se aplicaria a Primeira Lei?

RESPOSTA COMENTADA

No primeiro caso, a energia luminosa absorvida em forma de calor (ΔQ) deverá ser exatamente igual ao acréscimo de energia interna $\Delta U = \Delta Q$.
No segundo caso, a energia interna se mantém constante ($\Delta U = 0$) e a energia luminosa é transformada em trabalho mecânico de expansão, realizado pela organela ($W = -\Delta Q$).

INFORMAÇÕES SOBRE A PRÓXIMA AULA

Na próxima aula, você aprenderá o conceito de ordem nos sistemas termodinâmicos e como os sistemas físicos evoluem espontaneamente para estados de maior desordem. Vamos analisar como os sistemas biológicos, com alto grau de complexidade e organização, se comportam aparentemente de forma oposta a esse princípio.

Ordem e complexidade nos sistemas biológicos

Meta da aula

Introduzir os conceitos de entropia e de energia livre de Gibbs e suas consequências no estudo da organização dos processos biológicos.

objetivos

Ao final desta aula, você deverá ser capaz de:

- conceituar entropia;
- conceituar transformação de equilíbrio;
- enunciar e aplicar a 2ª Lei da Termodinâmica;
- distinguir os processos reversíveis dos processos espontâneos irreversíveis;
- definir energia livre de Gibbs, identificando o critério que esta grandeza impõe em relação às transformações químicas.

Pré-requisitos

Para entender bem esta aula, recorra aos conceitos vistos na última aula sobre as diversas formas de energia, a lei geral de conservação de energia e, sobretudo, a diferença que existe entre sistemas físicos isolados, fechados e abertos.

INTRODUÇÃO

Você viu na aula anterior, que a 1ª Lei da Termodinâmica fornece um critério para se estabelecer o balanço energético de uma transformação. Em outras palavras, a 1ª Lei nos ensina como determinar a variação da energia interna de um sistema em função do balanço entre as duas possíveis formas de transferência de energia: calor e trabalho. Segundo esta lei, uma transformação poderia ocorrer em qualquer sentido, desde que o calor e o trabalho envolvidos nela sejam computados corretamente, num sentido e no outro.

Na experiência diária, contudo, constatamos que muitas transformações ocorrem apenas em um sentido; o calor transfere-se sempre de um sistema a uma dada temperatura para outro a uma temperatura mais baixa. À temperatura ambiente (25°C), por exemplo, uma barra de gelo num recipiente transforma-se em água líquida; o processo inverso dessa transformação, nas mesmas condições, nunca se verifica. Por quê? Precisamos, então, de um critério decisivo para se estabelecer a possibilidade de ocorrência de um processo (ou transformação) num dado sentido.

A 2ª Lei da Termodinâmica trata dos conceitos “ordem” e “desordem” da matéria, definindo como a energia térmica e a transferência de calor estão relacionadas com esses conceitos. Esta lei, além de fornecer um critério para o sentido com que é feita a transferência de calor entre dois corpos, estabelece a diferença entre processos reversíveis e irreversíveis e define o equilíbrio termodinâmico.

Para a formulação desta lei, é necessário introduzir uma nova grandeza denominada entropia, que é uma variável termodinâmica, extensiva, que exprime quantitativamente a “desordem” de um sistema material. Além disso, a entropia é a grandeza chave para se estabelecer o critério sobre o sentido de uma transformação.

Nesta aula, a partir da discussão da 2ª Lei da Termodinâmica, inicialmente formulada no contexto de sistemas isolados e fechados, vamos tentar mostrar como é possível abordar os sistemas biológicos, que são tipicamente sistemas abertos com contínua troca de energia e matéria com sua vizinhança. Os processos biológicos se passam em condições de não-equilíbrio e sob a influência de uma fonte primária de energia, que é a radiação solar.

A SEGUNDA LEI DA TERMODINÂMICA

Como para a primeira, existe uma forma simplificada de enunciar a 2ª Lei para um sistema completamente isolado: “Todo sistema isolado tende à máxima desordem possível, isto é, à máxima entropia compatível com seu estado termodinâmico. O estado final de máxima desordem corresponde ao Equilíbrio Termodinâmico”. Este enunciado tem consequências drásticas se considerarmos o Universo como um sistema limitado e, portanto, isolado, a desordem no Universo, considerado como um todo, tenderia sempre a aumentar, chegando-se a um caos insuportável! (Claro, dentro de bilhões e bilhões de anos, levando-se em conta as dimensões já conhecidas do Universo). Apesar desta perspectiva assustadora, o conceito de entropia tem se mostrado extremamente útil desde sua formulação no final do século XIX, tendo sido utilizado inclusive para explicar várias propriedades dos sistemas inertes. Atualmente, este conceito também é extremamente importante no estudo das formas de organização, da periodicidade e da evolução dos sistemas biológicos.

A idéia de se introduzir um conceito de ordem na Termodinâmica nasceu de fatos muito práticos relacionados com o funcionamento dos engenhos mecânicos, que estavam em pleno desenvolvimento no século XIX. Constatava-se que, por mais perfeita que fosse a máquina construída, havia sempre uma perda de energia na “forma degradada de calor”. Apesar do avanço tecnológico, a dissipação de calor continua a ser um desafio, pois a perfeição dos aparelhos mecânicos depende das soluções encontradas para se reduzir o atrito, uma das formas mais evidentes de produção de calor.

Você, talvez, já tenha se dado conta de como o calor influencia a ordem molecular em que a matéria se organiza, pois tal influência pode ser deduzida de fatos cotidianos, como, por exemplo, o aquecimento de uma pedra de gelo, levando à sua transformação em água e, finalmente, em vapor de água.

Quando se transmite calor a um sólido, que, no nível microscópico, possui quase sempre uma forma mais ou menos ordenada em estrutura cristalina, tal ordem é desfeita através da aceleração dos movimentos moleculares, transformado-se em um líquido, ou, se o aquecimento continuar, na forma ainda mais desorganizada: o estado gasoso. Isto é,

o aquecimento de um corpo leva a matéria deste corpo a estados cada vez mais desordenados aumentando sua entropia.

A origem molecular da entropia

A grandeza entropia mede a desordem de um sistema molecular e pode ser interpretada como uma medida probabilística. Em um sistema isolado, existem inúmeras possibilidades de movimentos moleculares que correspondem exatamente ao mesmo valor da energia interna. Por exemplo, em um gás, poderíamos imaginar que todas as moléculas se deslocassem em uma mesma direção, com uma velocidade $-\vec{v}$; a contribuição do movimento cinético à energia interna deste sistema seria $E_c = N \left(\frac{1}{2} m v^2 \right)$. Se todas as moléculas se deslocassem exatamente na direção oposta, com $-\vec{v}$, a contribuição continuaria sendo a mesma $E_c = N \left(\frac{1}{2} m v^2 \right)$, como você poderia facilmente calcular. É claro que estas duas situações são muito pouco prováveis, mas há milhares de outras situações que resultariam numericamente na mesma contribuição E_c . Isto significa que há várias possibilidades em nível molecular (estados microscópicos) que correspondem a um único estado macroscópico termodinâmico, caracterizado por sua energia interna.

Devido aos inúmeros e incessantes choques moleculares, o sistema não se mantém em um único estado microscópico, mas, sim, muda continuamente, em pequenos intervalos de tempo, de um estado a outro. Entretanto, as medidas macroscópicas que permitem determinar as variáveis termodinâmicas são realizadas em tempos extremamente longos quando comparados ao intervalo de tempo dos choques moleculares, e são, na realidade, médias tomadas sobre todas as possibilidades de movimentos moleculares. Considerando isso, a entropia pode ser definida como a soma das possibilidades, de realização dos estados microscópicos compatíveis com o estado termodinâmico do sistema. Quanto menor o número de possibilidades, maior será a ordem do sistema; mais possibilidades de movimentos moleculares correspondem a uma maior desordem. Matematicamente, a entropia S é definida pela seguinte expressão:

$$S = k_B \ln(\Omega)$$

onde, \ln é o logaritmo neperiano, k_B é a constante Boltzmann, definida por $k_B = (R/N_A)$, sendo R a constante universal dos gases e N_A o número de Avogadro. Ω representa o número de estados microscópicos acessíveis ao sistema, restritos a uma dada condição termodinâmica.

Em um sistema isolado, Ω é proporcional ao número de formas diferentes em que a energia interna pode se repartir entre as moléculas. Você terá exemplo simples do significado de Ω na primeira atividade desta aula.

Como Ω depende das condições termodinâmicas do sistema, podemos deduzir que, tal como a energia interna, a entropia é uma função das variáveis termodinâmicas:

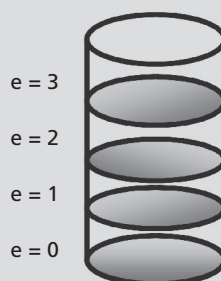
$$S = S(T, P, V, [N\alpha])$$

Em termos da função entropia, a Segunda Lei da Termodinâmica pode ser formulada com o seguinte enunciado: “Em um sistema isolado, a variação de entropia é sempre positiva ou igual a zero, sendo que, no estado de equilíbrio termodinâmico, a função atinge seu valor máximo”.

ATIVIDADE



1. Para entender a origem microscópica da entropia, vamos discutir uma situação extremamente simples. Considere um sistema constituído por três moléculas dispostas em três caixas diferentes. Cada molécula pode ocupar estados de energia crescentes dentro de cada caixa:



A energia total do sistema é igual a soma das energias das três moléculas:

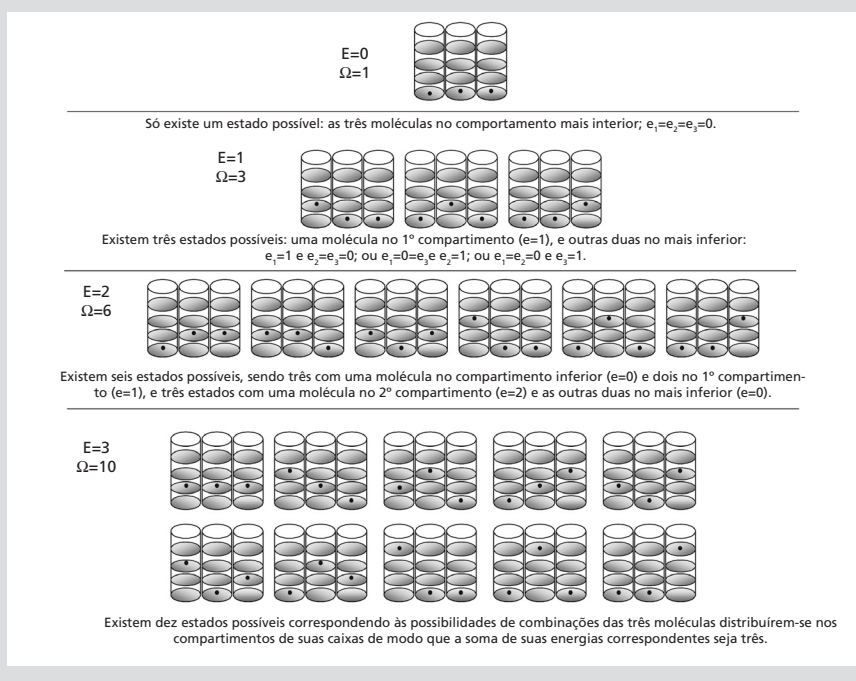
$$E = e_1 + e_2 + e_3$$

Calcule o número de estados microscópicos disponíveis ao sistema, para cada condição imposta a energia total E . ($E = 0, 1, 2, 3$ etc.).

RESPOSTA COMENTADA

Se o sistema está restrito a uma energia interna total igual a zero, somente um único estado será acessível ao sistema, as três moléculas no estado $e = 0$, então, neste caso, $\Omega = 1$ e $S = k_B \ln(1) = 0$, que corresponde ao estado termodinâmico de maior ordem do sistema.

Como mostrado nos figuras a seguir, para uma energia total $E = 1$, o valor de Ω cresce para 3, para $E = 2$, $\Omega = 6$, e assim por diante, aumentando seu valor, à medida que a energia cresce. O maior número de estados possíveis significa que o sistema pode transitar por todos esses estados, atingindo uma maior desordem à medida que a energia total aumenta, o que corresponde a valores mais elevados da entropia.



As trocas térmicas entre dois corpos

Embora a Primeira Lei da Termodinâmica estabeleça que as trocas de energia entre os sistemas termodinâmicos devam obedecer ao princípio de conservação de energia, ela não define em que sentido estas trocas devam ser realizadas. Você já estudou, por exemplo, que o calor flui sempre do corpo mais quente para o mais frio; o processo inverso não é proibido pela primeira lei, desde de que a conservação de energia seja respeitada. Entretanto, sabemos que não é possível realizar este processo espontaneamente; somente com a segunda Lei é que poderemos expressar essa proibição.

A Segunda Lei pode então ser formulada para os sistemas abertos com o seguinte enunciado: “É impossível transferir calor de um corpo mais frio para um corpo mais quente, a menos que se converta uma quantidade de trabalho em calor”. Este é o princípio geral em que está baseado o funcionamento do refrigerador, somente através de um motor funcionado, realizando trabalho através da expansão de um gás, conseguimos transferir calor do interior do aparelho para o exterior.

Outro ponto importante nesta forma de enunciar a Segunda Lei é o reconhecimento de que o processo “natural” de escoamento do calor é do corpo mais quente para o corpo mais frio, e o contrário só é possível se algum trabalho for realizado sobre o sistema.

Note a equivalência entre esta forma de enunciar a Segunda Lei e a forma anterior; em ambos os casos, define-se uma tendência natural dos sistemas termodinâmicos de evoluir no sentido do equilíbrio, ou atingindo a mesma temperatura, quando se consideram as transferências de calor entre dois corpos, ou atingindo a máxima desordem para os sistemas isolados. De fato, os dois enunciados são equivalentes, pois o equilíbrio de temperatura entre dois corpos corresponde exatamente ao estado de máxima entropia do sistema constituído pelos dois corpos.

Reversibilidade e irreversibilidade

No estudo da entropia de um sistema aberto, as contribuições à variação total da entropia de um sistema (ΔS) podem ser separadas em um termo devido aos processos irreversíveis que ocorrem no interior do sistema (ΔS_i), e em outro termo, devido às trocas efetuadas com o mundo externo (ΔS_e):

$$\Delta S = \Delta S_i + \Delta S_e$$



Observe que S é uma função do estado termodinâmico do sistema. Isto significa - como concluímos da análise de sua origem molecular - que a variação ΔS entre dois estados quaisquer não depende do caminho percorrido entre esses dois estados.

Entretanto, as contribuições ΔS_i e ΔS_e não satisfazem necessariamente a esta condição; elas podem depender de como o calor (principal fonte de desordem) foi adicionado ou retirado do corpo em questão.

Através da definição anterior podemos finalmente adotar uma formulação mais geral e precisa para a Segunda Lei da Termodinâmica: “em todos os processos termodinâmicos, a variação interna de entropia de qualquer sistema é sempre igual ou maior que zero”, isto é:

$$\Delta S_i \geq 0$$

Nos processos espontâneos, irreversíveis, que ocorrem no interior do sistema, $\Delta S_i > 0$ define uma direção precisa em que devam ocorrer estes processos. Existe uma transformação particular, dita reversível, em que $\Delta S_i = 0$. Neste caso as modificações se dão por aporte externo, aumentando ou diminuindo o valor da entropia de forma inteiramente reversível. As transformações realizadas desta forma são ditas transformações de equilíbrio.



Uma transformação termodinâmica totalmente reversível é impossível de ser realizada na prática, pois existirá sempre uma degradação da energia na forma de calor - por exemplo, através do atrito -, a não ser que se proceda por meio de um processo infinitamente lento (processos quasi-estáticos), de forma a manter, o tempo todo, o equilíbrio do sistema.

Embora processos reversíveis ou transformações de equilíbrio não ocorram na Natureza, a noção deles tem um sentido prático extremamente importante, pois nos fornece uma estratégia para calcular as variações da entropia entre duas situações reais.

Para entender este aparente paradoxo, basta que você se lembre de que duas situações reais necessariamente correspondem a dois estados termodinâmicos, que, por sua vez, são caracterizados por funções de estado, cujos valores não dependem do caminho que se percorreu entre eles. Podemos, então, idealizar um processo reversível como sendo o caminho percorrido entre estes mesmos dois estados e calcular a variação das funções de estado entre eles, a qual será a mesma apresentada pelo processo real, uma vez que os estados considerados no processo hipotético são os mesmos da situação real.

Com a adoção de tal estratégia, podemos calcular a variação da entropia em qualquer transformação real e, com a aplicação da 2ª Lei, obteremos ainda informações sobre o sentido em que esta transformação se processa.

Processos no equilíbrio termodinâmico

Em um sistema fechado, considerando-se a situação idealizada em que os processos realizados dentro do sistema são completamente reversíveis, isto é $\Delta S_i = 0$, e levando-se em conta que as trocas de calor com o exterior são realizadas por processos reversíveis quasi-estáticos, mantendo-se o equilíbrio térmico entre o sistema e o exterior a uma temperatura constante, a variação da entropia do sistema será devida unicamente à contribuição externa, dada pela troca de calor com o meio ambiente:

$$\Delta S = \Delta S_e = \Delta Q/T,$$

onde ΔQ é a quantidade de calor recebida ($\Delta Q > 0$) ou cedida ($\Delta Q < 0$) ao exterior e T a temperatura em que foi realizada esta troca.

Da equação anterior, você pode constatar que, quando o calor é recebido, a entropia do sistema aumenta ($\Delta S > 0$) e quando o calor é cedido a entropia diminui ($\Delta S < 0$).

Esta equação pode ser considerada a própria definição das transformações que ocorrem no equilíbrio termodinâmico. Todos os processos que obedecem a esta lei são denominados processos de equilíbrio; eles podem ser adotados para descrever qualquer transformação termodinâmica que resulte em um estado final de equilíbrio, mesmo quando o caminho realizado envolva etapas irreversíveis.

Combinando esta expressão com a da 1ª Lei, temos uma descrição completa das transformações de equilíbrio. No caso de um sistema fechado, mantido à temperatura e à pressão constantes, teremos:

$$\Delta E = T\Delta S - P\Delta V,$$

onde todas as variáveis envolvidas são funções de estado, e suas variações podem ser calculadas conhecendo-se somente seus valores iniciais e finais, independentemente do caminho realizado durante estas transformações.

ATIVIDADE



2.a. Normalmente uma pessoa em repouso gera, aproximadamente, 100W (J/s) de calor. Calcule a entropia que esta pessoa gera nas vizinhanças no decorrer de um dia (24h) a 20°C.

2.b. A mesma pessoa, pedalando em uma bicicleta ergométrica, é capaz de realizar um trabalho equivalente a 622kJ em uma hora. Durante este exercício, a entropia gerada no ambiente a 20°C foi de 279,86J/K. Qual foi a variação de energia interna desta pessoa ao fim do exercício?

RESPOSTA COMENTADA

2.a. Se, em 1 segundo, a pessoa cede à vizinhança 100J, em 24h, ou 86.400s, cederá $8,64 \times 10^6$ J. Logo, como a variação da entropia, pela Segunda Lei, é dada por

$$\Delta S = \Delta Q/T,$$

substituindo os dados, teremos que a entropia gerada na vizinhança será

$$\Delta S = 8,64 \times 10^6 \text{J} / 293 \text{K} = 29.488,05 \text{J/K}.$$

2.b. Se, durante este exercício, a entropia gerada na vizinhança foi 279,86J/K, então, o calor cedido à vizinhança, $\Delta Q = T \Delta S$, $\Delta Q = 279,86 \times 293 \text{J} = 82 \text{kJ}$. Se, além do calor cedido, foi realizado um trabalho pela pessoa, então, pela Primeira Lei da Termodinâmica, teremos

$$\Delta E = \Delta Q - \Delta W,$$

onde ΔQ é o calor cedido, que, portanto, é negativo, e ΔW o trabalho por ela realizado sobre o meio. Logo, substituindo os dados, teremos

$$\Delta E = -82 \text{kJ} - 622 \text{kJ} = -704 \text{kJ}.$$

A pessoa teve uma variação negativa de energia; ela, portanto, perdeu parte da sua energia, que deve ser repostada por meio da ingestão de alimentos.

POTENCIAIS TERMODINÂMICOS

Você viu anteriormente que a energia interna é a função de estado que surge naturalmente na formulação da 1ª Lei da Termodinâmica, assim como a entropia é a função de estado utilizada na formulação da 2ª Lei. Em sistemas fechados, estas duas leis combinadas resultam na seguinte expressão, válida para processos reversíveis em que a pressão e a temperatura são mantidas constantes:

$$\Delta E = T\Delta S - P\Delta V$$

Embora a energia interna e a entropia tenham papéis preponderantes na formulação Termodinâmica, é possível introduzir outras funções de estado que são úteis em situações específicas. Por exemplo, E pode ser substituída pela função entalpia (H), definida da seguinte forma:

$$H = E + PV$$

As variações de entalpia, a pressão constante, são dadas pela seguinte expressão:

$$\Delta H = \Delta E + P\Delta V = T\Delta S$$

Comparando as duas expressões notamos que, em volume constante, ($\Delta V=0$) as variações de energia interna só dependem das trocas de calor,

$$\Delta E = T\Delta S \quad (\Delta V=0)$$

Enquanto para processos em pressão constante, é a entalpia que depende somente da energia térmica, ou seja:

$$\Delta H = T\Delta S \quad (\Delta P=0)$$

A função entalpia, em sistemas mantidos em pressão constante, está, portanto, relacionada diretamente com as trocas caloríficas. Na prática, muitos processos termodinâmicos, especialmente aqueles que ocorrem em líquidos e soluções líquidas, contidas em recipiente aberto à pressão atmosférica, são realizados em condições de pressão constante e não em volume constante. Nessas situações, o calor transferido ou recebido por um corpo corresponde, exatamente, às variações de entalpia desse corpo.

Uma outra função termodinâmica importante para o estudo dos processos biológicos é a entalpia livre ou energia livre de Gibbs, definida por:

$$G = H - TS = E + PV - TS$$

A temperatura constante, as variações de G são dadas por:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Como, em pressão constante $\Delta H = T\Delta S$, temos simplesmente:

$$\Delta G = 0 \quad (\Delta T = 0, \Delta P = 0)$$

Nos processos em temperatura e pressão constantes, que correspondem a situações usuais em laboratório, temos $\Delta G = 0$. Esta proprie-

dade da energia de Gibbs é extremamente importante para o estudo das transformações químicas, que devem obedecer aos princípios gerais da Termodinâmica demonstrados nesta aula.

De fato, em sistemas fechados, isto é, sistemas que não trocam matéria com sua vizinhança mas sofrem algum tipo de transformação interna, seja através de reações químicas, com quebra e formação de novas ligações covalentes, seja em fenômenos mais simples como dissociação de sais em uma solução, ou mesmo nas mudanças conformacionais de macromoléculas, o equilíbrio das reações e das transformações deve obedecer à lei geral que acabamos de demonstrar; isto é, o estado de equilíbrio termodinâmico corresponde a variações nulas da energia livre.

Utilizando o cálculo diferencial, podemos demonstrar que, assim como a função entropia tem um valor máximo no estado de equilíbrio, a função energia livre de Gibbs tem um valor mínimo, que corresponde igualmente a este mesmo estado de equilíbrio termodinâmico. Podemos, então, deduzir que a direção dos processos espontâneos que ocorrem em sistemas fechados, em pressão e temperatura constantes, será sempre aquela no sentido de diminuir a energia de Gibbs, o que significa aumentar a entropia dos sistemas, até que eles atinjam o valor mínimo desta energia (Figura 3.1).

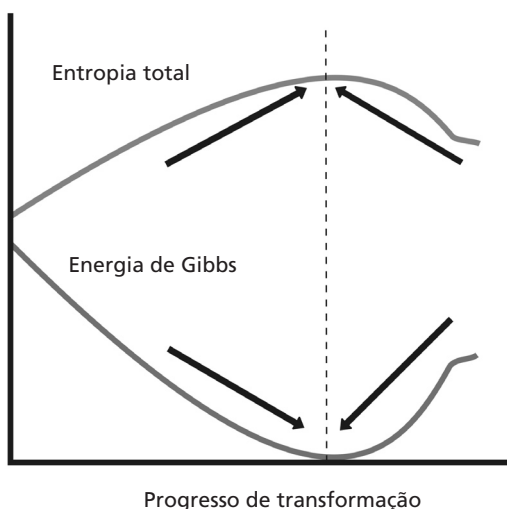


Figura 3.1: Comportamento da entropia e da energia livre de Gibbs em função de uma variável termodinâmica qualquer. As setas indicam a direção em que ocorrem os processos espontâneos.

SISTEMAS ABERTOS

Em nossas discussões até agora, consideramos sistemas isolados e fechados, sem troca de matéria com o meio circundante. Entretanto, os sistemas biológicos são exemplos típicos de sistemas abertos, em constante troca de energia e matéria com o meio circundante, tanto quando tratamos de seres vivos, como quando consideramos o funcionamento de uma única célula. É fácil observar que nenhum indivíduo sobrevive sem uma troca permanente com o meio ambiente. Seu sustento e sua organização, de fato, fazem-se às custas do meio em que vive.

Uma generalização das trocas de equilíbrio para sistemas abertos, descritas anteriormente, pode ser expressa pela seguinte equação:

$$\Delta E = T\Delta S - P\Delta V + \mu_{\alpha} \Delta N_{\alpha}$$

onde, ΔN_{α} é o número de moléculas da substância α adicionada ou retirada do sistema, e μ_{α} é o potencial químico desta substância no interior do sistema, considerado constante durante este processo de troca. Podemos mostrar, utilizando esta nova expressão para a variação da energia interna, que, no caso de sistemas abertos, a energia livre de Gibbs de um sistema, a pressão e a temperatura constantes, obedece a seguinte equação:

$$\Delta G = \mu_{\alpha} \Delta N_{\alpha}$$

Esta equação serve também como uma definição do potencial químico como sendo a energia por molécula adicionada, em um sistema que é mantido à pressão e à temperatura constantes:

$$\mu_{\alpha} = \frac{\Delta G}{\Delta N_{\alpha}}$$

Algumas formas explícitas deste potencial e sua relação como fenômenos de difusão e transporte serão discutidas nas próximas aulas.

Cabe, entretanto, ressaltar a importância da energia livre de Gibbs para as reações bioquímicas, extensamente vistas na disciplina Bioquímica II (Aulas 1 a 11 do Volume 1). A transformação de reagentes em produtos é um processo espontâneo e irreversível que se dá fora do equilíbrio termodinâmico. Entretanto, este processo pode ser analisado a partir da estratégia que discutimos anteriormente se, hipoteticamente, substituirmos por transformações de equilíbrio que resultem no mesmo estado final. Como exemplo, veja o que acontece com as transformações

químicas de reagentes em produtos que se passam em um sistema fechado, em temperatura e em pressão constantes.

Nesse caso, como processo hipotético, imagine a reação como se ela se processasse em dois passos independentes. Em um primeiro passo, os reagentes são retirados do sistema, o que corresponde, utilizando a equação deduzida anteriormente, a uma diminuição de energia da energia de Gibbs:

$$\Delta G_R = \mu_R \Delta N_R$$

Em um segundo passo, os produtos são adicionados ao sistema e a energia de Gibbs sofre um aumento:

$$\Delta G_P = + \mu_P \Delta N_P$$

Como se trata de um sistema fechado, os processos espontâneos que levam o sistema ao estado final de equilíbrio correspondem à diminuição energia livre, ou seja:

$$\Delta G = \Delta G_R + \Delta G_P \leq 0$$

Considerando também que em uma reação química a massa total se conserva ($\Delta N_R = \Delta N_P = \Delta N$) temos:

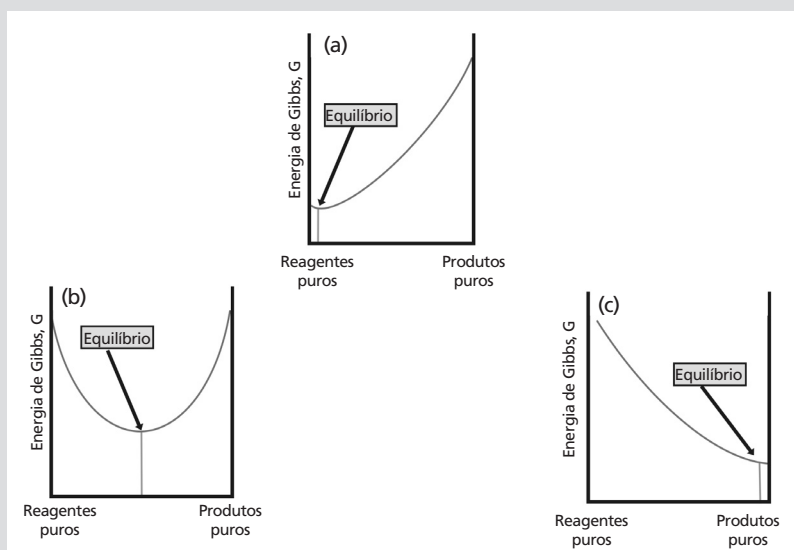
$$\Delta G = \mu_P \Delta N_P - \mu_R \Delta N_R = (\mu_P - \mu_R) \Delta N \leq 0$$

Esta expressão matemática significa que a reação vai ocorrer espontaneamente no sentido reagentes – produtos se o potencial químico dos reagentes for maior que o dos produtos. Ao contrário, se o potencial dos produtos for maior que o dos reagentes, a única forma de satisfazer à inequação é tornar ΔN negativo, ou seja, a reação tem de ocorrer no sentido inverso, adicionado-se reagentes e retirando-se produtos.

ATIVIDADE



4. A figura a seguir mostra a variação da energia livre de Gibbs em função da composição de uma mistura, com os reagentes puros à esquerda e os produtos puros à direita, em três situações. Com base no que você estudou sobre a variação da energia livre de Gibbs em transformações químicas, discuta as três situações ilustradas.



RESPOSTA COMENTADA

Na situação (a), verificamos que o mínimo da energia livre de Gibbs ocorre muito próximo da posição dos reagentes puros, o que significa que o equilíbrio se dá com a conversão de pouca quantidade de reagentes em produtos; ou seja, a reação ocorre de forma limitada. Na situação (b), o equilíbrio se dá com quantidades de reagentes e produtos significativas, aproximadamente, iguais. Na situação (c), o equilíbrio ocorre muito próximo da posição dos produtos puros, indicando a formação de uma quantidade alta dos produtos antes que a reação atinja o equilíbrio, logo a reação se desenvolve quase completamente.

AUTO-ORGANIZAÇÃO EM SISTEMAS FORA DO EQUILÍBRIO TERMODINÂMICO

A organização das formas vivas no nosso planeta só se tornou possível pelo fato de a Terra receber continuamente energia proveniente do Sol e ao mesmo tempo irradiar essa energia de volta ao espaço. A Terra, considerada como um todo, é um exemplo típico de um sistema aberto submetido a um fluxo contínuo de energia.

Cada ser vivo, ou mesmo cada uma das células que compõem os organismos multicelulares, também funciona como sistemas abertos, trocando continuamente energia e matéria com o meio circundante.

Ao contrário dos sistemas que atingem o equilíbrio termodinâmico, as formas de organização de sistemas fora do equilíbrio, submetidos a fluxos contínuos de massa e energia, podem ser extremamente complexas e dinâmicas.

No equilíbrio termodinâmico, a organização de um sistema se dá por meio da diminuição de sua entropia; em um exemplo típico, a estruturação da água em cristais de gelo é obtida diminuindo-se sua temperatura abaixo de 0°C; tal estrutura será mantida enquanto se mantiver a temperatura nesta faixa. Por outro lado, a organização de um ser vivo é mantida por meio de trocas contínuas com o meio ambiente; isolá-lo ou diminuir sua temperatura não resulta em maior organização, ao contrário, poderá levar à sua desorganização e morte.

Quando os sistemas físicos são suficientemente complexos, vários regimes de funcionamento são possíveis, dependendo dos fluxos de energia e de matéria que atravessem esse sistema. Estados mais organizados são atingidos quando o bombeamento de entropia para o exterior do sistema é suficiente para compensar a dissipação interna do sistema. No mundo biológico, existe uma série de exemplos que demonstram este princípio.

O aporte contínuo de glicose às células leva a uma evolução periódica dos produtos processados pela rede metabólica da glicólise. Este sistema pode ser modelado matematicamente, demonstrando-se que os períodos de oscilação são fortemente dependentes das concentrações disponíveis de açúcares e da capacidade de o organismo processar e eliminar o excesso dos produtos. As oscilações dos metabólitos são um processo altamente organizado, só possível porque as células são sistemas abertos em permanente troca de substâncias químicas com o meio circundante.

Outro exemplo interessante, exhaustivamente estudado pela Biologia do Desenvolvimento, é a diferenciação inicial que ocorre ainda no óvulo da mosca (*Drosophila melanogaster*) **Figura 3.2**, que mais tarde levará a diferenciação dos diversos segmentos que compõem o corpo adulto do inseto. Neste caso, a mãe proporciona ao óvulo um gradiente inicial de uma proteína reguladora da expressão gênica (bicoide), este gradiente induz, em diferentes níveis, a expressão de outras proteínas reguladoras ao longo do óvulo, onde estão distribuídas diferentes cópias do DNA resultante da fecundação.

Desta forma, o gradiente inicial é capaz de promover uma diferenciação do padrão de expressão ao longo do óvulo, resultando, ao final, na replicação de células que dão origem a diferentes tipos de tecidos ao longo do embrião. Neste caso, o aporte inicial da proteína reguladora e a manutenção de seu gradiente, proporcionado pelo ambiente criado no corpo materno por meio de trocas entre a mãe e o óvulo, são fundamentais para este fenômeno altamente preciso e organizado de geração de um novo indivíduo.

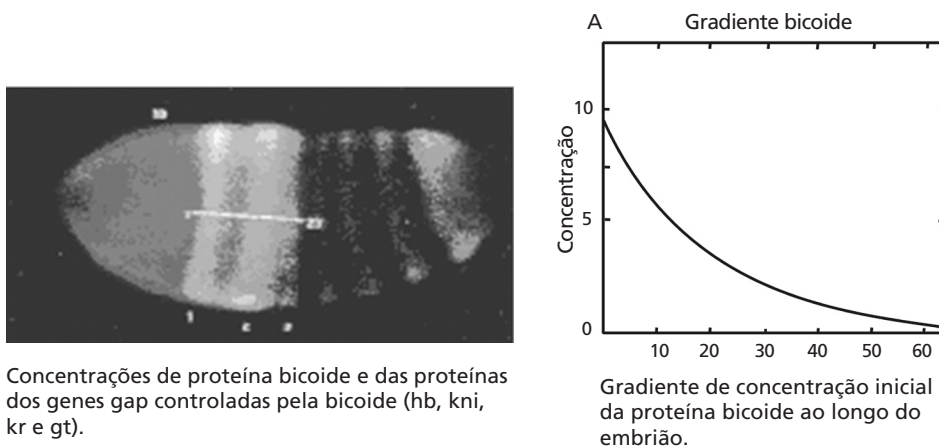


Figura 3.2: Diferenciação inicial no óvulo da mosca *Drosophila melanogaster*. Demonstração experimental do grau de diferenciação inicial do óvulo da mosca *Melanogaster*. Os diversos tons indicam as diferentes proteínas detectadas pela técnica de anticorpos específicos marcados com diferentes fluorófos. Ao lado, o gradiente inicial da proteína bicoide induzido pela mãe.

CONCLUSÃO

Os conceitos de ordem e desordem utilizados pela Termodinâmica, especialmente a definição da função entropia e da energia livre de Gibbs, levam a uma melhor compreensão dos processos fundamentais que se passam nos sistemas biológicos, relacionados com as transformações químicas e os sistemas de regulação e controle.

Ao contrário dos sistemas inertes, a organização dos sistemas biológicos está, sobretudo, relacionada com as contínuas trocas com o meio circundante, em processos fora do equilíbrio termodinâmico. Entretanto, os conceitos fundamentais e os processos idealizados desenvolvidos para o estudo dos sistemas inertes são indispensáveis para a compreensão dos fenômenos biológicos.

ATIVIDADE FINAL

Em um modelo simplificado sobre a evolução de uma população, podemos escrever a seguinte equação matemática: $\alpha_x = kAX - dX$, onde α_x é a taxa de evolução da população (número de indivíduos que são adicionados à população por unidade de tempo), kAX a taxa de nascimento de indivíduos que é proporcional ao alimento disponível (A) e o número de indivíduos existentes naquele momento (X), e $-dX$ a taxa de mortandade da população. Supondo que o total de alimentos disponíveis inicialmente para esta população seja N , e que exista uma completa reciclagem dos indivíduos mortos em matéria alimentar para a próxima geração, a matéria orgânica total se mantém inalterada $N = A + X$, e a taxa de evolução da população pode ser escrita como: $\alpha_x = kX[N-X] - dX$.

Podemos mostrar matematicamente que esta população tende a um número constante de indivíduos, o que corresponde a uma taxa de evolução tendendo a zero. Qual será a população no estado em que a taxa de evolução for zero ($\alpha_x = 0$)? Qual a condição matemática necessária para que a única solução possível não seja $X = 0$? Qual o significado biológico dessas conclusões?

[illegible]**RESPOSTA COMENTADA**

Matematicamente, se $\alpha x = 0$, temos que

$$kX[N-X] - dX = X\{k[N-X]-d\} = 0,$$

o que fornece duas possibilidades:

$$X_0 = 0 \text{ ou}$$

$$X_0 = N - d/K$$

A primeira possibilidade, ($X_0=0$), corresponde à extinção da população. A segunda, ($X_0=N-d/K$, com $N > d/K$), significa uma estabilidade, ou equilíbrio entre o número de nascimentos e de morte dos indivíduos; não há alteração do número de indivíduos ao longo do tempo. A primeira possibilidade deve ser excluída, pois, havendo alimentos – única condição necessária para a vida, considerada no modelo -, não há por que a população se extingua.

Do ponto de vista matemático, o que tal modelo mostra é que a solução $X_0 = 0$ é instável – não se mantém –, enquanto a outra é estável. Note que, para a condição $N < d/K$, a solução seria negativa, o que não pode ser admitido, pois X_0 significa a população! Observe ainda que $N = d/k$ representa um limite mínimo para a soma entre os indivíduos (X) e os alimentos existentes (A), pois se a quantidade de alimentos (A) for insuficiente, a população acabará por se extinguir, ou seja, teremos a primeira possibilidade, $X_0 = 0$.

RESUMO

A 1ª Lei da Termodinâmica é importante porque estabelece os critérios de conservação da energia das transformações de um sistema. Mas só ela não basta para se prever a evolução dos processos; a 2ª Lei da Termodinâmica é quem se encarrega disso. Esta Lei tem várias formulações: *“todo sistema isolado tende à máxima desordem possível, isto é, à máxima entropia compatível com seu estado termodinâmico”*; *“em um sistema isolado a variação de entropia é sempre positiva ou igual a zero, sendo que, no estado de equilíbrio termodinâmico, a função atinge seu valor máximo”*; *“é impossível transferir calor de um corpo mais frio para um corpo mais quente, a menos que se converta uma quantidade de trabalho em calor”*; ou finalmente, *“em todos os processos termodinâmicos a variação interna de entropia de qualquer sistema é sempre igual ou maior que zero”*.

A entropia é grandeza termodinâmica por meio da qual se expressa o critério de evolução de um processo, prescrito pela 2ª Lei. Ela mede a desordem de um sistema molecular e pode ser definida como a soma das possibilidades de realização dos estados microscópicos compatíveis com o estado termodinâmico do sistema.

As transformações termodinâmicas podem ser reversíveis ou irreversíveis. Aqueles reversíveis, para quais $\Delta S = 0$, são quase impraticáveis; naqueles irreversíveis há sempre uma degradação de energia na forma de calor. Além da energia interna, é possível definir outras funções de estado (H-entalpia e G-energia livre de Gibbs), úteis em situações específicas para se analisar termodinamicamente os processos. A energia livre de Gibbs é particularmente importante para o estudo dos processos biológicos; a análise da variação desta grandeza permite avaliar a evolução espontânea das transformações químicas que ocorrem em temperatura e pressão constantes. A variação da energia livre de Gibbs por molécula (adicionada ou retirada) de um sistema define a grandeza chamada potencial químico, que é importante para a compreensão de fenômenos fundamentais de processos biológicos, como a difusão e transporte de matéria.

Os sistemas vivos são extremamente complexos, operando fora do equilíbrio termodinâmico e submetidos a fluxos contínuos de massa e de energia que determinam a alta organização que constatamos para tais sistema.

Dependente dos fluxos de energia e matéria que atravessam o sistema, tal organização se explica pelo bombeamento de entropia para o meio externo que compensa a dissipação interna do sistema.

INFORMAÇÃO SOBRE A PRÓXIMA AULA

Na próxima aula, a partir de modelos microscópicos da matéria, você vai aprender a descrever os fenômenos de difusão e osmose que ocorrem em soluções reais.

Fenômenos de difusão e osmose nos sistemas biológicos

AULA

4

Meta da aula

Descrever, a partir de modelos microscópicos da matéria, os fenômenos de difusão e osmose que ocorrem em soluções reais.

objetivos

Após o estudo do conteúdo desta aula, você deverá ser capaz de:

- avaliar se a difusão é um processo eficiente para atender aos diferentes processos de transporte de metabólitos;
- relacionar a concentração de um soluto à pressão osmótica correspondente;
- citar exemplos de aplicações de osmometria;
- avaliar o estado de um gás ideal em relação ao equilíbrio mecânico, ao equilíbrio térmico e ao equilíbrio químico;
- listar as condições necessárias para que o fenômeno da osmose ocorra.

Pré-requisitos

Para acompanhar esta aula, você deve rever os conceitos envolvidos no modelo cinético dos gases e equilíbrio térmico (Introdução às Ciências Físicas, Aulas 2 e 3). Releia também a definição de osmose, apresentada nas disciplinas Botânica I (Aula 20) e Biologia Celular I (Aula 9). Os conceitos de valor médio e de dispersão, vistos na Aula 16 da disciplina Elementos de Matemática e Estatística, também serão úteis.

INTRODUÇÃO

Nesta aula, recordaremos alguns conceitos fundamentais vistos nas disciplinas Introdução às Ciências Físicas e Elementos de Química Geral, que permitirão a compreensão dos fenômenos de difusão e osmose em soluções. Inicialmente, revisaremos os conceitos de equilíbrio em gases, que são fluidos mais simples que os líquidos. Um modelo simples como o gás ideal permite compreender fenômenos complexos como a difusão e a osmose em soluções reais.

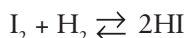
Quando não está em equilíbrio, um fluido pode conter regiões com diferentes temperaturas, pressões e composições químicas. Para que ele atinja o equilíbrio, é necessário que ocorram expansões de volume, transporte de energia e de matéria e reações químicas. Esses fenômenos são interdependentes e, por isso, difíceis de entender quando ocorrem todos simultaneamente. Entretanto, você verá que mesmo as situações mais complexas podem ser abordadas, se estudarmos separadamente cada caso: expansão volumétrica, trocas de energia etc. Os conceitos de difusão e osmose foram importantes tópicos nas disciplinas Botânica I e Biologia Celular I e II. Com esta aula, você poderá aprimorar seus conhecimentos a respeito dos conceitos e princípios físicos neles envolvidos.

EQUILÍBRIO FÍSICO-QUÍMICO: FASE GASOSA

Um gás ideal é aquele cuja pressão P , volume V e temperatura T estão relacionados pela equação de estado $PV = nRT$, onde n é o número de moles do gás e R é a constante dos gases. Em um gás ideal contendo N moléculas, o tamanho das moléculas é muito pequeno, se comparado com o volume disponível para cada molécula ($\frac{V}{N}$). Nessa situação, a distância média entre as moléculas é grande. Portanto, as interações entre elas são desprezíveis (a não ser os eventuais choques elásticos), e a energia cinética média das moléculas depende somente da temperatura. A maioria dos gases comporta-se como gás ideal, em baixas pressões. A pressão macroscópica P que o gás exerce nas paredes do recipiente é resultado dos inúmeros choques das moléculas com as paredes.

Equilíbrio químico de uma reação

O primeiro caso de equilíbrio que recordaremos é o equilíbrio químico de uma reação. Suponha que misturemos iguais quantidades de gás iodo (I_2) e gás hidrogênio (H_2) em um recipiente à temperatura de 450°C . A esta temperatura, as moléculas reagirão rapidamente, formando iodeto de hidrogênio (HI).



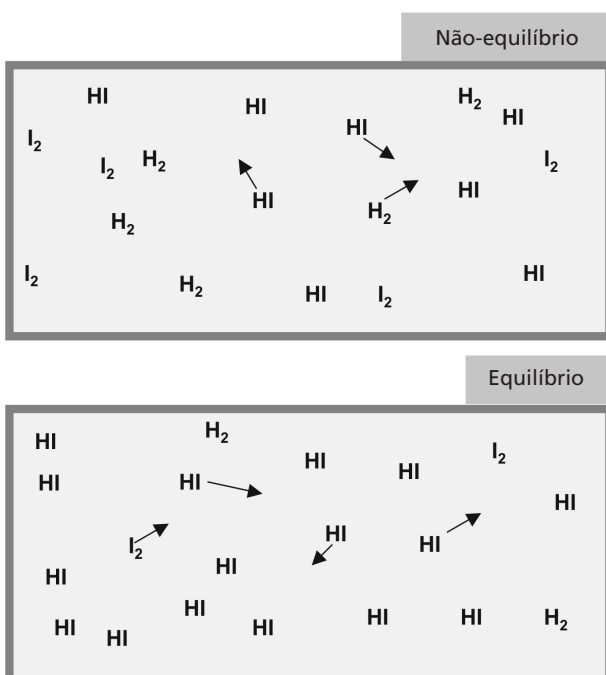
A reação para a direita (produção de iodeto) será mais rápida que a reação para a esquerda (produção de iodo e hidrogênio) até que as concentrações de reagentes e produtos satisfaçam à condição de equilíbrio químico

$$K = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]},$$

onde K é a constante de equilíbrio, $[\text{I}_2]$ é a concentração molar de iodo, $[\text{H}_2]$ é a concentração molar de hidrogênio e $[\text{HI}]$ é a concentração molar de iodeto de hidrogênio. Esta constante depende da temperatura do sistema. Por exemplo, para temperaturas próximas de 450°C, $K = 58$.

A partir da **ESTEQUIOMETRIA** da reação e da constante de equilíbrio, podemos determinar as concentrações de cada substância no estado de equilíbrio. Supondo que misturemos 1 mol ($6,02 \times 10^{23}$ moléculas) dos reagentes em igual proporção em um recipiente com volume de 1L: $[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = 0,1 \text{ mol/L}$ e $[\text{HI}] = 0,8 \text{ mol/L}$ (ver o cálculo no boxe a seguir).

Na **Figura 4.1**, você observa, de forma esquemática, dois instantes após o início da reação: o primeiro, quando metade das moléculas iniciais já reagiu (não-equilíbrio), e o segundo, quando 80% das moléculas iniciais já reagiram (equilíbrio).



ESTEQUIOMETRIA

Cálculo das quantidades de reagentes e produtos de uma reação química.

Por exemplo, na reação química que se segue, você percebe que para a formação de duas moléculas de água é necessário que uma molécula de oxigênio reaja com duas moléculas de hidrogênio:

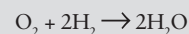


Figura 4.1: Reação entre hidrogênio e iodo. Quando 80% das moléculas estiverem na forma do produto HI e o restante na forma dos reagentes I_2 e H_2 , a reação química estará em equilíbrio; em qualquer outra proporção, por exemplo, 50% de HI, a reação não estará em equilíbrio. As pequenas setas associadas às moléculas indicam a direção e o sentido do movimento instantâneo das moléculas no gás.

Sabemos, a partir da estequiometria da reação, que o número total de moléculas não se altera durante a reação - duas moléculas reagem e produzem duas moléculas - isto é,

$$[H_2] + [I_2] + [HI] = 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} .$$

A concentração de H_2 , $[H_2]$, é idêntica à concentração de I_2 , $[I_2]$, já que partimos de concentrações iguais e a reação consome – ou produz – o mesmo número de moléculas de hidrogênio e de iodo, isto é,

$$[H_2] = [I_2] = x .$$

Portanto, combinando as duas equações anteriores com a equação do equilíbrio, podemos determinar exatamente a concentração de cada substância:

$$K = 58 = \frac{(1-2x)^2}{x_2}$$

$$58 x^2 = 1 - 4x + 4 x^2 \quad \text{ou} \quad 54 x^2 + 4x - 1 = 0 .$$

Resolvendo a equação de segundo grau, obtemos $x = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} .$

No equilíbrio, as taxas de reação direta (para a direita) e reversa (para a esquerda) se igualam. O equilíbrio dinâmico é um estado no qual, aparentemente, nada está acontecendo, porém as reações estão ocorrendo e, freqüentemente, em velocidades altas. Se a reação estiver fora do equilíbrio, por exemplo, com muitas moléculas dos reagentes, a reação terá uma taxa líquida para a direita.

Equilíbrio mecânico

Além do equilíbrio químico das reações, você já estudou o equilíbrio mecânico. Na **Figura 4.2**, temos um recipiente subdividido por um êmbolo, que pode deslizar lateralmente e impede totalmente a passagem das partículas. Suponha que tenhamos a mesma quantidade de gás ideal nos dois lados e que a temperatura seja mantida constante em todo o recipiente.



Lembre-se de que a pressão de um gás ideal é dada por

$$PV = nRT , \quad (4.1)$$

onde P é a pressão, V é o volume ocupado, n é o número de moles, R é a **CONSTANTE UNIVERSAL DOS GASES** e T é a temperatura absoluta, expressa em Kelvin.

O valor da **CONSTANTE UNIVERSAL DOS GASES** é $R = 1,986 \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Como n e T são iguais, o volume menor terá pressão maior, isto é, na **Figura 4.2** (não-equilíbrio), a pressão do lado esquerdo é maior que a do lado direito ($P_e > P_d$). O êmbolo é empurrado para a direita, e o equilíbrio mecânico é alcançado quando o êmbolo chega ao centro do recipiente.



O número entre parênteses que você vê ao lado das equações é o número da equação, que poderá ser usado mais tarde para referenciá-la.

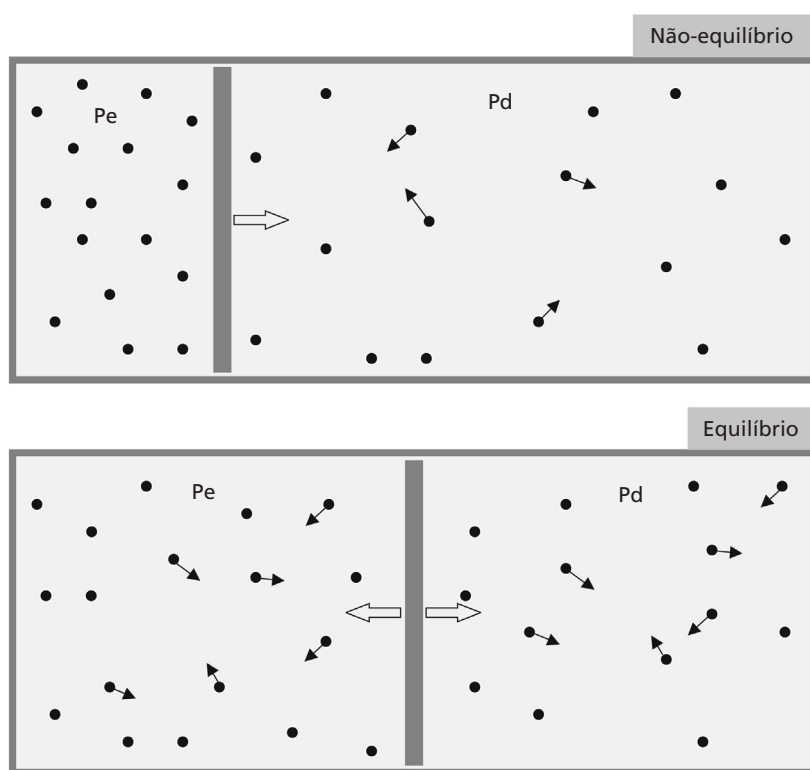


Figura 4.2: Equilíbrio mecânico de um êmbolo deslizante.

Equilíbrio térmico

Na Aula 3 de Introdução às Ciências Físicas, você já aprendeu o conceito de equilíbrio térmico. Na **Figura 4.3**, o recipiente está dividido ao meio por uma parede fixa e condutora de calor. Se a temperatura no lado esquerdo T_e for maior que a do lado direito (convencionamos que as setas maiores indicam maior velocidade), haverá um fluxo de calor para o lado direito até que a temperatura fique homogênea ($T_e = T_d$) e o sistema atinja

o equilíbrio térmico. É importante lembrar que o equilíbrio é dinâmico, isto é, não há fluxo de calor, porque o fluxo de energia para a esquerda tem a mesma intensidade do fluxo para a direita.

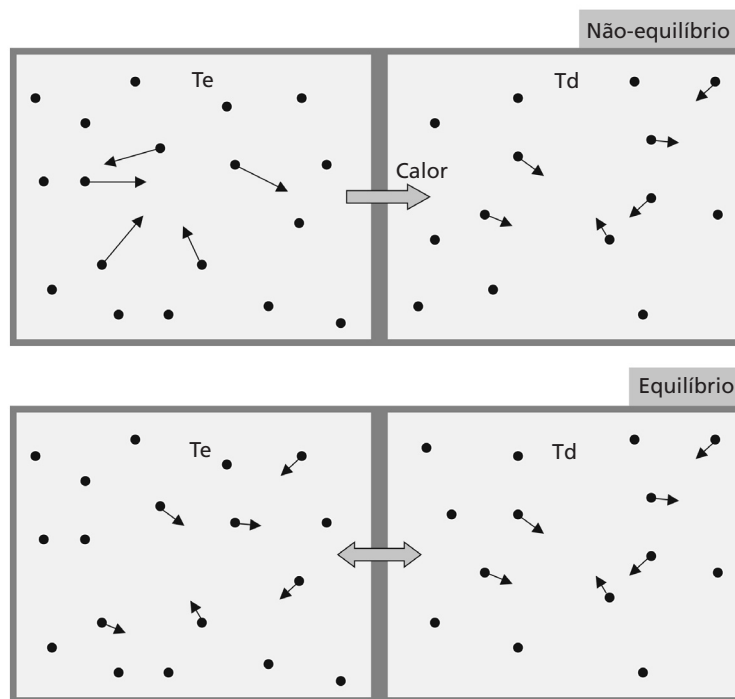


Figura 4.3: Equilíbrio térmico através de uma parede condutora de calor.

ESPÉCIES QUÍMICAS

Expressão utilizada para designar átomos, moléculas, fragmentos moleculares e íons, de forma geral.

Equilíbrio químico

O último aspecto do equilíbrio físico-químico que será discutido nesta aula é aquele relativo à distribuição espacial de diferentes **ESPÉCIES QUÍMICAS**. Na Figura 4.4, o recipiente contém dois tipos de moléculas inertes (não-reativas), e o recipiente está dividido por uma membrana permeável a essas moléculas. Mesmo que os dois compartimentos do recipiente estejam em equilíbrio mecânico e térmico, se as moléculas não estiverem distribuídas homogeneamente, o sistema não estará em equilíbrio químico. Como você pode perceber, apesar de não estarmos tratando de uma reação química, também utilizamos a expressão equilíbrio químico. Com o passar do tempo, as moléculas atravessam a membrana permeável até que o sistema fique com uma distribuição homogênea, entrando em equilíbrio químico. Observe que, como nos outros casos, o equilíbrio é dinâmico, isto é, apenas os fluxos líquidos são nulos.

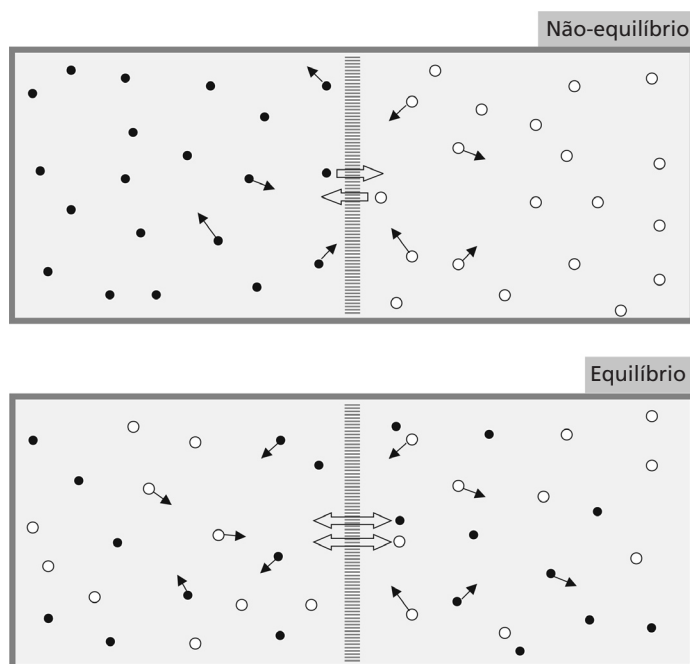


Figura 4.4: Equilíbrio químico através de uma membrana permeável. A membrana é permeável às duas espécies químicas A (○) e B (●).

Como você já percebeu, o termo fluxo, sobre o qual todos nós temos uma noção intuitiva, é referido inúmeras vezes: fluxo de partículas, fluxo de energia etc. Portanto, torna-se importante definir essa grandeza:

O fluxo (J) de uma grandeza qualquer mede a quantidade desta grandeza que atravessa uma superfície de unidade de área, por unidade de tempo.

Por exemplo, o fluxo de partículas é então a quantidade de partículas que atravessam uma unidade de área em uma unidade de tempo:

$$J = \frac{\text{número de partículas que atravessam a seção}}{\text{área da seção} \times \text{intervalo de tempo}} \quad (4.2)$$

Como você vê na **Figura 4.5**, as partículas podem atravessar a superfície sempre em dois sentidos, já que ela tem duas faces. Portanto, dada uma superfície, temos sempre dois fluxos de sinais contrários. Assim, podemos definir o fluxo líquido como a soma algébrica desses dois valores. Esse conceito de fluxo líquido pode ser generalizado para outras grandezas, tais como energia, massa, carga elétrica etc.

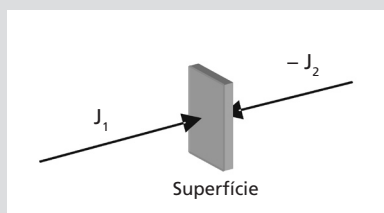


Figura 4.5: O fluxo J_1 atravessa a superfície da esquerda para a direita; o fluxo J_2 da direita para a esquerda.

No modelo do gás ideal, o equilíbrio químico decorre exclusivamente do movimento aleatório das partículas, já que não existem forças atrativas ou repulsivas entre elas. Nesse tipo de movimento, é mais provável que as partículas se misturem. Assim, em sistemas simples (sem separações de fase ou campos elétricos) – para os quais vale o modelo do gás ideal em boa aproximação –, as partículas se movem da região de maior para a de menor concentração para se misturarem, em busca da homogeneização.

O que ocorrerá se a membrana for semipermeável, isto é, permeável a apenas uma das moléculas?

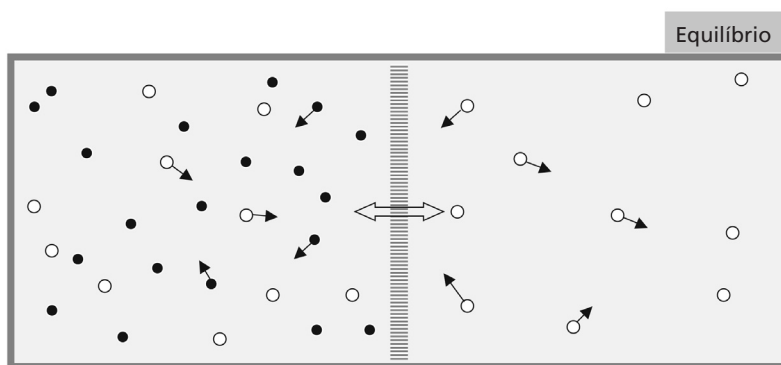


Figura 4.6: Equilíbrio químico através de uma membrana semipermeável. A membrana é permeável à espécie química A (○) e impermeável à B (●).

Partindo da mesma situação de não-equilíbrio da **Figura 4.4**, supondo, porém, que a membrana seja permeável apenas à espécie presente no lado direito (A), nós teremos, no equilíbrio, apenas esta espécie distribuída homogeneamente, situação apresentada na **Figura 4.6**. Se a temperatura, o número de moles e o volume na situação de não-equilíbrio químico eram iguais nos dois lados da membrana, pela equação dos gases ideais, equação 4.1, a pressão também era igual. Entretanto, quando o sistema atinge o equilíbrio químico, as pressões não se igualam. Observe que temos agora um maior número de partículas no lado esquerdo. Com a equação 4.1 podemos calcular as pressões que se estabelecem, no lado direito, P_d , e, no esquerdo, P_e :

$$K = \left(\frac{n_A}{2} + n_B \right) \frac{RT}{2} \quad (4.3) \quad \text{e} \quad P_d = \frac{n_A}{2} \frac{RT}{V_d} \quad (4.4)$$

Definindo a diferença de pressão entre os compartimentos como Π (p_i) e lembrando que $V_e = V_d$, concluímos que essa diferença se deve apenas às moléculas que não atravessam a membrana:

$$\Pi = P_e - P_d = \frac{n_B RT}{V_e}, \quad (4.5)$$

onde n_B é o número de moles da espécie B. Lembrando que c_B é a concentração molar da espécie B, podemos escrever

$$\Pi = [B] R T. \quad (4.6)$$

Se a membrana semipermeável for móvel, esta pressão a empurrará totalmente para a direita até que todas as moléculas estejam à esquerda da membrana.

Esse fenômeno é chamado osmose em gases. Você estudou o conceito de osmose em soluções aquosas nos cursos de Botânica I (Aula 20) e Biologia Celular I (Aula 9) e, como veremos a seguir, se você compreende bem o fenômeno em gases, será fácil entender a osmose em soluções.

EQUILÍBRIO FÍSICO-QUÍMICO: SOLUÇÕES

Se você colocar uma gota de tinta (corante) em um recipiente com água totalmente em repouso, observará que moléculas do corante se difundirão em todas as direções. Se você olhasse o recipiente de cima, veria uma imagem como a mostrada na **Figura 4.7**:

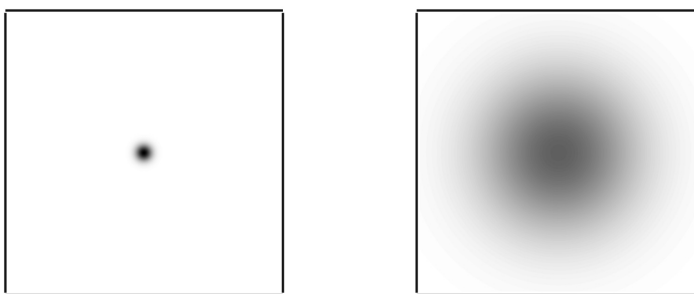


Figura 4.7: Difusão das moléculas de uma gota de tinta em água parada (vista de cima). As moléculas inicialmente concentradas na região central, onde colocamos a gota de tinta, se difundem para todo o volume.

Se o líquido está em repouso, como as moléculas conseguem se dispersar? Uma molécula do soluto em uma solução é cercada por moléculas do solvente, que se movem incessantemente devido à agitação térmica. Devido

aos choques incessantes, a velocidade dessa molécula muda de valor, direção e sentido todo o tempo, resultando em uma trajetória aleatória como representada na **Figura 4.8**:

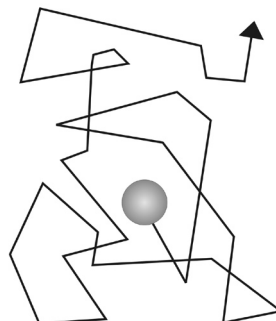


Figura 4.8: Movimento aleatório de uma molécula do soluto em uma solução.

Esse movimento aleatório resulta na dispersão das partículas que conhecemos no mundo macroscópico. Este fenômeno é chamado difusão. Se pudéssemos traçar a trajetória de uma molécula a partir do centro do recipiente até que ela se chocasse com uma das paredes laterais do recipiente, veríamos, por exemplo, a trajetória mostrada na **Figura 4.8** (vista de cima).

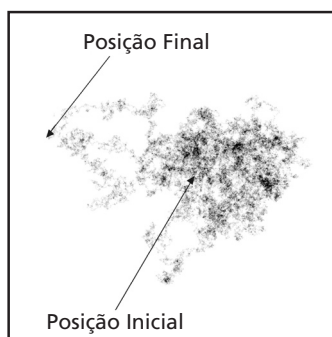


Figura 4.9: Exemplo de trajetória de uma única molécula a partir do centro do recipiente até seu choque com uma das paredes laterais.

Na **Figura 4.9**, você pode ver um exemplo de trajetória. Cada molécula seguirá uma trajetória diferente. Já na **Figura 4.7**, você pode ver que algumas partículas se afastam mais do ponto central e outras menos. Essa trajetória aleatória mostra que a difusão é um mecanismo de transporte extremamente ineficiente para grandes distâncias, já que a partícula pode se afastar e voltar ao ponto de origem inúmeras vezes.

Quantitativamente, este fenômeno é mais facilmente analisado quando ocorre em apenas uma dimensão, como na **Figura 4.10**. Se a tinta se concentra inicialmente em uma linha central, ela vai se difundir simetricamente para os lados; haverá variação de concentração do corante apenas na direção horizontal. Novamente, a trajetória aleatória faz com que as moléculas alcancem diferentes distâncias da linha central. O valor d na **Figura 4.10** corresponde a um deslocamento médio alcançado a partir da linha central. Com a ajuda da **Figura 4.9**, você pode verificar que a distância total percorrida na trajetória aleatória é muito maior que o deslocamento alcançado.



Figura 4.10: Difusão de uma linha de tinta em água. A distância d é o deslocamento médio a partir da linha central.



Você aprendeu, em Elementos de Matemática e Estatística (Aula 16), que fenômenos não-determinísticos ou aleatórios podem ser compreendidos se observarmos, por exemplo, valores médios. O deslocamento médio d que aparece na **Figura 4.10** caracteriza coletivamente a difusão das moléculas.

O conceito de difusão é muito importante na Biologia; você já o utilizou em disciplinas anteriores. Por exemplo, no curso de Biologia Celular I (Aula 9), você aprendeu que toda troca gasosa entre as células e o meio sempre se dá por difusão (tais como as trocas de O_2 e CO_2).

Como a difusão envolve o movimento de moléculas, ela pode ser bem representada pelos fluxos dessas moléculas. Para, por exemplo, estudarmos a eficiência das trocas gasosas, teremos de compreender a relação entre o fluxo dos gases através da membrana e suas concentrações.

Verifica-se experimentalmente que o fluxo difusivo (decorrente da difusão) é proporcional ao **GRADIENTE** de concentração:

$$J = -D \frac{\Delta c}{\Delta x} \quad (4.7)$$

GRADIENTE

O gradiente de uma grandeza é a taxa de variação espacial dessa grandeza. Portanto, o gradiente de concentração é a variação da concentração (Δc) dividida pela distância (Δx) na qual essa variação ocorre, ou seja,

Gradiente de concentração = $\frac{\Delta c}{\Delta x}$.

A constante de proporcionalidade (D), chamada coeficiente de difusão, mede a capacidade das moléculas ou partículas de se difundirem, dado um gradiente de concentração. O coeficiente de difusão depende do tamanho da partícula e de sua natureza química, do meio onde ela se encontra e da temperatura. Quanto maior o coeficiente de difusão, mais eficiente é o processo de homogeneização.

O sinal negativo da Equação 4.7 pode ser compreendido na Figura 4.11. O gradiente é negativo, pois a concentração diminui quando a posição x aumenta, e o fluxo é positivo (as partículas se movem da esquerda para a direita). Observe também que o fluxo diminui em valor absoluto quando o gradiente diminui.

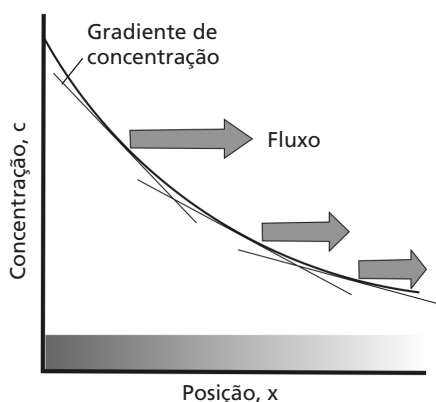


Figura 4.11: Curva de concentração x posição. A inclinação da curva diminui quando nos deslocamos para a direita e, portanto, o fluxo também diminui.

Na Tabela 4.1, você encontrará alguns exemplos relevantes do coeficiente de difusão de diversas moléculas em diferentes meios e temperaturas.

Tabela 4.1: Exemplos de coeficientes de difusão

Molécula	Coeficiente de difusão (m^2/s)
H_2O em água a $25^\circ C$	$2,26 \times 10^{-9}$
Glicose em água a $37^\circ C$	$9,3 \times 10^{-10}$
Glicose em água a $20^\circ C$	$6,7 \times 10^{-10}$
Glicose nos tecidos a $37^\circ C$	2×10^{-11}
Etanol em água a $25^\circ C$	$1,28 \times 10^{-9}$
O_2 no ar a $37^\circ C$	$2,1 \times 10^{-5}$
O_2 no ar a $0^\circ C$	$1,8 \times 10^{-5}$

A equação 4.3 define o coeficiente de difusão (D) como a constante de proporcionalidade entre o fluxo (J) e o gradiente de concentração. Partindo-se desta definição, pode-se mostrar que

$$d = \sqrt{2Dt}, \quad (4.8)$$

onde d é a média dos deslocamentos alcançados pelas moléculas e t é o tempo.

Portanto, o afastamento médio das moléculas a partir do ponto de origem é proporcional à raiz quadrada do tempo. Assim, para que o deslocamento médio duplique, é necessário o quádruplo do tempo. Entretanto, para distâncias curtas, a difusão é um eficiente mecanismo de transporte.

Um bom exemplo é a córnea, um tecido avascular, que depende unicamente dos processos de difusão para seu suprimento de oxigênio, por exemplo. Quando as pálpebras estão abertas, sua principal fonte de oxigênio é o ar; quando estão fechadas, a fonte é a mucosa – altamente vascularizada – das pálpebras.

ATIVIDADE



1. Nos seres humanos, por exemplo, a respiração envolve um processo de ventilação (inspiração-expiração) e a troca gasosa entre os alvéolos e as células vermelhas. Será a difusão realmente eficiente para a troca gasosa? Será que ela poderia substituir a ventilação para levar oxigênio pelas vias respiratórias?

a. Verifique que o tempo que cada eritrócito gasta na passagem pelos alvéolos (aproximadamente 0,75s se estivermos em repouso) é suficiente para a oxigenação do sangue. Os capilares têm diâmetro de 75-300 μ m, e a parede dos alvéolos é muito fina, apenas 200 μ m de espessura. Considere o coeficiente de difusão do oxigênio dos alvéolos para os capilares como 1×10^{-5} m²/s.

b. Sem ventilação, o oxigênio tem de percorrer, aproximadamente, os 50 centímetros que separam os alvéolos e as fossas nasais. Calcule o tempo necessário para esse percurso.

This image shows a single sheet of white paper with horizontal blue or grey ruling lines, typical of notebook paper. The lines are evenly spaced and run across the width of the page. There are no margins, text, or other markings on the paper.

RESPOSTA COMENTADA

a. Podemos usar a equação 4.8, na qual o deslocamento médio é a distância total que o oxigênio tem de percorrer.

$$t = \frac{d^2}{2D} = \frac{(500 \times 10^{-6})^2}{2 \times 1 \times 10^{-5}} \frac{m^2}{m^2 s^{-1}} = \frac{25 \times 10^{-8}}{2 \times 10^{-5}} s = 12,5 \text{ ms}$$

Esse tempo é muito menor do que os 750ms disponíveis para a oxigenação. Essa margem de tempo é necessária para as situações de estresse que surgem durante as doenças ou esforços físicos.

Tabela 4.1 para o oxigênio difundindo no ar a 37°C.

$$t = \frac{d^2}{2D} = \frac{(0,5)^2}{2 \times 2,1 \times 10^{-5}} \frac{m^2}{m^2s^{-1}} = \frac{25 \times 10^{-2}}{4,2 \times 10^{-5}} s = 6,0 \times 10^3 = 1,7 \text{ horas}$$

Esse valor equivale, aproximadamente, a uma inspiração a cada duas horas, indicando que não temos chance de sobrevivência se dependermos apenas da difusão. Por isso, os procedimentos de primeiros socorros sempre indicam a respiração artificial (boca a boca ou boca a nariz) como uma das primeiras providências em caso de parada respiratória causada por afogamento, choque elétrico etc. Você sabia que na maioria dos acidentes fatais que envolvem eletricidade a causa mortis é a asfixia?

OSMOSE

Assim como construímos o modelo do gás ideal para facilitar a compreensão do comportamento dos gases reais, podemos definir uma solução ideal para entendermos o comportamento das soluções reais. Em uma solução ideal todas as moléculas interagem da mesma forma; as forças intermoleculares soluto-solvente, solvente-solvente e soluto-soluto são todas equivalentes. Soluções reais comportam-se de forma ideal somente quando muito diluídas.

As soluções diluídas são comparáveis aos gases ideais: não há interação relevante entre as moléculas do soluto, e o volume ocupado pelo soluto é desprezível em relação ao volume ocupado pela solução. Nessas soluções, da mesma forma como acontece nos gases, o soluto exerce pressão nas paredes do recipiente e, ainda, na superfície livre do solvente.

Na **Figura 4.12**, temos um tubo em forma de U subdividido por uma membrana semipermeável. Um solvente para o qual a membrana é permeável – água, por exemplo –, colocado neste tubo, atingirá a mesma altura em ambas as colunas.

Ao diluirmos um soluto – por exemplo, uma proteína de alto peso molecular como a miosina – que não possa atravessar a membrana, a situação de equilíbrio não corresponderá a colunas de mesma altura. Em analogia aos gases ideais, o soluto exercerá pressão na membrana semipermeável e na superfície livre da solução, empurrando toda a coluna de líquido para a esquerda. Nas soluções ideais, o excesso de pressão exercido pelo soluto pode ser calculado pela mesma relação obtida para os gases, equação 4.6:

$$\Pi = [B] RT, \quad (4.9)$$

onde $[B]$ é a concentração molar do soluto, R é a constante dos gases e T é a temperatura absoluta.

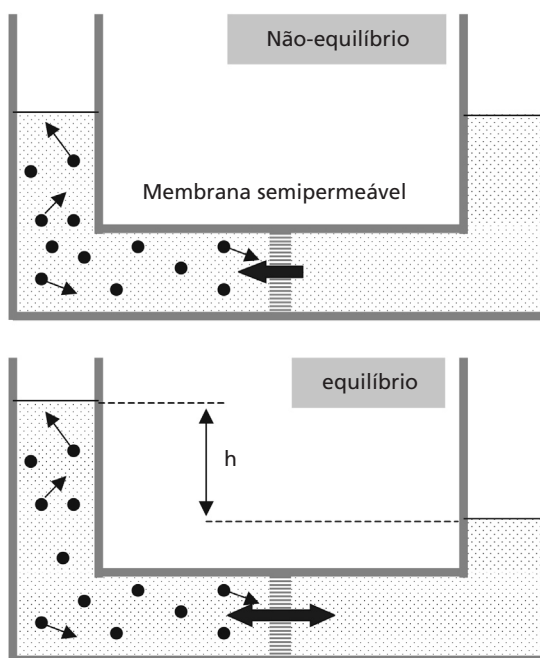


Figura 4.12: Osmose em soluções. A membrana semipermeável permite apenas a passagem do solvente. O acréscimo do soluto no compartimento esquerdo provoca uma diferença na altura das colunas.

Osmose é o fluxo de solvente em um sistema, no qual duas soluções de diferentes concentrações são separadas por uma membrana semipermeável que impede a passagem de moléculas do soluto. O solvente passará do lado de menor para o de maior concentração. A pressão que deve ser aplicada ao lado de maior concentração do soluto para interromper o fluxo do solvente é chamada pressão osmótica.

Na **Figura 4.12**, a pressão que interrompe o fluxo do solvente é a pressão hidrostática que surge devido à diferença de altura das colunas do líquido (h). A pressão hidrostática, neste caso, igual à pressão osmótica, é dada por

$$\Pi = \rho g h, \quad (4.10)$$

onde ρ (letra grega, lê-se “rô”) é a densidade da solução e g é a constante gravitacional ($9,81 \text{ m/s}^2$).

A pressão osmótica é também chamada tônus, tonicidade ou turgidez da solução. Estes últimos termos são usados na Medicina para caracterizar tecidos. Uma pele sem tônus é uma pele que demora a re-

cuperar a aparência normal após a aplicação de pressão e indica estado de desidratação ou outras deficiências na osmo-regulação.

A equação 4.5 foi publicada por **VAN'T HOFF** já em 1887. Ela é considerada um marco na história da Ciência, pois, sendo uma equação simples, válida para sistemas de gases ideais, permitiu a compreensão de um fenômeno complexo, por décadas considerado um desafio à Ciência.

Osmose e osmometria

O fenômeno da osmose é usado para se determinar a concentração de solutos em soluções; é a técnica chamada osmometria.

Observe que, a partir das equações 4.9 e 4.10, podemos concluir que

$$[B] = \frac{\rho gh}{RT} . \quad (4.11)$$

Em baixas concentrações, a densidade da solução é aproximadamente igual à do solvente puro; portanto, a medida da diferença de altura (h) permite a determinação da concentração molar do soluto, [B].

Historicamente, a osmometria foi muito importante; permitiu, por exemplo, a determinação do peso molecular da hemoglobina já em 1928, com pequeno erro percentual. A determinação do peso molecular é, ainda hoje, importante na identificação de novas proteínas. Atualmente, técnicas como a espectrometria de massa e o seqüenciamento de proteínas (identificação de cada aminoácido da cadeia) são mais precisas para a medida do peso molecular.

A pressão osmótica em soluções ideais independe da natureza química do soluto; ela depende apenas da concentração total dos diversos solutos. As propriedades das soluções que apresentam essa característica são chamadas **PROPRIEDADES COLIGATIVAS**. Assim, no experimento da **Figura 4.12**, se estivéssemos trabalhando com uma mistura de proteínas, a pressão osmótica estaria relacionada à concentração molar da mistura de proteínas.

As soluções reais diferem das soluções ideais em vários aspectos. Nas soluções concentradas reais, o soluto ocupa um espaço não desprezível na solução; mesmo em soluções diluídas, as moléculas do soluto podem interagir fortemente com as moléculas do solvente e, portanto, não podem ser consideradas ideais. Um caso particular muito importante



**JACOBUS HENRICUS
VAN 'T HOFF
(1852-1911)**

Nascido na Holanda, foi um cientista inovador; exatamente por isso, a importância de seus trabalhos foi reconhecida somente tardiamente no meio científico. Atualmente, é considerado um dos pais da Físico-Química. Recebeu o primeiro Prêmio Nobel de Química em 1901, “em reconhecimento aos serviços extraordinários prestados pela descoberta das leis da dinâmica química e da pressão osmótica nas soluções”. Não deixe de visitar o *site* <http://nobelprize.org> para saber mais sobre outros cientistas que ganharam o prêmio.

PROPRIEDADES COLIGATIVAS

Disse das propriedades das soluções que dependem unicamente da razão entre o número de partículas do soluto e do solvente e não da natureza química do soluto. Existem quatro propriedades coligativas: pressão de vapor, elevação da temperatura de ebulição, redução da temperatura de congelamento e pressão osmótica.

são as moléculas apolares ou fracamente polares, como soluto em solvente aquoso, as quais frustram a rede de pontes de hidrogênio da água. Mesmo nesses casos, a osmometria apresenta ainda hoje inúmeras aplicações, como veremos a seguir.

Vamos voltar ao experimento da **Figura 4.12**. Suponha agora que aumentemos gradualmente a concentração do soluto. Para cada concentração, a altura (h) é medida. Os dados obtidos são apresentados na **Figura 4.13**:

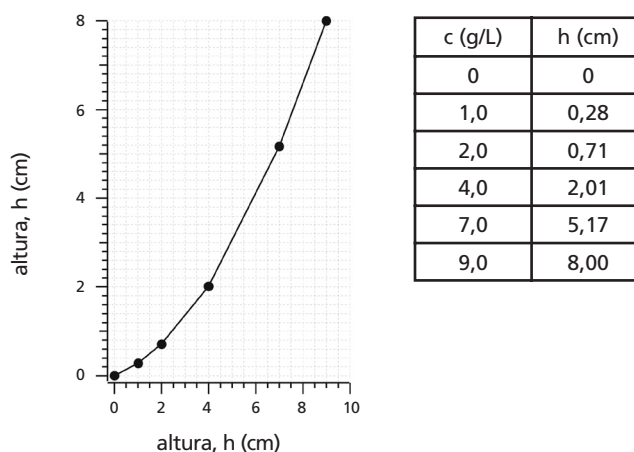


Figura 4.13: Calibração de um osmômetro: variando a concentração de solutos, podemos obter a diferença de altura entre as colunas (h) em função da concentração.

Observe que a relação entre a concentração e a altura não obedece à relação linear predita pela equação 4.11. Entretanto, a curva obtida pode ser usada na determinação da concentração; por exemplo, uma solução desta proteína que provoque uma diferença na altura das colunas (h) de 4cm deve ter uma concentração de 6g/L (verifique essa correspondência no gráfico).

Na Aula 9 de Biologia Celular I, você aprendeu que hemácias em meio hipotônico (baixa concentração salina, por exemplo, água destilada) incham devido à absorção de água; e, quando em meio hipertônico, murcham. Ambas as situações afetam o bom funcionamento das células, que devem, portanto, estar imersas em uma solução que tenha constantemente a mesma pressão osmótica do citoplasma. Esta é uma das funções dos rins, chamada osmo-regulação: controle das quantidades de água e sais removidas do plasma para manter constante a tonicidade do organismo.

A osmometria tem hoje amplas aplicações em Medicina, por exemplo, no caso de pacientes com patologias que requerem a monitoração dos níveis de eletrólitos no sangue, como é realizado durante a recuperação de pessoas com desidratação. Também, o controle osmométrico da urina é uma importante ferramenta de diagnóstico, podendo indicar alterações na função renal, tais como insuficiência, entre outras patologias. De forma geral, medidas osmométricas são importantes sempre que estudamos uma solução complexa, contendo inúmeros solutos.

Atualmente, bebidas isotônicas, facilmente encontradas no mercado, auxiliam a recuperação do equilíbrio osmótico de indivíduos saudáveis, após a prática de esportes.

ATIVIDADES



2. O citosol das células animais tem uma concentração total de solutos de aproximadamente 0,5 M; esta concentração pode levar a pressões osmóticas altas, capazes de romper as membranas celulares. A partir da equação de van't Hoff, calcule a pressão osmótica correspondente.

RESPOSTA COMENTADA

Partindo da equação de van't Hoff: $\Pi = [B] RT$

A temperatura de 37°C corresponde a aproximadamente $(273 + 37) K = 310^\circ K$.

$$\Pi = [B]RT = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 8,31 \frac{\text{J}}{\text{K mol}} \times 310 \text{ K} \approx 1300 \frac{\text{J}}{\text{L}} = 1300 \frac{\text{Kg m}^2}{\text{s}^2 10^{-3} \text{ m}^3}.$$

$$\text{Portanto, } \Pi = 1,3 \times 10^6 \frac{\text{N}}{\text{m}^2} = 1,3 \times 10^6 \text{ Pa} = 1,3 \times 10^5 \text{ Pa}.$$

Observe que a pressão atmosférica (1 atm) vale aproximadamente 10^5 Pascal, portanto, você pode transformar o valor acima para esta unidade, que é a que expressa a medida da pressão, ao nível do mar, sob a qual nós vivemos:

$$\Pi = 13 \text{ atm}$$

Portanto, a pressão osmótica gerada por essa concentração é treze vezes maior que a pressão atmosférica, suficiente para romper as frágeis membranas lipídicas.

3. Cite aplicações modernas da osmometria.

COMENTÁRIO

Você encontrará no final da aula alguns exemplos de aplicações da osmometria na Medicina moderna. O mais importante é reconhecer que a osmometria pode ser uma ferramenta valiosa quando queremos avaliar um fluido complexo. Por exemplo, a tonicidade da urina pode dar informações valiosas sobre a fisiologia renal de um paciente. O mesmo é válido para o sangue.

CONCLUSÃO

A descoberta do fenômeno da osmose é atribuída ao abade Nollet, que a teria observado em 1748. A partir desta data, o fenômeno foi estudado por muitas décadas por físicos, químicos e botânicos, sem que chegassem a uma explicação plausível. O fenômeno somente foi esclarecido quando o professor van't Hoff, em 1887, formulou uma analogia, aparentemente distante, entre soluções e misturas gasosas. Van't Hoff inicia o trabalho escrevendo: “Em investigações cujo objetivo principal foi a elucidação das leis do equilíbrio físico-químico em soluções, gradualmente tornou-se aparente que existe uma profunda analogia – quase uma identidade – entre soluções e gases no que se refere às suas relações físicas; dado que em soluções nós lidamos com a conhecida pressão osmótica, enquanto que em gases nós lidamos com a pressão elástica ordinária.”

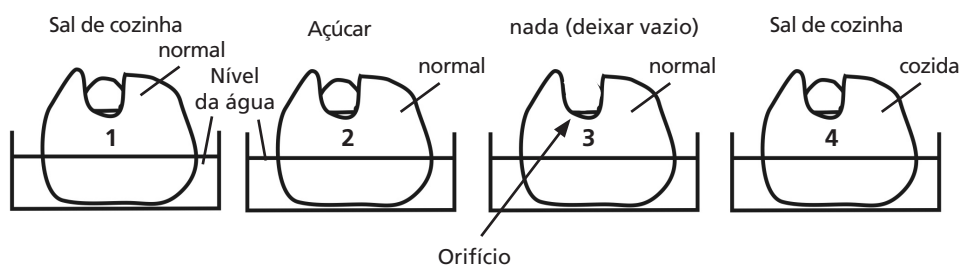
Nesta aula, você encontrou um bom exemplo de que todos os conhecimentos que você está acumulando em Matemática, Física e Química podem ser integrados para a compreensão de certos fenômenos importantes em Biologia. A divisão da Ciência em áreas não é uma divisão natural, mas apenas uma conveniência que ajuda a organizar o conhecimento.

ATIVIDADES FINAIS

1. Suponha que, na **Figura 4.2** (Não-equilíbrio), não tenhamos nem equilíbrio térmico nem equilíbrio mecânico (diferentes temperaturas e pressões). Suponha ainda que o êmbolo deslize facilmente, mas que seja um fraco condutor de calor. Qual equilíbrio será atingido mais rapidamente?

2. Atividade prática: Para observarmos o efeito osmótico, precisamos duas soluções separadas por uma membrana semipermeável, como mostrado na **Figura 4.12**. Você pode construir um aparato análogo com um tecido vegetal, por exemplo, uma batata-inglesa de tamanho médio, para observar o efeito osmótico em escala macroscópica. Proceda da seguinte maneira:

a. Escolha quatro batatas grandes o suficiente (aproximadamente 5cm de diâmetro) para fazer um pequeno orifício (aproximadamente 2cm de diâmetro por 2cm de profundidade), como indicado na figura a seguir (cuide para que o orifício não atravesse totalmente o pedaço). Descasque, lave e seque as batatas, mas cozinhe apenas uma delas.



b. Coloque as batatas em um recipiente com água (use pratos de sopa, por exemplo). O nível da água no recipiente deve ser baixo, como indicado na figura; a água não deve escorrer para o orifício (poço) aberto na parte superior.

c. Deposite um pouco de sal no primeiro orifício, açúcar no segundo, deixe o terceiro vazio e seco e, no quarto, o cozido, coloque sal. O preenchimento de um quarto do volume do poço é suficiente.

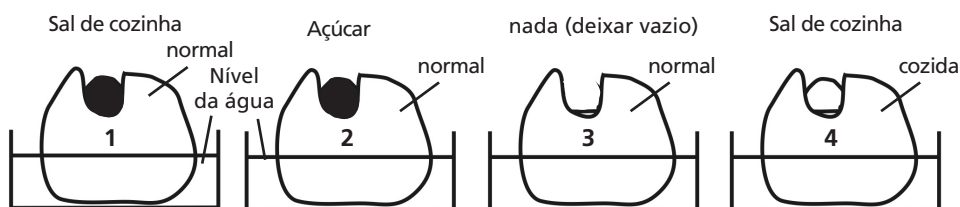
Espere algumas horas e verifique quais poços se enchem com água e quais permanecem secos. Explique suas observações.

Lembre-se de que o tecido da batata é constituído por células com membranas lipídicas e que o processo de cozimento danifica estas membranas.

RESPOSTA COMENTADA

1. Se o êmbolo se move facilmente, mas transporta calor com dificuldade, o equilíbrio mecânico será atingido primeiro, mas o êmbolo não estará no centro. Com o passar do tempo a temperatura fica igual, e o êmbolo irá para o centro do recipiente.

2. Você deve ter observado que as cavidades 1 e 2 se enchem com água e que as cavidades 3 e 4 permanecem secas.



Tanto o sal como o açúcar atravessam a membrana celular com muita dificuldade, portanto o solvente (água) atravessa a membrana para o lado mais concentrado. A cavidade 3 mostra a “necessidade” do soluto para que a osmose ocorra. O cozimento rompe as membranas, tornando o tecido permeável ao sal (as batatas “pegam” sal quando cozidas).

RESUMO

O equilíbrio físico-químico pode ser subdividido em equilíbrio das reações químicas, equilíbrio mecânico, equilíbrio térmico e equilíbrio químico relativo à distribuição espacial das espécies químicas.

Partindo dos modelos ideais para gases e soluções, fomos capazes de descrever, do ponto de vista microscópico, a osmose e a difusão, fenômenos de transporte que ocorrem em todos os organismos. A osmose ocorre quando duas soluções de diferentes concentrações de soluto, separadas por uma membrana somente impermeável ao soluto (membranas semipermeáveis), buscam o equilíbrio químico. O solvente atravessará a membrana no sentido que leve a uma diluição da solução mais concentrada.

A pressão osmótica decorre da diferença na concentração dos solutos. A medida da pressão osmótica pode ser, portanto, utilizada para a determinação da concentração desses solutos.

A osmometria, que permite uma avaliação quantitativa do equilíbrio osmótico nos organismos, serve como importante ferramenta em Medicina. A manutenção do equilíbrio osmótico entre os diversos fluidos no interior dos organismos é fundamental para o bom funcionamento dos órgãos e pode ser alterada por diversas patologias ou mesmo pelo uso de medicamentos, devido a efeito colateral. A osmometria é, portanto, uma ferramenta importante em medicina moderna. conceito de evolução molecular da vida.

A escala de grandezas físicas macroscópicas e microscópicas está relacionada à observação dos sistemas biológicos e a fatos de nosso cotidiano. O conhecimento do mundo microscópico das células está cada vez mais acessível, incluindo o detalhamento atômico de suas estruturas moleculares e suas propriedades físico-químicas.

As propriedades físico-químicas de átomos e moléculas que compõem os sistemas vivos, principalmente o caráter polar ou apolar de suas ligações covalentes, que definem propriedades tais como a formação de pontes de hidrogênio e o efeito hidrofóbico, são fundamentais para o estudo da estrutura e organização molecular destes sistemas. A relação estrutura - função das macromoléculas biológicas é, hoje, assunto preponderante nas ciências biológicas.

INFORMAÇÕES SOBRE A PRÓXIMA AULA

Na próxima aula, estudaremos como as moléculas anfipáticas, que possuem uma parte polar e uma apolar, se organizam em uma solução aquosa. Você aprenderá, a partir de conceitos básicos da Química e da Física, que a dupla camada lipídica, estrutura básica das membranas celulares, é apenas uma entre várias possibilidades.

Estrutura da membrana biológica: agregação de moléculas anfipáticas

Meta da aula

Apresentar a fenomenologia da agregação de moléculas anfipáticas e a sua relação com a estrutura das membranas biológicas.

objetivos

Após o estudo do conteúdo desta aula, você deverá ser capaz de:

- esclarecer a origem da tensão superficial da água;
- explicar por que os detergentes reduzem a tensão superficial da água;
- avaliar a magnitude da fluidez das membranas biológicas;
- listar exemplos de estruturas que moléculas anfipáticas podem formar.

Pré-requisitos

Você deve recordar as propriedades das membranas celulares: composição lipoprotéica; estrutura da dupla camada lipídica e o modelo mosaico fluido. Estes conceitos foram abordados nas seguintes aulas: Bioquímica I, Aula 28, e Biologia Celular I, Aula 7.

Releia também as aulas sobre a estrutura da água e sobre o enovelamento protéico (Bioquímica I, Aulas 3, 4 e 14).

INTRODUÇÃO

Na aula anterior, você aprendeu o conceito de soluções ideais, cujos componentes, solutos e solvente, interagem uns com os outros de forma idêntica. Discutimos também que, ao introduzirmos moléculas apolares em uma solução aquosa, a aproximação de soluções ideais não é válida, pois estas moléculas frustram a rede de pontes de hidrogênio que existe entre as moléculas de água. Em geral, as moléculas apolares se agregam e se separam das moléculas de água, levando a uma total separação de fases. Isto é o que ocorre ao misturarmos água e óleo. Já as moléculas polares, como o etanol (álcool etílico), misturam-se facilmente à água. As forças que promovem a separação e a mistura das moléculas são chamadas de interações hidrofóbicas e hidrofílicas, respectivamente. Você já aprendeu que estas interações estão envolvidas, por exemplo, no enovelamento de proteínas e na formação das membranas lipídicas.

Moléculas anfipáticas, também chamadas anfífilas, possuem uma parte polar e uma apolar, o que impõe características bastante peculiares à forma de agregação destas moléculas em um meio aquoso. Antes de analisarmos a agregação de moléculas anfipáticas, vamos discutir em mais detalhes a tensão superficial da água e a natureza das interações hidrofóbicas entre moléculas apolares.

TENSÃO SUPERFICIAL DA ÁGUA

As moléculas de água são altamente coesivas, pois interagem fortemente umas com as outras através de pontes de hidrogênio.

Uma molécula que esteja no interior de uma gota de água, mas longe de sua superfície, experimenta forças atrativas geradas pelas pontes de hidrogênio de forma **ISOTRÓPICA**; isto é, a molécula sente, em média, a mesma força em todos os sentidos de modo que o efeito total sobre ela é nulo. Entretanto, uma molécula próxima à superfície da gota só tem moléculas similares vizinhas de um lado; do outro, as moléculas vizinhas são as moléculas do ar, apolares, que não formam pontes de hidrogênio. Nesta região da superfície, o ambiente é altamente anisotrópico (**Figura 5.1**).

Um meio **ISOTRÓPICO** é um meio que apresenta as mesmas propriedades físicas em todas as direções.

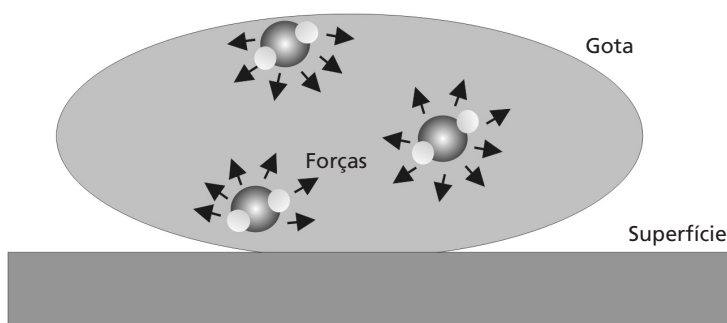


Figura 5.1: As forças geradas pelas pontes de hidrogênio que atraem as moléculas de água no interior de uma gota depositada sobre uma superfície são diferentes, caso as moléculas estejam próximas à superfície da gota ou afastadas da superfície.

Para manter aproximadamente o mesmo número de pontes de hidrogênio, as moléculas próximas à superfície tendem a se reorganizar formando uma rede de pontes de hidrogênio entre si (Figura 5.2). Como resultado, essas moléculas exibem forças atrativas mais fortes sobre suas vizinhas na superfície. Este aumento das forças atrativas intermoleculares na superfície é chamado tensão superficial. As moléculas próximas à superfície formam, portanto, uma espécie de camada elástica que tende a reduzir a área da superfície da gota. Assim, uma gota de água tende a assumir uma forma esférica – a forma geométrica de menor área, para dado volume – da mesma forma que um balão (bexiga) de borracha tende a assumir formas esféricas.

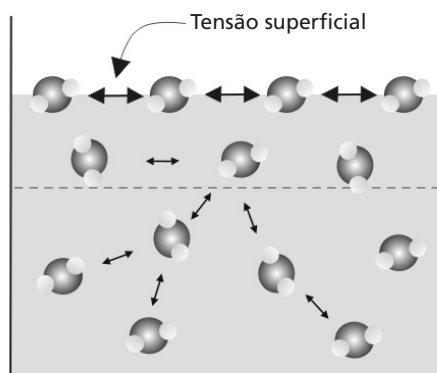


Figura 5.2: Um recipiente com água visto lateralmente. Na superfície da água em contato com o ar existe uma rede de pontes de hidrogênio que leva a uma intensa coesão entre as moléculas que se encontram nesta superfície. Longe da superfície, a coesão se distribui isotropicamente (igualmente em todas as direções). Ao longo de nenhum outro plano abaixo da superfície (linha pontilhada), encontraremos a mesma coesão encontrada na superfície.

Uma bolha de ar dentro d'água também assume uma forma esférica. A tensão superficial comprime o ar dentro da bolha, da mesma forma que o ar no interior de um balão de borracha é comprimido pela tensão elástica da borracha. Duas gotas de água ou duas bolhas de ar se unem para diminuir a área total, diminuindo a energia total na superfície; lembre que, para um dado volume, a esfera é a forma geométrica que apresenta a menor área de superfície.

As pontes de hidrogênio não são as únicas forças intermoleculares existentes entre as moléculas da água, uma vez que há ainda as forças de van der Waals, mas são as forças dominantes.

Todos os líquidos, mesmo os apolares (por exemplo, o hexano, C_6H_{14}), possuem uma tensão superficial. Nesses líquidos, onde não existem pontes de hidrogênio, a tensão superficial decorre apenas das forças de van der Waals. Entretanto, também nestes casos, a origem da tensão superficial pode ser discutida de forma análoga: as forças atuantes nas moléculas próximas da superfície são diferentes daquelas atuantes nas moléculas afastadas da superfície. Portanto, as moléculas da interface líquido-ar tenderão a interagir mais fortemente com outras moléculas da superfície, gerando a tensão superficial.

A tensão superficial da água é responsável por diversos efeitos, alguns, conhecidos do nosso cotidiano.

a) Andando na água: pequenos insetos podem andar sobre a água, porque seu peso não é suficiente para fazer com que suas pernas rompam a camada elástica da água (**Figura 5.3**). Alguns insetos evoluíram para viver especialmente nesse *habitat*. Suas pernas apresentam inúmeras espículas hidrofóbicas que facilitam a flutuação e esses insetos usam a tensão superficial até como meio de comunicação; sinais para o acasalamento são emitidos como pequenas ondulações na superfície da água.



Figura 5.3: Um inseto flutua na superfície da água com a ajuda da tensão superficial.

b) Metais podem flutuar na água: pequenos pedaços de metais, cuja superfície é relativamente hidrofóbica, podem flutuar na água. O que determinará a flutuação é a relação entre a superfície de contato e o peso total (o peso deve ser pequeno em relação a área de contato).

c) Teste clínico para icterícia: a urina normal tem tensão superficial de 66mN/m ; mas se resíduos do suco biliar estiverem presentes, a tensão superficial cai para 55mN/m . No teste Hay, pó de enxofre é espalhado na superfície da urina, que se estiver normal, flutua, mas mergulha, se a tensão superficial está reduzida pela bile.

d) O álcool diminui a tensão superficial da água. Este é um dos seus efeitos benéficos, quando ingerido em moderação: reduzir os riscos de trombose.

A tensão superficial é definida como a força por unidade de comprimento que atua no plano da superfície, perpendicularmente a uma linha traçada sobre a superfície do líquido. Observe a **Figura 5.4** a seguir.

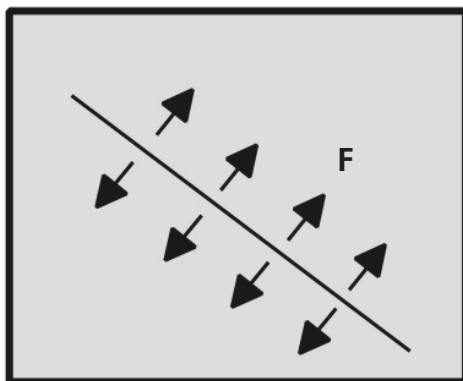


Figura 5.4: Definição de tensão superficial: ao traçarmos uma reta imaginária na superfície de um líquido (vista de cima), a tensão superficial corresponde à força (F) por unidade de comprimento que atua em cada um dos lados desta linha no plano da superfície.

A unidade da tensão superficial é força por unidade de comprimento: N/m (Newton por metro). Podemos medir o valor da tensão superficial da água ($72,0\text{mN/m}$) com bastante exatidão usando um aparato relativamente simples. Um pequeno pedaço retangular de papel preso a uma mola é posicionado perpendicularmente à superfície da

água, como você pode ver na **Figura 5.5**. Observe que se o papel for bastante absorvente, como os papéis usados como filtro, forma-se um menisco na sua superfície. A diferença entre o peso do papel (úmido) e o peso do papel quando em contato com a superfície da água corresponde à força exercida pela tensão superficial ao longo da largura L do papel. Note que o papel é puxado pelas duas faces e, portanto, o valor de força medido se deve à tensão superficial atuando em um comprimento $2L$, portanto,

$$F = 2LT$$

onde T é a tensão superficial.

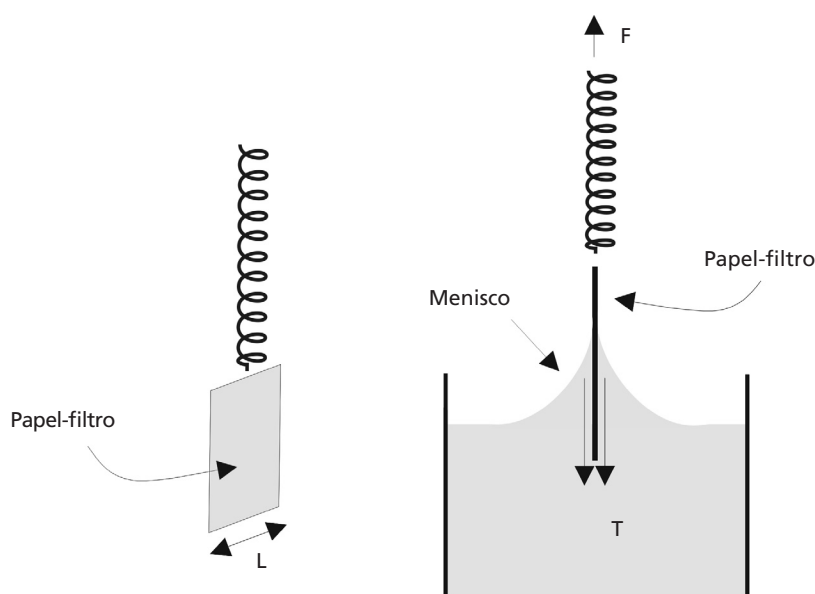


Figura 5.5: Aparato para medida da tensão superficial. A força F medida pela mola contrabalança a tensão superficial, atuando nas duas faces do papel.

As pontes de hidrogênio que existem no interior do líquido também conferem propriedades particulares à água. Seria possível a água no seu estado líquido possuir algum grau de organização?

Sim, existem inúmeras evidências para isso. No estado sólido (gelo) as moléculas se organizam em uma estrutura tetraédrica, como mostra a **Figura 5.6**, onde cada molécula forma quatro pontes de hidrogênio com as moléculas vizinhas.

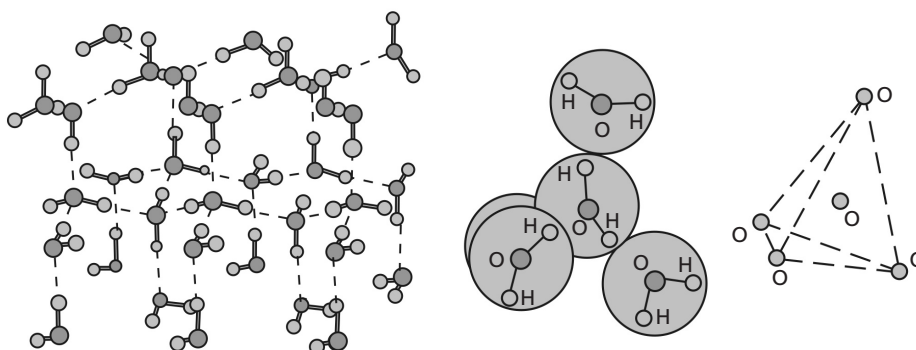


Figura 5.6: Estrutura cristalina do gelo. Vestígios desta estrutura também podem ser encontrados no estado líquido.

Mesmo no estado líquido, as moléculas de água interagem entre si de uma forma ordenada, ou seja, cada uma delas pode atrair somente quatro outras moléculas vizinhas, também formando um tetraedro. A estrutura que se forma apresenta, entretanto, uma ordenação limitada. À medida que cresce a distância com relação a determinada molécula, a ordenação diminuirá devido à constante flexão e rompimento das ligações intermoleculares, que se reorientam em uma escala de tempo de **PICOSSEGUNDOS**. Estima-se que esta ordenação possa se estender por dezenas de moléculas.

PICOSSEGUNDO $\approx 10^{-12}$ segundos.

Uma das evidências para esta estruturação na fase líquida é a dilatação anômala da água; a densidade da água aumenta de 0°C até 4°C e diminui a partir dessa temperatura.

As ligações entre as moléculas dessa estrutura tetraédrica, à medida que aumenta a temperatura, vão se rompendo paulatinamente, e com isso cresce o número de moléculas livres que passam a ocupar os espaços vazios dessa estrutura, acarretando uma diminuição do volume ocupado e o aumento da densidade.

Por outro lado, o aumento da temperatura conduz ao aumento das distâncias médias entre os átomos, devido ao aumento das amplitudes de oscilação, o que acarreta um aumento do volume ocupado.

Ao aquecermos a água até 4°C, prevalece o primeiro efeito (empacotamento). Acima de 4°C começa a prevalecer o segundo efeito (aumento das amplitudes de oscilação) e, portanto, a densidade da água diminui.



ATIVIDADE

1.a. Qual a origem da alta tensão superficial da água?

1.b. Se no experimento da **Figura 5.5**, tomarmos um pedaço de papel-filtro com largura 2,0cm ($L=2,0\text{cm}$) e a força, medida com a mola, for de 2mN, calcule a tensão superficial do líquido.

RESPOSTA COMENTADA

a. Inicialmente você deve lembrar que as pontes de hidrogênio geram uma grande coesão entre as moléculas da água. Em seguida, deve ter apontado que as moléculas que se situam na superfície tendem a interagir mais fortemente com outras moléculas que também estejam na superfície, já que as moléculas da água não têm moléculas semelhantes do outro lado da interface. Isto ocorre porque cada molécula sempre tenta formar quatro pontes de hidrogênio com suas vizinhas, o que levará à formação de uma rede mais intensa de pontes de hidrogênio ao longo da superfície.

b. A relação entre a força medida com a mola e a tensão superficial é $F=2LT$. Portanto,

$$T = \frac{F}{2L} = \frac{2\text{mN}}{2 \times 2\text{ cm}} = 0,50 \frac{\text{mN}}{\text{cm}} = 50 \frac{\text{mN}}{\text{cm}}$$

Este valor é menor do que a tensão superficial da água.

INTERAÇÕES HIDROFÓBICAS

A natureza altamente coesiva da água afeta dramaticamente as interações entre todas as moléculas presentes em uma solução aquosa.

Sabemos que partículas apolares tendem a se agregar em uma solução aquosa. Você já aprendeu que a agregação ocorre porque é promovida pelas interações hidrofóbicas entre as partículas.

Entretanto, não existe uma força atrativa diretamente entre as partículas. São as moléculas de água que promovem a agregação. Na **Figura 5.7**, estão representadas duas partículas apolares circundadas

por moléculas de água antes e depois de sua agregação. Como você pode ver nesta figura, antes da agregação temos 18 moléculas de água circundantes e após a agregação temos apenas 11 moléculas de água (esta figura é apenas ilustrativa, já que a contagem correta das moléculas deve ser feita em três dimensões).

De forma semelhante ao que acontece na interface água-ar, as moléculas que circundam as duas partículas apolares estão em uma conformação energética desfavorável. Portanto, o balanço total de moléculas de água que estão nesta conformação adversa favorece a agregação, porque, na forma agregada, a energia é mínima. Em um sentido figurativo, as moléculas de água tendem a espremer as moléculas apolares em uma só partícula.

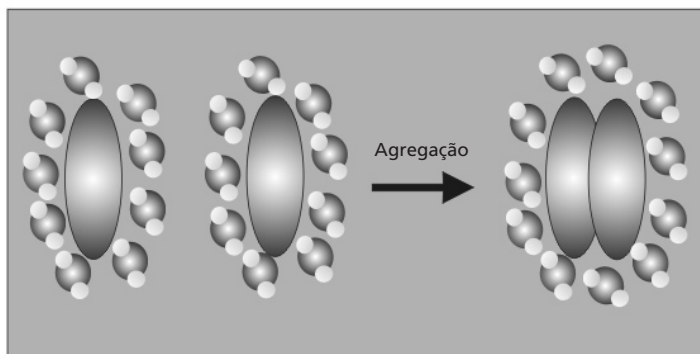


Figura 5.7: A agregação de partículas hidrofóbicas reduz a área total que circunda as partículas.

A energia da interação hidrofóbica entre moléculas apolares dissolvidas em água foi determinada para algumas substâncias, tais como o benzeno, como sendo da ordem de 10kJ/mol. Este valor é comparável à energia de uma ponte de hidrogênio (20kJ/mol) e pequeno quando comparado à energia de uma ligação covalente (460kJ/mol para a ligação O-H).

Substâncias hidrofílicas em geral são compostas por grupos químicos polares ou mesmo eletricamente carregados. O grau de hidrofobicidade dos grupos moleculares é importante para compreendermos o grau de interação e associações de moléculas anfífilas, tais como os lipídios.

Superfícies sólidas também podem ter o grau de hidrofobicidade avaliado. A tensão superficial de uma gota de água sobre uma superfície

predominantemente apolar, como o teflon ou um filme de parafina, fará com que a gota assuma uma forma arredondada (Figura 5.8, esquerda). Se a superfície apresentar grupos polares, como o vidro, cuja superfície apresenta grupos $-\text{Si}-\text{OH}$, as moléculas de água serão atraídas pela superfície e a gota ficará mais espalhada sobre a superfície. A hidrofobicidade pode ser quantitativamente avaliada pelo ângulo de contato entre a gota e a superfície (Figura 5.8).

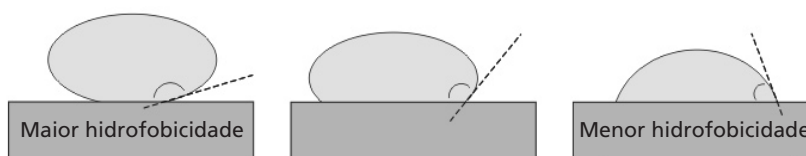


Figura 5.8: O ângulo de contato entre a gota e a superfície, ângulo θ (teta), permite uma medida da hidrofobicidade de uma superfície sólida.

Por exemplo, o ângulo de contato formado sobre uma lamínula de microscópio (superfície hidrofílica) é de 61° , enquanto o ângulo sobre um filme de parafina (hidrofóbico) é de 114° .

Em contraste às interações hidrofóbicas, as moléculas ou grupos químicos hidrofílicos são rapidamente separados pelas moléculas de água quando em solução aquosa. Esses grupos preferem estar em contato com moléculas de água do que em contato com moléculas semelhantes, sendo, com frequência, substâncias higroscópicas (que absorvem a umidade do ar).

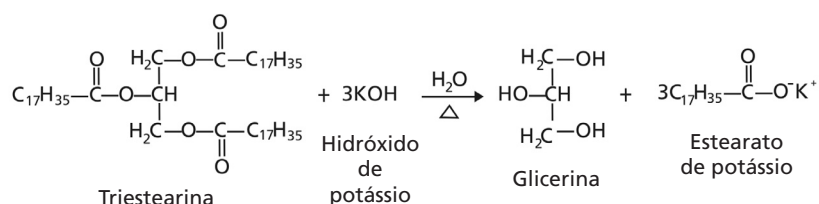
Na **Tabela 5.1**, você encontrará alguns exemplos de substâncias e grupos químicos hidrofílicos. Observe que a natureza hidrofílica de certos grupos polares, tais como o grupo OH , pode ser completamente neutralizada quando eles estão ligados a longos grupos de hidrocarbonos, tais como $-(\text{CH}_2)_{11}\text{CH}_3$.

Tabela 5.1: Substâncias e grupos químicos hidrofílicos

Moléculas e íons			
Álcoois (CH ₃ OH, C ₂ H ₅ OH, glicerol)		DNA	
Açúcares (glicose, sucrose)		Na ⁺ , Li ⁺ , Ca ⁺⁺ , Mg ⁺⁺ , Cl ⁻	
Grupos moleculares			
Carboxilato	-COO-		
Éster de fosfato	-O-PO ₂ ⁻ -O-	Amina	-NH ₂
Grupos polares que não são hidrofílicos quando ligados a longas cadeias de hidrocarbonos:			
Álcool	-OH	Aminas-NH(CH ₃)- N(CH ₃) ₂	
Aldeído	-CH=O		

AGREGAÇÃO DE MOLÉCULAS ANFIPÁTICAS

Sabões e detergentes são exemplos de moléculas anfipáticas. A reação de saponificação é uma reação de hidrólise alcalina de uma gordura ou óleo e a conseqüente neutralização do ácido graxo formado (ácido de um hidrocarboneto de cadeia longa, $-\text{COOH}$, ácido carboxílico) pela base forte presente no meio. Por exemplo, na reação entre a triestearina (uma gordura) e a potassa cáustica (hidróxido de potássio), com adição de calor, temos a formação de glicerina e do estearato de potássio, um sal mais conhecido por sabão, traduzidos pela seguinte representação química:



Observe que a molécula de estearato de potássio, apesar de solúvel em água, possui uma longa cadeia de hidrocarbono ($\text{C}_{17}\text{H}_{35}-$) apolar e uma cabeça polar ($-\text{COO}^-\text{K}^+$), o que confere a esta molécula um caráter ambivalente quanto a sua afinidade pelo meio aquoso. Em água, o potássio se separa do grupo negativo, deixando a molécula ionizada.

Moléculas com esta característica ambivalente sempre tenderão a se concentrar na interface entre um meio polar e outro apolar e são chamadas, portanto, surfactantes.

Na superfície da água, as cabeças polares se interpõem entre as moléculas de água e, em geral, diminuem drasticamente a tensão superficial. As caudas apolares se orientam para o ar, evitando o contato com a água, como mostra a **Figura 5.9**.

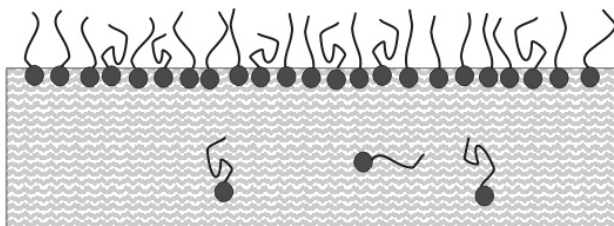


Figura 5.9: Monocamada de moléculas anfipáticas sobre a superfície da água.

Devido às características anfipáticas, estas substâncias podem ser utilizadas na limpeza, pois a parte apolar interage com as gorduras (apolares) através das interações hidrofóbicas. A **Figura 5.10** representa o modo com que as micelas de sabão, ao adsorver gordura, tornam essas moléculas “solúveis” em água, permitindo a sua remoção.

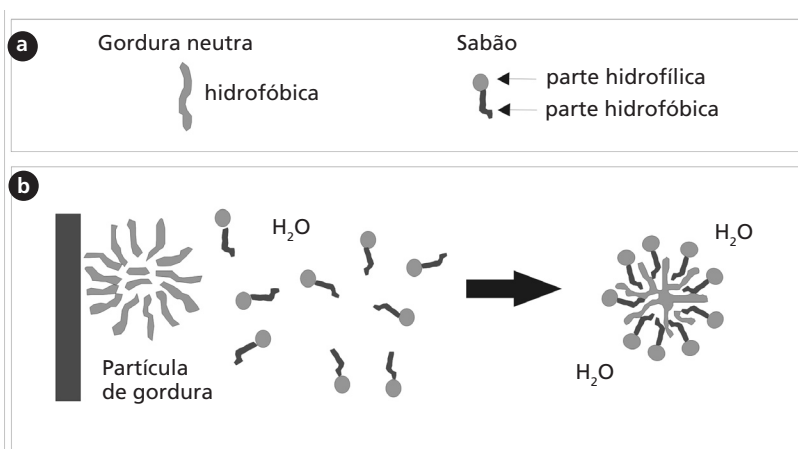


Figura 5.10: (a) representação esquemática de moléculas de gordura neutra e de sabão (detergente); (b) a partícula de gordura aderida em uma superfície interage com a região apolar das micelas de detergente; o conjunto permanece solúvel devido à extremidade polar das moléculas do detergente.

Quando a quantidade de água é limitada, as moléculas de sabão podem se arranjar em estruturas que você conhece bastante bem: as bolhas de sabão. A **Figura 5.11** mostra a estrutura da parede da bolha: um filme delgado de água recoberto por duas camadas de moléculas anfipáticas.

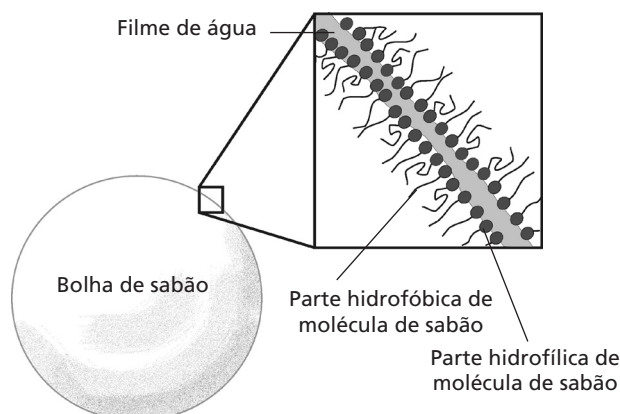


Figura 5.11: Estrutura da parede de uma bolha de sabão: as caudas hidrofóbicas ficam em contato com o ar e as cabeças polares em contato com o filme de água.

Você pode imaginar que as moléculas que estão em solução também tentarão se agrupar a fim de evitar o contato das cadeias hidrocarbônicas com a água.

Uma característica comum a todos os detergentes é a capacidade de formarem micelas (**Figura 5.12**) em solução aquosa, a partir de uma determinada concentração. A concentração em que começa o processo de formação das micelas (micelização) é chamada concentração micelar crítica (CMC), que é uma propriedade intrínseca de cada tipo de molécula.

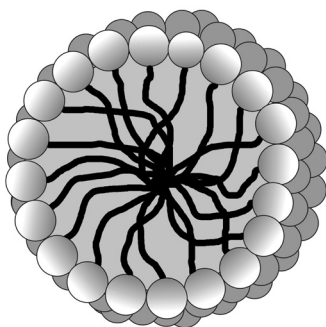


Figura 5.12: Estrutura de uma micela: todas as caudas se voltam para o centro da partícula, onde não existem moléculas de água; as cabeças polares formam a parte externa da micela e permanecem em contato com a água.

A principal razão que leva os monômeros de surfactantes a se associarem em forma de micelas é a diminuição da área de contato entre as cadeias hidrocarbônicas do surfactante e a água, de forma similar ao que acontece com a gota de água no ar como vimos anteriormente.

Uma outra estrutura, que você também já estudou, são as bicamadas lipídicas que formam as membranas celulares (**Figura 5.13**) e os lipossomos (Aula 7 de Biologia Celular I).

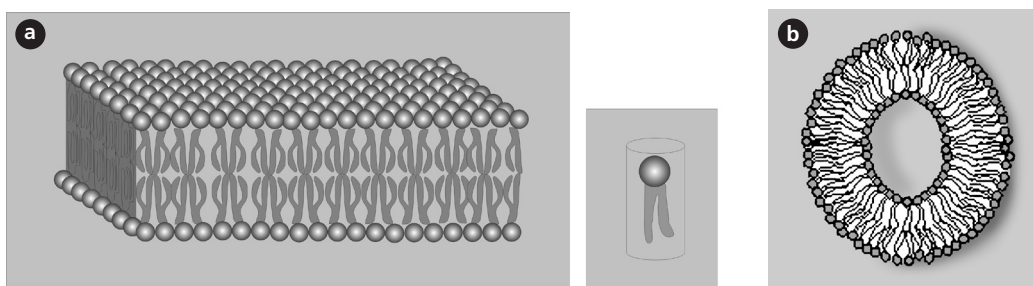


Figura 5.13: (a) Bicamada lipídica plana, como a encontrada nas membranas planares. O volume disponível para cada molécula é cilíndrico; (b) vesícula ou lipossomo esférico. Estas duas estruturas são análogas: a figura (a) pode ser um segmento da bicamada de uma vesícula com diâmetro muito maior do que a espessura da bicamada.

Os fosfolipídios, que formam a estrutura básica (encontrados em maior quantidade) das membranas celulares, são também anfipáticos, apresentam duas caudas apolares e se organizam espontaneamente em bicamadas. Os fosfolipídios em geral não formam micelas.

Você já percebeu que as moléculas anfipáticas podem se associar em uma variedade de estruturas quando em soluções aquosas. Quais são os fatores que determinam esta organização espontânea, que leva a um tipo particular de estrutura?

A estrutura formada depende da molécula em questão e das condições da solução, tais como, pH, concentração de eletrólitos e a própria concentração do anfifílico. Para compreender melhor a formação destas estruturas, vamos discutir alguns casos em mais detalhes:

1. Por que a formação de micelas de detergentes depende da concentração?

Como vimos anteriormente, moléculas de detergente (sabão) em altas concentrações tendem a se agregar em micelas. A formação do agregado, porém, leva o surfactante a uma situação onde os grupos hidrofílicos (cabeças) estão muito próximos, gerando uma repulsão eletrostática que se opõe ao processo de micelização. Aqui, os contraíons (K^+ , no exemplo do estereato de potássio) desempenham um papel fundamental: quando em concentração suficiente (provenientes da própria ionização do surfactante ou, ainda, como aditivos à solução), blindam a carga das cabeças, o que diminui a repulsão entre elas e facilita a formação das micelas.

As principais forças que governam a auto-organização (organização espontânea) das moléculas anfipáticas em estruturas micelares ou em bicamadas derivam: i) das interações hidrofóbicas na interface entre a região apolar destas moléculas e as moléculas de água, as quais induzem a associação das moléculas; e ii) da natureza hidrofílica da sua região apolar, a qual induz as moléculas ao contato com a água. Estas duas interações competem entre si e atuam como “forças opostas” na interface da micela com a água ou da bicamada com a água.

Na **Figura 5.14**, há a representação esquemática de uma micela composta por moléculas anfipáticas que possuem uma cabeça polar e uma longa cauda apolar. Na interface entre a região apolar da micela e a água, atuam as duas forças contrárias: atração hidrofóbica entre as caudas e repulsão entre as cabeças polares.

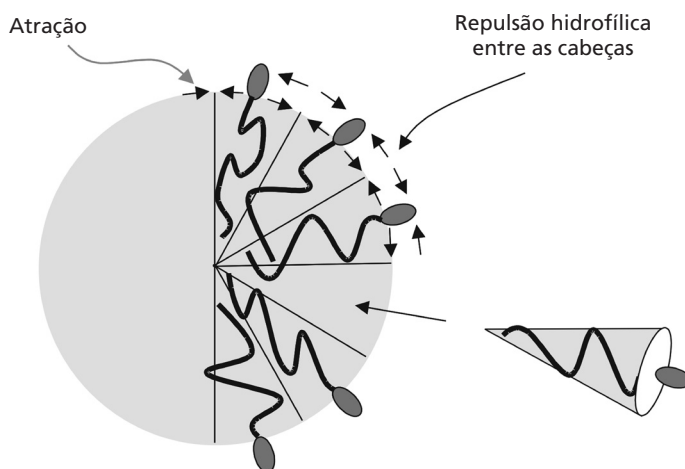


Figura 5.14: Equilíbrio entre as forças repulsivas e atrativas na superfície da micela. O volume disponível para cada molécula é cônico.

Podemos imaginar duas situações-limite:

a) em baixas concentrações, as repulsões hidrofílicas são muito mais intensas do que as atrações hidrofóbicas: neste caso, um número crescente de moléculas será extraído da micela até que tenhamos todas as moléculas dispersas na solução;

b) em altas concentrações, as interações hidrofílicas não são eliminadas pela saída da molécula da micela, pois na proximidade existe outra cabeça hidrofílica. No entanto, as fortes atrações hidrofóbicas promovem a inserção de mais moléculas na micela, o que diminui a concentração de moléculas livres na solução.

O equilíbrio entre estas duas tendências opostas determina o tamanho da micela e o número de micelas na solução.

2. Por que algumas moléculas formam micelas e outras formam estruturas em bicamadas?

As membranas celulares são constituídas principalmente por uma classe especial de lipídios, chamados fosfolipídios, que sempre apresentam duas caudas hidrofóbicas e uma cabeça polar (Aula 28 de Bioquímica I). Tomemos como exemplo o DPPC (dipalmitoil-fosfatidilcolina), um fosfolipídio bastante comum nas membranas biológicas (Figura 5.15). As duas caudas apolares conferem a esta molécula uma natureza predominantemente apolar, fazendo com que este lipídio não seja solúvel em água, mas em clorofórmio, por exemplo, um solvente apolar.

Um dos principais fatores que determinam a estrutura é a geometria da molécula. Observe novamente a **Figura 5.14**: se o volume ocupado pela cauda apolar for muito grande em relação à área ocupada pela cabeça polar, uma micela não representará a melhor forma de agregação dos lipídios, mas sim, uma vesícula, onde as moléculas ficam paralelas umas às outras, em contraste com as micelas, onde as moléculas se distribuem radialmente.

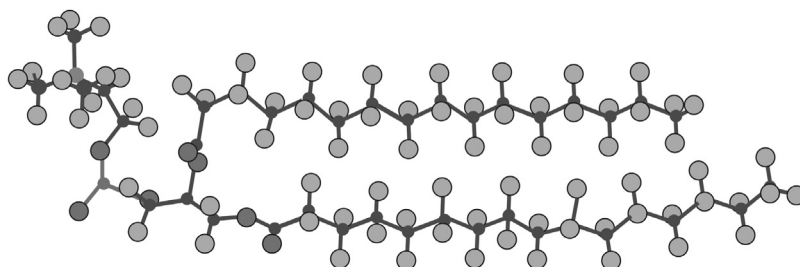


Figura 5.15: Estrutura do DPPC. As caudas hidrofóbicas são formadas por cadeias de 16 carbonos, e a cabeça polar pelo grupo fosfato e pela colina.

Em todas as estruturas descritas anteriormente, a estabilidade não depende de ligações químicas covalentes entre as moléculas, mas somente das interações hidrofílicas e hidrofóbicas de seus componentes. Desta forma, as moléculas que constituem as membranas não têm uma posição física estática, mas, ao contrário, podem se mover livremente, o que confere um caráter fluido à membrana. Nas bolhas de sabão esta fluidez pode ser facilmente observada. O mesmo acontece com as membranas biológicas: uma molécula de fosfolipídio tem um deslocamento médio de aproximadamente 100 micrômetros por segundo (medida realizada em vesículas a 25°C).

As membranas fosfolipídicas correspondem, em certo sentido, ao reverso de uma bolha de sabão: uma vesícula é um filme hidrofóbico flutuando em um meio hidrofílico, enquanto que uma bolha é um filme hidrofílico flutuando em um meio hidrofóbico, o ar.

**ATIVIDADE**

2.a. Para você visualizar os efeitos da tensão superficial, coloque água em um prato e delicadamente tente fazer com que alguns artefatos metálicos (clipes de papel, agulhas ou alfinetes) flutuem sobre ela. Não desanime se você não for bem-sucedido da primeira vez; enxágüe o prato para retirar todos os resíduos de sabão do prato e das mãos, limpe os clipes com um pano limpo e tente novamente colocá-los, delicadamente, na superfície da água. Observe, com luz indireta, que a superfície da água se curva sob o peso do metal. Os metais são mais densos que a água e não deveriam flutuar. Explique por que isso é possível.

2.b. Encoste a ponta de um palito de madeira em algum tipo de sabão e, em seguida, na superfície da água onde estão flutuando os alfinetes. O que acontece? Explique.

RESPOSTA COMENTADA

2.a. Artefatos leves como esses não são capazes de romper a tensão superficial da água, que os manterá na superfície.

2.b. As moléculas de sabão se intercalam entre as moléculas de água, quebrando a rede de pontes de hidrogênio e reduzindo a tensão superficial da água, que não será mais capaz de sustentar o peso do clipe.

CONCLUSÃO

Com esta aula, você pôde perceber que muitas estruturas celulares correspondem simplesmente a uma complexa solução aquosa de moléculas anfipáticas. As bolhas de sabão permitem a melhor analogia macroscópica que conhecemos para a dupla camada lipídica. Infelizmente, esta surpreendente analogia é raramente utilizada como recurso didático (Veja o *site* <http://www.sbbq.org.br/revista/artigo.php?artigoid=41>).

ATIVIDADES FINAIS

1. Vamos construir um barquinho de papel movido a detergente. Coloque água em um prato ou bacia e dobre um pedaço de papel de forma que ele flutue na água. Coloque umas gotas de detergente de cozinha na água, perto do papel. Você perceberá que o papel se moverá no momento que você colocar o detergente.

a. Observe o sentido do movimento e explique o fenômeno.

b. Se você repetir muitas vezes o processo de pingar o detergente próximo ao barquinho, você perceberá que ele não mais se movimentará. Explique.

Se você dispuser apenas de sabão em barra, você pode preparar um pouco de água com bastante sabão para usar no lugar do detergente líquido.

2. Se duas vesículas de diferentes composições lipídicas se fundirem, formando uma vesícula maior, quanto tempo será necessário para que a nova vesícula tenha uma composição homogênea na sua superfície? Suponha que as vesículas tenham tamanho aproximado de 50 micrômetros.

3. Cite exemplos de estruturas que as moléculas anfipáticas podem formar.

RESPOSTA COMENTADA

1.a. O barquinho se moverá no sentido de se afastar do ponto onde a gota de detergente foi colocada. O sabão é formado por moléculas anfipáticas que tendem a se espalhar pela superfície da água. Ao se espalharem pela superfície, elas empurram o “barquinho”.

1.b. Repetindo o processo várias vezes, você faz com que toda a superfície fique saturada com o anfifílico, e o efeito não será mais observado.

2. Em um segundo, as moléculas lipídicas se deslocam em média 100 micrômetros. Portanto, após a fusão, bastarão alguns segundos para que a composição da membrana esteja totalmente homogênea.

3. As moléculas anfipáticas formam: monocamadas em uma superfície de água, micelas, bicamadas (planas e em forma de vesículas) e bicamadas invertidas como nas bolhas de sabão.

RESUMO

- A alta tensão superficial da água é consequência da rede de pontes de hidrogênio que existe na superfície do líquido.
- As interações hidrofóbicas não são interações diretas entre as partículas apolares, mas consequência da alta coesividade das moléculas de água, que tem a tendência de “espremer” as moléculas apolares em uma só partícula.
- As moléculas anfipáticas podem se organizar de diversas formas: micelas, vesículas, vesículas invertidas (bolhas de sabão).
- A estabilidade de uma micela depende das interações hidrofóbicas entre as caudas apolares e da repulsão entre as cabeças polares. O equilíbrio entre estas duas forças opostas define o tamanho de uma micela.
- A geometria das moléculas anfipáticas também ajuda a definir o tipo de estrutura formada: os fosfolípidios possuem a parte apolar muito volumosa para se organizarem em forma de micela e assumem, portanto, a forma de vesículas.

INFORMAÇÕES SOBRE A PRÓXIMA AULA

Na próxima aula, continuaremos estudando fenômenos de transporte e equilíbrio químico através de membranas semipermeáveis, em particular, as membranas biológicas. Analisaremos o equilíbrio químico quando os solutos são íons, quando há uma diferença de potencial através da membrana e quando a própria membrana é eletricamente carregada.

Bioeletricidade: potencial de membrana e transporte

AULA

6

Metas da aula

Explicar como o equilíbrio eletroquímico, através de membranas biológicas, leva ao surgimento do potencial de membrana. Discutir o papel desse potencial nos fenômenos de transporte.

objetivos

Após o estudo do conteúdo desta aula, você deverá ser capaz de:

- descrever como os efeitos de um campo elétrico no espaço influenciam o comportamento das cargas elétricas;
- determinar a variação de energia de uma carga que se desloca em um campo elétrico;
- conceituar equilíbrio eletroquímico;
- explicar a origem dos potenciais de membrana e listar as condições para que eles se estabeleçam;
- calcular o potencial de membrana a partir da diferença de concentração de íons;
- caracterizar os tipos de transporte de matéria através das membranas celulares, segundo seus mecanismos físico-químicos.

Pré-requisitos

Você deve recordar as principais noções e propriedades relativas a membranas celulares: composição lipoprotéica, estrutura da dupla camada lipídica e o modelo mosaico fluido e o potencial de membrana. Esses conceitos foram abordados em: Bioquímica I (Aula 28); Biologia Celular I (Aula 7); Biologia Celular I (Aulas 11 e 12); Bioquímica II (Aula 10). Você também deve lembrar-se de que cargas elétricas geram campos elétricos à sua volta e de que cargas elétricas em um campo elétrico possuem energia potencial. Os conceitos de campo elétrico, potencial elétrico, voltagem e energia potencial foram discutidos nas Aulas 2 e 3 da disciplina Introdução às Ciências Físicas.

INTRODUÇÃO

Nesta aula, daremos continuidade ao estudo do equilíbrio químico através de membranas biológicas semipermeáveis. Você aprenderá como o equilíbrio se estabelece quando os solutos e a própria membrana semipermeável são eletricamente carregados. Esta é uma situação comum para membranas celulares. Essas membranas, constituídas por lipídios – que podem ter a cabeça polar eletricamente carregada –, separam soluções iônicas de diferentes concentrações. Veremos que a difusão de íons através de membranas semipermeáveis provoca o aparecimento de um potencial elétrico através da membrana – esse fenômeno é o principal responsável pelo surgimento de correntes e potenciais elétricos nos seres vivos, isto é, responsável pela bioeletrogênese. Os conceitos de transporte passivo e de transporte ativo, que você já conhece, serão discutidos agora sob a perspectiva do equilíbrio eletroquímico (equilíbrio químico entre espécies carregadas eletricamente). Você ainda saberá qual é a importância dos fenômenos elétricos para os seres vivos, mas, primeiramente, terá de rever os conceitos básicos de campo elétrico e potencial elétrico.

DE VOLTA A ALGUNS CONCEITOS DE ELETRICIDADE

Lei de Coulomb

Você já aprendeu, no decorrer das aulas de Introdução às Ciências Físicas, que existem dois tipos de carga elétrica: a carga positiva e a negativa. As partículas elementares que possuem carga são os elétrons (negativos) e os prótons (positivos). Quando uma partícula – em sua acepção mais geral, composta por muitos átomos ou moléculas –, inicialmente neutra, torna-se eletricamente carregada, é porque recebeu ou perdeu elétrons; no primeiro caso, torna-se negativa e, no segundo, positiva. Partículas carregadas – inclusive os elétrons e prótons – são chamadas íons. Íons positivos são denominados cátions; os negativos, ânions.

As partículas carregadas interagem por meio de forças atrativas ou repulsivas, de acordo com a regra que diz que cargas iguais se repelem e cargas opostas se atraem.

A magnitude dessas forças é dada pela lei de Coulomb: a força entre duas cargas elétricas é proporcional ao produto das cargas e inversamente proporcional ao quadrado da distância entre elas, o que matematicamente se expressa

$$F = k \frac{Q_1 Q_2}{d^2},$$

onde k é a constante de proporcionalidade – chamada constante de Coulomb –, Q_1 e Q_2 são as cargas e d é a distância entre elas. A constante de proporcionalidade vale $k = 9 \times 10^9 \frac{Nm^2}{C^2}$.

As forças elétricas são forças intensas, se comparadas com as forças gravitacionais: um número relativamente pequeno de elétrons gera forças enormes.

Imagine que entre duas pequenas esferas de ferro (raio de 1cm) ocorreu uma transferência de elétrons. Em cada esfera temos, aproximadamente, um mol de ferro ($6,02 \times 10^{23}$ átomos). Suponha que um número muito menor de elétrons tenha sido transferido de uma esfera para a outra: um elétron a cada bilhão de átomos (1ppb). Se a distância entre as esferas for 10cm, qual será a força de atração?

A lei de Coulomb nos permite calcular o valor desta força: o equivalente a uma tonelada. Veja o cálculo no box explicativo.

Se apenas um em um bilhão de átomos transferiu um elétron, então $6,02 \times 10^{23}$ átomos transferiram $\frac{6,02 \times 10^{23}}{10^9} \approx 6 \times 10^{14}$ elétrons. Como a carga de um elétron vale $1,6 \times 10^{-19} C$, a carga de cada esfera tornou-se $1,6 \times 10^{-19} \times 6 \times 10^{14} = 10^{-4} C$. Portanto pela lei de Coulomb,

$$F = k \frac{Q_1 Q_2}{d^2}, = 9 \times 10^9 \frac{10^{-4} \times 10^{-4}}{0,1^2} \approx 10^4 N$$

O peso de 1kg é 10N e, portanto, a força de atração calculada equivale a uma tonelada.

Esse cálculo mostra como uma pequena alteração entre cargas provoca o surgimento de uma força muito grande. Imagine o que ocorre numa solução eletrolítica – onde os íons podem se mover de um ponto a outro facilmente – quando um íon se distancia relativamente dos outros. A força eletrostática que surge dessa separação de cargas atuará de modo a anulá-la, mantendo a solução eletricamente neutra em todos os pontos a todo instante.

Campo elétrico e potencial elétrico

Trabalhar com o conceito de campo como uma propriedade do espaço é vantajoso. Você já conhece uma noção de campo e, em particular, uma situação onde o campo é constante: o campo gravitacional. Quando dizemos que a força peso de um corpo é igual à sua massa multiplicada pela aceleração da gravidade,

$$P = mg,$$

onde $g = 10 \text{ m/s}^2$ (nas proximidades da superfície da Terra), estamos fazendo o seguinte raciocínio: a Terra gera, nas proximidades de sua superfície, um campo gravitacional, e a força é a massa multiplicada pela intensidade do campo (g).

Analogamente, podemos afirmar que toda carga elétrica Q modifica as propriedades do espaço à sua volta, de tal forma que uma outra carga q trazida a um ponto desse espaço experimenta uma força elétrica. Diz-se, então, que a carga Q cria um campo elétrico à sua volta. Com esse conceito de campo elétrico, podemos considerar que a força que a carga q experimenta é devida a ele, tornando-se desnecessário nos referirmos diretamente à carga Q .

$$F = qE$$

A força é o produto da carga pelo campo elétrico na posição da carga q . Claramente, o valor do campo deve ser tal que reproduza exatamente o valor da força calculada pela lei de Coulomb.

Podemos ainda ampliar essa analogia, revisando a noção de trabalho de uma força. Você aprendeu na Aula 3 da disciplina Introdução às Ciências Físicas que o trabalho realizado por uma força F ao longo de uma distância x é $W = F x$. Se pensarmos no trabalho realizado pela força peso sobre um corpo caindo de uma altura h da superfície da Terra, veremos que esse trabalho será $W = m g h$. Dessa relação, podemos então concluir que o campo gravitacional cria, em relação à superfície da Terra, uma nova propriedade do espaço: a capacidade potencial de realizar trabalho a partir de cada altura h . Essa capacidade potencial vale gh , que multiplicada pela massa m , resultará no trabalho realizado. Note que, a capacidade de realizar trabalho depende apenas do campo gravitacional e da altura.

Vamos utilizar essas noções para analisar a situação de uma configuração de cargas que você vê na **Figura 6.1**, que será importante para a discussão de fenômenos elétricos nas células: duas superfícies condutoras paralelas carregadas com cargas contrárias.

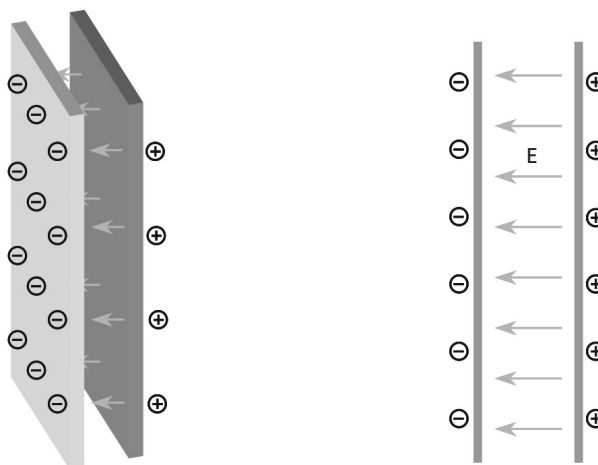


Figura 6.1: Superfícies condutoras paralelas carregadas com cargas opostas.

A atração eletrostática entre as cargas opostas, numa placa e noutra, e a repulsão entre as cargas iguais na mesma placa levarão a uma distribuição uniforme dessas cargas nas superfícies condutoras, expressa pela densidade superficial de cargas σ (unidades em Coulomb por metros quadrados). Pode-se mostrar que tal distribuição gera um campo elétrico constante e confinado na região entre as placas:

$$E = 4 \pi k \sigma$$

onde k é a constante de Coulomb.

Considerando uma carga q entre as placas, se agora a força é devida a um campo elétrico, $F = qE$, o trabalho desta força, ao longo de uma distância $\Delta x = x - x_0$, será

$$W = q E \Delta x ,$$

medido em Newton x metro = Joule.

Usando a analogia discutida anteriormente para o campo gravitacional, podemos concluir que o campo elétrico E também cria, em relação a uma posição de referência (arbitrária), uma capacidade de realizar trabalho, agora, de origem elétrica. Essa capacidade potencial

que o campo elétrico tem de realizar trabalho por unidade de carga é chamada potencial elétrico. Como ela é sempre medida em relação a um ponto de referência, é dada por

$$W/q = V - V_0 = -E\Delta x,$$

onde V_0 é o potencial no ponto de referência. O sinal negativo indica que o potencial elétrico cresce no sentido contrário ao do campo elétrico.

Observe que esse potencial é apenas a capacidade de realizar trabalho, e não o trabalho realizado, que depende da carga que será deslocada pelo campo.

! Note que a aceção da palavra potencial indica exatamente que não se trata de um trabalho, mas sim de uma possibilidade.

Com base nisso, analise a situação para a distribuição de cargas em placas paralelas da **Figura 6.1**, por meio da **Figura 6.2**.

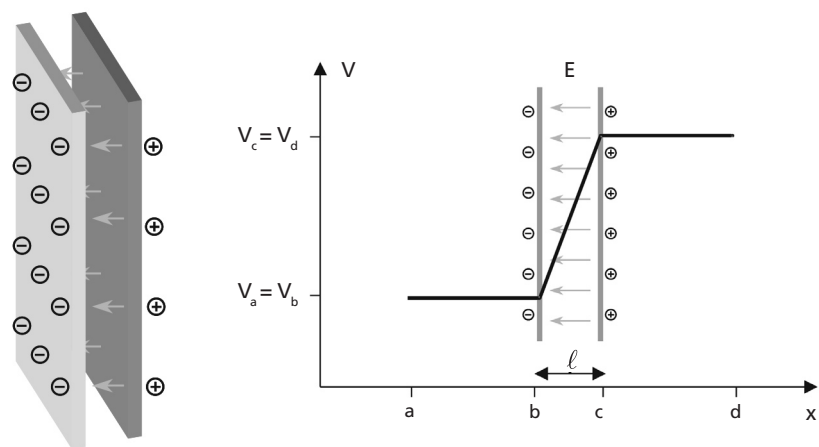


Figura 6.2: Perfil do potencial elétrico através de placas carregadas. A distância entre as placas é ℓ .

Observe que, entre os pontos a e b, o campo elétrico é nulo, portanto, a capacidade de realizar trabalho entre esses dois pontos também é nula. Pela relação anterior, escrevemos, então, $V_b - V_a = 0$, o que significa que o potencial não se altera: $V_b = V_a$. Entre os pontos c e d, como o campo

elétrico também é zero, ocorre o mesmo: $V_c = V_d$. Entretanto, entre os pontos b e c, o campo tem um valor constante E, e a diferença de potencial será $V_c - V_b = E \ell$, onde ℓ é a distância entre as placas. Como você pôde perceber, a diferença de potencial em um campo elétrico constante, como no caso das placas paralelas, varia linearmente com a distância, como mostra a **Figura 6.2**.

Em síntese, o potencial elétrico permanece constante fora das placas, onde o campo elétrico é nulo (o campo está confinado entre as placas), e varia linearmente entre as placas devido ao campo constante.

Um íon positivo (cátion) tenderá a se mover espontaneamente de uma região de maior potencial elétrico para uma região de menor. Retomando a analogia mecânica, é o que ocorre quando um corpo cai de uma altura h.



Nunca confunda potencial elétrico com energia potencial elétrica. Você tem em casa tomadas que disponibilizam 120 volts. A energia elétrica consumida dependerá do aparelho que você ligar na tomada. No mesmo intervalo de tempo, uma lâmpada de 100 watts consome mais energia do que uma lâmpada de 40 watts, mas, é claro, ilumina mais.

Campos elétricos podem ser gerados por dois mecanismos diferentes: separação de cargas e variação de campo magnético. As hidroe-létricas, por exemplo, utilizam a variação do campo magnético; a força da água é usada para movimentar grandes magnetos próximos a fios. O movimento dos ímãs gera campos elétricos e a diferença de potencial que chega até a nossa casa pelos fios.

Nas pilhas e baterias, ocorre o que se chama eletrogênese bimetal, pois reações químicas envolvendo dois metais diferentes provocam a separação de cargas entre os dois pólos, gerando uma diferença de potencial.

Veremos, a seguir, que nas células o potencial elétrico é principalmente, resultado da separação de cargas provocado pelo processo de difusão. Da mesma forma, proteínas que transportam cargas para um dos lados da membrana, como a Na/K-ATPase, causam separação de cargas através da membrana e contribuem para o potencial elétrico.

**ATIVIDADE**

2. Descreva qualitativamente a variação da energia de uma carga positiva que, saindo do ponto a, mostrado na **Figura 6.2**, alcance o ponto d. Com base nisso, verifique se o potencial elétrico é maior nos pontos c e d. Refaça a atividade para uma carga negativa.

RESPOSTA COMENTADA

Entre o ponto a e o ponto b, uma carga se move sem a realização de trabalho, pois a força elétrica sobre ela é nula. Para passar do ponto b para o ponto c, uma carga positiva enfrenta uma força contrária ao movimento; portanto, a carga terá de receber energia ao atravessar a membrana. Analogamente, ao levantarmos um objeto de massa m , também cedemos energia que fica armazenada no objeto. Do ponto c para o ponto d, a energia da partícula não se altera.

Como você viu anteriormente, a diferença de potencial elétrico entre dois pontos é uma capacidade de realização de trabalho. Como cargas positivas acumulam maior energia nos pontos c e d, o potencial elétrico é maior nesses pontos.

Se a carga for negativa, ao passar do ponto b para o ponto c, ela sofrerá uma força no sentido do movimento e, portanto, cederá energia. A analogia mecânica é a queda de um objeto de uma altura ℓ .

Corrente elétrica

Você também já aprendeu que corrente elétrica são cargas em movimento, ou seja, um fluxo de cargas elétricas que pode se dar pelo deslocamento de elétrons livres (as correntes elétricas em um metal), e também pelo movimento de íons (em uma solução). A água pura não é a boa condutora de eletricidade, porém se tornará boa se íons estiverem dissolvidos nela.

EQUILÍBRIO QUÍMICO EM SOLUÇÕES ELETROLÍTICAS

Na Aula 4 desta disciplina, você aprendeu que a difusão promove o processo de homogeneização dos solutos em uma solução aquosa. O mesmo processo ocorre para solutos carregados eletricamente. Como vimos anteriormente, um número relativamente pequeno de cargas gera grandes forças; portanto, os íons em uma solução se distribuem de forma que macroscopicamente o líquido seja neutro; quaisquer separações de cargas no líquido causadas por movimentos aleatórios são eliminadas pelas forças eletrostáticas. Assim, ao colocarmos sal em um copo de água, em qualquer região do líquido, os íons de sódio e os de cloro estarão presentes em iguais concentrações, ou seja, em uma solução, não existem regiões macroscópicas com **CARGA LÍQUIDA**.

CARGA LÍQUIDA

Quando, numa configuração de cargas elétricas positivas e negativas, a quantidade de carga de um tipo excede à do outro, dizemos que nesta configuração existe uma carga (elétrica) líquida. Tal carga líquida é a diferença entre a quantidade de carga de um tipo e a do outro. Por exemplo, o íon potássio tem carga líquida, o átomo de potássio não; uma molécula neutra não possui carga líquida, mas se perder um elétron de um de seus átomos, passará a ter.

O que acontece quando a solução é posta em contato com uma distribuição de cargas: por exemplo, quando uma superfície plana carregada negativamente é mergulhada na solução? Os íons positivos serão atraídos pela superfície e os negativos serão repelidos; portanto, a solução ficará com uma fina camada de cargas nas proximidades da superfície, de espessura da ordem de 10\AA .

Eletrosmose e a origem do potencial de membrana através de uma membrana semipermeável

Os fenômenos elétricos são fundamentais para a vida; por isso, é imprescindível você compreender a origem dos potenciais elétricos nas células.

Vamos discutir agora como uma membrana semipermeável neutra, ao separar duas soluções iônicas (também inicialmente neutras), porém de diferentes concentrações, leva ao surgimento de uma diferença de potencial elétrico entre as duas soluções.

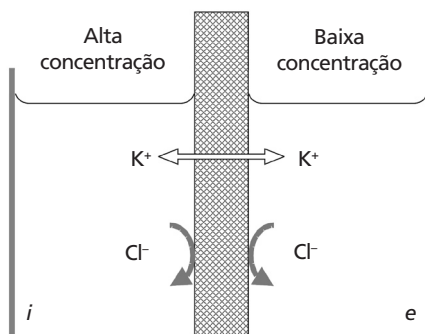


Figura 6.3: Origem do potencial elétrico em membranas semipermeáveis. A membrana é permeável apenas aos íons K^+ . No lado esquerdo da membrana (*i*), temos maior concentração de KCl, simulando o meio intracelular, e o lado direito simula o meio extracelular (*e*).

Na **Figura 6.3**, demonstramos um dos experimentos mais simples, no qual uma membrana semipermeável leva ao aparecimento de uma diferença de potencial entre dois compartimentos. Uma cuba com água é dividida ao meio por uma membrana permeável apenas ao íon potássio (K^+). No compartimento esquerdo, colocamos uma grande quantidade de cloreto de potássio (KCl) no da direita, apenas uma pequena quantidade, levando, portanto, a uma grande diferença de concentração – digamos 10 para 1. Essa situação simula a diferença de concentração entre os meios intra e extracelular.

Como vimos na Aula 4, nessa situação, o sistema não está em equilíbrio. O potássio, por existir em muito maior concentração do lado esquerdo, difundir-se-á pela membrana em busca do equilíbrio. O cloro não atravessa a membrana, porque esta não lhe é permeável.

Entretanto, quando os íons K^+ atravessam a membrana, deixam um excesso de íons Cl^- do lado esquerdo, fazendo surgir aí uma carga líquida negativa e, do lado direito, uma carga positiva de mesmo valor. Lembrando que existe a atração entre os pares de cargas contrárias através da membrana, podemos também concluir que as cargas permanecem próximas à superfície da membrana; as negativas na face esquerda e as positivas na face direita. Como você vê, a membrana carrega-se de forma análoga às placas metálicas paralelas discutidas anteriormente. Tal distribuição de cargas cria uma diferença de potencial elétrico através da membrana – o potencial de membrana – similar à apresentada na **Figura 6.2**.

Nessas circunstâncias, íons K^+ , que estão do lado esquerdo, experimentarão a ação competitiva de duas forças opostas:

- i. a tendência à difusão pela diferença de concentração;
- ii. a atração eletrostática pela carga líquida negativa.

Quando estas duas forças se compensarem, o sistema estará no equilíbrio eletroquímico.

Como você aprendeu no início desta aula, uma pequena separação de cargas leva ao surgimento de grandes forças eletrostáticas. No equilíbrio eletroquímico, apenas uma pequena fração dos íons K^+ terá atravessado a membrana, o que é insuficiente para alterar significativamente as concentrações dos compartimentos da **Figura 6.3**, mas bastante para gerar uma diferença de potencial mensurável através da membrana.

Observe que quanto maior for a diferença inicial entre as concentrações dos compartimentos, maior será a diferença de potencial

estabelecida ao fim do processo, pois maior será o efeito da difusão, levando a uma maior separação de cargas.

As células animais apresentam uma diferença de potencial elétrico através da membrana plasmática, que surge pela difusão de K^+ por seus canais seletivos. Como você pode constatar, o modelo do nosso experimento simples descreve bem o fenômeno.

Em 1890, o físico-químico alemão Wilhelm Ostwald mostrou que a relação entre a diferença de potencial e a concentração, no equilíbrio eletroquímico, é expressa pela fórmula

$$V_i - V_e = 2,3 \frac{RT}{zF} \log \frac{C_e}{C_i},$$

onde os índices i e e indicam os compartimentos intra e extracelular, V é o potencial elétrico, C é a concentração, R é a constante dos gases, T é a temperatura absoluta (medida em Kelvin), z é a valência do íon (+1 para o íon potássio) e F é a **CONSTANTE DE FARADAY**. Essa equação é conhecida como **EQUAÇÃO DE NERNST**. Veja o box explicativo a seguir para compreender melhor esta relação entre concentrações e o potencial.



EQUAÇÃO DE NERNST

A equação de Nernst foi desenvolvida a partir do trabalho de dois cientistas contemporâneos: Wilhelm Ostwald (1853-1932) e Walther Nernst (1864-1941). Ostwald foi um famoso físico-químico alemão que recebeu o Prêmio Nobel de Química, em 1909, por seus trabalhos em catálise, equilíbrio químico e velocidades de reações. Além dos seus trabalhos em Química, Ostwald foi extremamente produtivo em outros campos do conhecimento. Seus trabalhos publicados, que incluem inúmeros escritos filosóficos, perfazem aproximadamente 40 mil páginas.

Nernst, outro famoso químico alemão, ganhou o Prêmio Nobel de Química, em 1920, em reconhecimento a seus trabalhos em termoquímica. Nernst ajudou a fundar o campo da Físico-química, tendo contribuído enormemente à termodinâmica, eletroquímica e fotoquímica, por exemplo.

CONSTANTE DE FARADAY

Em Química, você já se acostumou a trabalhar com o número de Avogadro (N_A), que é o número de moléculas em um mol de qualquer substância. Em Eletroquímica e Físico-química, aparece com frequência a quantidade $N_A \times e$, onde e é a carga elementar (a carga de um elétron). Definimos essa quantidade como a constante de Faraday (F), que vale $F = 96.492 \text{ C mol}^{-1}$ e expressa que em um mol de elétrons existem 96.492 coulombs.

Como exemplo concreto, podemos calcular a diferença de potencial que surgirá através da membrana celular, caso o meio intracelular seja dez vezes mais concentrado que o extracelular.

À temperatura ambiente, $T = 273 \text{ K} + 25 \text{ K} = 298 \text{ K}$, a constante dos gases $R = 8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ e a constante de Faraday $F = 96.492 \text{ C mol}^{-1}$; portanto, a 25°C , para um íon monovalente, calculamos, para o potencial de membrana:

$$V_i - V_e = 59,2 \log \frac{C_e}{C_i} \text{ (unidades em mV)}.$$

Se o meio intracelular for dez vezes mais concentrado que o extracelular, $\frac{C_e}{C_i} = \frac{1}{10}$ e, lembrando que $\log 10 = 1$, vemos.

$$V_i - V_e = -59,2 \text{ mV}.$$

A função logaritmo cresce muito lentamente: $\log 1 = 0$; $\log 10 = 1$; $\log 100 = 2$ etc. Portanto, para que o potencial alcance o dobro do valor, o interno terá de ser 100 vezes mais concentrado que o externo.

RESPOSTA COMENTADA

3.a. Vimos que o equilíbrio eletroquímico aparece quando o potencial elétrico contrabalança o efeito da difusão. Ao acrescentarmos KCl ao lado direito, estamos diminuindo a diferença de concentração entre os compartimentos. Portanto, o potencial, que contrabalança esta diferença, também será reduzido. A equação de Nernst expressa este raciocínio intuitivo de forma quantitativa:

$$V_e - V_d = 59,2 \log \frac{C_d}{C_e}.$$

Esta relação é válida para a temperatura de 25°C e um íon monovalente. O resultado é dado em milivolts (mV). Como a nova relação entre concentrações é $\frac{C_d}{C_e} = \frac{1}{2}$,

$$V_e - V_d = 59,2 \log 2 = -59,2 \times 0,30 = -17,8 \text{ mV}.$$

3.b. Ao acrescentarmos KCl à direita, os íons K^+ atravessarão a membrana no sentido da menor para a maior concentração. Podemos pensar que, devido à menor diferença de concentração, a “força” difusão torna-se menor e uma parte dos íons que atravessaram a membrana voltam ao compartimento de origem.

3.c. Se as concentrações forem iguais, não haverá difusão, não ocorrerão separações de carga e, conseqüentemente, não existirá diferença de potencial. Enquanto acrescentamos KCl, os íons K^+ vão voltando para o compartimento esquerdo; no momento em que as concentrações se igualarem, todos terão voltado.

Agora que já discutimos a origem e as funções do potencial de membrana, você poderá compreender a sua influência nos processos de transporte entre os meios extra e intracelular.

TRANSPORTE ATRAVÉS DA MEMBRANA

Transporte passivo

Ao longo de sua formação, em várias disciplinas, você aprendeu que um dos processos mais importantes na Biologia é o transporte de matéria através das membranas celulares e das intracelulares.

A membrana plasmática, por exemplo, funciona como uma barreira seletivamente permeável entre o meio intracelular e o extracelular,

assegurando que moléculas e íons essenciais, tais como glicose, aminoácidos, lipídios, K^+ , Na^+ e Ca^{2+} , penetrem na célula, que compostos metabólicos permaneçam no seu interior e também, que o produto tóxico do metabolismo seja expelido. Através da membrana interna da mitocôndria, são transportados prótons para a região intermembranar, (íons H^+), imprescindíveis à síntese do ATP, bem como as próprias moléculas de ATP recém-sintetizadas. Pela carioteca — membrana que envolve o núcleo da célula —, atravessam moléculas vitais: nucleotídeos, RNA, ATP e proteínas.

Os transportes transmembranares controlam tudo aquilo que pode passar entre células e entre compartimentos dentro de uma célula, garantindo, com isso, que o metabolismo seja regulado e dirigido; em resumo, os transportes existem para garantir o funcionamento de nossas “usinas”, controlando o fluxo de seus “insumos” e também de seus “dejetos”, e ainda para criar condições de armazenamento de energia necessária para realização de muitos processos celulares.

Neste subitem, transporte passivo, à luz de fenômenos físico-químicos que vêm sendo estudados ao longo deste curso e, particularmente, nesta aula, vamos dedicar nossa atenção à análise das possibilidades e das condições de transporte de matéria e de armazenamento de energia por meio de membranas.

Você viu, na Aula 4 deste curso, que a difusão é um fenômeno que promove o movimento de moléculas de solutos em soluções; você também aprendeu que a difusão está intimamente relacionada com a diferença de concentração do soluto em duas regiões do solvente. Assim deve recordar-se de que um fluxo líquido de moléculas surge na presença de um gradiente de concentração; logo, se na Natureza verificam-se situações nas quais existe um gradiente de concentração para uma substância, nelas estão criadas as condições para que ocorra a difusão das moléculas desta substância, isto é, o transporte dessas moléculas da região de maior concentração para a de menor concentração. A difusão é, portanto, potencialmente, o primeiro mecanismo de transporte a considerar aqui.

No nível celular, a existência de gradientes de concentração através das membranas é fato para inúmeras espécies químicas (tanto íons quanto moléculas neutras), como sabemos.

Conhecemos a situação, por exemplo, para o O_2 , cuja concentração no meio externo é maior que no citoplasma, onde é consumido, e para

o CO_2 , que, inversamente, tem a concentração maior no citoplasma, onde é produzido, que no meio extracelular. Tais moléculas são transportadas diretamente através da membrana, por difusão, no sentido do gradiente de concentração correspondente, como mostrado na **Figura 6.4.a**.

Outras espécies químicas mantêm gradientes de concentração entre os meios intra e extracelular, mas dado o seu tamanho ou natureza hidrofílica, não conseguem atravessar a membrana. Nesse caso, o processo de sua difusão é mediado por uma proteína que facilita a passagem da molécula.

Na **Figura 6.4.b e c**, você pode ver a ilustração de duas dessas situações: difusão facilitada por um canal e por uma proteína transportadora.

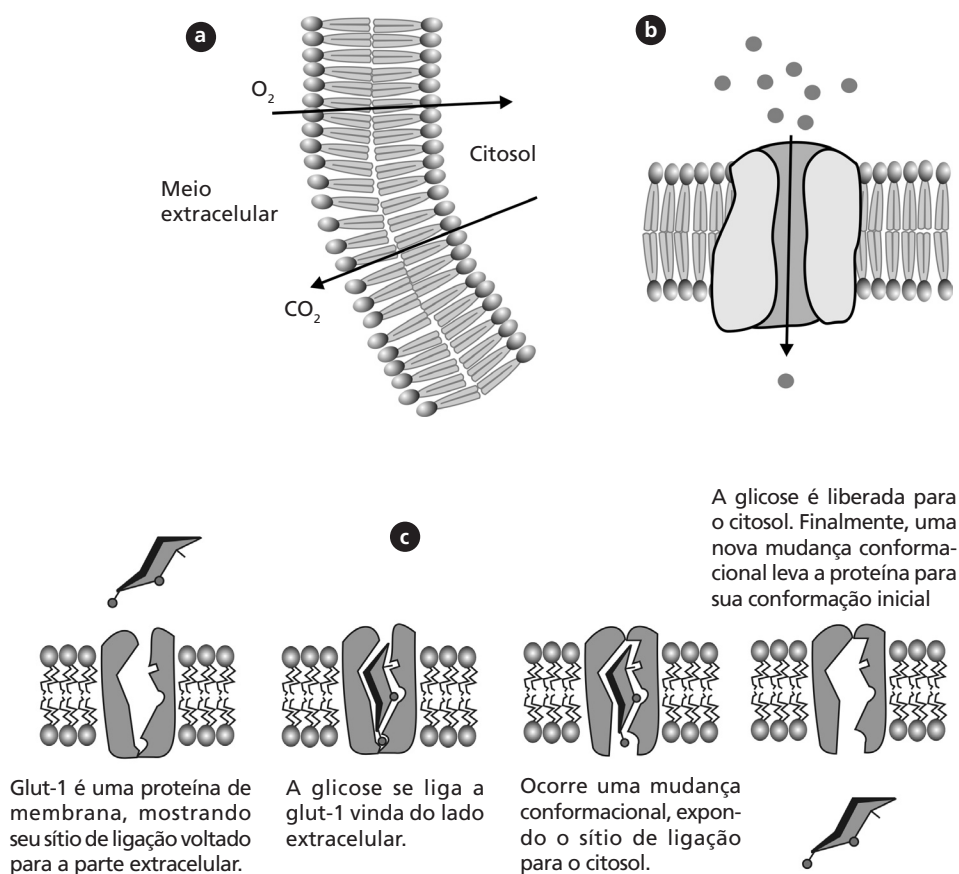


Figura 6.4: Transporte passivo. a. transporte direto; b. transporte facilitado por proteínas canais e c. transporte facilitado por canais transportadores.

Observe que o transporte de matéria, nesses casos, se deu por difusão (direta ou facilitada por proteínas), à custa da energia armazenada no gradiente de concentração. Tal energia armazenada (energia potencial) é devida à distribuição espacial da massa; um gradiente de concentração diferente de zero expressa justamente uma situação com acúmulo de massa numa região frente a uma escassez em outra. Por isso falamos de uma energia potencial armazenada, em virtude da configuração do sistema, que é medida em termos da diferença de potencial químico, definida na Aula 3.

Para estudarmos o transporte de espécies químicas carregadas, íons, através da membrana, temos de levar em conta, além da presença do gradiente de concentração, a existência do potencial elétrico que surge, como visto antes, quando há a seletividade da membrana.

Para analisar o transporte dos íons Na^+ e K^+ através da membrana plasmática, vamos considerar uma situação mais complexa que a discutida na Figura 6.3, mas mais próxima do que ocorre nas células: uma cuba contendo dois tipos diferentes de íons positivos, como mostrado na Figura 6.5.

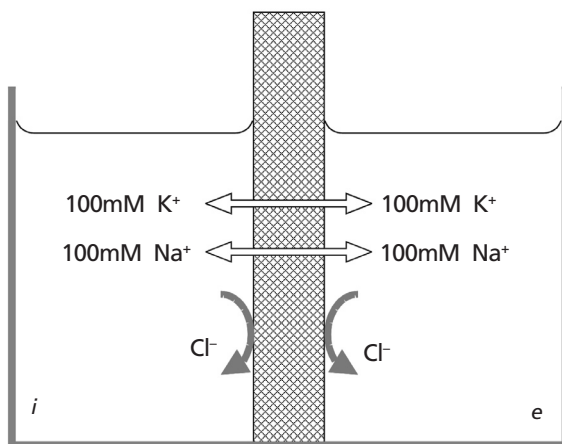


Figura 6.5: A membrana é permeável apenas aos íons K^+ e Na^+ . A concentração iônica é agora idêntica em ambos os lados da membrana. O meio de alta concentração de potássio simula o meio intracelular (*i*) e o de alta concentração de sódio, o meio extracelular (*e*).

Suponha que ambos os íons passam por canais que podem estar fechados ou abertos. Se o canal de sódio estiver fechado inicialmente, o equilíbrio se estabelece exatamente como na Figura 6.3 e o perfil de

potencial fica como mostrado na **Figura 6.2**. Imagine agora que o canal de potássio seja fechado e o de sódio seja aberto. Neste caso, a concentração do íon Na^+ é maior fora da célula e o potencial elétrico também é maior fora, como mostrado nas **Figuras 6.2 e 6.5**.

Sob tais circunstâncias, se olhássemos só sob o aspecto do gradiente de concentração, diríamos que um íon Na^+ seria compelido a entrar na célula, levado pela difusão. Se olhássemos só sob o aspecto do potencial elétrico, diríamos que, sendo um íon positivo, o campo elétrico criado na membrana compeliaria o íon a entrar na célula, levado pela força elétrica. Como tais forças são independentes uma da outra e agem no mesmo sentido, o efeito resultante é de cooperação, ou da soma das duas. Logo, o íon Na^+ penetra no citoplasma levado pelas duas forças. Em outras palavras, o transporte se dá às expensas da energia armazenada no gradiente de concentração do Na^+ , mas também da energia armazenada no campo elétrico, o qual foi criado anteriormente pelo transporte do K^+ . Observe que agora a energia de configuração do sistema, além daquela da massa, engloba também a configuração das cargas elétricas nele existentes; a do íon (a ser transportado) frente àquelas devidas ao potencial elétrico. Isso implica ampliar o conceito de potencial químico antes referido (associado apenas à configuração de massa) para que ele englobe também a contribuição de origem elétrica. Esse “novo” potencial químico contendo a parcela de origem elétrica chamamos potencial eletroquímico.

ATIVIDADE



4. Existe diferença entre o potencial químico e o potencial eletroquímico para uma configuração de moléculas neutras em solução num meio não-eletrolítico?

RESPOSTA COMENTADA

Não; tanto faz um como o outro. Porque, neste caso, em se tratando de moléculas neutras num meio neutro, não existe uma configuração de cargas elétricas a considerar. Portanto, a parcela de origem elétrica do potencial eletroquímico é zero; ele expressará só a energia de configuração da massa, da mesma forma que o potencial químico. Em outras palavras, o potencial eletroquímico reduz-se ao potencial químico na ausência de configurações de carga elétrica no sistema.

Os casos discutidos até aqui são exemplos do tipo de transporte chamado passivo. O transporte passivo é aquele que ocorre pela tendência espontânea de uma espécie química se mover de uma posição onde a energia armazenada é mais alta para outra mais baixa.

Para moléculas neutras, uma tal situação fica determinada pelo sentido da região de concentração mais alta para a mais baixa, ou a favor do gradiente de potencial químico, que, nestes casos, se expressa pelo gradiente de concentração.

No caso de íons, a situação energeticamente favorável fica definida levando-se em consideração tanto o gradiente de concentração como o do potencial elétrico; ou o gradiente do potencial eletroquímico. A situação energeticamente favorável, nesses casos, é aquela no sentido do potencial eletroquímico mais alto para o mais baixo. O potencial eletroquímico tem duas contribuições que se somam, sendo que uma delas, a elétrica, pode ser negativa. Você pode verificar que há três possibilidades:

- a. quando o gradiente de concentração e o de potencial elétrico têm o mesmo sentido, como é o caso discutido para o Na^+ ;
- b. quando o gradiente de concentração e o de potencial elétrico têm efeitos em sentidos contrários, e a contribuição da diferença da concentração sobrepuja a do potencial elétrico;

c. quando o gradiente de concentração e o de potencial elétrico têm efeitos em sentidos contrários, e a contribuição elétrica sobrepuja a diferença de concentração.

Estas três possibilidades são mostradas na **Figura 6.6**.

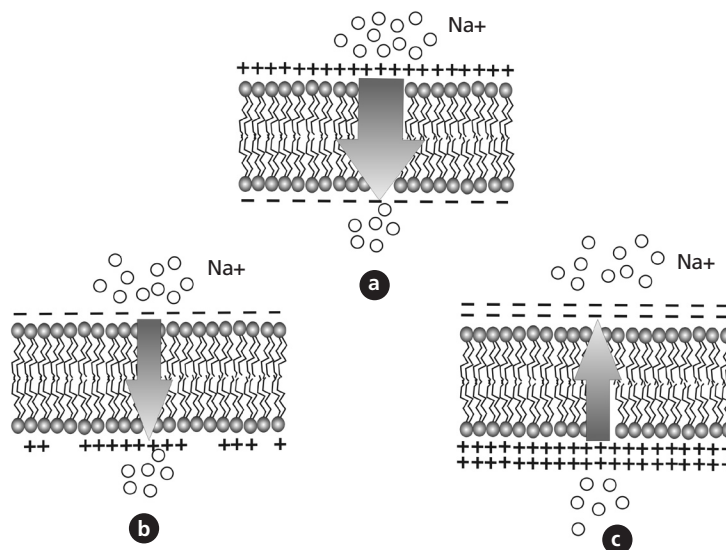


Figura 6.6: O sentido e a intensidade do transporte passivo são determinados pelo gradiente de concentração e pelo gradiente de potencial elétrico.

a. ambos, no mesmo sentido, levam a um intenso transporte (flecha grande);
b. se em sentidos opostos, mas com o gradiente de concentração dominando, o transporte ocorre no sentido de maior para menor concentração;
c. se em sentidos opostos, mas com o gradiente de potencial elétrico dominando, o transporte ocorre contra o gradiente de concentração.

O transporte passivo ocorrerá sempre em todo sistema no qual a distribuição da espécie química, entre os meios extra e intracelular, difira daquela verificada no equilíbrio termodinâmico.

Transporte ativo

Voltemos agora ao nosso exemplo do Na^+ entrando na célula impelido pelas forças dos dois gradientes (de concentração e de potencial elétrico) para analisar o outro tipo de transporte. Se o único transporte do Na^+ através da membrana se desse como discutido anteriormente, isto é, fosse apenas o passivo, com o passar do tempo, a concentração do Na^+ no interior da célula tenderia a se igualar à concentração do meio extracelular, fazendo desaparecer o seu gradiente de concentração e cessando o transporte. Entretanto, o gradiente de concentração do Na^+ se mantém à razão maior que de 1 para 10 — em células mamárias, a concentração

de Na^+ no citosol é de 12mM, enquanto no sangue a concentração é de 145mM. Surge então a questão: como tal gradiente é mantido, se tanto o gradiente de concentração quanto o potencial de membrana — da ordem de 70mV — favorecem a homogeneização do íon nos dois meios?

Em termos de energia, esta questão se coloca: como um íon de Na^+ consegue energia para sair da célula movendo-se contra seu gradiente de potencial eletroquímico? Fazendo uma analogia com o potencial gravitacional, seria equivalente a você perguntar: como uma pessoa faz para conseguir energia para ser levada do térreo aos andares superiores de um prédio? Se você respondeu “ora, use simplesmente o elevador”, você está na pista certa para entender o transporte ativo. No entanto, lembre-se de que todo elevador exige uma fonte de energia para subir.

O transporte ativo de moléculas ou íons através das membranas da célula é aquele que se verifica contra seus gradientes do potencial eletroquímico à custa de uma energia extra fornecida a essas partículas.

De maneira geral, o transporte ativo ocorre mediado por uma proteína que funciona como uma bomba. Ele está sempre acoplado com uma “fonte” que fornece a energia necessária para acionar a bomba. Frequentemente, essa fonte de energia é a reação química de hidrólise do ATP.

Um exemplo de transporte ativo que você conhece é o realizado pela bomba K/Na -ATPase, que é justamente o responsável pela manutenção dos gradientes de concentração destes íons através da membrana plasmática. É por esse transporte realizado pela bomba que os íons de Na^+ saem e os de K^+ entram na célula, movendo-se, respectivamente, contra seus gradientes de potencial eletroquímico. Na Figura 6.7 você pode ver um esquema do transporte ativo realizado pela bomba K^+/Na^+ .

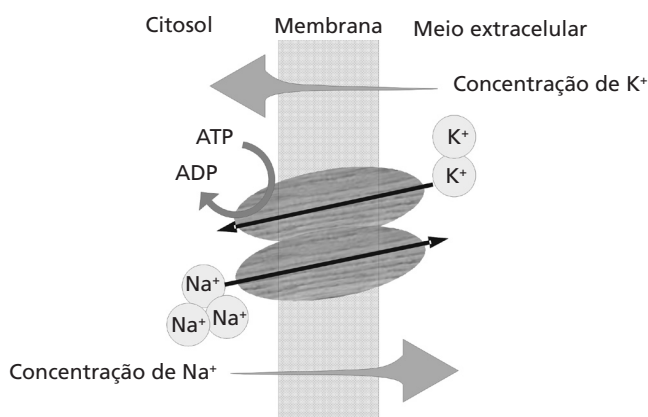


Figura 6.7: Transporte ativo da bomba Na/K -ATPase.

Na **Figura 6.8**, há um interessante exemplo de transporte ativo que consegue a energia para ir contra seu gradiente de potencial eletroquímico, aproveitando o transporte passivo de outra espécie. Trata-se da bomba Na^+ /glicose que ocorre, por exemplo, nas células epiteliais do intestino para absorção da glicose e nas células renais para a reabsorção. Note que o Na^+ está sendo transportado passivamente — a favor de seu gradiente de potencial eletroquímico —, enquanto a molécula de glicose é transportada ativamente contra seu gradiente de potencial eletroquímico (no caso só de concentração, pois a molécula é neutra) à custa da energia liberada pelo transporte passivo do sódio.

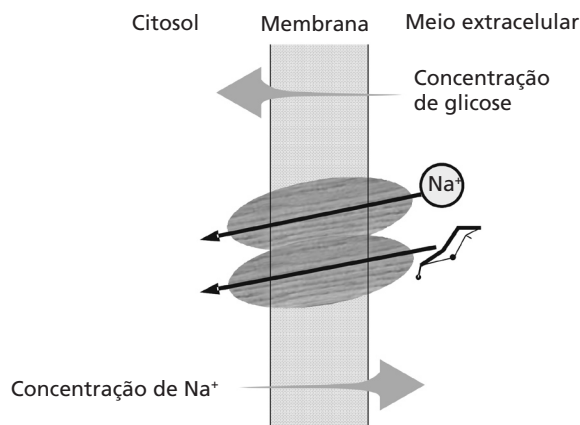


Figura 6.8: Transporte ativo da glicose impulsionado pelo transporte passivo do sódio.

O gradiente de potencial eletroquímico é um mecanismo importante do qual a célula se vale para armazenar energia. Nas mitocôndrias, a energia química da glicose é armazenada na forma de um gradiente eletroquímico de H^+ antes de ser finalmente transferida às moléculas de ATP.

Na fotossíntese, também ocorre a produção de ATP por um gradiente de prótons, com a diferença de que o gradiente acumula energia proveniente da luz absorvida. A energia acumulada no ATP volta a ser convertida em gradientes eletroquímicos por bombas que realizam transporte ativo, Na/K -ATPase, por exemplo. Esse gradiente é utilizado para, por exemplo, transportar moléculas necessárias à célula, como a glicose.

Além disso, nas células excitáveis, como as nervosas e musculares, a existência de gradientes permite outro processo biológico importante: a sinalização por impulsos elétricos. Parte da energia armazenada nos

gradientes é dissipada cada vez que um sinal elétrico é enviado; portanto, o gradiente requer constante regeneração por parte da Na/K-ATPase.



Na Aula 28 de Botânica I, você aprendeu que o ATP é a moeda energética das células. Aqui você pode perceber que as células trabalham com um complexo sistema “financeiro”.

Os fenômenos eletroquímicos na célula têm, em síntese, as seguintes funções:

1. armazenamento de energia – para processos de transporte como o da glicose entrando com o sódio;
2. manutenção da diferença de concentração de solutos para manter o equilíbrio osmótico;
3. produção do ATP nas membranas da mitocôndria e dos cloroplastos, servindo como uma forma intermediária de armazenamento de energia nas células;
4. produção de sinais elétricos através de células excitáveis – células nervosas e musculares.

CONCLUSÃO

A bioeletricidade é uma característica de todos os tecidos vivos, animal e vegetal. Luigi Galvani (1737-1798), professor de Anatomia na Universidade de Bolonha, fez tal constatação, em 1780, quando verificou uma contração do músculo dissecado da perna de um sapo ao ser tocado pelo pólo de uma máquina de eletricidade estática; a perna do sapo movimentou-se como se estivesse viva. Galvani, com suas experiências, concluiu que eletricidade era também gerada por corpos de animais, existindo uma íntima relação entre a vida e ela; denominou-a de “eletricidade animal” ou “força vital”, considerando-a similar, mas algo distinta da eletricidade natural de raios e máquinas de eletricidade.

Alessandro Volta (1745-1823), um físico também italiano e amigo de Galvani, apaixonado pela eletricidade, repetiu as experiências, confirmou os resultados obtidos, mas discordou da interpretação dada por Galvani; para ele, a eletricidade observada originava-se não do tecido animal, mas teria sido gerada pelo contato entre dois tipos de metal ma-

nipulados por Galvani em suas experiências, funcionando o músculo do sapo apenas como um detector de pequenas diferenças de potencial.

Uma contenda científica entre os dois estabeleceu-se por muitos anos, ao longo dos quais inúmeras experiências foram feitas por ambos com diferentes animais, cujos músculos ou nervos eram submetidos a cargas elétricas; cada qual queria provar a sua tese. Foi no bojo dessa “briga” científica, que, em 1800, Volta, para provar que Galvani estava errado, construiu a pilha elétrica, ou bateria, constituída de uma série de discos metálicos de dois metais diferentes, separados por papelão embebido em soluções ácidas ou salinas. A pilha ou bateria de Volta constitui uma das mais importantes descobertas ou invenções científicas, uma vez que se trata do primeiro método criado para armazenar energia elétrica, possibilitando a geração e manutenção de corrente elétrica.

Você observa, então, que pesquisas em Biologia no século XVIII desencadearam importantes avanços no conhecimento da Física sobre a natureza dos fenômenos elétricos que, uma vez desenvolvidos e bem compreendidos, permitiram, mais modernamente, identificar o papel central que a bioeletricidade desempenha nos fenômenos vitais.

A bioeletricidade responde pelos processos de transporte através das membranas celulares, que controlam a formação e dissipação de gradientes de concentração de íons e de gradientes de potencial elétrico. Estes gradientes, tal como a pilha ou bateria de Volta, armazenam energia eletroquímica, que pode ser convertida e disponibilizada em outras formas, usadas pelos organismos nos inúmeros processos metabólicos.

O debate Galvani *versus* Volta foi um dos episódios mais importantes da história da Ciência, principalmente, pelo elevado espírito científico com que foi travado. Galvanismo foi o termo generosamente cunhado por Volta, que disse sobre o trabalho de Galvani: “ele contém uma das mais belas e surpreendentes descobertas”.

Ambos estavam certos. Havia dois importantíssimos fenômenos: a eletrogênese bimetálica e a bioeletrogênese animal.

ATIVIDADE FINAL

É correto dizermos que as espécies químicas sempre se movem espontaneamente na direção da maior para a menor concentração?

RESPOSTA COMENTADA

Não, essa afirmação é válida apenas para as espécies químicas neutras. Os íons são influenciados por duas forças: o gradiente de concentração e o gradiente de potencial elétrico. Se o gradiente de potencial for contrário e mais intenso que o de concentração, íons podem se mover contra o gradiente de concentração.

RESUMO

A lei de Coulomb descreve a interação entre cargas elétricas como uma força que surge diretamente entre elas. A noção de campo nos remete à idéia de que as cargas não se atraem diretamente, mas por meio de uma modificação do espaço que as circunda. Ambas as formulações são equivalentes, mas a introdução do conceito de campo é vantajosa em inúmeras situações. Para uma camada superficial de cargas, nas suas proximidades, o campo elétrico é uniforme. Analogamente, como para o campo elétrico, o potencial elétrico é definido como uma propriedade do espaço; o campo multiplicado pelo valor da carga em um ponto desse espaço é a força que esta carga experimenta; o potencial multiplicado pela carga é a energia potencial elétrica desta partícula neste ponto do espaço.

O potencial de membrana é consequência da permeabilidade seletiva da membrana para diferentes íons. Com isso, a difusão leva à separação de cargas através dela. Os fenômenos de transporte de íons nas células são determinados por dois fatores: a difusão na presença de um gradiente de concentração e a migração das cargas impelidas pelo gradiente de potencial elétrico. O transporte passivo ocorre no

sentido definido pelo gradiente predominante. O transporte contra esta tendência natural, chamado transporte ativo, requer uma fonte externa de energia acoplada a proteínas de membrana. O transporte de partículas não-carregadas é determinado unicamente pelo gradiente de concentração; a seu favor, tem-se o transporte passivo; contra ele, o ativo.

INFORMAÇÕES SOBRE A PRÓXIMA AULA

Com a próxima aula, vamos inaugurar um novo módulo da disciplina Biofísica. Começaremos, com a Aula 7, a estudar as radiações do espectro eletromagnético, com o objetivo de compreender os fenômenos biológicos que decorrem da interação dessas radiações com a matéria viva.

Radiações eletromagnéticas

Meta da aula

Apresentar uma visão geral da luz e das demais radiações eletromagnéticas, necessária à compreensão de fenômenos biológicos nos quais elas interferem, discutindo questões concernentes à natureza e às origens destas radiações.

objetivos

Após o estudo do conteúdo desta aula, você deverá ser capaz de:

- explicar a diferença entre os espectros de luz contínuos e os discretos, característicos dos elementos, distinguindo, nos últimos, aqueles obtidos pela emissão daqueles da absorção;
- enunciar e aplicar as leis de Kirchhoff da espectroscopia para identificar os tipos de espectros de luz;
- identificar a natureza ondulatória da luz e das demais radiações eletromagnéticas;
- explicar como se processam os fenômenos de emissão e de absorção de luz pelos átomos;
- conhecer o espectro eletromagnético, identificando nele as posições das diversas radiações que o compõem, suas características e os tipos de suas interações com a matéria.
- listar processos importantes em que a luz (e as radiações) tem papel decisivo para a vida, seja em seu benefício, seja por seus danos.

Pré-requisitos

Para acompanhar esta aula, é necessário que você reveja a Aula 28 de Botânica II. Uma rápida revisão das Aulas 6, 7 e 8 do curso de Bioquímica II também o ajudará a lembrar da importância da fotossíntese.

INTRODUÇÃO

A fotossíntese é o processo fundamental de fornecimento de energia para toda a cadeia da vida na Terra. A luz do Sol é central neste processo, suprindo a energia necessária para desencadeá-lo. Mas o que é mesmo a luz?

Você aprendeu, na Aula 6, o que é o campo elétrico; aquela grandeza que descreve a modificação produzida por cargas elétricas nas propriedades do espaço. Em presença de um campo elétrico, outra carga qualquer experimenta, a depender do seu sinal, a ação de uma força de atração ou de repulsão. Ao lado disso, na vida cotidiana, você vivencia o efeito de atração ou de repulsão provocado por alguns materiais sobre pedaços de ferro ou sobre outros pedaços dos mesmos materiais, da mesma maneira que a agulha de uma bússola se alinha na direção do Pólo Norte da Terra. Os materiais que apresentam tal comportamento são chamados ímãs. Similar ao que ocorre com as cargas elétricas, os ímãs modificam o espaço a sua volta e criam um outro campo, denominado campo magnético.

O magnetismo é conhecido desde os gregos, há mais de 2.000 anos. Acredita-se que, já no século XII, a atração magnética exercida sobre ímãs pelo campo magnético terrestre tenha sido usada para orientação dos navegantes. Entretanto, somente em 1600 ficou comprovado, por William Gilbert (1540-1603), que a Terra agia como um ímã permanente.

Em quase dois séculos seguidos, cientistas como Coulomb (1736-1806) estudavam os fenômenos elétricos e magnéticos de forma isolada. Oersted (1777-1851), em 1820, descobriu que uma corrente elétrica (cargas em movimento) alterava a orientação de uma bússola.

A esta altura, com tal descoberta, as pesquisas sobre a eletricidade e o magnetismo sofreram uma inflexão nos seus rumos e na sua intensidade, com os pesquisadores que lhe eram contemporâneos, tais como André Marie Ampère (1775-1836), Michael Faraday (1791-1867), Gerog Simon Ohm (1789-1854), Friedrich Emil Lenz (1804-1865), entre outros, buscando estabelecer a relação entre os dois tipos de fenômenos.

Em 1873, num dos mais brilhantes trabalhos de síntese científica – *Tratado sobre eletricidade e magnetismo* –, James Maxwell (1831-1879) finalmente chega à unificação dos dois campos de observação, divulgando as famosas equações que levam seu nome.

Com elas surge a luz! A luz é uma onda; uma onda diferente, uma onda eletromagnética. Como ela, haveria outras que não eram visíveis, mas também transportavam energia, como comprovado por Heinrich Rudolf Hertz (1857-1894), em poucos anos.

A partir daí, consegue-se o que faltava para explicar outra vinculação da luz; a sua vinculação com a composição das substâncias, objeto de intenso trabalho científico na espectroscopia, liderado por Joseph Fraunhofer e de Gustav Robert Kirchhoff, nas primeiras décadas do século XIX.

No início do século XX, surgem as bases de uma nova teoria física, a Mecânica Quântica, que revoluciona as idéias sobre o mundo microscópico dos átomos. A nova Física mostra que, nesse nível, as coisas não se passam de maneira contínua, como nos parece o mundo macroscópico de nossas observações diretas, mas de forma discreta. Com ela inaugura-se uma nova era para as investigações científicas e os desenvolvimentos tecnológicos, que têm as radiações eletromagnéticas como instrumento principal de pesquisa.

Esta aula dedica-se, basicamente, ao estudo dessas radiações, com particular destaque para a luz e sua conexão com os sistemas biológicos.



Veja no final desta aula as figuras em cores.

A INTRIGANTE LUZ

A forma espectral como a luz se apresenta e impressiona os sentidos humanos, particularmente a visão, é fato desde sempre; o arco-íris sempre existiu! Já na Antiguidade, tanto ele quanto a luz, de maneira geral, com suas diversas manifestações coloridas e seus inúmeros fenômenos, intrigavam o homem, instigando sua observação.

Até a Idade Média, contudo, não se tinha ainda qualquer idéia em relação à origem da luz ou à sua natureza; nem se sabia quão importante era o fato de ela apresentar-se na forma de um espectro de cores que vai do vermelho ao violeta.

Tal importância tornou-se evidente somente no século XVII, em 1666, quando Isaac Newton, fazendo passar a luz do Sol por um prisma de vidro, mostrou que ela se decompunha num espectro contínuo de cores, as mesmas vistas no arco-íris. Mas Newton não mostrou apenas isto; foi mais longe: ele demonstrou que, recombinação das cores do espectro solar, a luz branca reaparecia.

As experiências de Newton marcam o início da espectroscopia, ciência que, a partir dos primórdios do século XIX, viria a se desenvolver

de forma intensa, principalmente com os trabalhos de Fraunhofer e de G. Kirchhoff. Fraunhofer forneceu as bases quantitativas com dados e observações, e Kirchhoff, por sua vez, explicou a origem das linhas espectrais observadas.

Fraunhofer foi um fabricante de instrumentos ópticos (lentes, prismas, microscópios etc.), sem formação acadêmica. Em decorrência de suas sistemáticas observações do espectro da luz solar, tornou-se professor/pesquisador da Universidade de Munique, na Baviera alemã. Fraunhofer valia-se dos resultados obtidos nessas observações para determinar as propriedades dos vidros que empregava em seus instrumentos. Deve-se a ele a ampliação das descobertas de Newton. Tal ampliação verificou-se por volta de 1814, com a detecção/registro de um grande número de linhas (ou franjas) escuras e finas no espectro da luz solar. Algumas dessas linhas escuras, chamadas Linhas de Fraunhofer, já tinham sido observadas em 1802, por William Wollaston, que não lhes atribuiu qualquer significado.

Na **Figura 7.1**, você pode observar um exemplar do espectro das linhas colecionadas por Fraunhofer. Ele identificava-as por letras maiúsculas e minúsculas, de acordo com a intensidade: mais forte ou mais fraca, começando pela letra A no vermelho.



Figura 7.1: Linhas (ou franjas) escuras de espectro solar obtido por Fraunhofer.

Em 1820, a coleção dessas linhas para o espectro solar já montava em mais de 500. A Fraunhofer também são atribuídas as bases da Astrofísica em função das observações que fez da luz oriunda de outras estrelas. Para realizar suas observações espectrais, Fraunhofer desenvolveu e utilizou também um dispositivo chamado rede de difração, constituído de um arranjo de estreitas fendas através das quais fazia passar a luz, para dispersá-la da mesma forma como acontece com os prismas, porém com a vantagem de proporcionar medidas mais diretas dos comprimentos de onda da luz difratada.

Paralelamente ao trabalho de Fraunhofer, outros cientistas, no início do século XIX, observaram e analisaram espectros obtidos de luz emitida por chamas, por arcos voltaicos (descargas elétricas) e por faíscas produzidas em laboratórios, concluindo que os espectros que se apresentavam eram característicos do elemento usado nessas chamas.

Em 1856, Robert Wilhelm Bunsen, químico alemão, inventou o bico de gás, chamado bico de Bunsen. O bico de Bunsen produzia uma chama incolor, mas, ao se vaporizar sobre sua chama alguma substância, ele emitia luzes de cores diferentes, que dependiam da substância vaporizada.

Já a Robert Kirchhoff, físico alemão da Universidade de Heidelberg com quem Bunsen costumava colaborar, coube formular a hipótese de que cada elemento ou composto químico tem um espectro próprio e único, uma espécie de assinatura do elemento.

Para analisar a luz emitida pelos elementos químicos, Kirchhoff concebeu o primeiro espectroscópio de que se tem notícia. A luz emitida pela chama, vaporizada com o elemento em análise, era obrigada a passar por um prisma que a dispersava, em um espectro que não era contínuo, mas discreto, constituído de linhas brilhantes, similar na forma ao que havia sido observado por Fraunhofer. Para cada elemento examinado, o espectro das linhas brilhantes, situadas em cores diversas, era diferente daquele de outro elemento.

Na **Figura 7.2**, você pode ver o espectro para alguns elementos.

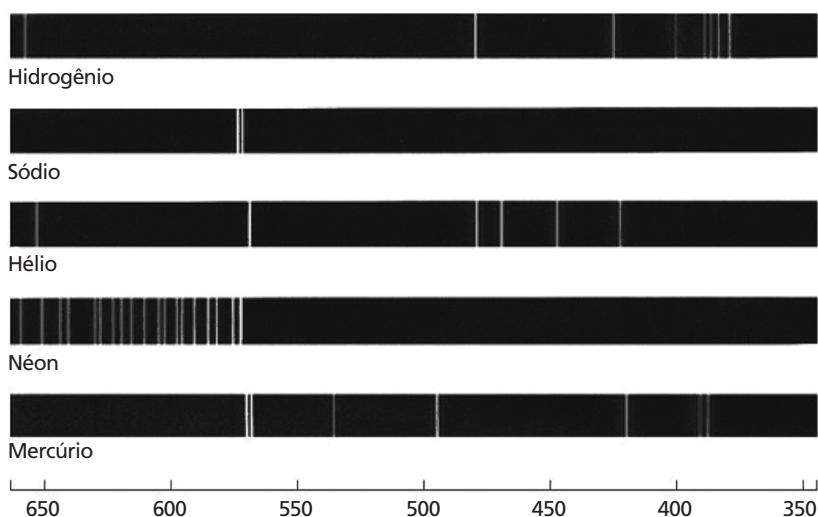


Figura 7.2: Espectros de H, Na, He, néon e mercúrio.

Comparando os espectros de linhas brilhantes já identificados para alguns elementos com aqueles de linhas escuras obtidas anteriormente por Fraunhofer para a luz solar, Kirchhoff verificou que as linhas brilhantes dos elementos coincidiam sempre com linhas escuras de Fraunhofer, como mostrado na **Figura 7.3**, para o elemento He.

Kirchhoff concluiu que as linhas escuras do espectro solar eram devidas à absorção da luz emitida por aquele mesmo elemento. Tal fato já tinha sido constatado em 1848 pelo físico francês Jean Foucault, ao notar que uma chama de sódio não permitia a passagem da luz amarela produzida por um arco voltaico, colocado atrás dela. O espectro da luz de sódio tem uma linha característica no amarelo.

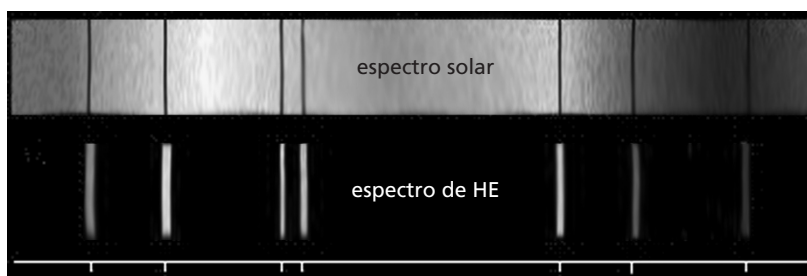


Figura 7.3: Espectro de He comparado com o solar.

Como os espectros de absorção que produziu em suas experiências coincidiam sempre com os de emissão do mesmo elemento, Kirchhoff concluiu que cada elemento absorve precisamente a mesma luz que emite.

Com a formulação das três leis que levam o seu nome, Kirchhoff estabeleceu definitivamente as bases da espectroscopia, a qual se tornou uma poderosa ferramenta científica de análise da estrutura/composição molecular e atômica das substâncias.

As Leis de Kirchhoff da espectroscopia são assim enunciadas:

1. Um sólido ou um líquido, ou um gás suficientemente denso, emite luz de todos os comprimentos de onda, produzindo um espectro contínuo de radiação.
2. Um gás rarefeito quente emite luz, cujo espectro consiste de uma série de linhas brilhantes de emissão, características da composição química do gás.
3. Um gás frio absorve luz de certos comprimentos de ondas de um espectro contínuo, deixando em seu lugar linhas escuras de absorção,

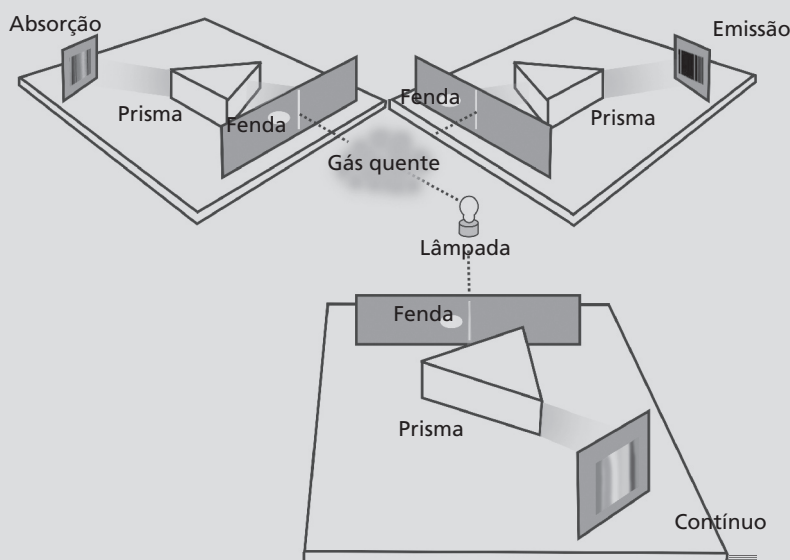
características da composição do gás utilizado. As linhas escuras ocorrem precisamente nos mesmos comprimentos de onda que são produzidos pelo mesmo gás em temperaturas mais altas.

ATIVIDADE



1. Na figura a seguir há um arranjo de espectrômetros que ilustra o conteúdo das leis de Kirchhoff, e lhe permite distinguir os espectros contínuo, de emissão e de absorção da luz e, ainda, compreender a relação entre eles. Um sólido aquecido, como uma lâmpada, emite uma luz, que é observada a partir de três espectrômetros, colocados em posições e situações distintas, conforme especificado na figura.

Identifique, descreva e explique o espectro obtido em cada um deles.



RESPOSTA COMENTADA

O espectro obtido pelo espectrômetro que está na parte inferior da figura registra o espectro contínuo de cores da luz visível. O da esquerda, na parte superior da figura, registra o espectro de linhas escuras, superposto ao contínuo, nos comprimentos de onda característicos do hidrogênio, já que a luz que é por ele analisada teve

uma parcela absorvida pela nuvem de hidrogênio frio que atravessou antes de alcançá-lo. No espectroscópio da direita, ficou registrado um espectro de emissão do hidrogênio menos intenso, nos mesmos comprimentos de onda característicos do elemento, decorrente da re-irradiação que se passa após a absorção. Se por acaso o gás da nuvem fosse aquecido até tornar-se incandescente, o espectro observado seria o mesmo, com as linhas mais brilhantes, porém, precisamente, nos mesmos comprimentos de onda.

A despeito da grande quantidade de conhecimento reunido sobre a luz, em mais de cinquenta anos do século XIX, seja por meio das observações e experiências de espectroscopia, seja pelos estudos e descobertas dos fenômenos luminosos, duas questões importantes permaneceram em aberto ainda por algum tempo: a natureza da luz e a origem ou causa das emissões/absorções de luz pelos elementos.

Como você verá, nas próximas seções a seguir, a natureza da luz só foi finalmente estabelecida em 1873, por James Maxwell, quando conseguiu unificar/integrar os conhecimentos da eletricidade e do magnetismo, tratados isoladamente por muito tempo. E, sobre a origem das emissões, já no século XX, quando se chegou ao modelo da estrutura do átomo junto com o advento da Mecânica Quântica.

A ONDA ELETROMAGNÉTICA

A natureza da luz – uma partícula ou uma onda – era objeto de uma polêmica que se travava desde Newton, no século XVII; ela atravessou todo o século XVIII até quase o último quarto do século XIX.

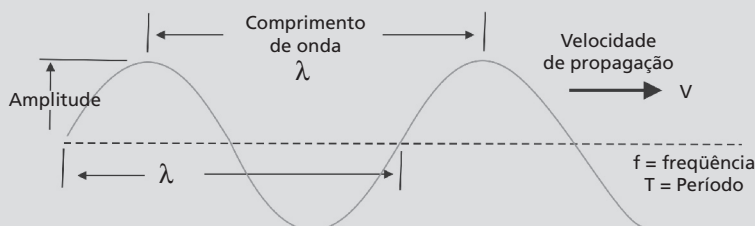
Ao tentar explicar o seu achado, o espectro solar, Newton aventou a possibilidade de que a luz fosse constituída de corpos, cujos tamanhos diferenciados responderiam pelas cores apresentadas pelo espectro. Com ele instalou-se a hipótese da origem corpuscular da luz, contestada, ao longo de dois séculos, por defensores da teoria ondulatória. Christiaan Huygens (1678), Augustin Fresnel (1817) e Thomas Young (1801) foram os principais apoiadores da teoria ondulatória; como argumentos de sustentação desta teoria, eles invocavam os fenômenos luminosos que tinham características análogas ou iguais às apresentadas por outros tipos de onda e obedeciam às mesmas leis (reflexão, refração, difração, interferência).

Uma perturbação que se propaga num meio material sem arrastar consigo suas partículas é chamada pulso. A principal característica de um pulso ao atingir um ponto do meio é que, neste ponto, embora a partícula, de alguma forma, se movimente num movimento de vai-e-vem, após a passagem do pulso, ela volta a sua posição original.

Um conjunto de pulsos que, um após outro, se desloca num meio, guardando uma regularidade entre eles, constitui uma onda. Exemplos de ondas você conhece demasiadamente do cotidiano: ondas que você provoca sobre uma corda esticada, puxando por um ponto para cima e para baixo, como, num piano, um martelo, em intervalos de tempo regulares, bate sobre cada uma de suas cordas; ondas sobre a água de uma banheira, sobre a qual goteja uma torneira, e, finalmente, o som que chega a seus ouvidos.

As ondas são classificadas segundo a relação entre as direções dos movimentos envolvidos no fenômeno: a direção da propagação da própria onda e a direção do movimento das partículas do meio. Se a onda se propaga na direção perpendicular à direção do movimento de oscilação das partículas do meio, como no caso das ondas numa corda, ela é classificada, ou definida, como uma onda transversal. Se as partículas oscilam na mesma direção da propagação da onda, esta é dita longitudinal. O som é um exemplo típico deste tipo de onda; as partículas do meio oscilam na mesma direção em que a onda sonora se propaga.

Na figura a seguir, você pode ver a representação de uma onda unidimensional transversal que usamos para ilustrar as definições de seus parâmetros característicos.



Denomina-se amplitude de onda, o deslocamento máximo que as partículas do meio sofrem sob a influência da perturbação. Já a distância entre dois pontos consecutivos que têm a mesma amplitude designamos pela grandeza comprimento de onda (λ). Observe que tal distância é aquela na qual a forma do pulso se repete. A frequência de uma onda, f , mede o número de oscilações que um ponto do meio realiza num certo intervalo de tempo. A frequência de onda é igual ao inverso do período T , que é o intervalo de tempo gasto para a perturbação percorrer a distância de um comprimento de onda. A velocidade com que a perturbação cobre tal distância, um comprimento de onda, é chamada velocidade da onda. Há, entre a frequência, o comprimento de onda e a velocidade, uma relação simples:

$$v = \frac{\lambda}{T} = \lambda f$$

O aspecto mais importante de uma onda é que ela é, em realidade, uma forma de transporte de energia entre pontos no espaço, sem que haja transporte simultâneo de matéria.

Ondas são sempre o resultado de algum tipo de oscilações, seja de matéria, como nas ondas mecânicas, seja de oscilações de alguma grandeza física, como veremos a seguir para o caso da luz.

Todas as ondas têm comportamento característico, obedecendo às mesmas leis nos fenômenos de reflexão, refração, difração e interferência.

Coube a James Clerk Maxwell, em 1873, com a síntese das suas equações sobre a eletricidade e o magnetismo, concluir que os fenômenos observados nestes dois campos não correspondiam a processos isolados e distintos, mas a fenômenos que se inter-relacionavam integralmente.

Com as equações, Maxwell provou que campos magnéticos se originam de campos elétricos variáveis, produzidos por cargas em movimento (correntes elétricas), e demonstrou que campos elétricos e magnéticos oscilantes produzem um tipo de onda, a eletromagnética, que se apresentava com diferentes comprimentos de ondas, mas com a mesma velocidade, a velocidade da luz no vácuo: $3 \times 10^8 \text{ km/s}$.

Uma onda eletromagnética é uma onda transversal porque sua propagação se dá na direção perpendicular tanto ao campo elétrico como ao magnético, que oscilam um perpendicularmente ao outro.

Na **Figura 7.4** há uma ilustração esquemática da origem da onda eletromagnética explicada pelas equações de Maxwell, mostrando o comportamento dos campos oscilantes e a onda, ou radiação, que resulta.

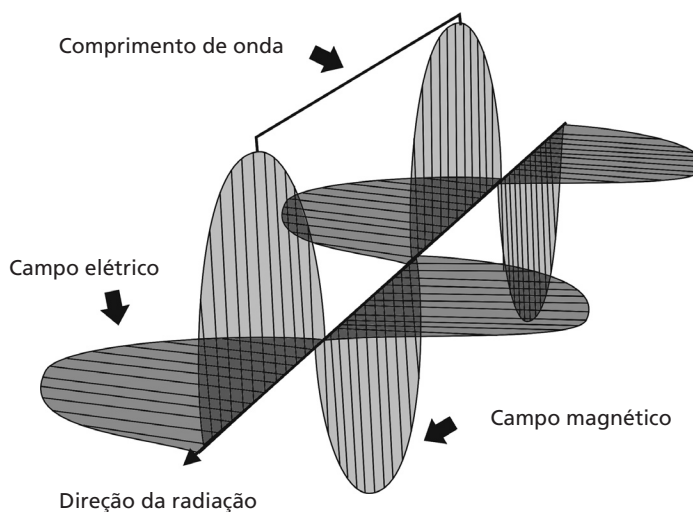
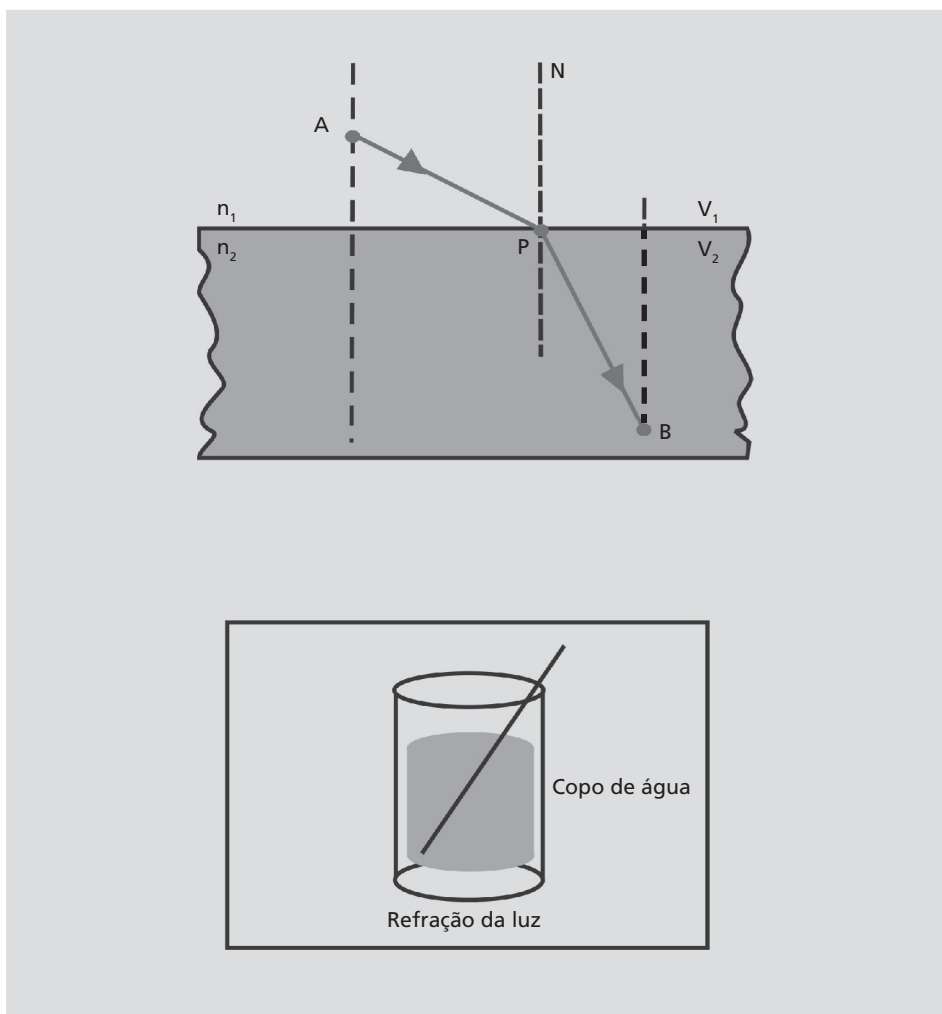


Figura 7.4: A onda eletromagnética.

A onda eletromagnética é caracterizada por duas propriedades: a velocidade e a frequência (ou comprimento de onda). A velocidade de qualquer onda eletromagnética é a mesma e igual à velocidade medida para a luz. Diante disso, de fato, só precisamos de uma propriedade para caracterizá-la: sua frequência, ou, se preferirmos, seu comprimento de onda, já que, conhecido um, o outro fica plenamente determinado.



O ÁTOMO DISCRETO

Os modelos atômicos

A noção de átomo como a unidade básica de constituição da matéria se origina na Grécia antiga, no século V a.C. No século XIX, tal idéia foi retomada por Dalton e Avogadro, embora não dispusessem de um modelo para descrevê-lo.

Nos primórdios do século XX (1904), foi proposto um modelo para representá-lo, depois que J. J. Thomson descobriu a existência do elétron. Naquele ano, Thomson propôs o modelo do pudim de ameixas, que consistia de uma massa carregada positivamente, na qual estariam imersos, de forma uniforme, os elétrons.

As experiências realizadas em laboratório, contudo, mostraram resultados não-compatíveis com tal modelo. E. Rutherford, aluno de Thomson, propôs o modelo, mais ou menos aceito até hoje, do átomo nuclear: um núcleo pequeno, contendo as partículas carregadas positivamente, rodeado por elétrons.

Na **Figura 7.5**, você pode ver uma ilustração desses dois modelos.

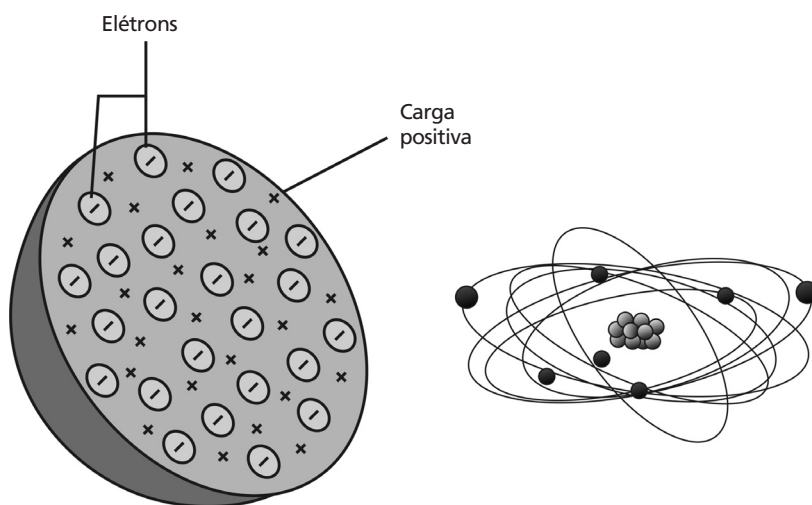


Figura 7.5: Modelos do átomo, segundo Thomson (esquerda) e segundo Rutherford (direita).

O modelo de Rutherford, ainda que fosse estruturalmente compatível com os resultados experimentais, mostrava-se inconsistente com o conhecimento já sedimentado da eletrodinâmica. Se os elétrons orbitavam em torno do núcleo, em movimento acelerado, segundo as conclusões de Maxwell, eles deveriam emitir radiação continuamente. Como consequência, perdendo energia, deveriam acabar “caindo” sobre o núcleo. A estabilidade do átomo exibida experimentalmente ficava em contradição com tal modelo.

Para dar conta dessa contradição, em 1913, Niels Bohr propôs um modelo para o átomo de hidrogênio, que explicava as linhas espectrais de emissão deste elemento. Ele postulou a quantização de órbitas circulares para o elétron em torno do núcleo e a quantização dos estados de energia do átomo. A quantização de órbitas quer dizer que nem toda e qualquer órbita é permitida para o elétron girar, mas apenas algumas específicas. Analogamente, a quantização da energia dos estados quer dizer que nem todo e qualquer estado de energia pode ser ocupado pelo átomo, mas apenas alguns com energias específicas.

Bohr enunciou seus postulados não a partir do nada, mas levando em consideração os trabalhos de Max Planck, quando foi proposta a quantização da energia de um fóton de radiação.

Segundo as idéias de Bohr, o elétron de um átomo de hidrogênio poderia circular em tais órbitas que eram caracterizadas por níveis de energias determinados e quantizados, sem produzir radiação. Esta somente apareceria pela transição de um estado para outro, quando o elétron saltasse de uma órbita para outra de nível de energia mais baixo. Ou, inversamente, haveria uma absorção de uma radiação, quando o elétron saltasse de uma órbita correspondente a um estado de energia mais baixa para outro de energia mais alta. Em qualquer das duas situações, o fóton da radiação emitida ou absorvida carregaria uma energia dada pela diferença entre as energias correspondentes aos estados de transição, medida em números inteiros da quantidade $h\nu$. Esta quantidade $h\nu$ foi a mesma proposta por Planck; ela representa a quantidade de energia (um quantum) de um fóton de radiação com frequência ν . A constante h é a famosa constante de Planck.

As idéias de Bohr comprovaram-se corretas, quando os cálculos, baseados nelas, para o átomo do hidrogênio se mostraram em inteira concordância com os espectros obtidos experimentalmente para este elemento. Você vê na **Figura 7.6** o espectro do H, na região do visível, e a seu lado um esquema do átomo de H de Bohr mostrando, correspondentemente, a origem de cada linha vista no espectro.

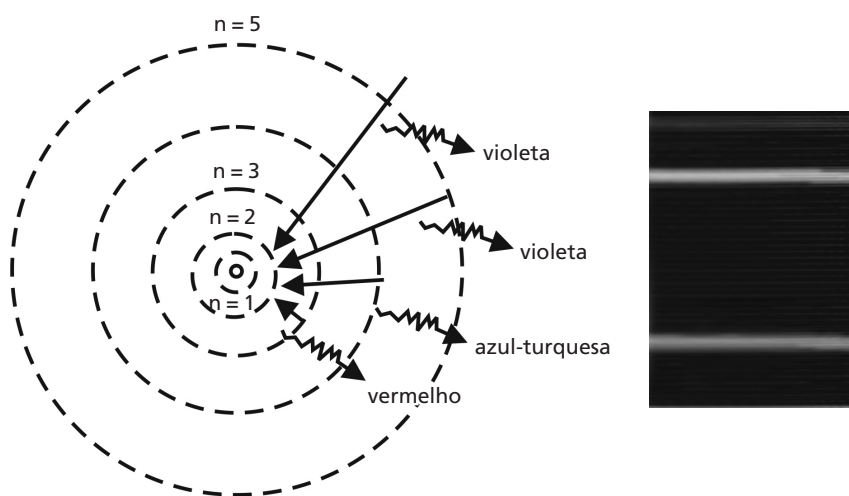


Figura 7.6: O espectro do H, com as emissões que dão origem às suas linhas espectrais na região do visível.

Os processos de emissão e absorção

Com a Mecânica Quântica, teoria que se desenvolve a partir daí, no século XX, ficou evidente que, nos níveis atômico e molecular, dominam propriedades quantizadas envolvendo as radiações e os processos observados nas suas interações com a matéria. A radiação é quantizada, pois para uma dada frequência de radiação só pode existir um único valor do quantum de energia para os fótons desta radiação. Por outro lado, os estados de energia de átomos e moléculas só podem ter valores quantizados, e a transição entre estes estados só pode ocorrer por processos de absorção ou emissão de fótons cujos quanta de energia coincidam exatamente com a diferença de energias que separam tais estados, como ilustrado na **Figura 7.7**.

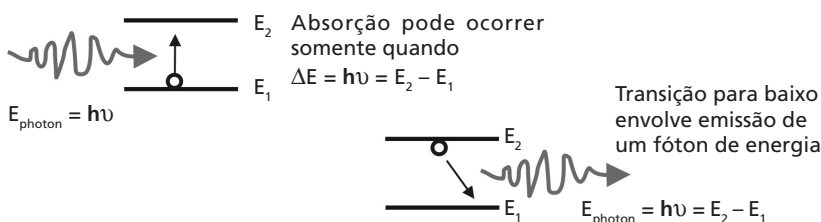


Figura 7.7: Os processos quânticos de emissão e absorção.

Um material cujos átomos ou moléculas não apresentam estados com níveis de energia coincidentes com a energia do fóton de uma dada radiação incidente é dito transparente a tal radiação. O ar e o vidro, por exemplo, são transparentes às radiações na faixa de frequências da luz visível; mas o ar não o é para as radiações ultravioleta, nem o vidro é transparente para as radiações infravermelhas. Na **Figura 7.8**, você pode ver um esquema ilustrando os estados de energia para os átomos de um material, comparativamente ao nível de energia da radiação à qual ele é transparente.

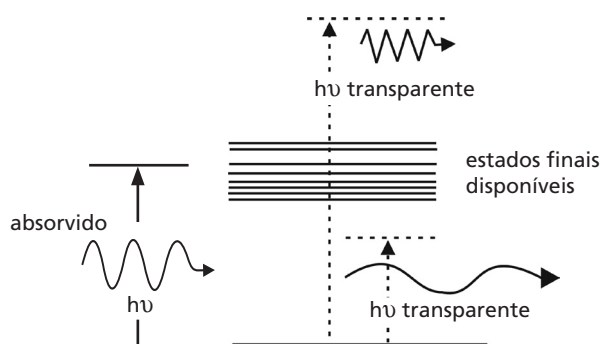


Figura 7.8: Transparência a uma radiação.



ATIVIDADE

3. Considerando a **Figura 7.6**, explique as radiações vermelha, azul-turquesa e violeta, emitidas pelo átomo de H, com base na idéias de Bohr.

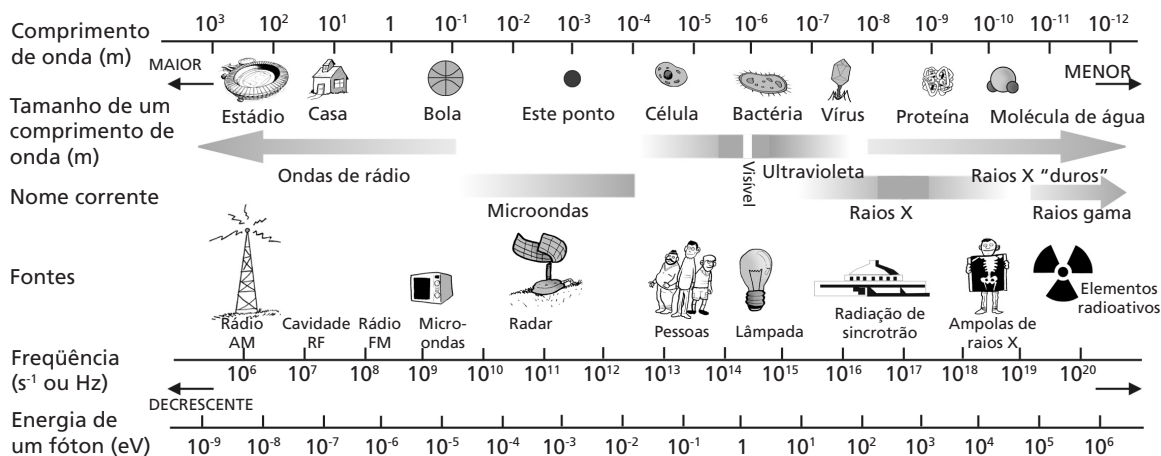
[illegible]

RESPOSTA COMENTADA

A radiação vermelha é emitida pela transição eletrônica do estado $n = 3$ para o estado $n = 2$, depois que o elétron absorveu um fóton de luz vermelha de energia $h\nu_v$, sendo ν_v a frequência da luz vermelha. A emissão azul-turquesa corresponde à – similar – transição eletrônica existente entre o estado $n = 4$ e o $n = 2$, depois que absorveu um fóton de luz turquesa. Finalmente, a raia (ou franja) violeta corresponde à transição do estado $n = 5$ para o $n = 2$, depois da absorção de um fóton de luz violeta, de energia $h\nu_v$, sendo agora ν_v a frequência da luz violeta.

UM TOUR PELO ESPECTRO ELETROMAGNÉTICO

Veja na **Figura 7.9**, um esquema do espectro eletromagnético, mostrando as faixas de frequência que classificam os diversos tipos de radiações.



Unidade de energia mais usada no mundo subatômico: elétron-volt (eV)
Múltiplos de eV: **1 keV** = 1.000 eV = 10^3 eV, **1 MeV** = 1.000.000 eV = 10^6 eV

Figura 7.9: O espectro eletromagnético.

O conjunto das radiações eletromagnéticas é ainda classificado segundo efeitos de alteração estrutural que elas provoquem, ou não, em átomos ou moléculas da matéria sobre os quais incidam. Nesta perspectiva, as radiações podem ser classificadas como diferenciadas entre não-ionizantes e ionizantes.

As radiações ionizantes são aquelas que provocam uma ruptura na organização elétrica do átomo ou da molécula, arrancando-lhe, com o choque na passagem, um ou mais elétrons de sua estrutura, tornando-o(a) um íon e quimicamente ativo(a). As radiações ionizantes encontram-se no extremo superior do espectro de frequências, onde encontramos os raios X, os raios γ e os raios cósmicos.

As radiações não-ionizantes não provocam tais efeitos. As alterações provocadas são temporárias; os átomos e moléculas atingidos por radiações não-ionizantes permanecem intactos na sua organização eletrônica, quando essas alterações desaparecem pelo retorno ao estado fundamental de energia mínima. As radiações não-ionizantes compreendem desde as ondas de rádio até as radiações ultravioleta.

Façamos agora um pequeno *tour* pelo espectro eletromagnético. Para cada uma das faixas de radiações, vejamos suas características, apontemos suas origens, suas formas de interação e efeitos produzidos e, ainda, destaquemos as principais aplicações que nos beneficiam, bem como danos ou prejuízos que nos causem.

Nosso *tour* começará pelo extremo onde se encontram as radiações de baixa frequência, na direção daquelas, no outro extremo, de frequência mais alta. Ou, o que equivale, em termos de comprimentos de onda, das ondas de maior comprimento de onda para as de menor comprimento de onda.

As ondas de rádio são aquelas cujas frequências se encontram no intervalo de 10^5 a 10^{10} Hz, que apresentam os maiores comprimentos de ondas do espectro, na faixa de 3km a 3cm e portam energias inferiores a 10^{-5} eV. Elas são geradas por circuitos oscilantes, em transmissores de estações, mas também em grandes corpos no espaço, tais como cometas, planetas ou nuvens de gás gigantes. São ondas desse tipo que trazem até nós os sinais que recebemos nos nossos aparelhos de rádio, TV e telefones celulares. No nível atômico e molecular, as ondas de rádio não provocam efeitos sobre a matéria; o corpo humano, como a maioria dos materiais, é transparente a essas radiações.

No intervalo de 10^{10} a 10^{12} Hz estão as microondas. Os comprimentos de onda respectivos situam-se na faixa de 3cm a 300 microns; elas portam energia de 10^{-5} a 10^{-3} eV. As microondas são geradas por válvulas eletrônicas especiais. Nessa faixa energética encontram-se apenas estados quânticos de rotação e de torsão molecular. Logo, os efeitos que uma microonda provocará em moléculas serão aqueles de girar ou torsionar as moléculas da matéria que recebe a radiação, produzindo calor como resultado desses movimentos. É dessa forma que um forno de microondas opera, aquecendo/cozinhando os alimentos. Mas é também pela mesma razão que microondas são usadas na pesquisa para se obter informações sobre a estrutura de moléculas.

A partir da análise dos espectros de rotação molecular é possível se determinar a intensidade das ligações químicas e os ângulos formados por moléculas. Microondas são também usadas para a transmissão de informações porque elas atravessam nuvens, chuva, neve e fumaça; são empregadas em radares, sensoriamento remoto e, ainda, em telefonia celular e transmissão de dados informatizados.

Continuando o *tour*, seguem-se as ondas infravermelhas, ou ondas de calor, situadas na faixa de 10^{11} a 4×10^{14} Hz, com comprimentos de onda entre 1 milímetro e 750 nanômetros e energias na faixa de 0,0012 a 1,65 eV. As ondas infravermelhas são geradas pela vibração ou oscilação dos elétrons exteriores a átomos e moléculas. Ao interagir com a matéria, as ondas infravermelhas colocam as moléculas em vibração. No cotidiano, experimentamos os efeitos dessas interações quando sentimos calor proveniente do Sol, de radiadores, de ferros de passar roupa, e até de nosso próprio corpo. Radiações infravermelhas são utilizadas para diversas finalidades: aquecimento/cozimento de alimentos em fornos de restaurantes, nos controles remotos de aparelhos eletroeletrônicos, na formação de imagens, com câmeras e filmes especiais sensíveis a essas radiações, e em terapias.

Às radiações infravermelhas está associado o efeito estufa, que é usado benéficamente em agricultura e jardinagem, mas também responsável pelo aquecimento global da Terra. O efeito estufa é o papel que a camada de CO_2 da atmosfera desempenha, impedindo que as radiações solares refletidas na faixa do infravermelho se propaguem para longe da Terra a fim de manter a temperatura em níveis adequados à vida, à disponibilidade de água, produzindo mudanças climáticas.

Prosseguindo, chegamos à faixa das radiações visíveis, que, genericamente, identificamos como luz. Em comparação com amplitude total do espectro, a luz ocupa uma faixa muito estreita de frequência, situada entre o infravermelho e o ultravioleta, que vai de 4×10^{14} a $7,5 \times 10^{14}$ Hz, correspondente a comprimentos de onda de 750 a 400 nanômetros e a energias de 1,65 – 3,1 eV. A origem da luz está nas oscilações ou transições dos elétrons entre as camadas mais externas dos átomos, conforme visto anteriormente quando estudamos os modelos atômicos.

Tendo atravessado a estreita faixa de frequência do visível, nosso *tour* se aproxima do extremo superior do espectro, alcançando a região das radiações ultravioleta, ou radiações UV. Tal denominação – o prefixo latino *ultra* significa além –, como você pode depreender, vem da posição ocupada por essas radiações na escala de frequência: além da luz violeta, a última radiação visível para nós.

As radiações UV têm frequências entre $7,5 \times 10^{14}$ e 3×10^{16} Hz, que correspondem a comprimentos de onda na faixa de 400 nm a 10 nm e as

energias compreendidas entre 3,1 – 124 eV. Nesta faixa de energia está o limiar entre as radiações não-ionizantes e as ionizantes. Tal como a luz, as radiações ultravioleta também se originam de transições eletrônicas das camadas mais externas dos átomos. Aquelas de menores comprimentos de onda (de frequências mais altas) têm energia no patamar da energia de ionização de muitas moléculas, tornando-se assim muito perigosas, pois provocam muitos danos à saúde.

Podemos fazer um pequeno jogo de palavras, afirmando que as radiações ultravioleta são ultraviolentas! Sua fonte primária é o Sol, mas elas também são produzidas em dispositivos criados pelo homem. Um exemplo disso são os arcos de solda elétrica, usados para soldar metais. Devido às altas energias que carregam, as radiações ultravioleta são fortemente absorvidas pela maioria das substâncias sólidas. Sobre a pele, seu efeito é muito conhecido: o tom bronzeado, que adquirimos no verão, vem justamente da absorção, pela nossa pele, das radiações UV emitidas pelo Sol, mas também aí reside o perigo maior de se adquirir também câncer de pele. Os protetores solares são substâncias que absorvem os raios UV, impedindo sua ação sobre nossa pele.

Nossos olhos são particularmente suscetíveis aos danos das radiações ultravioletas, pois elas provocam a conhecida inflamação UV ou mesmo a cegueira, provocada pela reflexão das radiações UV na neve que é uma das poucas substâncias que não as absorvem, mas as refletem. Não é por outra razão que você vê um soldador usar um visor de proteção quando faz uma solda elétrica. É neste contexto da periculosidade das radiações UV que se entende a importância da camada de ozônio na alta atmosfera. Esta importância reside no fato de que o ozônio funciona como um bloqueio às radiações solares UV, pois ele absorve 99% daquelas radiações UV de mais altas energias que são extremamente danosas para o homem. Como toda radiação, a UV não tem só riscos, ou representa só ameaças para nós; existem também, felizmente, os bons usos, tanto em terapias, quanto em tecnologias. Quanto às primeiras, destacamos o uso das radiações UV para estimular o sistema imune e os sistemas de várias enzimas.

Nas faixas de frequência da luz visível e das radiações ultravioleta, merecem destaque os processos de transição eletrônica por absorção de um fóton que provocam dois fenômenos de particular interesse no estudo de sistemas biológicos: a fluorescência e a fosforescência, que, com a ajuda do diagrama mostrado na **Figura 7.10**, explicamos, a seguir.

Nesse diagrama, estão mostrados os possíveis processos de transição eletrônica que ocorrem depois que um elétron, inicialmente no seu estado fundamental, absorveu um fóton de radiação e foi levado a algum estado excitado (de mais alta energia: S_1 , S_2 , ... S_n). A esses estados excitados estão associados outros estados intermediários, relativos a adicionais vibrações e rotações das moléculas, que você identifica no diagrama pelas inúmeras linhas próximas aos níveis eletrônicos de energia (S_1 , S_2 , ...). Se a absorção levou o elétron a ocupar um desses estados excitados, na transição para estados de menor energia, predominará o processo de perda de energia, por colisões com outras moléculas vizinhas, que se transforma em energia cinética, sem a emissão de luz.

Quando o elétron atinge o nível de energia mais baixo dos estados excitados, ele pode retornar ao estado fundamental novamente transformando a diferença de energia entre os estados (S_1 e S_0) em energia cinética, ou emitindo um fóton. O fóton emitido terá menor energia que o fóton absorvido. Essa emissão, após a absorção de luz, indicada no diagrama pela seta F, é chamada fluorescência. Os estados excitados que dão lugar a tais emissões têm tempo de vida muito curto, da ordem de 10 nanossegundos, significando que a permanência do elétron neles é dessa ordem de tempo.

Algumas substâncias apresentam ainda outros tipos de estados eletrônicos intermediários, com tempo de vida mais longo, da ordem de milissegundos. Se muitos elétrons, no seu retorno ao estado fundamental, caírem nestes estados excitados, ocorrerá a emissão de luz por minutos ou até horas após a excitação (absorção). Tal processo denomina-se fosforescência.

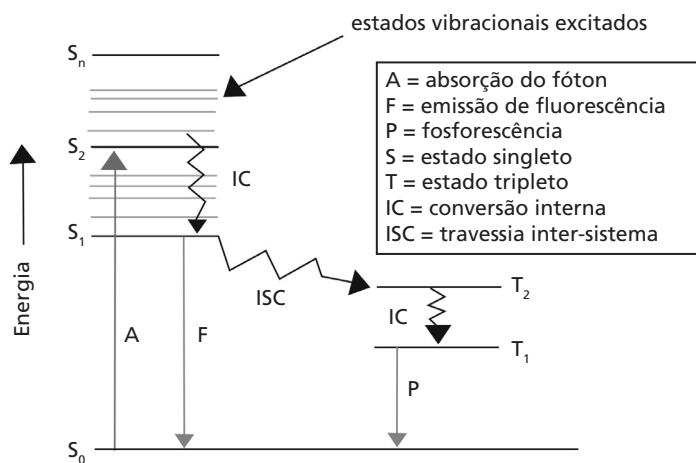


Figura 7.10: Diagrama de Jablonsky.

Chegamos ao fim do nosso *tour* ao atingir as radiações ionizantes, que compreendem os raios X, a radiação γ e os raios cósmicos.

“Raios cósmicos” é a designação dada às radiações de altíssima energia, da ordem de 100 a 1.000 trilhões de elétron-volts, que chegam à Terra vindas do espaço, cujas fontes estão na longínqua constelação Cygnus, situada a 37 mil anos-luz da Terra.

Dada a importância dos raios X e dos raios γ no contexto das Biociências, dedicamos a esses dois tipos de radiação uma atenção especial, preparando aulas específicas, Aulas 8 e 9, nas quais você terá oportunidade de aprender com mais profundidade. Por isso, finalizamos nosso *tour* aqui, com a simples caracterização dessas radiações. Os raios X estão na faixa de frequências maiores que $3 \times 10^{16}\text{Hz}$, com comprimentos de onda inferiores a 10nm e energias superiores a 124eV. Já os raios γ têm frequências superiores a 10^{20}Hz , comprimentos de onda menores que 10^{-12}nm e energias acima de 1MeV (milhão de elétron-volts).

Além disso, nas Aulas 10 e 11, discutiremos com mais detalhes a interação das radiações ionizantes e das não-ionizantes com a matéria, destacando e explicando suas principais aplicações nas Ciências Biológicas e na Medicina.

Até lá, então, pois vamos finalizar nossa aula discutindo um pouco mais o papel da luz nos sistemas biológicos.

ATIVIDADE



4. Considerando a escala de comprimentos de onda, ordene em sequência crescente as seguintes radiações eletromagnéticas: microondas, luz amarela, raios X, ondas de TV, luz violeta e raios γ . Identifique, dentre elas, aquelas que são ionizantes.

RESPOSTA COMENTADA

A ordem pela sequência crescente de comprimentos de onda é: raios γ , raios X, luz violeta, luz amarela, micro-ondas e ondas de TV. As radiações ionizantes são os raios X e os raios γ .

A LUZ E OS SISTEMAS BIOLÓGICOS

Como discutimos anteriormente, a luz visível e a luz ultravioleta interagem com os elétrons das últimas camadas eletrônicas (orbitais) dos átomos ou das moléculas. Os elétrons dos orbitais moleculares são responsáveis pela estabilidade da molécula, que ficará comprometida se esses elétrons forem excitados (se absorverem a energia dos fótons). A luz ultravioleta visível é, portanto, um forte agente catalítico e, certamente, você deve estar familiarizado com os efeitos danosos da luz solar: papéis ficam amarelados, plásticos perdem sua coloração original, envelhecimento precoce da pele por danos às fibras de colágeno e, também, o surgimento de câncer de pele por danos ao DNA das células epiteliais etc. Entretanto, nem todas as reações químicas provocadas pela luz ultravioleta visível são danosas. Um efeito positivo da luz ultravioleta é a indução da produção de vitamina D na pele. Uma molécula precursora presente na pele é transformada pela luz em vitamina D_3 , que é posteriormente metabolizada pelo organismo até se transformar em vitamina D. Em países com baixa incidência de luz solar, estima-se que ocorram anualmente dezenas de milhares de ocorrências de câncer devido à exposição insuficiente à luz ultravioleta (provavelmente, via deficiência de vitamina D).

Enfim, a energia contida em um fóton pode tanto resultar em um efeito danoso, como a lise das fibras de colágeno da pele, como iniciar uma cascata bioquímica benéfica. No período em que a vida estava surgindo na Terra, os níveis de radiação ultravioleta que atingiam a superfície do planeta eram 100 vezes maiores do que os atuais, já que não havia a camada de ozônio. Por este motivo, a maioria das teorias sobre a origem da vida sugere que as primeiras formas de vida existiam “escondidas” dos raios solares.

Recentemente, reconheceu-se que longas moléculas de RNA são mais estáveis sob a radiação UV do que outras longas moléculas e mais estáveis que as pequenas moléculas que as compõem. Independentemente da teoria que seja aceita para a origem da vida, os efeitos da radiação solar na estabilidade molecular devem ser levados em consideração. Os seres vivos, ao longo do processo evolutivo, aprenderam a se beneficiar dessa energia e a se proteger dos efeitos danosos.

O surgimento de estruturas moleculares capazes de armazenar a energia solar na forma de energia química foi provavelmente a etapa

mais importante no processo de evolução da vida em nosso planeta. A fotossíntese é o processo que, direta ou indiretamente, fornece a energia para toda a cadeia de vida na Terra. Embora as plantas retirem gás carbônico do ar e as demais substâncias do solo e da água, a energia necessária à fotossíntese é suprida pela luz solar.

Também importante para a evolução da vida na Terra foi o surgimento de estruturas capazes de detectar a presença de luz e, posteriormente, de reconhecer o meio ambiente através de uma imagem que certamente traz uma vantagem evolutiva notável. Provavelmente, os primeiros organismos a desenvolver olhos complexos, os Trilobites, predadores do início da era Cambriana, devem ter tido uma ampla vantagem em relação a suas presas, incapazes de detectar, da mesma forma, a sua presença. Novamente, a etapa inicial para a detecção da luz é a ativação de uma molécula pela absorção de um fóton. Esta molécula ativada dá início a uma cadeia de reações, que finalmente leva à reação adequada do organismo.

Finalmente, muitos organismos aprenderam a produzir luz, em um processo que pode ser considerado o inverso da fotossíntese, a bioluminescência. Bioluminescência é a produção e emissão de luz por um organismo vivo como resultado de uma reação química durante a qual energia química é convertida em energia luminosa.

Estima-se que 90% da vida marinha de águas profundas apresentem algum tipo de bioluminescência. Nos outros ecossistemas também encontramos, com menos frequência, mas com maior variedade de cores, organismos bioluminescentes, tais como as várias espécies de vaga-lumes que você certamente já conhece. Bioluminescência é encontrada em insetos, anelídeos, aracnídeos e mesmo em algumas espécies de fungos.

As reações bioluminescentes envolvem a oxidação de compostos orgânicos, como as luciferinas. A reação destes compostos com oxigênio molecular leva à formação de peróxidos altamente ricos em energia, que são em seguida quebrados, gerando moléculas-produto, uma delas em estado eletronicamente excitado (de alta energia). Essa molécula retorna então ao estado fundamental, emitindo um fóton. A chave para a eficiência desses processos é sua natureza enzimática: são enzimas – as luciferases – que catalisam tais reações de oxidação.

CONCLUSÃO

As ondas eletromagnéticas são os transportadores de energia mais eficazes que a natureza colocou à disposição da matéria para realizar os processos vitais na Terra. Do Sol se origina a luz, que é decisiva para a vida e para os sistemas biológicos; sem a fotossíntese, é praticamente impossível imaginar a vida no estágio evolutivo que conhecemos hoje. Por sua vez, no Sol, a luz – que é assim tão imprescindível – e outras radiações são relacionadas com a matéria; elas se originam nos processos quânticos que ocorrem no íntimo da estrutura mais elementar dos elementos químicos, seus átomos.

Foi justamente no bojo dos estudos das radiações eletromagnéticas que Einstein, em 1905, brilhantemente, concluiu, com sua famosa equação $E = mc^2$, que matéria é energia condensada. A vida, portanto, em última análise, deve ser vista como a feliz confluência das duas.

ATIVIDADE FINAL

Dê exemplos de interações, benéficas ou danosas, das radiações eletromagnéticas com os organismos vivos.

RESPOSTA COMENTADA

Como você pôde verificar no texto de nossa aula, praticamente todas as radiações, em sua interação com a matéria viva, podem ser benéficas ou danosas, a depender dos critérios e condições, sob os quais

são usadas. Tomemos, por exemplo, a luz solar. Ela é essencial para a vida, sendo responsável pela fotossíntese e pela visão. Entretanto, as radiações ultravioleta podem provocar lesões no DNA e, em decorrência, câncer. As radiações ionizantes, altamente cancerígenas, são utilizadas para combater esta mesma doença. Nas próximas aulas veremos em detalhes inúmeros efeitos das radiações.

RESUMO

A lei de Coulomb descreve a interação entre cargas elétricas como uma força que surge diretamente entre elas. A noção de campo nos remete à idéia de que as cargas não se atraem diretamente, mas por meio de uma modificação do espaço que as circunda. Ambas as formulações são equivalentes, mas a introdução do conceito de campo é vantajosa em inúmeras situações. Para uma camada superficial de cargas, nas suas proximidades, o campo elétrico é uniforme. Analogamente, como para o campo elétrico, o potencial elétrico é definido como uma propriedade do espaço; o campo multiplicado pelo valor da carga em um ponto desse espaço é a força que esta carga experimenta; o potencial multiplicado pela carga é a energia potencial elétrica desta partícula neste ponto do espaço.

INFORMAÇÃO SOBRE A PRÓXIMA AULA

Na próxima aula, discutiremos a radioatividade.

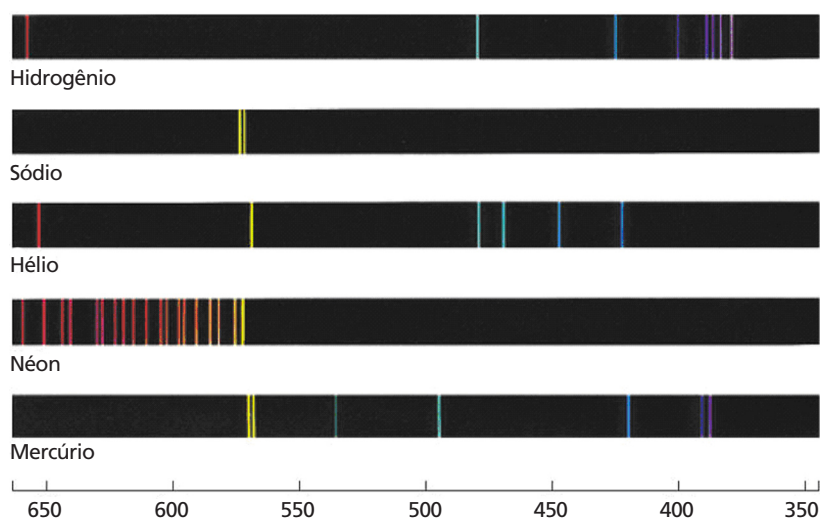


Figura 7.2: Espectros de H, Na, He, néon e mercúrio.

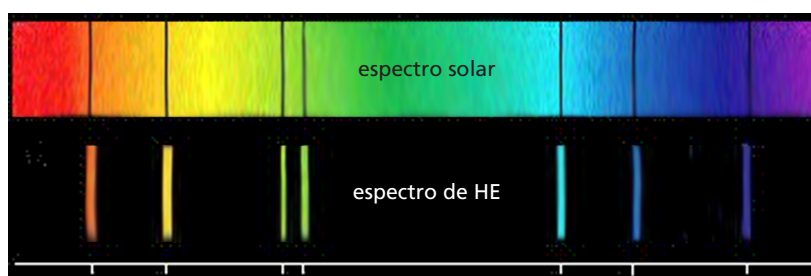


Figura 7.3: Espectro de He comparado com o solar.

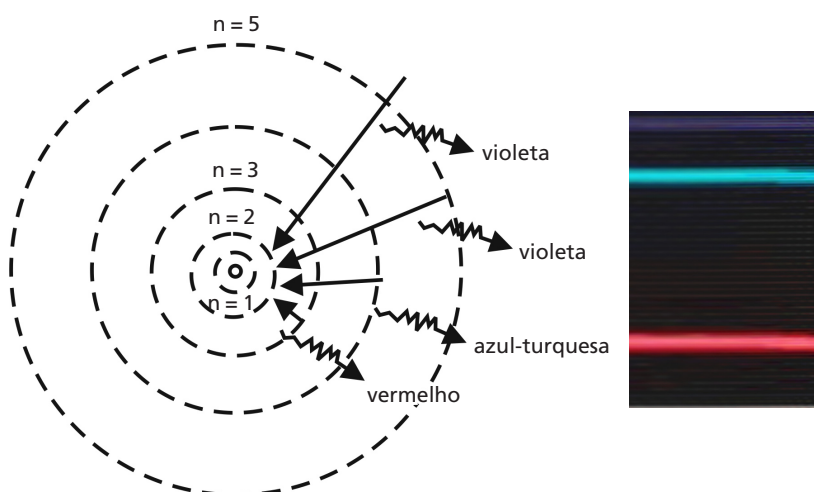


Figura 7.6: O espectro do H, com as emissões que dão origem às suas linhas espectrais na região do visível.

Radioatividade

Meta da aula

Apresentar e discutir a radioatividade a partir de uma abordagem mais conceitual adequada ao nível de conhecimentos que você adquiriu em Física.

objetivos

Após o estudo do conteúdo desta aula, você deverá ser capaz de:

- explicar o fenômeno da radioatividade;
- distinguir as três radiações diferentes e seus efeitos;
- explicar o decaimento radioativo e a transmutação de elementos;
- enunciar as diversas aplicações da radioatividade.

Pré-requisitos

Para compreender e apreender melhor o que será ensinado nesta aula, será necessário relembrar o conteúdo da aula de Química na qual foram apresentadas a natureza atômica da matéria, a composição dos átomos e de seus núcleos. Reveja, também, os conceitos de carga elétrica e diferença de potencial nas Aulas 2 e 3 de Introdução às Ciências Físicas 2, Módulo 2.

INTRODUÇÃO

Você, com certeza, já ouviu falar da radioatividade. Possivelmente, ouviu falar desse fenômeno mais diretamente associado a grandes estragos e prejuízos causados à humanidade. Você deve ter tomado conhecimento, por exemplo, da tragédia que foi a explosão das bombas atômicas jogadas pelos Estados Unidos sobre as cidades de Hiroshima e Nagasaki, no Japão, quando a Segunda Guerra Mundial praticamente já estava acabada, em 1945. Ou do incidente ocorrido em Goiânia (GO), em 1987, quando uma cápsula contendo Césio 137 – usada para radioterapia contra o câncer numa clínica e irregularmente abandonada em um terreno baldio – foi achada e aberta por sucateiros, provocando o surgimento de câncer e mortes naqueles que manipularam seu conteúdo.



Se você quiser ter mais detalhes sobre o acidente em Goiânia, acesse: http://pt.wikipedia.org/wiki/acidente_radioativo_de_goi%C3%A2nia

Talvez não tenha se dado conta, mas também já deve ter ouvido falar dos bons efeitos e usos que a radioatividade proporcionou e continua, cada vez mais, a proporcionar aos seres humanos.

A radioatividade é um fenômeno físico que determinados elementos químicos apresentam, mas que também pode ser produzido artificialmente em outros elementos naturalmente. Esse fenômeno tem uma ampla e diversificada aplicação, particularmente na área das Biociências, que possibilita o desenvolvimento de técnicas e tecnologias benéficas à humanidade. A Medicina, a agricultura e a indústria talvez sejam as áreas mais beneficiadas com o emprego da radioatividade.

Esta aula está organizada em três partes. Na primeira, sobre o fenômeno radioativo, discutimos e explicamos a origem da radioatividade e as formas diferentes em que ela se apresenta na Natureza. Na segunda, sobre decaimento radioativo, apresentamos a lei que governa o processo de decaimento e as principais grandezas que caracterizam esse processo: a constante de decaimento e meia-vida. Na terceira parte, sobre radioatividade artificial, fazemos uma pequena discussão sobre esse processo e as reações nucleares, bem como uma introdução sobre as suas aplicações.

O FENÔMENO RADIOATIVO

A descoberta dos raios X no final do século XIX e a discussão sobre a interferência das substâncias na produção desses raios estimularam os estudos de **HENRI BECQUEREL** sobre as radiações ultravioleta, a fluorescência e a fosforescência, que acabaram por o levá-lo à descoberta da radioatividade.

Becquerel constatou que a amostra de um sal de urânio colocada no interior de uma caixa opaca no fundo de uma gaveta era capaz de velar (marcar) um filme virgem, mesmo sem ter sido submetida previamente a radiações de qualquer natureza (por exemplo, a luz do sol). Em outras palavras, ele suspeitou que as radiações se originavam da própria substância. Isso foi comprovado por outros pesquisadores em 1897 (como Pierre e **MARIE CURIE**), ao realizarem experiências com outras substâncias. O fenômeno foi batizado, por Marie Curie, como radioatividade, em razão de se apresentar como uma propriedade característica de alguns elementos – o urânio (U), o tório (Th), o polônio (Po) –, que, tais como o rádio (Ra), emitiam radiações espontaneamente. Para destacar a importância das pesquisas desenvolvidas em função da descoberta da radioatividade, vale mencionar que, com as experiências do casal Curie, foram descobertos mais dois elementos da Tabela Periódica: o polônio e o próprio rádio.



A radioatividade é um fenômeno atômico que, mais especificamente, se origina no núcleo dos átomos de elementos chamados radioativos, e consiste na emissão espontânea de três tipos distintos de radiação, designadas α (alfa), β (beta) e γ (gama).

O segredo da radioatividade: o núcleo atômico

Como você sabe, o átomo é o elemento de base da estrutura da matéria, que, à semelhança do sistema solar, consiste em um núcleo em torno do qual giram os elétrons, partículas carregadas negativamente. No núcleo estão aglutinadas partículas carregadas positivamente, os prótons, e outras partículas, de mesmo tamanho, mas sem carga, os nêutrons. Cada elemento químico é caracterizado pela estrutura de seu núcleo de acordo com a quantidade de prótons e nêutrons existentes. São usados dois números nessa caracterização: o número atômico, que especifica a quantidade de prótons, e o número de massa, que corresponde à soma

ANTOINE HENRI BECQUEREL (1852-1908)

Francês nascido em uma família de renomados cientistas, foi professor de Física Aplicada em diversas instituições francesas (Museu de História Natural, Conservatório de Artes e Ofícios, Escola Politécnica, nas quais desenvolveu a maior parte de suas pesquisas sobre polarização da luz, fosforescência, absorção da luz por cristais, raios X). Tais pesquisas acabaram por conduzi-lo à descoberta do fenômeno da radioatividade. Pelos resultados de seu trabalho nessa área, Becquerel foi agraciado com metade do Prêmio Nobel de Física, em 1903, também concedido ao casal Pierre e Marie Curie.

MARIE SKŁODOWSKA CURIE (1867-1920)

Nasceu em Varsóvia, Polônia, onde, à época, os estudos universitários eram proibidos para mulheres. Por este motivo, transferiu-se para Paris, onde ingressou na Sorbonne, graduando-se em Física e Matemática em apenas três anos. Em 1894, foi apresentada ao chefe do laboratório da Escola Municipal de Física e Química Industriais, Pierre Curie, cientista que já tinha feito importantes descobertas sobre magnetismo e cristais, mas que, até então, não tinha obtido o seu grau de doutor. Marie trabalhou e colaborou com Pierre Curie, vindo a casar-se com ele em 1895.

do número de prótons com o de nêutrons. Na Tabela Periódica, usa-se uma notação padrão para os elementos químicos na forma:



onde X assume o símbolo do elemento químico, Z é o número atômico e A é o número de massa.



Quando tiver oportunidade – talvez em sua próxima visita ao pólo Cederj – visite o endereço <http://www.colorado.edu/physics/2000/applets/a2.html>, onde uma Tabela Periódica parcialmente reproduzida mostra a estrutura dos átomos de alguns elementos.

Átomos de um mesmo elemento podem ter núcleos com diferentes quantidades de nêutrons. Eles têm o mesmo número atômico Z, mas com diferentes valores do número de massa A. As possíveis versões diferentes deste elemento são chamadas isótopos. O carbono (C), por exemplo, tem seis isótopos:



No núcleo, os prótons, carregados positivamente, são mantidos juntos com os nêutrons, devido ao equilíbrio entre a força eletromagnética de repulsão entre eles e a força de atração nuclear. Essa força de atração nuclear é denominada “interação forte” e tem uma origem física completamente diferente daquela das forças eletromagnéticas ou gravitacionais.

Na **Figura 8.1**, está ilustrado o equilíbrio entre essas duas forças:

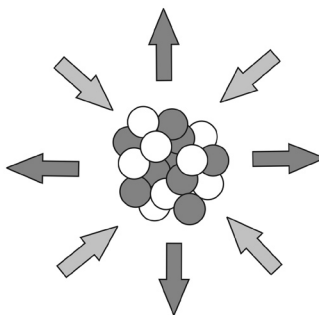


Figura 8.1: Esquema mostrando o equilíbrio entre as forças eletromagnéticas de repulsão entre os prótons (setas apontando para fora) e as forças fortes de atração no núcleo atômico (setas apontando para dentro).

Quando, por alguma razão, esse equilíbrio é quebrado, o núcleo do átomo emite uma considerável quantidade de energia na forma de partículas aceleradas ou de onda eletromagnética. Tem-se, então, o fenômeno da radioatividade, apresentado por aqueles elementos cujos núcleos muito energéticos se tornam instáveis em face de um excesso de partículas ou de cargas. Sob tais circunstâncias de instabilidade, esses núcleos vão em busca de uma situação de estabilidade.

Assim, podemos concluir que os elementos que apresentam isótopos são fortes candidatos a se incluírem entre aqueles radioativos. Por isso, distinguem-se dois tipos de isótopos de um mesmo elemento: os estáveis, que não são capazes de emissão espontânea, e os instáveis ou radioativos. No exemplo dado anteriormente com o carbono (C), quatro deles são instáveis (carbono 10, carbono 11, carbono 14 e carbono 15) e dois (carbono 12 e carbono 13) são estáveis.

Aproveite bem sua próxima visita ao pólo Cederj e veja, no endereço <http://www.colorado.edu/physics/2000/applets/iso.html>, os isótopos estáveis e instáveis de alguns elementos. Examine, por exemplo, o berilo e o flúor.

ATIVIDADE



1. Das afirmativas a seguir, indique aquelas que, combinadas, melhor descrevem o fenômeno da radioatividade:

- A radioatividade é o fenômeno que ocorre com os átomos de um elemento quando se estabelece o desequilíbrio entre as forças de atração entre os elétrons e o núcleo e as forças de repulsão entre os elétrons nas suas diversas camadas.
- A radioatividade é um fenômeno nuclear, porque ele se origina no núcleo dos átomos de um elemento.
- A radioatividade é um processo que se origina no nível das camadas dos elétrons dos átomos de um elemento, daí poder-se afirmar que a radioatividade é um fenômeno eletrônico.
- A radioatividade é um fenômeno unicamente artificial.
- A radioatividade ocorre, naturalmente ou artificialmente, quando se rompe, dentro do núcleo dos átomos, o equilíbrio entre as forças de repulsão entre os prótons e a força de atração nuclear.

f. A radioatividade é a emissão espontânea de partículas carregadas e de radiação eletromagnética pelos átomos de alguns elementos.

RESPOSTA COMENTADA

As afirmativas b, e, e f são aquelas que, combinadas, melhor descrevem o fenômeno da radioatividade. Todas estão corretas e se complementam. As outras afirmativas estão erradas.

Os processos de estabilização do átomo: as emissões radioativas α , β e γ

O átomo instável de um elemento radioativo, para atingir um estado mais estável, pode ejetar do seu núcleo uma partícula chamada α (alfa), constituída de dois prótons e dois nêutrons, idêntica a um núcleo de hélio (Figura 8.2).

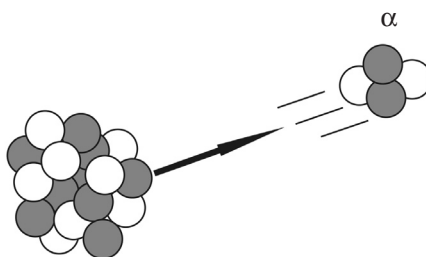


Figura 8.2: Uma partícula α – dois prótons e dois nêutrons ou um núcleo de He – sendo emitida de um núcleo atômico.

A emissão de uma partícula α acontece em elementos muito pesados, como o urânio, o tório e o rádio. Os núcleos de seus átomos têm muito mais nêutrons do que prótons.

Com a emissão de uma partícula α , o átomo perde dois prótons e dois nêutrons, transformando-se em outro elemento mais leve. Por exemplo, após a emissão de uma partícula α , um átomo de urânio 238 (de número atômico 92) transforma-se ou transmuta-se num átomo do tório 234 (de número atômico 90). Daí, falar-se também em decaimento radioativo.

Em razão de sua massa e carga, as partículas α emitidas interagem fortemente com a matéria que elas encontram à sua frente – mesmo com o ar – produzindo ionização (remoção de elétrons) em distâncias curtas. Isso quer dizer que as partículas α possuem uma grande seção de choque,

colidem fortemente com a matéria e perdem energia rapidamente; seu poder de penetração, ou alcance, é muito pequeno, o que leva essas emissões a serem bloqueadas por uma folha de papel ou papelão, assim como pelas camadas mais superficiais da pele. Por esta razão, as radiações α não são usadas em radioterapia.



Mas atenção, isso não implica que elas sejam inofensivas para os seres vivos, particularmente para o homem. Se, por exemplo, uma fonte de emissão α for levada para o interior do corpo – por meio da inalação ou ingestão de poeiras radioativas –, as radiações α afetarão as células, produzindo danos maiores do que outros tipos de radiação, justamente porque a energia estará sendo liberada a curta distância.

Na escala atômica, ou microscópica, a energia é medida na unidade elétron-volt (eV). Um elétron-volt corresponde à energia que um elétron adquire ao atravessar uma diferença de potencial elétrico de 1 volt. Como a carga de um elétron vale $1,6 \times 10^{-19}\text{C}$, tem-se que a equivalência entre o eV e o Joule é dada por

$$1\text{eV} = 1,6 \times 10^{-19}\text{C} \times 1\text{V} = 1,6 \times 10^{-19}\text{J}.$$

Nessa escala, as partículas α apresentam energias de 1 a 5 MeV (milhões de elétron-volt).

O alcance, ou poder de penetração, da partícula α é a distância que ela atinge até parar, perdendo toda a energia. Ele depende basicamente de dois fatores: da energia com que a partícula é emitida e da densidade do meio ou do material com o qual ela interage. Assim, para partículas de dada energia, o alcance será tanto menor quanto maior for a densidade do material que elas encontrarem em sua trajetória. Veja, na **Tabela 8.1**, valores do alcance de partículas α para alguns materiais.

Tabela 8.1: Alcance das radiações para alguns materiais

Radiação	Material	Alcance (cm)
α	ar	1
α	pele humana	$0,33 \times 10^{-2}$
α	alumínio	$0,32 \times 10^{-2}$
β	ar	10 a 30
β	alumínio	1
β	chumbo	0,2
γ	concreto	10^2
γ	chumbo	5
γ	ar	10^4

Um segundo processo de busca pela estabilização pode ocorrer pela emissão de uma partícula carregada negativamente, um elétron. Essa emissão resulta da transformação de um nêutron num próton, quando existe um excesso de nêutrons em relação a prótons. Chamamos esse fenômeno emissão ou radiação β (beta).

Quando no núcleo existe um excesso de prótons em relação a nêutrons, a estabilização se dá pela emissão de uma partícula positiva de massa igual ao do elétron, chamada pósitron ou β^+ (beta +), pela conversão de um próton em um nêutron. Na **Figura 8.3**, você pode ver um esquema dessas radiações:

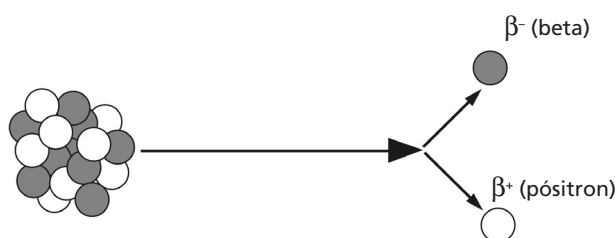


Figura 8.3: Esquema de emissão da partícula β – um elétron ou um pósitron – de um núcleo atômico.

Nas radiações β , o elétron (ou o pósitron) é sempre acompanhado de uma outra partícula, chamada neutrino, que não tem carga e cuja massa é muito pequena.

As partículas β são emitidas tanto por átomos de elementos mais pesados (de número atômico alto), como, por exemplo, estrôncio 90, tecnécio 99, quanto por átomos de elementos mais leves, como o cálcio 45 ou o berílio 7.

Assim como nas radiações α , na emissão β , com a transformação de próton em nêutron, verifica-se o decaimento para outro elemento de número atômico mais baixo. Por exemplo, o berílio 7, pela emissão de pósitron, decai no lítio 7.

As partículas β são mais penetrantes, isto é, têm alcance maior do que as partículas α . Por serem menores, reduz-se a probabilidade de se chocarem com os átomos do meio. As partículas β conseguem penetrar até a camada seminal da pele, ou de um a dois centímetros na água, mas são totalmente absorvidas por uma folha de alumínio de alguns milímetros de espessura. Na **Tabela 8.1** é mostrado o alcance das radiações β para

alguns materiais, para diferentes valores de energia. A faixa de energia das radiações β é de 1 a 3 MeV.

Finalmente, tem-se o último dos processos radioativos: a radiação γ (gama), ou raios γ , que é, por assim dizer, a etapa de culminação da busca do núcleo pela estabilidade. Quando, após uma emissão α ou β , ele ainda experimenta um excesso de energia, este excesso é liberado na forma de uma onda eletromagnética, como mostrado na Figura 8.4.

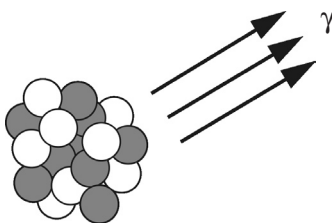


Figura 8.4: Esquema de emissão dos raios γ – ondas eletromagnéticas – sendo emitidos por um núcleo atômico.



O termo “radiação” é indistintamente usado tanto para a emissão de partículas (radiação α ou β) quanto para a emissão de ondas eletromagnéticas, também denominadas raio ou radiação γ .

Os raios γ são similares aos raios X, mas diferem destes pelo fato de se originarem no núcleo do átomo ou na interação entre partículas nucleares. Por essa razão, sua energia é usualmente superior. No espectro eletromagnético, eles estão situados numa faixa de frequência mais alta, entre a dos raios X e a dos raios cósmicos.

Devido a suas altas energias, a radiação γ é fortemente ionizante; tem um grande poder de penetração, bem maior que o das outras duas. Um raio γ atravessa facilmente o corpo humano, bem como uma espessa camada de água, conseguindo até mesmo uma penetração considerável numa parede de concreto.



A radiação γ é a mais apropriada ao uso na Medicina, mas ao mesmo tempo pode ser mais perigosa, devido a seu alto poder de penetração. Por isso, devem-se cumprir todas as medidas de proteção quando vamos utilizá-la.

Você pode comparar o poder de penetração, ou alcance, dos três tipos de radiação, observando a **Figura 8.5**.

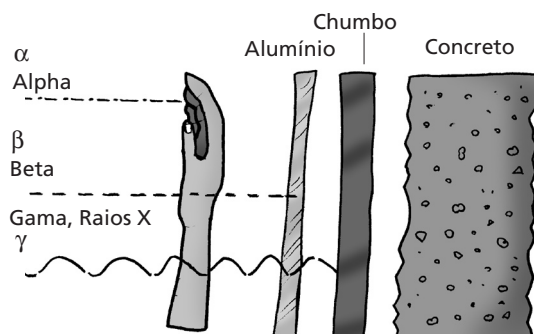
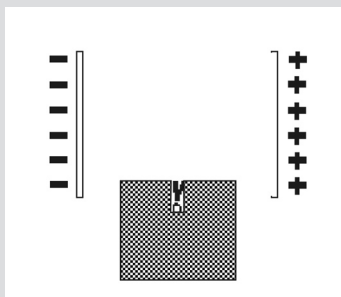


Figura 8.5: O alcance ou poder de penetração das três emissões radioativas ilustrado para diferentes materiais e para o corpo humano.

ATIVIDADE

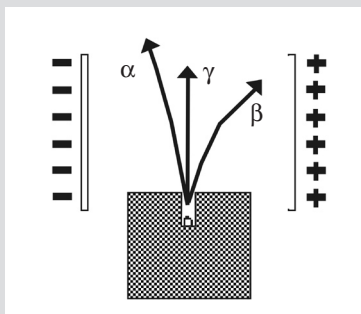


2. Você agora já sabe distinguir as três emissões radioativas; duas delas são partículas carregadas, e a terceira, uma onda eletromagnética. Além disso, você também deve saber, de seus estudos sobre eletricidade e magnetismo, que cargas elétricas que se movimentam em campos elétricos ou magnéticos têm suas trajetórias desviadas. Levando em conta essas considerações, complete o esquema a seguir. Nele você pode observar uma fonte radioativa emitindo as três radiações através de um campo elétrico. Trace, para cada tipo de radiação, a trajetória que será seguida.



RESPOSTA COMENTADA

Foi realizando experiências como a que você viu que Rutherford – ainda nesta aula há um verbete sobre esse cientista – descobriu a existência de dois tipos de radiação (α e β) envolvendo cargas diferentes, e que sofrem deflexão de suas trajetórias para direções opostas. As radiações β são desviadas para a direita e as α para a esquerda. O raio γ , por ser uma onda, segue a sua trajetória original. O quadro a seguir mostra o esquema completo.



DECAIMENTO RADIOATIVO

Como vimos, a emissão de partículas α e β provoca transformações nos núcleos dos átomos, que dão lugar ao surgimento de átomos de outro elemento químico. Se esse novo elemento é também radioativo, isto é, se seu núcleo é instável, ele também emitirá novas radiações, transformando parte de seus átomos em átomos de um terceiro elemento, e assim sucessivamente: os novos átomos radioativos que vão se formando decaem até alcançarem uma configuração estável. Esse processo de desintegrações ou decaimentos sucessivos apresenta-se naturalmente com o urânio e o tório, que decaem em seqüências específicas e definidas, denominadas séries ou famílias radioativas.

São conhecidas três séries naturais: a série do urânio, a do actínio e a do tório. A do urânio começa com o isótopo urânio 238, a do actínio com outro isótopo do urânio, o U 235, e a do tório com o tório 232. Todas elas terminam no elemento estável chumbo, respectivamente nos isótopos Pb 206, Pb 207 e Pb 208. No esquema a seguir, você pode observar a série do urânio 238, com os principais decaimentos e os correspondentes tipos de emissão:

Urânio-238

$4,5 \cdot 10^9$ de anos

$\alpha \downarrow$

Tório-234

24,1 dias

$\beta \downarrow$

Protactínio-234

1,14 minutos

$\beta \downarrow$

Urânio-234

$2,7 \cdot 10^5$ anos

$\alpha \downarrow$

Tório-230

$8,3 \cdot 10^4$ anos

$\alpha \downarrow$

Rádio-226

1 590 anos

$\alpha \downarrow$

Radônio-222

3,825 dias

$\alpha \downarrow$

.. \downarrow

Polônio-210

140 dias

$\alpha \downarrow$

Chumbo-206

estável

Aproveite sua próxima visita ao pólo Cederj e consulte o endereço <http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbase/nuclear/radser.html#c1>. Nele você encontrará as três séries referidas.

Atividade de uma amostra e a lei de decaimento

Denomina-se atividade de uma amostra radioativa a taxa temporal segundo a qual se verificam as transformações de seus átomos pelas emissões de partículas, ou seja, a atividade expressa a variação do número de átomos por unidade de tempo. Se $N(t)$ representa o número de átomos existentes num determinado instante de tempo t , designando por A a

atividade, temos, pela definição, que a atividade é dada pela derivada de $N(t)$ em relação ao tempo t , ou

$$A = \frac{dN}{dt} .$$

A atividade A é medida em Becquerel (Bq), que é igual a uma desintegração por segundo, e ainda em Curie (Ci), que vale $3,7 \times 10^{10}$ Bq.

Embora não se possa estabelecer com precisão quando um átomo decairá, é possível fazer uma previsão estatística desse tempo quando está em jogo um grande número de átomos. Assim, considerando-se que a atividade A é proporcional ao número de átomos presentes na amostra num dado instante, podemos escrever

$$A = \frac{dN}{dt} \propto N$$

ou

$$\frac{dN}{dt} = -\lambda N ,$$

onde λ é a constante de proporcionalidade e o sinal de “menos” indica que a quantidade de átomos está diminuindo. A partir dessa equação, obtém-se a lei que expressa o decaimento radioativo:

$$N = N_0 \exp (-\lambda t) ,$$

onde N_0 é o número original de átomos e λ , a constante de decaimento da amostra.

Meia-vida

A lei de decaimento expressa anteriormente diz que o número inicial de átomos radioativos presentes, à medida que o tempo passa, diminui de forma exponencial. Isso significa que sua atividade vai sendo reduzida rapidamente e, ao final de um determinado tempo, torna-se praticamente insignificante.

A fim de se ter uma estimativa desse tempo de duração da atividade radioativa de um elemento, define-se um tempo, chamado meia-vida, que é aquele necessário para que a atividade do elemento seja reduzida à metade do seu valor original.



ATIVIDADE

3. Usando as definições de atividade e meia-vida, e considerando o fato de que a atividade é proporcional ao número de átomos existentes num dado instante de tempo t e as expressões citadas, encontre a relação existente entre a meia-vida e a constante de decaimento.

[illegible]**RESPOSTA COMENTADA**

Designemos por τ o tempo necessário para que o número inicial de átomos radioativos se reduza à metade; ou seja, estamos chamando de τ a meia vida da amostra em questão. Então, se decorrido esse tempo, o número inicial de átomos, N_0 , reduz-se à metade, temos que

$$N(\tau) = N_0 e^{-\lambda \tau} = \frac{N_0}{2}$$

$$e^{-\lambda \tau} = \frac{1}{2}.$$

Aplicando, agora, o \ln à última expressão anterior, obtemos

$$\tau = \frac{\ln \frac{1}{2}}{\lambda} = \frac{0693}{\lambda},$$

que é a resposta que você deve ter encontrado.

RADIOATIVIDADE ARTIFICIAL

Deve-se a **RUTHERFORD**, em 1914, a idéia sobre a possibilidade de se realizar o processo inverso ao da radioatividade observada naturalmente.

Rutherford pensou que deveria ser possível alterar o núcleo de um átomo, bombardeando-o, numa colisão direta, com um elétron rápido ou com uma partícula α , como aquelas emitidas por átomos radioativos. Para tanto, ele baseou-se nos conhecimentos sobre a radioatividade e a estrutura nuclear, assim como na teoria proposta por Einstein, em 1905, a Teoria da Relatividade Especial. Essa teoria estabelece que “matéria e energia são apenas duas manifestações diferentes da mesma realidade física que podem se converter uma na outra, segundo a equação $E = mc^2$ ”.

De fato, Rutherford estava certo. Suas idéias e experiências desaguarão não apenas na produção de isótopos radioativos criados artificialmente, como aqueles de nitrogênio, fósforo e alumínio, sintetizados por Frédeéric Joliot, na década de 30 do século XX, mas também nos processos de fissão (1942) e de fusão (1952) nucleares.

A fissão é um processo de reação nuclear no qual um núcleo de um átomo bombardeado por um nêutron se parte, liberando uma enorme quantidade de energia. Normalmente, o núcleo bombardeado é o do urânio, que, ao se partir, libera energia e outros nêutrons. Esses nêutrons atingem novos núcleos, provocando uma reação em cadeia.

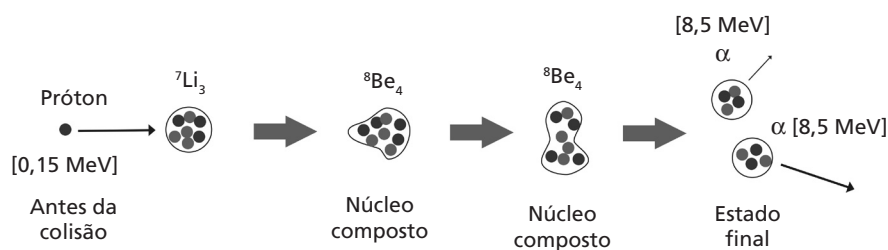


Figura 8.6: Esquema da fissão nuclear provocada em um átomo de ${}^7\text{Li}$ por um próton de 0,15 MeV (figura retirada do site <http://www.ufsm.br/gef/FNfinu.htm>).

ERNEST RUTHERFORD (1871-1937)

Físico e químico neozelandês. Depois de formado, transferiu-se para a Inglaterra, onde trabalhou como assistente de Thomson, a quem sucedeu como diretor do laboratório de Cavendish, em Cambridge. Rutherford é considerado um dos pais da Física Atômica e fundador da Física Nuclear, em razão das investigações e estudos que desenvolveu nessas áreas. Deve-se a ele o modelo do átomo nuclear, positivo, orbitado por elétrons, bem como inúmeros avanços conquistados no campo da radioatividade e da Física Nuclear. Pelas suas investigações sobre a desintegração dos elementos e a química das substâncias radioativas, obteve em 1908 o Prêmio Nobel de Química. Foi também presidente da Royal Society (1925-1930). Em 1931 foi agraciado com o título de primeiro barão de Rutherford de Nelson e Cambridge.

A fusão nuclear é, de certa forma, o processo inverso, no qual dois núcleos de átomos são forçados a se juntar, ou fusionar, liberando também uma enorme quantidade de energia. Este é um processo que exige condi-

ções muito especiais para se concretizar artificialmente, pois ele requer, para sua partida, uma quantidade de calor extremamente grande. Na Natureza, ele ocorre no Sol e em outras estrelas, quando núcleos de H se fusionam, formando o hélio. É por meio da fusão nuclear, nestes astros, que luz e calor são gerados.

A **Figura 8.7** ilustra este processo que, futuramente, poderá ser uma fonte de energia abundante.

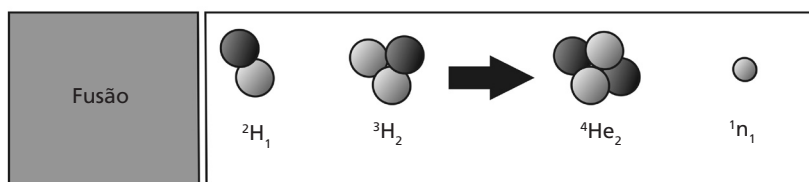


Figura 8.7: Esquema da fusão de dois isótopos de H formando hélio (figura tirada do site <http://www.dfn.if.usp.br/pagina-dfn/divulgacao/abc/Basic.html#Fusion>)



À fissão nuclear, lamentavelmente, está associado um dos maiores traumas da humanidade, que se originou da explosão das bombas atômicas lançadas no Japão, em agosto de 1945. Tais explosões provocaram a morte instantânea de mais de 140 mil pessoas e deixaram um rastro de danos físicos e morais, com reflexos até hoje. A bomba atômica funciona por fissão nuclear. Também é lamentável que a fusão nuclear esteja associada à arma mais poderosa e mais devastadora criada pelo homem: a bomba de hidrogênio. Ela é milhares de vezes mais poderosa que a bomba atômica. A primeira bomba H explodida em testes pelos Estados Unidos, em 1952, era 100 mil vezes mais potente que a atômica lançada sobre Hiroshima. Atualmente, estima-se que existam cerca de 50 mil bombas nucleares em poder dos países que detêm a tecnologia de produção de bombas. Isto é suficiente para dizimar toda a população do planeta.

Em função desses dados aterradores, que bem ilustram o mau uso dos conhecimentos científicos, os benefícios e vantagens das aplicações das radiações e da energia nuclear são sempre obscurecidos, pois pouca divulgação lhes é dada. Entretanto, eles são inúmeros e diversificados.

Na Medicina, por exemplo, podemos destacar a utilização dos radioisótopos, tanto no âmbito do diagnóstico como no da terapia.

No diagnóstico de muitas disfunções orgânicas, os radioisótopos são usados como traçadores ou mapeadores, porque a radiação que emitem é acompanhada por detectores. Por exemplo, o iodo 131 é usado no

diagnóstico de disfunções da tireóide e o tecnécio 99 em cintilografias renal, cerebral, pulmonar e óssea.

Na terapia ou tratamento de doenças, o rádio, o cobalto 60 e o céscio 137, assim como outros radioisótopos, são usados contra o câncer e outros tipos de tumores, destruindo as células atingidas.

Na agricultura, os traçadores radioativos são usados para se acompanhar o metabolismo de plantas. Além disto, radioisótopos são também usados para marcar insetos para identificar-se um predador de outros insetos nocivos às plantações e na esterilização de machos de espécies também nocivas.

Na indústria, a gamagrafia é uma técnica que usa radioisótopos para controle de qualidade das peças produzidas, permitindo a identificação de defeitos no material empregado, ou na aviação, para medir a fadiga das peças metálicas das aeronaves.

Deve-se ainda destacar a aplicação de métodos de datação de materiais como, por exemplo, o do carbono 14 e o chumbo-alfa, úteis em diversas áreas, como a Arqueologia, a Antropologia e a Geologia.

As reações nucleares de fissão, apesar de envolverem vários riscos, são utilizadas nas usinas nucleares para geração de energia elétrica. Nessas usinas ou reatores nucleares, o calor gerado pela fissão controlada do combustível radioativo é usado para acionar as turbinas que produzem a energia elétrica. No Brasil, temos a usina de Angra dos Reis, no Rio de Janeiro, com dois reatores, Angra I e Angra II, que entraram em operação, respectivamente, em 1985 e 2001.

Finalmente, vale destacar os reatores de fusão nuclear controlada, como o Tokamak do Departamento de Energia da Universidade da Califórnia, Los Angeles, e o Euratom, da União Européia, cujos objetivos são pesquisas fundamentais no campo da Física do Plasma, que têm ampla e diversificada aplicação tecnológica.

CONCLUSÃO

Os elementos radioativos naturais e artificiais são poderosas fontes de energia à disposição da humanidade, para o bem ou para o mal. Usá-los apenas para benefício e desenvolvimento da humanidade, preservando-se a Natureza, dependerá tão-somente da ética de cientistas, políticos e cidadãos.

RESUMO

A radioatividade tem origem nuclear; ela ocorre com alguns elementos (radioativos) quando se rompe o equilíbrio entre as forças presentes no núcleo de seus átomos: a força elétrica de repulsão entre os prótons e a força nuclear extremamente forte que mantém aglutinados os prótons e nêutrons. A radioatividade é a emissão espontânea de uma partícula α (núcleo do hélio), uma partícula β (um elétron) ou uma onda eletromagnética, a radiação γ . Essas emissões têm poder de penetração de diferentes ordens e por isso causam efeitos distintos na sua interação com a matéria. As radiações alfa e beta promovem a transmutação ou transformação do átomo emissor para outro de um elemento químico diferente, denominada decaimento radioativo. O decaimento de uma amostra radioativa é uma função exponencial do tempo. Pelo decaimento, existem três séries radioativas naturais: a do urânio 238, a do urânio 235 e do tório 232, que terminam em isótopos do chumbo. A radioatividade e a energia nuclear, em que pesem os potenciais e efetivos danos causados ao homem por seus efeitos, têm usos e aplicações benéficos à humanidade nas mais diversas áreas: Medicina, indústria, agricultura, Geologia etc.

ATIVIDADE FINAL

O iodo 131, usado para exames de tireóide, tem uma meia-vida de oito dias. Calcule após quantos dias a atividade ingerida pelo paciente atingirá um valor 1.000 vezes menor. Esse tempo, que você acaba de calcular, seria relativamente grande para um paciente virar uma fonte radioativa ambulante, você não acha? Então, como você explica dois fatos normais que valem para todas as pessoas que fazem esse exame: a. o paciente é liberado para voltar para casa poucas horas após a realização do exame; b. ele poderá repetir o exame num tempo inferior ao que você calculou?

a. _____

b.

RESPOSTA COMENTADA

Se a meia-vida do iodo 131 é de oito dias, a constante de decaimento do iodo 131 é, de acordo com a relação que você obteve na segunda atividade, $\lambda = 0,693/8 = 0,0866$. Se, por outro lado, desejamos que, passado determinado tempo, a atividade caia a um valor 1.000 vezes menor, temos que escrever, usando a lei do decaimento, que você aprendeu, que

$$A(t) = N_0/1000 = N_0 e^{-0,0866t}$$

aplicando o Ln (logaritmo neperiano), fornece para t o valor de 79,7, ou cerca de 80 dias. Como felizmente o organismo humano elimina rapidamente a maioria das substâncias ingeridas pelas fezes, pelo suor e pela urina, a substância radioativa ingerida é por essas vias expelida, permitindo a liberação do paciente sem riscos para si próprio e para seus circunstantes em poucas horas, podendo ele voltar a repetir o exame num tempo muito inferior aos 80 dias que seriam necessários para que a substância desaparecesse do seu corpo, se não fosse a eliminação natural citada antes. Mas atenção, porque a atividade da substância ingerida continua pelo tempo que você calculou nos depósitos de rejeito hospitalar!

INFORMAÇÕES SOBRE A PRÓXIMA AULA

Na próxima aula, estudaremos a interação da radiação com a matéria, tendo por foco principal a discussão das radiações ionizantes, suas técnicas de detecção e registro e aplicações na Medicina e nas Biociências.

Interação da radiação com a matéria

Meta da aula

Apresentar as possibilidades de interação das radiações ionizantes com a matéria, em particular com a matéria biológica.

objetivos

Após o estudo do conteúdo desta aula, você deverá ser capaz de:

- distinguir, entre os diversos tipos de radiação, aquelas que produzem a ionização;
- conceituar a ionização de uma radiação;
- diferenciar as formas com que as radiações corpusculares interagem com a matéria;
- saber como os raios X são produzidos e conhecer os mecanismos pelos quais eles agem sobre a matéria;
- identificar os dispositivos de detecção das radiações e seus princípios de funcionamento;
- distinguir os principais efeitos das radiações ionizantes sobre a matéria biológica.

Pré-requisitos

Para acompanhar esta aula, é necessário que você reveja o conteúdo sobre ondas eletromagnéticas, na Aula 7, e sobre radioatividade, na Aula 8.

Em relação à primeira, ondas eletromagnéticas, é particularmente importante que você reveja os conceitos de frequência, comprimento de onda e velocidade da luz.

INTRODUÇÃO

Na aula anterior, você conheceu dois tipos de radiações: as produzidas pelo fenômeno da radioatividade, em que tanto partículas – as radiações alfa e beta – quanto a onda eletromagnética – radiação gama – são emitidas por átomos de elementos radioativos. Usamos, indistintamente, o termo radiação para ambas as situações, apesar da natureza diversa das emissões.

A noção de radiação, para efeito de definição mais geral, está antes associada à propagação de energia de um ponto a outro no espaço, em um meio material, do que ao tipo do seu portador, se uma partícula ou se uma onda eletromagnética.

Entretanto, essa generalização não é suficiente se precisarmos compreender os fenômenos e processos que ocorrem quando energias em propagação encontram na sua trajetória um meio material. A essa altura, torna-se necessário, de antemão, distinguir com qual tipo de radiação estamos lidando: se com uma radiação corpuscular – ou energia transportada por uma partícula –, ou se com uma radiação eletromagnética – energia transportada por uma onda eletromagnética. A razão de tal necessidade, como você já deve ter suspeitado, está na forma diferente como uma partícula em movimento ou uma onda eletromagnética se comporta e age sobre a matéria que ela encontra pela frente. Em outras palavras, a razão está distinta como, dependendo do seu transportador, a energia que uma radiação transporta é repassada ao meio no qual se propaga e, de forma inversa, como e com que efeitos a matéria, por sua vez, interfere com a propagação, alterando as características originais desta.

Nesta aula, vamos deter a nossa atenção na interação de radiações com a matéria, com especial interesse na matéria biológica, visando a compreender os fenômenos desencadeados por determinadas radiações juntamente com seus efeitos e, a partir daí, identificar os usos e aplicações feitos no campo das Biociências e da Medicina.

Em especial, vamos estudar as radiações ionizantes, discutir os seus métodos de detecção e registro e aprender sobre os raios X.

IONIZAÇÃO E AS RADIAÇÕES IONIZANTES

A ionização é o processo de transformação de um átomo (ou de um grupo de átomos) em íons, pela arrancada de um elétron do seu orbital em torno do núcleo. Nesse processo, o átomo íntegro é transformado, produzindo um íon positivo e um elétron livre.

Na **Figura 9.1**, você pode observar a ionização de um gás. No quadro à esquerda, os átomos neutros com seus elétrons girando em torno deles; à direita, a mesma amostra do gás após a ionização de dois de seus átomos.

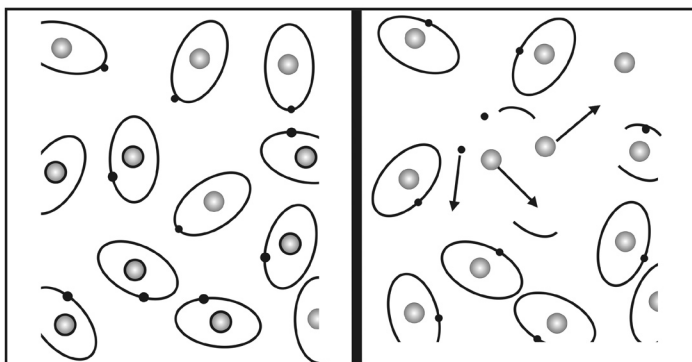


Figura 9.1: Esquema de uma amostra de gás, apresentando as situações dos átomos antes e após um processo de ionização. No quadro à esquerda, está representada a situação antes dos átomos sofrerem ionização; todos os átomos representados são neutros, com seus elétrons girando em torno do núcleo. À direita, está representada a situação após a ionização, mostrando dois átomos ionizados ao centro; e os núcleos e elétrons desses átomos constituem, agora, partículas carregadas, separadas umas das outras.

É fácil entender o interesse e a importância dos processos de ionização quando se trata particularmente de matéria biológica: a transformação de átomos e moléculas em íons implica mudanças em seu comportamento químico! Isso inclui conseqüências que vão desde a produção de radicais livres, íons e elétrons no interior da célula, passando por alterações da estrutura das moléculas atingidas, até a quebra de ligações químicas. Tais processos podem levar até ao comprometimento da célula, não excluindo a possibilidade da sua morte, conforme discutiremos mais adiante.

Para que ocorra a ionização, é necessário que uma quantidade de energia suficiente seja transferida ao elétron, a fim de que ele consiga vencer a atração coulombiana que o mantém girando em torno do seu núcleo.

Essa energia requerida, chamada energia de ionização, é conseguida ou retirada das radiações a que eles – os elétrons – são submetidos e, por isto, como você já deve ter concluído, tais radiações são chamadas ionizantes.

Por definição, são consideradas radiações ionizantes aquelas com energia superior a 12,4eV.



ATIVIDADE

1. A radiação infravermelha incidindo sobre um meio material provoca vibrações nas moléculas das substâncias que o compõem. A radiação de microondas, por sua vez, provoca a rotação de moléculas e íons polares que existam no meio. A luz visível provoca a excitação de elétrons dos átomos do meio, deslocando-os para órbitas mais afastadas do núcleo.

Todas as três radiações exemplificadas têm como efeito o aquecimento do material com o qual elas interagem. Você diria que tais radiações são ionizantes?

RESPOSTA COMENTADA

Não. Tais radiações não são ionizantes, porque elas não conseguem arrancar elétrons dos átomos com que interagem.

Distintas radiações provocam a ionização em moléculas e átomos da matéria biológica. Entretanto, diferentes radiações de igual teor energético, atuando num mesmo meio, não produzem as mesmas respostas; o tipo da radiação determina uma distinção na interação. Conseqüentemente, o grau de ionização e os efeitos causados por cada uma são diferentes, como veremos.

As radiações ionizantes que discutiremos aqui, dada sua importância para as Biociências são: as corpusculares, que compreendem a radiação alfa, a beta e a radiação de nêutrons, e as eletromagnéticas que têm no raio X e na radiação gama suas principais representantes.

Considerando as radiações corpusculares citadas, deve ter-lhe ocorrido, imediatamente, que as principais características de suas partículas portadoras são bem diferentes umas das outras. Você deve ter lembrado que as partículas alfa, beta e os prótons têm carga, sendo que a alfa e os prótons têm carga positiva, e a beta, negativa, enquanto os nêutrons, como o próprio nome diz, não têm carga alguma. Além disso, a partícula alfa distingue-se do próton por ter sua carga e sua massa maiores que as correspondentes do próton; a carga elétrica é duas vezes

maior e a massa quatro vezes. Mais ainda, a partícula beta (um elétron ou um pósitron) tem uma massa muito menor que um próton, e sua carga elétrica tem a mesma intensidade; porém, o sinal pode ser oposto, no caso do elétron, ou o mesmo, no caso do pósitron.

Por outro lado, quando comparamos as radiações eletromagnéticas com as corpusculares, tendo em mente as características analisadas antes, constatamos que as primeiras são desprovidas tanto de massa quanto de carga, embora até se possa falar do fóton como uma propriedade corpuscular da onda eletromagnética.



Os fótons são partículas sem carga e massa de repouso nula. Entre 1901 e 1905, quando do início da formulação da teoria quântica, respectivamente por Planck e Einstein, constatou-se que a radiação eletromagnética é emitida e se propaga de forma descontínua, em pacotes de energia, denominados quanta ou fótons. Para uma radiação eletromagnética de determinada frequência f , todos os fótons têm a mesma energia, dada pela relação $E=hf=h\nu/c$, sendo h a constante universal de Planck, que vale $6,63 \times 10^{-34} \text{Js}$.

Tais diferenças de características são responsáveis pelo comportamento distinto que elas apresentam quando interagem com a matéria por causa dos diferentes mecanismos através dos quais a interação se dá. São tais mecanismos que discutiremos a seguir.

Radiações corpusculares

Começemos pela característica carga elétrica. É fácil você compreender que aquelas radiações corpusculares dotadas de carga elétrica, como a alfa, a beta e a de prótons, vão interagir muito fortemente com os elétrons orbitais dos átomos do meio onde elas se propagam, em decorrência de interações coulombianas. Estas não ocorrem se a radiação for desprovida de carga elétrica, ou neutra, seja ela corpuscular (de nêutrons) ou eletromagnética (raio X ou gama). Além disso, entre aquelas corpusculares carregadas, pode-se ainda verificar que, em função da diferença de massa, o resultado das interações é bem diferente.

Uma primeira diferença você imediatamente constatará se analisarmos duas radiações de mesma energia cujos portadores têm massas distintas. Por exemplo, uma beta e uma alfa. Considerando que, em movimento, elas são dotadas de energia cinética ($mv^2/2$), conclui-se

imediatamente que as partículas de maior massa, a alfa, têm menor velocidade.

Nessas condições, e levando em conta ainda que, por serem maiores, e assim terem maior probabilidade de interagir com mais partículas do meio (elétrons e núcleos) pelos choques, as partículas mais pesadas são mais fáceis de ser paradas. Através do grande número de interações coulombianas sucessivas com os elétrons do meio, inicialmente, e depois com os núcleos, as partículas pesadas perdem rapidamente sua energia de uma forma mais ou menos contínua, ao longo de uma reta e dentro de uma distância muito menor que as leves, como a radiação beta.

A consequência mais imediata é que as pesadas perdem, rapidamente e a curtas distâncias, sua capacidade de produzir ionizações, porque perdem sua energia. Atenção! Isso não significa que sejam menos perigosas ou causem menos danos à matéria biológica.

ATIVIDADE



2. Em média, uma partícula alfa, na interação com o ar, perde cerca de 33eV por ionização. Supondo uma partícula alfa com energia cinética de 5MeV (milhões de elétron-volts), calcule aproximadamente quantas ionizações ela provoca antes de parar.

RESPOSTA COMENTADA

Para achar a resposta, que é simples, basta que você perceba que se a partícula alfa parou, foi porque ela perdeu toda sua energia inicial, que era cinética no valor de 5MeV. Se a cada interação com um elétron arrancado (uma ionização) ela perdia 33eV, dividindo a energia cinética dela pela quantidade de energia que perde por ionização, você encontrará o número de ionizações provocadas:

$$\frac{\text{energia cinética}}{\text{energia por ionização}} = \frac{5 \times 10^6 \text{ eV}}{33 \text{ eV}} = 152.000 \text{ ionizações}$$

Partículas pesadas

As radiações alfa, ou núcleos de He constituídos de dois prótons e dois neutros, foram estudadas na aula sobre radioatividade. Ali vimos que tais radiações são produzidas durante os decaimentos de átomos de elementos radioativos.

As radiações alfa, devido a seu curto alcance ou ao poder de penetração, bem como aos danos extensivos que provocam, não são usadas em radioterapias de tumores, normalmente, pois comprometem células sãs, tornando inócua ou agravante a sua utilização. Contudo, atualmente, pesquisas e experiências estão sendo desenvolvidas para se utilizar as radiações alfa nesses tratamentos, tirando-se partido justamente dessas características.

A idéia central utilizada é a de colocar fontes de radiação alfa diretamente dentro do tumor e sem qualquer contato com tecidos sãos. A técnica idealizada dessa terapia em desenvolvimento, chamada radioimunoterapia, sobre a qual grandes esperanças são colocadas na sua eficácia, é, ao mesmo tempo sofisticada e simples na sua concepção; ela faz uso de anticorpos ao quais a fonte radioativa é quimicamente ligada. Os anticorpos escolhidos são aqueles reconhecíveis pelo antígeno na superfície do tumor. Esses anticorpos etiquetados com o radioisótopo utilizado como fonte da radiação são injetados diretamente no tumor para minimizar os efeitos da radiação nos tecidos não atingidos pelo câncer.

A escolha do radioisótopo para o tratamento deve levar em conta a sua meia-vida, de forma a que duas coisas que interessam aconteçam: uma, que ela não seja muito pequena, para que a radiação não se extinga antes de atingir as células doentes e, duas, que não seja muito longa, de forma a que a fonte não permaneça irradiando no interior do corpo, depois que o tumor for destruído, para não comprometer as células saudáveis.

Partículas leves

As radiações beta produzidas pelo decaimento radioativo ou por reações nucleares, quando um elétron ou um pósitron é emitido, constituem a categoria das radiações de partículas leves. Por terem massas muito pequenas, quando têm energia cinética da ordem de 1MeV (milhão de eletronsvoltes), suas velocidades são próximas da velocidade da luz, cerca de 0,94 c.

A radiação beta interage com um meio provocando nele a ionização de seus átomos de maneira similar às partículas pesadas carregadas, mas com o alcance da ordem de seiscentas vezes maior. Mas além desse efeito, a radiação beta pode provocar outros efeitos, tais como a excitação do núcleo dos átomos do meio, que é normalmente desprezível; a produção de raios-X por frenagem em colisões com elétrons do meio; o espalhamento elástico pelos núcleos com que colide, e interações eletrônicas.

Nêutrons

Em certos processos de decaimento radioativo, e também durante a fissão nuclear, nêutrons são emitidos do núcleo de um átomo. Além disso, também produzem-se emissões de nêutrons nas interações de raios cósmicos na alta atmosfera e ainda em aceleradores nucleares.

Ainda que de forma indireta, as radiações de nêutrons estão incluídas entre as ionizantes, porque elas transferem, para partículas carregadas do meio em que se propagam, energia suficiente para que tais partículas produzam a ionização.

As radiações de nêutrons não interagem com os elétrons dos átomos do meio, mas com os seus núcleos; por isso, elas também são consideradas como radiações neutras. Os mecanismos dessa interação são, principalmente, o espalhamento e a absorção, que se dão tanto por captura como por fissão. Na captura de um nêutron por um núcleo do átomo do meio produzem-se isótopos radioativos, implicando a possibilidade de novas radiações. As radiações neutrônicas atravessam distâncias muito maiores que as outras radiações corpusculares, sendo assim muito mais penetrantes.

As radiações de nêutrons servem à produção de isótopos usados na Medicina, além de, atualmente, serem usadas em certas terapias do câncer, chamadas neutronterapias.

Radiações eletromagnéticas

Como já foi visto na Aula 7, campos elétricos e magnéticos oscilantes são os responsáveis pela produção de ondas eletromagnéticas que gozam de uma mesma propriedade em relação à velocidade com que se propagam; todas elas propagam-se à velocidade da luz que, no vácuo, é de 300.000km/s.

Tal propriedade, em realidade, expressa o compromisso existente entre as duas outras propriedades que em geral são usadas para caracterizar uma onda: a frequência e o comprimento de onda. Em outras palavras, a constância da velocidade de propagação impõe que a frequência e o comprimento de onda só assumam valores tais que o seu produto seja igual à sua velocidade; o que se expressa pela fórmula de que você deve se lembrar: $\lambda f = c$. Diante desse compromisso, para se caracterizar uma onda eletromagnética basta conhecer apenas uma dessas duas propriedades: frequência ou comprimento de onda, pois a outra fica automaticamente determinada, uma vez que esta última é igual à razão entre a velocidade e a primeira.

Por outro lado, também, você viu no box explicativo antes apresentado, que a energia transportada por uma onda eletromagnética é diretamente proporcional à sua frequência f . Logo, as ondas eletromagnéticas de maior energia são aquelas que apresentam as frequências mais altas ou, o que dá no mesmo, os menores comprimentos de onda. São precisamente essas radiações de energias altas que aqui nos interessam, porque somente elas têm energia suficiente para produzir a ionização em meios.

Considerando o espectro eletromagnético, encontraremos tais radiações no extremo direito da escala da frequência, onde se situam os raios X e os gama, discutidos a seguir. Antes disso, porém, vale ressaltar, em primeiro lugar, que, naquilo que concerne à natureza, as duas radiações não apresentam distinção: ambas são ondas eletromagnéticas, embora de diferentes frequências. Em segundo lugar, que, naquilo que concerne à origem, as duas radiações são completamente distintas, pois os raios X se originam de fenômenos e processos que ocorrem fora do núcleo atômico, ao passo que a radiação gama é resultado de processos que ocorrem no núcleo dos átomos.

Tendo em vista que as duas radiações, em natureza, são indistinguíveis, suas interações com um meio ocorrem através dos mesmos mecanismos. Esses mecanismos, ou processos, são: o efeito fotoelétrico, o efeito Compton e o fenômeno conhecido como produção de pares. Cada uma dessas interações está associada a uma faixa de energia própria.

O efeito fotoelétrico ocorre para radiações (X ou gama) de energias inferiores a 200keV e, por meio dele, toda a energia do fóton é transferida para o elétron do meio, o qual é ejetado com uma energia cinética

igual à energia do fóton incidente subtraída da energia de ligação do elétron (a energia de ionização). Um esquema deste efeito é mostrado na Figura 9.2.

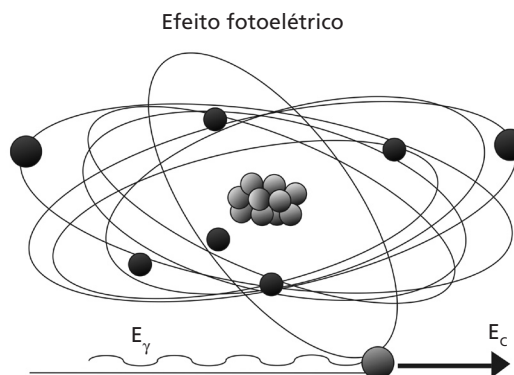


Figura 9.2: Esquema ilustrativo do efeito fotoelétrico. Um fóton gama, de energia E_γ , representado pela ondinha na parte inferior do desenho, interage com o elétron da órbita inclinada maior que dela será arrancado, ganhando a energia cinética E_c .

O efeito Compton ocorre para radiações na faixa compreendida entre 200keV e 1,5MeV, cujos fótons são espalhados pelos elétrons do meio, excitados no processo. Os fótons originais reduzem sua energia inicial e têm suas trajetórias desviadas, como você pode observar na Figura 9.3.

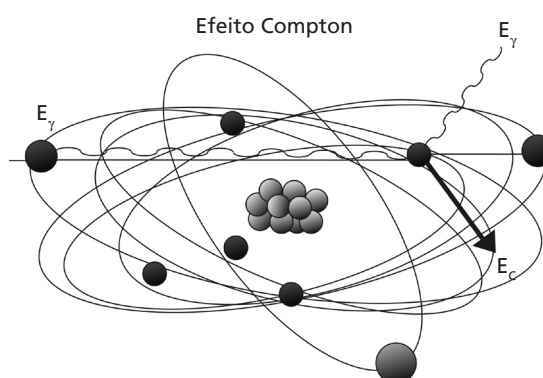


Figura 9.3: Um fóton gama, de energia E_γ , interage com o elétron da órbita inclinada para a direita. Este adquire energia cinética E_c e o fóton é espalhado em outra direção com energia menor que aquela com a qual incidiu.

Para energias superiores a 1,5MeV, os fótons incidentes desaparecem, dando lugar ao surgimento de um par de partículas com cargas opostas, um elétron e um pósitron. Tem-se aí a interação pela formação de pares.

Na Figura 9.4 está o esquema da formação de pares.

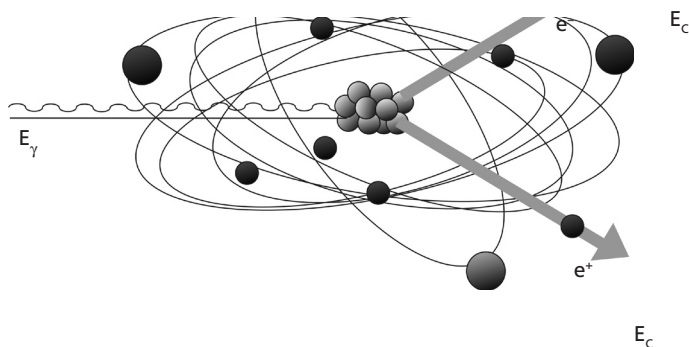


Figura 9.4: Formação de pares. O fóton incide sobre o núcleo do átomo, desaparecendo e dando lugar ao surgimento do par de cargas elétron-pósitron que adquire energia cinética E_c .



ATIVIDADE

3. Por que não se pode dizer que o tipo de interação da radiação de nêutrons é coulombiana?

RESPOSTA COMENTADA

Porque os nêutrons são desprovidos de carga. As interações ditas coulombianas são aquelas que se passam entre partículas carregadas, na qual a força de interação é a força elétrica.

Raios X

Os raios X são ondas eletromagnéticas de comprimento de onda muito pequeno, produzidas quando elétrons em deslocamentos são submetidos a uma desaceleração muito brusca, que o faz perder toda sua energia ou uma parte significativa dela quase de uma vez. Por isso, os raios X são também chamados radiação de frenagem (ou *Bremstrahlung*, em alemão).

Em 1895, Wilhelm Conrad Röntgen realizava pesquisas com o tubo de raios catódicos quando descobriu acidentalmente os raios X.

O tubo de raios catódicos, mostrado na **Figura 9.5**, é uma ampola de vidro, contendo gás altamente rarefeito, dentro do qual um filamento superaquecido emite feixes de elétrons. Estes elétrons são acelerados por um campo elétrico em direção a um alvo metálico. Ao colidirem com o alvo, os elétrons sofrem brusca desaceleração, perdendo sua energia cinética. Esta é transformada na energia contida na onda eletromagnética que surge, os raios X.

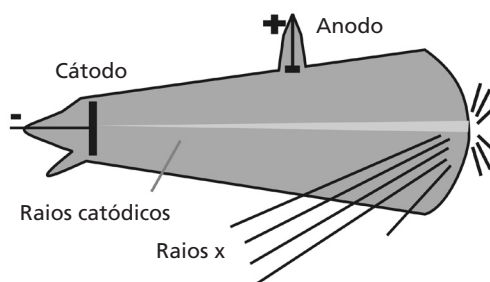


Figura 9.5: Esquema de um tubo de raios catódicos.

O comprimento de onda desta radiação pode ser calculado pelo princípio da conservação da energia, se for conhecida a diferença de potencial elétrico do campo que acelera os elétrons. Para calcular o comprimento de onda leva-se em conta o fato de que um fóton da radiação emergente tem uma energia dada por $hf=hc/\lambda$, sendo, como visto no Boxe Explicativo, h a constante de Planck, λ o comprimento de onda da radiação e c a velocidade da luz. Experimente fazer esse cálculo na Atividade 4, que se segue.

ATIVIDADE



4. Supondo que um elétron foi acelerado por uma diferença de potencial de 40kV, e sabendo-se que a constante de Planck vale $6,63 \times 10^{-34}$ J.s, calcule o comprimento de onda mínimo do fóton emitido se, desacelerado no choque com o alvo, o elétron perdeu toda sua energia.

RESPOSTA COMENTADA

Se você admite que a energia cinética do elétron advém da energia potencial elétrica V do campo que o acelerou, temos

$$E_c = E_p = eV,$$

onde e é a carga do elétron, e V , a diferença de potencial.

Se, por outro lado, admitimos que toda esta energia é convertida na energia do fóton produzido, podemos escrever

$$E_f = E_c$$

Como $E_f = hc/\lambda$, podemos igualar as expressões e obter λ , que é dado por $\lambda = hc/eV$, a qual, usando os valores dados, fornece

$$\lambda = \frac{(6,6 \times 10^{-34} \text{ Js})(3 \times 10^8 \text{ ms}^{-1})}{(1,6 \times 10^{-19} \text{ C})(4 \times 10^4 \text{ V})} = 0,31 \text{ \AA}$$

Um outro processo atômico, chamado emissão da camada K (a camada eletrônica mais próxima do núcleo atômico), também é responsável pela produção de raios X. Nesse processo, o elétron acelerado choca-se com um elétron de um átomo do alvo que está orbitando na camada K, a camada de mais baixa energia, levando-o do estado de mínima energia para outro de energia bem alta, isto é, leva-o para uma camada mais externa. Nesse estado, dito excitado, o átomo é instável. Por isto, um elétron desta camada mais externa tende a saltar para a camada K, fazendo com que o átomo volte para o estado fundamental. Quando isto acontece, pelo princípio da conservação da energia, um fóton de raio X é emitido. O raio X produzido pela emissão da camada K tem duas distinções em relação ao produzido pela frenagem do elétron no alvo: a primeira é que tais raios têm energias mais altas e a segunda é que estes raios apresentam apenas um único comprimento de onda, característico do material do alvo.

Por ser uma onda eletromagnética – diferente das radiações corpusculares –, o raio X não atua sobre a matéria por onde se propaga através de interações coulombianas, mas pelos efeitos fotoelétrico, Compton e formação de pares, antes discutidos. À medida que penetram, sua energia vai sendo transferida para os elétrons do meio, produzindo ionização ou excitação nos átomos do meio, e terminam por serem absorvidos.

A absorção de raios X depende do meio que ele atravessa. Uns materiais são melhores absorventes que outros. Os elementos mais pesados, tais como cálcio e bário, absorvem os raios X bem mais que aqueles leves, como carbono, oxigênio ou hidrogênio. Daí, fica fácil você entender por que o ar é um péssimo absorvente dessa radiação.

A medida da absorção de raios X por um meio é possibilitada pela medida da intensidade do raio que é função do número de fótons do feixe. Verifica-se que, ao atravessar um meio, os raios X têm sua intensidade diminuída; chama-se a isso atenuação. Essa diminuição da intensidade, para um feixe monocromático, isto é, de um único comprimento de onda, é uma função exponencial da espessura do material irradiado, na forma

$$I = I_0 e^{-\mu x},$$

onde I é a intensidade do raio após percorrer a espessura x no meio, I_0 a intensidade inicial com que ele incide no meio e μ o coeficiente de atenuação do meio, próprio para cada meio.

Analisando esta expressão, você pode então compreender por que os meios com maior coeficiente de absorção atenuarão um feixe de raios X mais fortemente que outro de menor coeficiente, mas de mesma espessura.

A esta altura, você já deve ter se dado conta de que é no processo de absorção que se baseia a técnica de produção de imagens usando-se os raios X, que você conhece como radiografia.

Para entender bem como tais imagens são formadas, imagine um corpo constituído de vários materiais de densidades e espessuras diferentes colocado entre uma fonte de raios X e um anteparo fluorescente. Considere, por exemplo, que tal corpo seja a mão de uma pessoa, como mostrado na Figura 9.6.

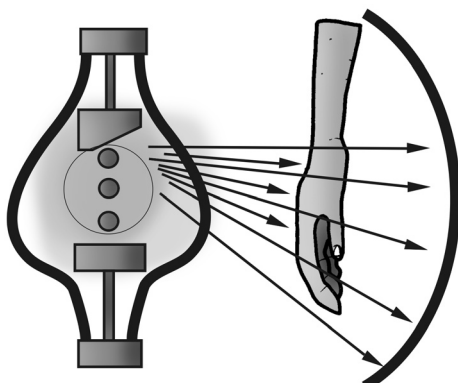


Figura 9.6: Raios X incidindo sobre uma mão, que é constituída de materiais diversos, como osso, pele, tendão etc. Alguns raios incidentes não atravessam a mão, mas outros sim, com intensidade atenuada.

Imagine agora que se faz incidir sobre a mão um feixe de raios X de intensidade conhecida, I_0 . Ao atravessar diferentes partes do corpo, pele, osso, cartilagem, tendão etc., os raios serão atenuados pela absorção que ocorre em cada material desses. Quando emergem do outro lado, suas intensidades se tornam diferentes; elas foram diminuídas para valores I , dados pela relação citada anteriormente. Ao atingirem o anteparo, os raios produzirão na emulsão marcas claras e escuras que são determinadas pela intensidade dos raios que chegam; os raios que saem com maior intensidade, porque foram menos absorvidos por determinado material do corpo, produzirão marcas mais escuras e os que foram mais absorvidos produzirão manchas mais claras. Desta maneira, as imagens por raios X são formadas.

Agora, você tem condições de entender por que a radiografia de uma parte do corpo humano revela claramente a imagem dos ossos e dos diferentes órgãos que não são visíveis a olho nu. Os ossos e os diversos órgãos nossos são constituídos por matérias de diferentes densidades e têm espessuras variáveis. Os ossos, por serem constituídos de material mais denso, absorverão mais os raios, que produzirão sobre o anteparo imagens mais claras, ao passo que os menos densos produzirão imagens mais escuras. A **Figura 9.7** ilustra como a absorção dos raios X depende dessas duas grandezas.

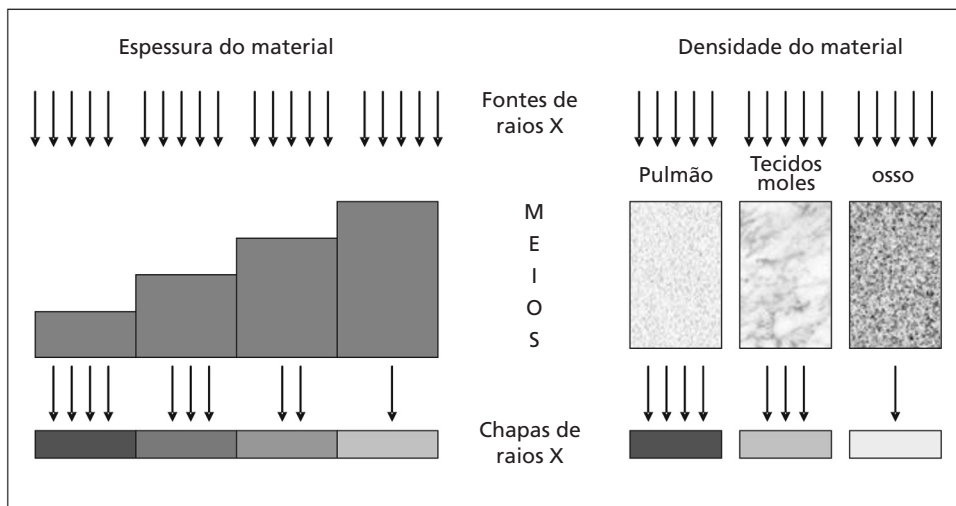


Figura 9.7: Dependência da absorção do raio X com a espessura e com a densidade dos materiais.

A descoberta dos raios X, por Röntgen, em 1895, tornou claras a dimensão e a extensão que o uso e aplicação desses raios trariam de benefícios para a Humanidade. De imediato, ficou patente para Röntgen que o principal deles seria no campo da Medicina. Menos de um mês após tê-los descoberto, ele experimentou “iluminar” a mão de sua esposa com estes raios contra um anteparo preparado com uma emulsão sensível. O resultado dessa experiência revelou a imagem que assombrou o mundo de então; uma “fotografia” que deixava ver com detalhes os ossos da mão, escondidos pelos tecidos moles. A **Figura 9.6**, em realidade, esquematiza a obtenção da célebre “fotografia”, mostrada na **Figura 9.8**.



Figura 9.8: Radiografia feita por Röntgen da mão de sua esposa, após descobrir os raios X (fonte: reprodução divulgada na página do Museu de Röntgen; <http://www.roentgen-museum.de/>)

Em pouco tempo, a Medicina, em todo o mundo, adotou a técnica que se tornou uma das mais imprescindíveis armas auxiliares do diagnóstico de diversas doenças pela capacidade de, através de imagens, produzir informações que podem revelar muito sobre o funcionamento, constituição, estrutura e estado anatômicos dos órgãos; uma técnica cuja grande vantagem é não ser invasiva. Röntgen recebeu o prêmio Nobel de Física, em 1901, pela sua descoberta.

Com tal potencial mostrado pela radiação X, não surpreende a quantidade de pesquisas e de desenvolvimento de tecnologia que surgiram logo após a sua descoberta para usos os mais diversos. A cada dia, tais aplicações tornam-se mais aprimorados, quando novas não surgem, com os avanços proporcionados pela eletrônica e por técnicas de processamento computacional cada vez mais potentes. Algumas destas aplicações no campo do diagnóstico médico serão discutidas mais adiante.

O intenso uso dos raios X para fins de obtenção de imagens auxiliares ao diagnóstico, logo após a sua descoberta – conta-se como anedota que, àquela época, todos queriam ter a “fotografia” de seu esqueleto; isso era muito chique –, mostrou que, junto com as vantagens, também vinha o prejuízo que os raios podiam causar, principalmente pelo seu uso indiscriminado, descontrolado e abusivo. A radiação provocava efeitos biológicos danosos, como queda de cabelo, queimaduras, quando submetida a raios de alta intensidade durante longos tempos de exposição. Ficou patente que a radiação X danificava células de tecidos e órgãos, inclusive provocava a morte dela.

O reconhecimento desse prejuízo, contudo, não estancou o emprego dos raios X na Medicina; ao contrário, ampliou as possibilidades de sua utilização para além do âmbito do diagnóstico de doenças. Já que as radiações eram capazes de destruir células, este efeito poderia ser usado na terapia de tumores para eliminar ou danificar as células doentes, a fim de impedir a sua proliferação. Em poucos meses após a sua descoberta, os raios X estavam já sendo usados com esse fim, inaugurando a era da radioterapia, matéria que será estudada na próxima aula.

Radiação gama

A radiação gama, como você se lembra (Aula 8), é uma onda eletromagnética produzida pelo núcleo de átomos radioativos durante os decaimentos. Tal como os raios X, a radiação é muito penetrante. Os raios gama são atenuados por alguns centímetros de chumbo, mas não totalmente parados.

ATIVIDADE



5. Comente a seguinte afirmativa: Tanto os raios X como os raios gama são produzidos pela desaceleração brusca de elétrons contra um alvo; portanto, eles têm a mesma origem, embora interajam com a matéria por mecanismos distintos. Os raios X interagem através do efeito fotoelétrico, enquanto os raios gama, através dos efeitos Compton e de formação de pares.

RESPOSTA COMENTADA

A afirmação está totalmente errada. Primeiro, porque os raios X têm origem diferente da dos raios gama. Este último origina-se no núcleo, enquanto que os raios X se originam fora deles, sendo produzidos pela desaceleração brusca citada. Segundo, porque ambas as radiações interagem através dos mesmos processos citados.

DETECTORES DE RADIAÇÕES IONIZANTES

Os detectores de radiações ionizantes são dispositivos que servem para medir a quantidade destas radiações num meio. O princípio de funcionamento deles é baseado nos efeitos que as radiações ionizantes provocam na sua interação com a matéria que atravessam; como a própria ionização, reações químicas, excitação de átomos, emissão de luz etc.

Existem muitos sistemas de detectores, como mostrado na **Figura 9.9**, classificados segundo o efeito explorado e também a natureza do detector utilizado. Em todos eles, entretanto, a energia da radiação é o elemento-chave para se realizar a medida. Ao ser absorvida no detector, toda a energia da radiação foi cedida ao meio e servirá para promover algum efeito. Por exemplo, toda ela pode ser transmitida a um elétron, provocando, a depender de seu valor, uma excitação ou a sua liberação da órbita em torno do núcleo. No primeiro caso, ao retornar para o estado fundamental, o elétron excitado libera a energia extra que adquiriu da radiação. Esta energia extra do elétron, por sua vez, é liberada na forma de calor, o que aumenta a temperatura do material detector. Assim, medindo-se esse aumento da temperatura, obtêm-se informações sobre a energia inicial da radiação absorvida.

No segundo caso, tendo sido arrancado da sua órbita, o elétron pode ser coletado num eletrodo com a aplicação de um campo elétrico que o acelera em direção a um dispositivo onde ele é contado; é o caso da ionização. De novo, a contagem do elétron fornece informação sobre

a energia da radiação. No primeiro caso, estamos nos referindo a um detector calorimétrico e, no segundo, a um detector a gás.

Discutiremos alguns detectores a seguir.

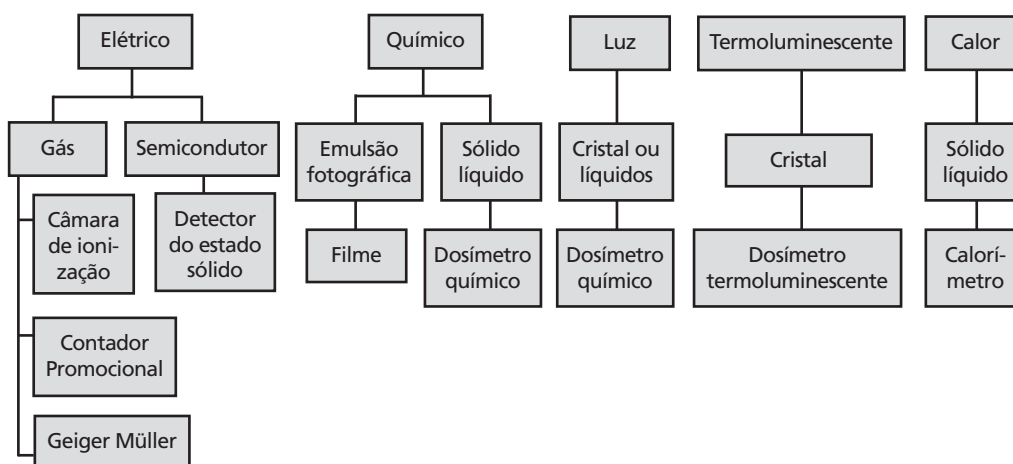


Figura 9.9: Sistemas detectores de radiação ionizante.

No caso dos detectores de gás, a ionização do gás responde pelo mecanismo de funcionamento dos equipamentos, como já antecipado. Neles, os íons positivos e negativos criados pela radiação são, respectivamente, direcionados para o cátodo e o ânodo de uma bateria, produzindo uma corrente elétrica que é, então, medida. Os detectores Geiger-Müller e as câmaras de ionização são, talvez, os mais conhecidos dessa categoria. Na **Figura 9.10**, você pode observar um sistema de detecção de gás

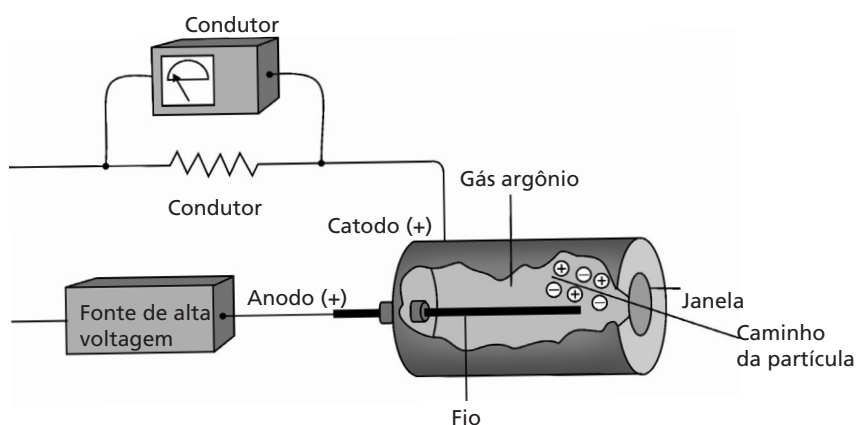


Figura 9.10: Detector de gás.

Nos detectores de cintilação, a radiação atua sobre cristais inorgânicos ou orgânicos, promovendo a excitação de seus elétrons de valência para estados energéticos mais elevados; quando os elétrons voltam para o estado fundamental, fótons de luz são emitidos, multiplicados numa fotomultiplicadora e direcionados para um mecanismo de medida, onde a luz é convertida em corrente elétrica. Um detector de cintilação é mostrado na **Figura 9.11**.

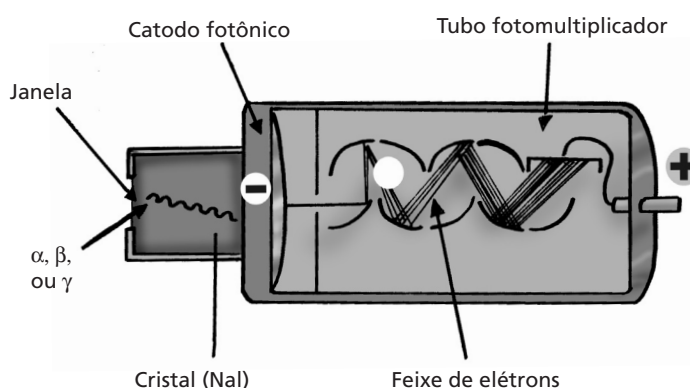


Figura 9.11: Detector de cintilação.

Já no caso dos detectores semicondutores, a radiação incide sobre a superfície de um material semicondutor, como silício ou germânio, onde ela deposita toda sua energia. Em consequência, são produzidos elétrons e buracos eletrônicos que se comportam como cargas elétricas que são coletadas por eletrodos.

Os detectores são usados tanto no controle de pesquisas, em geral, com radiações ionizantes como no monitoramento de procedimentos médicos. A escolha do tipo de detector a ser usado fica condicionada àqueles que são mais eficientes para dada radiação. Os Geiger-Müller, por exemplo, podem ser usados para detecção das radiações alfa, beta e gama, mas não conseguem diferenciá-las; por isso, são de pouca utilidade para fins mais especializados; eles servem mais para se medir a radioatividade ambiental e também para se ter uma estimativa de quanta radiação é preciso em tratamentos.

Já os detectores semicondutores são indicados para medidas precisas das radiações gama e X, enquanto que os cintiladores são desenhados para medidas da radiação alfa, quando o material é um cristal inorgânico, e para a beta, quando o material é um cristal orgânico.

ATIVIDADE



6. Qual é a principal diferença entre um detector a gás e um de cintilação?

RESPOSTA COMENTADA

A principal diferença está no efeito da radiação com a matéria que é explorada no equipamento. No caso do detector a gás, o efeito é a ionização dos átomos do gás. No de cintilação, o efeito é a excitação dos elétrons de valência de um cristal para níveis energéticos mais altos.

RADIAÇÕES IONIZANTES E SUA INTERAÇÃO COM A MATÉRIA BIOLÓGICA

Na Figura 9.12 consta, sob uma forma sintética, o panorama dos efeitos da interação das radiações eletromagnéticas com o corpo humano, para cada faixa ou tipo de radiação do espectro eletromagnético.

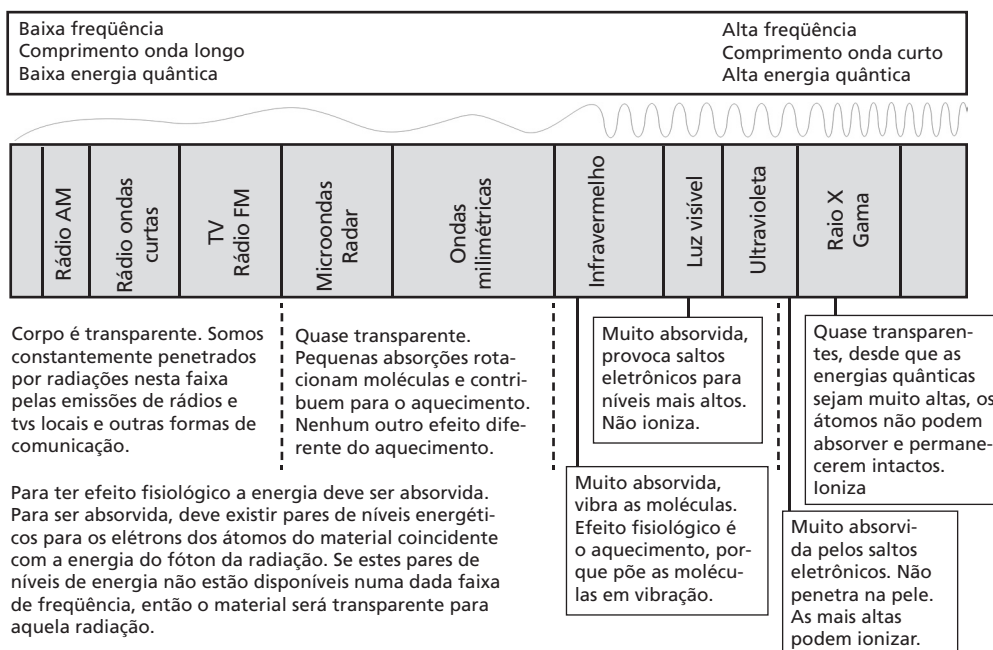


Figura 9.12: Espectro das radiações eletromagnéticas confrontadas com seus efeitos sobre o corpo humano.

Pelo diagrama, você constata, como já mencionado anteriormente, que apenas as radiações de altas energias podem provocar a ionização. Isto porque até a faixa de frequência correspondente às radiações não dispõem de energia suficiente para desarrumar a estrutura dos átomos arrancando-lhes elétrons de seus orbitais. As energias das radiações até a faixa da ultra-violeta baixa, no máximo, só conseguem aumentar a temperatura da matéria em razão da energia transferida ser suficiente apenas para fazer vibrar, torcer as moléculas ou produzir saltos de elétrons entre estados energéticos distintos, mas sem retirá-los da órbita do núcleo. No diagrama da **Figura 9.12** também está indicada a situação de absorvedor ou transmissor da matéria do corpo humano diante das radiações.

A matéria biológica é constituída basicamente por moléculas formadas por átomos de carbono, oxigênio, nitrogênio e hidrogênio. Interessa-nos, então, analisar a ionização provocada por radiações sobre os átomos de tais elementos, mais especificamente, em moléculas constituintes da matéria biológica, como o DNA, RNA, proteínas, açúcares, lipídios, água etc. As transformações sofridas por essas moléculas levam à formação novos entes químicos e a alterações nas funções que elas desempenham nas células, que são, em última instância, as usinas responsáveis pela fisiologia e pela morfologia dos seres vivos.

Diante disso, vemos que as radiações que interessam aqui são aquelas cujas energias são, no mínimo, da ordem de grandeza da energia de ligação dos elétrons dos átomos desses elementos que participam das moléculas citadas.

A molécula da água, por exemplo, está presente nos organismos vivos de forma abundante, respondendo por cerca de 70% da constituição do corpo humano. Submetida a radiações ionizantes de altas energias, uma molécula de água sofre o processo da radiólise. A molécula sofre transformações que dão lugar ao surgimento de radicais de hidroxila e de um próton, radicais livres. Estes, por sua vez, são altamente reativos, funcionando como agentes oxidantes e redutores, e, portanto, podem interagir com outras moléculas próximas, como aminoácidos, provocando danos novos.

A molécula do DNA submetida à ação de radiações ionizantes, seja diretamente ou pela ação indireta de radicais livres por elas criados, pode apresentar alterações que promovem a perda das informações contidas

nos genes, chamadas de mutações gênicas. Além disso, a molécula do DNA pode ser quebrada.

As mutações produzidas em células que foram submetidas a radiações ionizantes carregam consigo grande probabilidade de levar ao surgimento de câncer. Tanto maior será tal probabilidade quanto maior for a quantidade de energia absorvida pelo organismo.

A quebra de uma molécula de DNA de uma célula que se duplica é particularmente crítica, pois inviabiliza o processo, impedindo que as células-filhas recebam o código original da célula-mãe ou o recebam de forma truncada, o que pode produzir cromossomos aberrantes que comprometem o funcionamento das novas células assim produzidas. A situação não é tão grave se a molécula de DNA atingida for de uma célula com nenhuma ou baixa capacidade de duplicação, isto é, de uma célula diferenciada.

Nem toda radiação danifica células. Os danos provocados pelas radiações ionizantes dependem do tipo da radiação, da sua energia, da dosagem absorvida pelo tecido e, ainda, do tecido em questão.

Para medir os efeitos biológicos das radiações ionizantes, utilizam-se três tipos de grandezas: exposição, dose absorvida e dose equivalente. A exposição é uma medida da ionização provocada no ar pelas radiações X e gama; em outras palavras, é uma medida da habilidade destas radiações produzirem ionizações no ar. Ela mede a quantidade total de cargas elétricas produzidas com a ionização em um quilograma de ar. A unidade de medida da exposição é o Röntgen, que corresponde a $2,58 \times 10^{-4} \text{C/kg}$; $1\text{R} = 2,58 \times 10^{-4} \text{C/kg}$.

A dose da radiação absorvida mede a relação entre a energia absorvida pelo tecido e a sua massa. São usadas duas unidades: o rad e o gray. O rad corresponde à absorção de 0,01 joules por quilo (J/kg); o gray vale 100rad.

A dose equivalente é uma medida que leva em conta ainda a distribuição da energia absorvida pelo tecido. A dose equivalente tem, como unidade, o rem, que, para raios X e gama, equivale a 1rad. Atualmente, a unidade usada para a dose equivalente é o sievert (Sv) que, para raios X e gama, vale 100rem.



ATIVIDADE

7. Explique como a radiação ionizante, incidindo sobre as moléculas de água que se encontram nos organismos vivos, pode promover danos.

RESPOSTA COMENTADA

A molécula de água é partida, produzindo um radical OH^- e um H^+ , que são muito reativos e funcionam como agentes químicos oxidantes e redutores, que reagem com outras moléculas orgânicas, provocando-lhes alterações.

CONCLUSÃO

As radiações ionizantes interagem com a matéria através de vários mecanismos que produzem efeitos diversos. Na matéria biológica, esses efeitos podem até acarretar danos severos, mas, usadas com os devidos cuidados e sob controle rigoroso, trazem benefícios inestimáveis para a preservação da vida, seja no âmbito da Medicina, seja no das pesquisas científicas.

ATIVIDADE FINAL

Qual é a espessura de um material de coeficiente de atenuação $0,2\text{cm}^{-1}$ que foi submetido à radiação X, cujos raios transmitidos representaram 13,5% dos raios incidentes?

RESPOSTA COMENTADA

Como você aprendeu nesta aula, a absorção do raios X obedece à lei expressa por

$$I = I_0 e^{-\mu x},$$

Se os raios transmitidos representam 13,5% dos incidentes, então temos que

$$\frac{I}{I_0} = 0,135.$$

Logo,

$$\frac{I}{I_0} = e^{-\mu x} \Rightarrow 0,135 = e^{-0,24} \Rightarrow \ln(0,135) = -0,2d$$

$$d = \frac{\ln(0,135)}{0,2 \text{ cm}^{-1}} = 10 \text{ cm}.$$

RESUMO

As radiações ionizantes provocam diversos efeitos ao interagir com a matéria, particularmente com a matéria biológica. Para estudar tais efeitos, torna-se necessário distinguir os diversos tipos de radiações ionizantes às quais os seres vivos são submetidos; a interação com a matéria pode ocorrer por diferentes mecanismos, característicos para cada tipo de interação. Para as radiações corpusculares carregadas, as interações são basicamente coulombianas, enquanto para as eletromagnéticas, os raios X e os raios gama, existem três possibilidades: pelo efeito fotoelétrico, pelo efeito Compton ou pela formação de pares.

Com relação à radiação X, têm-se os processos em que ela se origina: a frenagem de elétrons acelerados e a emissão da camada eletrônica K. Além disso, a absorção dos raios X em meios materiais é uma função exponencial da espessura do meio que também depende da constituição do material; o segredo da formação de imagens por raios X está justamente no comportamento desse fenômeno. Os dispositivos que medem as radiações ionizantes são os detectores; os principais efeitos que elas provocam na matéria biológica decorrem de alterações na molécula do DNA.

INFORMAÇÕES SOBRE A PRÓXIMA AULA

Na Aula 10, serão discutidas as aplicações das radiações ionizantes no campo das Biociências e da Medicina.

SITES RECOMENDADOS

BRASIL. Ministério de Ciência e Tecnologia. Comissão Nacional de Energia Nuclear. Radiações Ionizantes e a vida. Apostila educativa. Disponível em: <http://www.cnem.gov.br/ensino/apostilas/rad_ion.pdf>. Acesso em: 16 jun. 2005.

DEUTSCHEN Röntgen-Museum. Disponível em: <<http://www.roentgen-museum.de/>>. Acesso em: 01 jul. 2005.

10

AULA

As radiações ionizantes e suas aplicações

Meta da aula

Apresentar as principais aplicações de radiações ionizantes na Medicina, para fins diagnósticos e terapêuticos.

objetivos

Após o estudo do conteúdo desta aula, você deverá ser capaz de:

- explicar como se produz uma imagem tomográfica usando-se a radiação;
- diferenciar a produção de imagens pelas técnicas de raios X e pelas da Medicina Nuclear;
- identificar os dois tipos de aplicação das radiações ionizantes: no radiodiagnóstico e na radioterapia;
- citar vantagens da radioterapia desenvolvida pela Medicina Nuclear em relação à radioterapia convencional.

Pré-requisitos

Para acompanhar esta aula, é necessário que você reveja, na Aula 8, as diferentes radiações produzidas pelos elementos radioativos e, na Aula 9, a radiação X e as interações das radiações ionizantes com a matéria.

INTRODUÇÃO

As radiações ionizantes encontram na Biologia e principalmente na Medicina seu campo mais fértil de aplicações. Para a Biologia, o uso dessas radiações é uma poderosa ferramenta de pesquisa básica e aplicada, que tem contribuído com avanços significativos em muitos ramos de estudo, tais como a Botânica, a Genética, a Fisiologia etc.

Para a Medicina, tanto no campo clínico como no das pesquisas científicas e do desenvolvimento tecnológico, o uso dessas radiações multiplica-se rapidamente. No campo clínico, as ferramentas que foram desenvolvidas têm aplicações distintas e complementares. De um lado, têm-se as variadas técnicas utilizadas em exames diagnósticos e, de outro, aquelas para fins terapêuticos.

O papel que as aplicações das radiações ionizantes desempenham para a Medicina moderna é de tal monta que áreas de especialidades médicas foram criadas em razão das técnicas empregadas. Hoje, é inconcebível a existência de faculdades de Medicina que não mantenham na sua estrutura acadêmica um departamento ou um grupo de especialistas trabalhando em Medicina Nuclear e em diagnóstico por imagens.

Com esta aula, pretendemos apresentar as principais técnicas usadas nesses dois modernos campos da Medicina, explicando o emprego das radiações ionizantes discutidas da aula anterior, bem como os princípios de funcionamento dos equipamentos que são utilizados.

Dividindo o conteúdo em duas partes, abordaremos, na primeira delas, aplicações para diagnósticos, que são as aplicações usadas nos exames auxiliares de diagnóstico e, na segunda, aplicações em terapias, isto é, aquelas utilizadas em tratamentos de doenças.

APLICAÇÕES DIAGNÓSTICAS

Raios X

A partir dos estudos que fizemos na aula anterior ficou patente para você que o maior potencial de utilização dos raios X está na sua capacidade de produzir imagens de objetos que não podem ser vistos sob a ação da luz visível, isto é, não podem ser vistos a olho nu.

Após a sua descoberta por Röntgen, tal potencial foi imediatamente reconhecido pela Medicina e transformado em poderosa ferramenta auxiliar ao diagnóstico de doenças; tornou-se possível a produção de imagens de órgãos internos, úteis à avaliação médica,

com a extraordinária vantagem de dispensar procedimentos invasivos drásticos, como cirurgias.

Radiologia diagnóstica é o nome que se dá hoje ao vasto campo de estudos e atuações que têm por objeto a utilização de raios X para obtenção de informações anatômicas e/ou funcionais do corpo humano por meio da produção dessas imagens. Muitas técnicas e procedimentos foram desenvolvidos para viabilizar a produção de imagens por raios X de diversos órgãos, estruturas e sistemas do corpo.

As técnicas existentes diferenciam-se entre si pelos mecanismos que usam para registro das informações, aliados a arranjos e configurações apropriadas de fontes emissoras da radiação.

Sem dúvida, a primeira e a mais comum delas, que você já deve conhecer, é a técnica de registro das informações produzidas sobre filmes, a radiografia convencional. Por ela, a informação registrada é a própria imagem obtida numa película previamente preparada com uma emulsão química que é sensibilizada pelos raios X emitidos de uma única fonte, um tubo de raios X, como foi explicado na aula anterior.



Merece destaque especial a abreugrafia, técnica radiográfica desenvolvida pelo cientista brasileiro Manoel Dias de Abreu, em 1936, usada no diagnóstico da tuberculose. O grande feito de Manoel de Abreu foi a miniaturização da radiografia. Ele desenvolveu um dispositivo de focalização da imagem produzida num anteparo fluorescente sobre um filme de pequenas dimensões.

Na **Figura 10.1**, você pode ver um aparelho de raio X equipado com esse dispositivo. Com isso, foram conseguidas as condições para se realizar o exame em larga escala. À época, uma grande epidemia de tuberculose assolava o país.

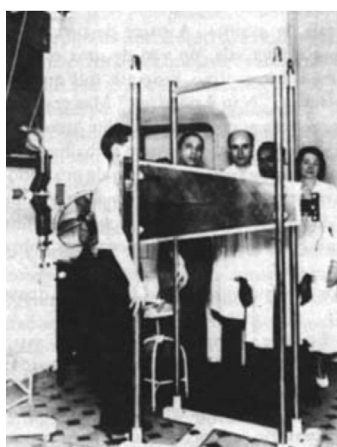


Figura 10.1: Equipamento de raio X para fazer abreugrafias.

As técnicas mais modernas fazem uso de monitores de imagem, do tipo do aparelho de televisão, ou sistemas de digitalização por computadores, para o registro das informações, conjugados com arranjos espaciais de várias fontes emissoras. Tais arranjos permitem superar as principais limitações da radiografia convencional: imagens planas e estáticas. Enquadram-se nas técnicas modernas as tomografias, convencional e computadorizada, e a fluoroscopia, por exemplo, que serão discutidas a seguir. Outras técnicas foram desenvolvidas particularmente para especialidades clínicas determinadas, como a mamografia, a angiografia ou arteriografia.

Tomografia

O termo “tomografia” especifica essa técnica de obtenção, por raios X, da imagem de um corpo segundo um plano de corte definido previamente. O prefixo “tomo” vem do grego *tomos*, e significa “corte”.

Para entender melhor essa técnica e conferir as vantagens que ela traz em relação à radiografia convencional, considere a situação de um bloco maciço de madeira na forma de um paralelepípedo que tem em seu interior um outro corpo também maciço de material distinto, cuja forma você deseja descobrir. Considere ainda que as faces do bloco são identificadas pelas letras A, B, C, D, E, F, sendo as faces A, B, C e D as mais compridas. Agora confira, na **Figura 10.2**, os resultados obtidos nas radiografias feitas desse bloco, acompanhando o procedimento indicado. Analise as informações que estão registradas nas quatro imagens à luz do conhecimento discutido para a interação dos raios X com a matéria. Ao final, com as informações assim adquiridas, tente fazer a Atividade 1.

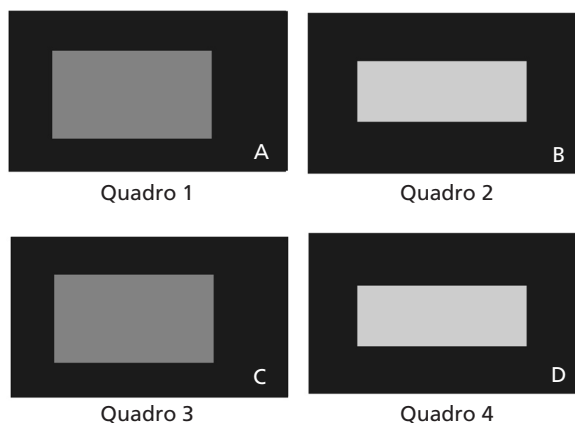


Figura 10.2: Quatro radiografias de um bloco de madeira que tem, no interior, um corpo de forma desconhecida.

A imagem mostrada no Quadro 1 da **Figura 10.2** foi obtida tendo-se irradiado o bloco pela face A. No Quadro 2, a imagem foi obtida irradiando-o pela face B, após o bloco ter sido girado 90° para receber os raios provenientes do tubo fixado na posição anterior. A imagem mostrada no Quadro 3 foi obtida da face C, oposta à A, após outro giro de 90° . Finalmente, no Quadro 4, está a última imagem obtida, que é a da face D, oposta à B, tomada após novo giro de 90° .

ATIVIDADE



1. Levando em conta os resultados mostrados na **Figura 10.2** e as informações fornecidas sobre os procedimentos adotados na feitura dessas radiografias, processe essas informações, descubra a forma do corpo incrustado no bloco e avalie as suas dimensões.

RESPOSTA COMENTADA

O corpo tem a forma também de um paralelepípedo. Suas dimensões são proporcionais àquelas exibidas nas radiografias. Veja como e por que as informações processadas no nosso raciocínio levam a essa conclusão.

Para as quatro radiografias feitas, registramos:

- 1. com nossos olhos, que todas apresentam como imagem um retângulo maior de tonalidade escura, contendo outro menor de tonalidade clara;*
- 2. também com nossos olhos, que não se observam para as manchas retangulares claras e escuras de faces opostas diferenças nas correspondentes tonalidades, mas para as claras observa-se uma nuance entre um par e outro de faces opostas, isto é, a intensidade das manchas claras é uniforme em cada mancha e a mesma em cada par, mas entre a tonalidade do par AC e a do par BD verifica-se uma pequena diferença;*
- 3. por superposição manual das chapas radiográficas correspondentes, que as áreas das manchas claras de faces opostas, A e C, D e E*

são iguais entre si, isto é, a área da mancha da face A é exatamente igual àquela da face C, e a da face B é igual à da D.

Inicialmente, observe que no conjunto de registros que você fez existem dois tipos de informação: sobre a natureza e sobre a forma do corpo. O registro 1 contém duas informações, uma de cada tipo; o 2 só contém informações sobre a natureza e o 3 contém cinco informações, todas elas só sobre a forma. Tudo o que temos a fazer agora é cruzar e processar tais informações de forma inteligente. Cruzando as informações sobre a natureza contidas nos registros 1 e 2, concluímos, a partir dos conhecimentos vistos anteriormente, duas coisas:

- a. o corpo no interior é mais denso que o bloco de madeira; e
- b. sua constituição é uniforme e homogênea, isto é, sua densidade é constante.

Cruzando agora aquelas informações sobre a forma contidas nos registros 1 e 3 com as últimas conclusões arroladas, concluímos, após superpor as chapas das faces opostas, duas a duas, e observar que as manchas claras se superpõem completamente, que:

- a. os raios incidindo em faces opostas formam “sombras” de mesma forma geométrica e de mesmo teor de intensidade, significando que eles encontraram à sua frente algo que os absorve diferentemente da madeira do bloco e cuja área onde incidem projeta a sombra na forma de retângulo, o mesmo retângulo, qualquer que seja a face oposta que se considere;
- b. ao longo das direções perpendiculares a cada par de faces opostas, a absorção dos raios foi exatamente a mesma, o que deve ser traduzido como a profundidade do corpo ao longo da direção perpendicular é a mesma para toda a extensão da superfície da mancha clara da face considerada. Tal profundidade nada mais é que o lado menor do retângulo da face contígua.

Agora, recorte os quatros retângulos claros e, levando em conta as conclusões, cole-os de forma a produzir em 3-D o corpo no bloco de madeira: um paralelepípedo incrustado longitudinalmente na mesma direção do bloco, no seu centro, e com as faces paralelas àquelas do bloco de madeira. Pronto. Reunindo os procedimentos efetuados para bater as radiografias (radiografar uma face, girar o bloco 90°, radiografar a nova face exposta para o tubo, girar o bloco mais 90°, radiografar a terceira face etc.) com os resultados do processamento das informações que você realizou com o seu cérebro e com as operações que você realizou (com seus olhos e suas mãos), acabou de ser feita, embora de forma artesanal, uma radiografia tridimensional “computadorizada” do objeto oculto no interior do bloco de madeira.

A tomografia computadorizada é uma técnica que tem por base os mesmos princípios e tipos de procedimentos da nossa técnica de radiografia computadorizada artesanal, melhorados e potencializados pela substituição e multiplicação dos medidores e dos instrumentos de cálculo e ainda com a introdução de uma sutil, mas potente, diferença. Veja.

Na nova técnica, as chapas fotográficas foram substituídas por detectores mais sofisticados, como os cintiladores; nossos olhos, por medidores eletrônicos; nossas mãos e nossa força, por motores elétricos; e nosso cérebro, por um computador; em lugar de se fazer a tomada de apenas quatro imagens irradiando-se toda uma face do corpo, são feitas cerca de 300 ou 400 ao longo de cortes preestabelecidos. É essa última diferença que leva a se acrescentar o prefixo grego *tomos* (corte) ao nome da técnica já consagrada. Essa diferença consiste em se fazer as radiografias de finas camadas do objeto, obrigando-se um feixe estreito de raios paralelos a incidir ao longo do plano de corte da camada escolhida.

Em síntese, a tomografia é uma técnica de reconstrução da imagem de um objeto a partir da suas projeções sobre vários planos, sendo essas projeções conseguidas pela absorção de raios X incidindo sobre o corpo de vários ângulos.

A **Figura 10.3** mostra um tomógrafo e uma imagem produzida por tomografia computadorizada. Na figura do tomógrafo, é possível ver como as fontes de raios X e os detectores são arranjados ao longo de uma circunferência, a fim de que os raios sejam colimados e incidam sobre o alvo num plano de corte fixado. A mesa onde o paciente se deita é móvel, para permitir a tomada de vários cortes sob a varredura dos raios.

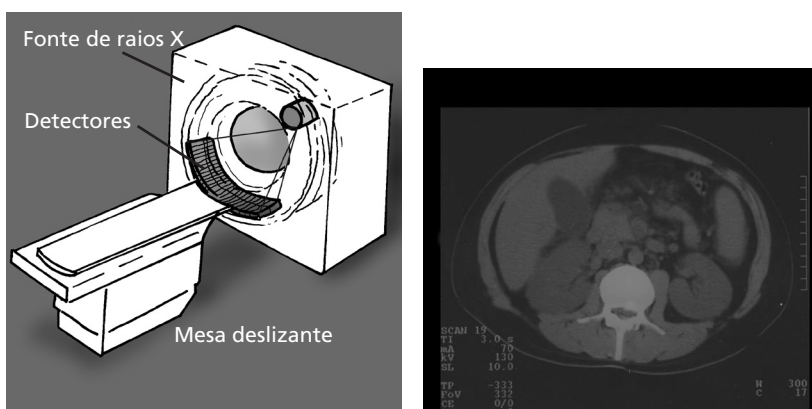


Figura 10.3: À esquerda, tomógrafo mostrando o arranjo das fontes e dos detectores de raios X. À direita, tomografia computadorizada do abdômen.



A vantagem diagnóstica da tomografia computadorizada sobre a radiografia convencional é que as imagens construídas por algoritmos matemáticos pelo computador possibilitam enxergar detalhes estruturais e de constituição da região radiografada, o que não é possível com a outra. Com a radiografia convencional, as imagens dos corpos tridimensionais que os raios atravessam ficam todas superpostas numa única chapa plana; elas mascaram a realidade. Com a tomografia computadorizada, por meio do algoritmo matemático, o computador interpreta as “sombas” produzidas nos diversos detectores pelos raios incidindo sobre os mesmos objetos a sua frente sob diversos ângulos e constrói a imagem. A grande desvantagem da tomografia é que o paciente recebe mais radiações que na radiografia convencional.

Fluoroscopia

A fluoroscopia é um exame que se destina ao estudo de estruturas do corpo em movimento, em que uma seqüência de imagens instantâneas é produzida continuamente por raios X num monitor de imagens. Você pode imaginar como um filme (ou vídeo) cuja “iluminação” é feita com raios X, em lugar da luz visível. A fluoroscopia serve a diversas finalidades, tais como a observação de funções dinâmicas de sistemas ou órgãos, a busca direta de anormalidade em órgãos e a condução ou guia de procedimentos como o cateterismo cardíaco.

O equipamento consiste de uma fonte de raios X, de um sistema intensificador de imagens, que converte os raios X atenuados em luz, e de um sistema ótico acoplado a um circuito fechado de TV.

A grande desvantagem da fluoroscopia é o longo tempo de exposição do paciente à radiação X.

No *site* <http://www.maloka.org/f2000/xray/> você encontra um simulador de fluoroscópio.

Mamografia

A mamografia é uma técnica de exame radiográfico por raios X especialmente desenvolvida para produzir imagens do seio com baixas doses de radiação. O mamógrafo consiste de um tubo de raios X móvel sobre um braço em forma de arco que possibilita direcionar a radiação em ângulos de incidência apropriados à anatomia do órgão, de uma bandeja de compressão da massa mamária que se destina a homogeneizar a sua espessura e de um sistema de detecção tradicional filme-tela.

Observe um mamógrafo na Figura 10.4:

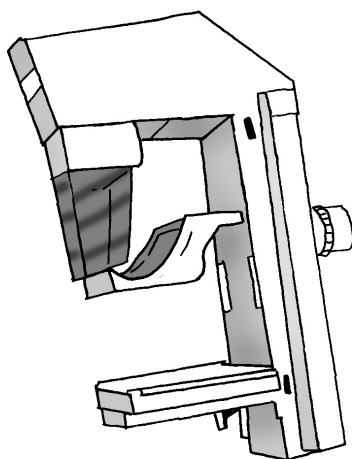


Figura 10.4: Mamógrafo.

Radioatividade

O uso da radioatividade como ferramenta de diagnóstico tem aplicações na detecção de anormalidades, nas avaliações metabólica e fisiológica de órgãos e sistemas do corpo humano. Esse é o diferencial em relação aos raios X, que só fornecem informações sobre a estrutura ou morfologia. Em todas as técnicas utilizadas para essas finalidades, o princípio explorado é o mesmo: isótopos radioativos (radioisótopos) cuidadosamente administrados em pacientes emitem radiações que são registradas por detectores apropriados, produzindo informações relacionadas ao transcurso ou caminho que percorrem ou à distribuição espacial que assumem ao se localizar em determinado lugar.

Para tanto, são utilizadas substâncias denominadas **RADIOFÁRMACOS**. Na Figura 10.5, você pode ver uma molécula do radiofármaco FDG, um derivado da glicose, marcado com o radioisótopo F-18. Este radiofármaco é usado para diagnósticos diversos, como o da doença de Alzheimer, patologias cardíacas, e ainda em oncologia.

RADIOFÁRMACOS

Compostos químicos aos quais isótopos radioativos são incorporados como marcadores.

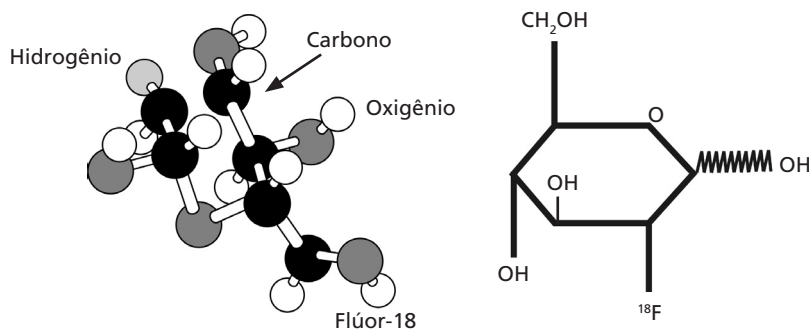


Figura 10.5: Estrutura molecular do radiofármaco FDG.

Os isótopos mais usados para fins diagnósticos são emissores de radiações beta e gama e têm meia-vida curta. Os radiofármacos são produzidos artificialmente em aceleradores nucleares, usando-se principalmente radioisótopos de iodo (I-123 e I-131), de nitrogênio (N-13), de carbono (C-11), de flúor (F-18), de tecnécio (Tc-99), entre outros. No Brasil, alguns deles são produzidos pelo Instituto de Pesquisas e Nucleares, em São Paulo, e pelo Instituto de Engenharia Nuclear, no Rio de Janeiro.

Na fabricação de um radiofármaco, para a associação do radioisótopo marcador ao composto marcado, leva-se em conta os comportamentos químico e bioquímico de ambos, bem como as características das radiações produzidas. Isto quer dizer que o radioisótopo ou a molécula a que ele se liga deve apresentar alguma afinidade química com moléculas biologicamente ativas.

O iodo, por exemplo, é um elemento que é preferencialmente absorvido pela tireóide. Essa característica do iodo é a razão para que seus radioisótopos I-123 e I-131 sejam usados na produção de radiofármacos para avaliar o funcionamento dessa glândula. O iodeto de sódio é o composto que será marcado, ingerido pelo paciente e irá se alojar na tireóide, emitindo de lá radiações gama e beta, conforme o radioisótopo usado: raios gama com o I-123 e beta com o I-131.

Outro exemplo é o tecnécio (Tc), o primeiro elemento radioativo produzido artificialmente num ciclotron. Ele tem número atômico 43. O isótopo Tc-99 tem meia-vida de cerca de seis horas, emite radiação gama e é largamente usado na produção de distintos radiofármacos, segundo afinidades com células, órgãos ou moléculas que se deseja avaliar. O Tc-99 é usado para fazer cintilografia de tecido ósseo, pulmão, fígado, rins, cérebro, placenta; diagnóstico de infarto do miocárdio e em avaliações da circulação sangüínea.

No uso diagnóstico, a natureza química do radioisótopo ou da molécula química a que ele está ligado altera a distribuição do agente no órgão em questão determinando um acúmulo que é controlado por condições fisiológicas ou patológicas. As radiações emitidas são, portanto, função da distribuição topográfica do radiofármaco. As imagens produzidas por elas, em comparação com outras que são padrões de situações de normalidade, revelam então informações sobre o funcionamento do órgão. Por exemplo, no caso da tireóide, o iodo é o agente que leva o

radioisótopo I-123 e que se distribuirá no órgão, emitindo radiações que são função da distribuição topográfica atingida.

Essas imagens são produzidas por sistemas de detecção apropriados ao tipo da radiação. No caso de radiações gama, usa-se o aparelho gama-câmara, que transforma os fótons emitidos em pulsos elétricos que, processados, criam as imagens do órgão onde está alojado o radiofármaco. Na **Figura 10.6**, você pode ver um esquema da gama-câmara detectando os raios gama emitidos pelo radiofármaco.

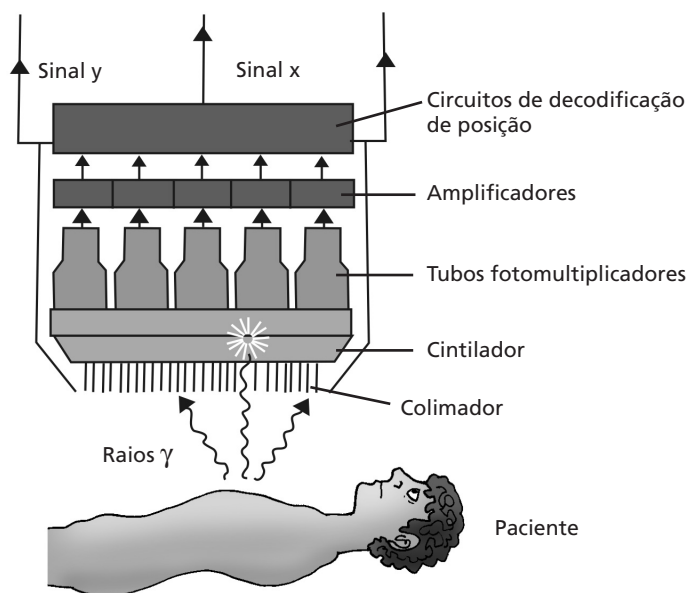


Figura 10.6: Esquema de uma gama-câmara.

A imagem produzida numa gama-câmara é plana, como na radiografia convencional. Porém, a utilização de vários detectores, arranjados espacialmente com possibilidade de girar em torno do corpo e associados a um computador, à semelhança da tomografia computadorizada por raios X, tornou possível a produção de imagens 3-D da distribuição do radiofármaco no órgão. Trata-se aqui da técnica de tomografia computadorizada por emissão de fóton único, conhecida pela sigla SPECT (do inglês *single photon emission computed tomography*).

Chama-se cintigrafia ou cintilografia o exame diagnóstico que se faz com esse procedimento.

ATIVIDADE



2. Na aula anterior, você conheceu os tipos de detectores de radiações. Com base na descrição do funcionamento dada para a gama-câmara, identifique o tipo de detector usado no aparelho.

RESPOSTA COMENTADA

O tipo de detector usado é um cintilador, pois os fótons γ excitam o cristal inorgânico, como mostrado na **Figura 10.6**.

A tomografia por emissão de pósitron, ou PET (do inglês *positron emission tomography*), é outra técnica utilizada principalmente para exames do cérebro; baseia-se no fenômeno conhecido da aniquilação de matéria, previsto por Albert Einstein. Esse fenômeno ocorre quando um pósitron e um elétron, numa colisão, desaparecem, fazendo surgir, pelo princípio da conservação da energia, dois raios gama que seguem em sentidos opostos, como esquematizado na **Figura 10.7**:

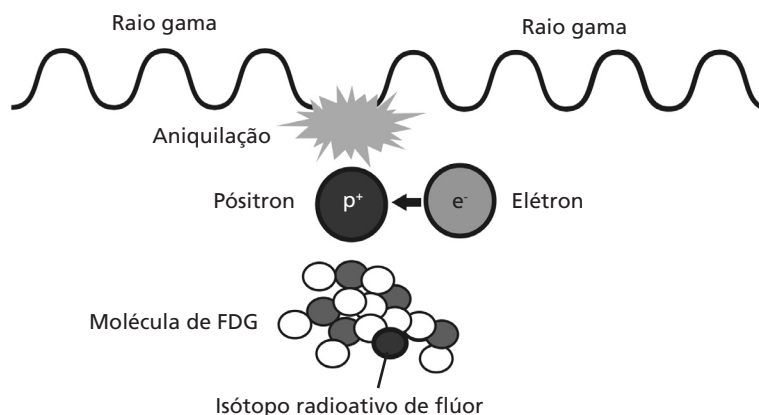


Figura 10.7: Esquema mostrando a aniquilação do par pósitron-elétron.

Nessa técnica, o radioisótopo usado é um emissor de radiação beta (pósitron), que no interior do cérebro provoca o fenômeno de aniquilação, referido anteriormente. O par de raios gama produzidos é

detectado, simultaneamente, por gama-câmaras dispostas a 180° graus uma da outra, propiciando uma melhor informação. As informações assim registradas nos detectores distribuídos em anéis são processadas também por um computador que reconstrói em 3-D os locais onde o radiofármaco se alojou.

O radiofármaco mostrado na **Figura 10.5** é um exemplo daqueles usados nesse tipo de exame. O composto em questão é uma glicose, e o radioisótopo, o flúor-18, que decai com a emissão de um pósitron. Assim, sendo a glicose o combustível energético básico da vida, ela será tanto mais absorvida quanto maior for a atividade das células cerebrais, levando consigo o elemento radioativo que emitirá os sinais. A detecção desses sinais torna possível quantificar as concentrações locais do radioisótopo no cérebro.



ATIVIDADE

3. Verifique se a seguinte afirmativa é falsa ou verdadeira: A diferença essencial entre a tomografia por emissão de fóton único e a tomografia por emissão de pósitron reside no fato de que, com a primeira, a imagem é obtida pelo registro nos detectores da chegada de raios gama, enquanto na segunda ela é obtida pelo registro da chegada de radiação beta (pósitron).

RESPOSTA COMENTADA

A afirmação é falsa, pois em ambos os casos o registro nos detectores é de radiação gama. A diferença essencial está na origem da radiação gama aproveitada; no caso daquela por emissão de fóton, a radiação gama vem diretamente do decaimento radioativo do radioisótopo, enquanto no caso daquela por emissão de pósitron, a radiação gama é gerada pela aniquilação deste ao colidir com um elétron.

O uso da radioatividade em técnicas de imagem para fins de diagnóstico médico que empregam radiofármacos como fonte de radiação constitui um dos dois ramos da Medicina Nuclear. As técnicas de radiodiagnóstico por imagem da Medicina Nuclear se distinguem das análogas da radiologia estudadas anteriormente, porque as imagens produzidas fornecem informações capazes de identificar distúrbios funcionais ou metabólicos que as últimas não podem dar. Estas indicam apenas alterações morfológicas ou estruturais dos órgãos. Tal potencial da Medicina Nuclear em relação às demais técnicas de diagnóstico por imagem representa uma grande vantagem para se estabelecer um diagnóstico precoce, porque as alterações funcionais ou metabólicas de um órgão acometido por uma doença, geralmente, precedem aquelas de natureza morfológica.

A Medicina Nuclear diagnóstica é preferencial às demais para fins de:

- caracterização de tecidos em casos de câncer;
- produção de imagem funcional;
- quantificação de função orgânica;
- diferenciação de tecido.

RADIOTERAPIA

Você viu na aula anterior que alguns tipos de radiação provocam a ionização da matéria com a qual ela interage. Na matéria biológica, uma das conseqüências da ionização é a destruição de células. É justamente nesse fato que se baseia a utilização das radiações ionizantes com fins terapêuticos, ou a radioterapia. Seu princípio de ação básico é provocar, com o auxílio de radiações, a ionização em átomos e moléculas de células malignas visando a sua destruição, ao mesmo tempo que se preservam as células sadias na sua vizinhança.

A radioterapia se processa em duas grandes categorias de classificação, segundo a radiação utilizada e a distância da fonte ao alvo: teleterapia e braquiterapia.

Os prefixos *tele* e *braqui* vêm do grego e, respectivamente, significam “distante” e “perto”.

A teleterapia compreende as técnicas que usam raios X e raios gama, elétrons ou nêutrons de altas energias, cujas fontes são colocadas externamente a distâncias da ordem de um metro do paciente. Já na braquiterapia, as técnicas usam radiações gama, alfa ou beta, sendo as fontes situadas a poucos centímetros do alvo, ou implantadas na superfície do corpo, ou ainda introduzidas em regiões intersticiais.

Na teleterapia fazem-se ainda distinções em função da energia da radiação utilizada, que deve ser apropriada ao fim a que se destina. Assim, raios X produzidos por tubos operando sob voltagem de até 250kV (quilovolt) são menos penetrantes, e por isso usados para o tratamento de câncer de pele. Mas também podem ser empregados em tratamentos, por efeitos térmicos e não mais ionizantes, em artrites, artroses e até no combate à rejeição de transplantes. Já aqueles produzidos sob voltagens de megavolts são utilizados para atingir órgãos mais profundos, por exemplo, no combate ao câncer de pulmão, próstata, útero etc.

A teleisotopoteria usa raios gama emitidos por radioisótopos de Co (Co-60), Cs (Cs-137) e Ra (Ra-226). A vantagem que o uso dessas radiações tem em relação à radiação X está, de um lado, na facilidade de se ter energias mais altas que com o raio X, e, de outro, no fato de terem o mesmo comprimento de onda.

Na braquiterapia, as fontes de radiação, como Co (Co-60), Cs (Cs-137), Ra (Ra 226), Au (Au-198), são encapsuladas dentro de dispositivos como agulhas e tubos que são levados à proximidade do tumor que se deseja tratar. Ela é muito usada, por exemplo, no câncer ginecológico.

Se o radioisótopo usado for um emissor de radiação beta, o tratamento é chamado betaterapia. Nesse caso, são usados o ítrio (Y-90) e o estrôncio (Sr-90), sendo o primeiro usado na terapia do câncer da hipófise.

Hoje, a radioterapia, contudo, não se limita às técnicas que fazem uso de fontes seladas em tubos de raios X ou gama, usadas na teleterapia, ou encapsuladas em dispositivos menores, como as usadas na braquiterapia. Com o advento da Medicina Nuclear, por meio do emprego de radiofármacos, a possibilidade de direcionar e concentrar as radiações para as regiões atingidas foi ampliada; concomitantemente, os danos colaterais foram reduzidos.



ATIVIDADE

4. Dê uma justificativa física para a afirmativa: “A possibilidade de direcionar e concentrar radiações usando-se radiofármacos em terapias de câncer é uma das maiores vantagens da Medicina Nuclear em relação, por exemplo, à teleterapia por raios X.”

RESPOSTA COMENTADA

Com a possibilidade de concentrar radiações na região do tumor e usando-se fontes radiativas de curto alcance, como as radiações alfa, as radiações vão atingir principalmente as células comprometidas, matando-as.

Na teleterapia, como a fonte externa é longe do tumor, é grande a destruição de tecidos saudáveis que estão no caminho da radiação.

Aqui, mais uma vez, a escolha do radioisótopo para tratamento de um dado órgão é determinada pelo metabolismo do composto, bem como pelo tipo da radiação que ele emite. O isótopo ^{131}I do iodo é usado no tratamento de câncer da tireóide – e também no hipertireoidismo –, justamente pela absorção preferencial da glândula pelo iodo, como visto no caso do radiodiagnóstico. Já o fósforo-32 é usado no tratamento de leucemia.

CONCLUSÃO

As aplicações das radiações ionizantes, particularmente na Medicina, trouxeram benefícios enormes à sociedade. Com elas, ampliaram-se enormemente as possibilidades tanto de diagnósticos precoces quanto de tratamentos de doenças, que salvam vidas. Nessas radiações está a chave para o tratamento de vários tipos de câncer.

Ainda que tais aplicações encerrem alguns riscos, estes são menores que os benefícios e menores ainda do que os riscos apresentados por outros agentes, tais como tabaco e outros poluentes.

ATIVIDADES FINAIS

1. Verifique se as afirmativas abaixo são verdadeiras ou falsas:

- a. As técnicas de diagnóstico por imagem da Medicina Nuclear valem-se das radiações dos elementos radioativos que constituem naturalmente as moléculas biológicas de órgãos do corpo humano.
- b. As técnicas de diagnóstico por imagem de raios X, ao contrário, valem-se da radioatividade de elementos que não constituem moléculas biológicas.

RESPOSTA COMENTADA

Ambas as afirmativas são falsas. A afirmativa (a) é falsa por duas razões: elementos radioativos não constituem naturalmente moléculas biológicas; a Medicina Nuclear utiliza as radiações emitidas pelos isótopos radioativos que marcam um composto que é ministrado nos órgãos. A afirmativa (b) é falsa porque, como você aprendeu na aula anterior, os raios X não têm origem na radioatividade.

2. Cite algumas técnicas que utilizam radiações ionizantes como ferramentas de radiodiagnóstico e alguma de radioterapia.

RESPOSTA COMENTADA

Hoje, essas técnicas tornaram-se tão importantes que você deve ser capaz de citar algumas daquelas discutidas nesta aula. Podemos citar como ferramenta de diagnóstico as tomografias computadorizadas, as técnicas da Medicina Nuclear, como a tomografia SPECT, além da radiografia convencional, é claro; como terapias, podemos citar exemplos de radioterapias que usam radiação X ou gama (cobalto-terapia, betaterapia etc.), mais convencionais, e algumas da Medicina Nuclear que usam radiofármacos.

RESUMO

Técnicas baseadas na interação de radiações ionizantes com a matéria apresentam aplicações na Medicina; técnicas auxiliares ao diagnóstico médico e usadas em terapias. Nas duas finalidades, são usados raios X e emissões radioativas de radiofármacos para a produção de imagens de órgãos e sistemas do corpo, no caso de diagnóstico, utilizando a tomografia computadorizada, a fluoroscopia e a mamografia, que empregam a radiação X; e a tomografia SPECT (cintilografia) e a tomografia PET, que empregam a radiação gama e a radioterapia.

As técnicas da Medicina Nuclear apresentam mais vantagens que as da radiologia convencional, porque fornecem informações sobre alterações funcionais e metabólicas de órgãos e sistemas. Resultado similar tem-se em relação às radioterapias; as da Medicina Nuclear são mais vantajosas que as convencionais.

INFORMAÇÃO SOBRE A PRÓXIMA AULA

Na próxima aula, discutiremos as interações de radiação não-ionizante que tem aplicações na Medicina e nas Biociências.

Biofísica

Referências

Aula 1

ATKINS, Peter. *Físico-química: fundamentos*. 3. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2001.

LEHNINGER, Albert; NELSON, David; COX, Michael M. *Lehninger: princípios de bioquímica*. 3. ed. São Paulo: Savier, 2002.

OKUNO, Emico; CALDAS, Iberê; CHOW, Cecil. *Física para ciências biológicas e biomédicas*. São Paulo: Harper & Tow do Brasil, 1982.

VOLKENSHTEIN, M. V. *Biofísica*. Moscú: Editorial MIR, 1985. Tradução em espanhol

Aula 2

ATKINS, Peter. *Físico-química: fundamentos*. 3. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2001.

CARDOSO, Eliezer de Moura. *Energia nuclear: apostila educativa*. Disponível em: <<http://www.cnen.gov.br/ensino/apostilas/energia.pdf>>. Acesso em: 8 nov. 2005.

Aula 3

ATKINS, PETER; *Físico-química: fundamentos*, 3. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2001.

Aula 4

ATKINS, PETER; *Físico-química: fundamentos*, 3. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2001.

Aula 5

STRYER, Lubert; TYMOCZKO, John L.; BERG, Jeremy M. *Bioquímica*. 5. ed. Rio de Janeiro: Guanabara Koogan, 2004.

ISRAELACHVILI, Jacob. *Intermolecular and Surface Forces: With Applications to colloidal and biological systems*. Academic Press, 1992.

Aula 6

ALBERTS, Bruce et al. *Biologia molecular da célula*. 4. ed. Porto Alegre: Artmed, 2004.

Serviço gráfico realizado em parceria com a Fundação Santa Cabrini por intermédio do gerenciamento laborativo e educacional da mão-de-obra de apenados do sistema prisional do Estado do Rio de Janeiro.



Maiores informações: www.santacabrini.rj.gov.br

ISBN 85-7648-184-7



9 788576 148184



UENF
Universidade Estadual
do Norte Fluminense



Universidade Federal Fluminense



FAPERJ
Fundação Carlos Chagas Filho de Amparo
à Pesquisa do Estado do Rio de Janeiro



**GOVERNO DO
Rio de Janeiro**

SECRETARIA DE
CIÊNCIA E TECNOLOGIA

Ministério
da Educação

