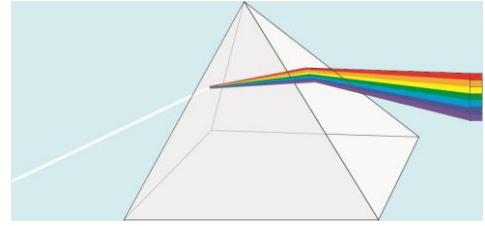


Aula 17: Espectroscopia

Maria de Fátima Oliveira Saraiva, Kepler de Souza Oliveira Filho & Alexei Machado Müller



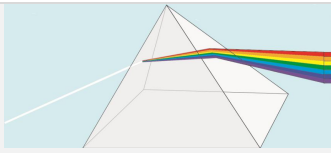
Decomposição da luz branca nas suas cores componentes, em ordem crescente de frequência de cima para baixo. A cor de menor frequência sofre a menor refração tanto ao entrar no prisma quanto ao sair dele.
Crédito: Luiz Carlos Goulart.

Introdução

Prezado aluno,

Na aula de Fotometria vimos como estudar as estrelas medindo sua luz integrada em uma ou várias bandas espectrais (filtros), o que nos permite determinar, entre outras coisas, sua cores, as quais estão associadas às suas temperaturas. Mas existe outra ferramenta importantíssima para analisar a luz das estrelas: a espectroscopia: em vez de medir a luz em uma banda, podemos decompor a luz em todos os seus comprimentos de onda, e daí obter informações sobre o gás na estrela tais como temperatura, composição química, gravidade superficial e velocidades. Na aula de hoje vamos estudar como interpretar os espectros estelares e como classificar as estrelas a partir deles.

Bom estudo!



Objetivos

Com o estudo desta aula esperamos que você possa:

- distinguir entre os diferentes tipos de espectros - o contínuo, o de emissão e o de absorção -, e explicar como cada um se forma;
- explicar como as transições eletrônicas dentro de um átomo produzem as linhas de emissão e de absorção nos espectros desses átomos;
- explicar porque as estrelas apresentam espectros de absorção;
- explicar como é feita a classificação espectral das estrelas e listar as classes básicas associando-as com as linhas espectrais dominantes;
- associar o tipo espectral de uma estrela com a sua temperatura.

Espectro

Ao passarmos a luz por um prisma ou uma rede de difração ela se decompõe nos diferentes comprimentos de onda, formando um arranjo de cores chamado **espectro**. Um espectro bem conhecido é o arco-íris formado quando a luz do sol atravessa gotas de chuva.

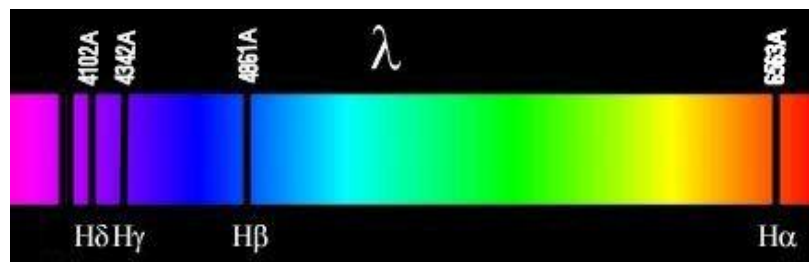
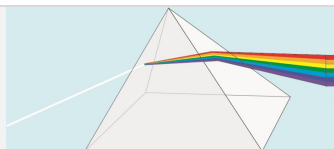


Figura 17.01: Espectro típico de uma estrela, mostrando as posições das linhas do hidrogênio.

Quase toda informação sobre as propriedades físicas das estrelas são obtidas direta ou indiretamente de seus espectros, principalmente suas temperaturas, densidades e composições.



Histórico

Isaac Newton demonstrou, em 1665-66, que a luz branca, como a luz do Sol, ao passar por um prisma, se decompõe em luz de diferentes cores, formando um espectro como o arco-íris.

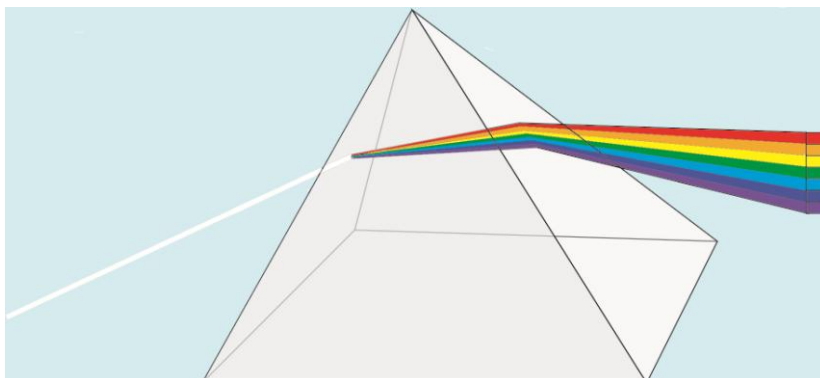


Figura 17.02: Formação do espectro da luz, a partir da decomposição da luz branca, pela dupla refração que ela sofre ao entrar no prisma e ao sair do mesmo. Autor: Luiz Carlos Goulart.

No início do século 19, o alemão **Joseph Von Fraunhofer**, que fabricava instrumentos de vidro (lentes, prismas, microscópios e telescópios), observou que o espectro do Sol apresentava um grande número de linhas escuras sobre ele. (Mais tarde essas linhas passaram a ser chamadas de linhas de Fraunhofer). Fraunhofer classificou 324 dessas linhas, identificando as linhas mais fortes com letras maiúsculas de A a K (na ordem de maior para menor comprimento de onda), e as mais fracas com letras minúsculas. Algumas foram identificadas como combinações de letras e números. Fraunhofer também observou linhas nos espectros das estrelas Sírius, Castor, Pollux, Capella, Betelgeuse e Procyon.

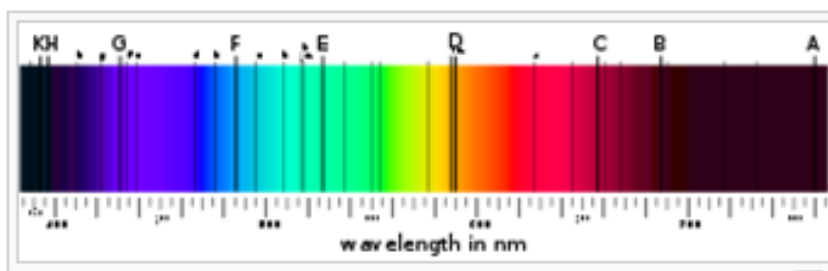


Figura 17.03: Espectro solar com linhas escuras. Fonte: http://en.wikipedia.org/wiki/Fraunhofer_lines.

Curiosidade:

Fraunhofer utilizava as linhas do espectro solar para calibrar seus instrumentos (vidros e prismas), que eram os de melhor qualidade fabricados naquela época. Como pequenas variações na quantidade e mistura de quartzo (SiO_2), cal (CaO) e soda (carbonato de sódio, Na_2CO_3) que compõem o vidro (basicamente SiO_4) fazem que os prismas fabricados desloquem o comprimento de onda em diferentes ângulos, Fraunhofer usava as linhas do espectro solar para determinar as propriedades dos vidros. Apresentando seus resultados na Academia de Ciências da Bavária, foi eleito membro e ministrou aulas na Universidade da Bavária por muitos anos, apesar de não possuir educação formal.



Figura 17.04: Bunsen & Kirchhoff.

Em 1856, o químico alemão **Robert Wilhelm Bunsen** (1811-1899) inventou o bico de gás (bico de Bunsen), que tinha chama incolor, de maneira que, quando um elemento químico era colocado sobre a chama, as cores emitidas eram as da substância, e não da chama. Bunsen e seu colaborador, o físico **Gustav Robert Kirchhoff**, observaram os espectros de diversos elementos colocados na chama e observaram que o espectro formado, não era contínuo, e sim constituído de séries de linhas brilhantes que variavam de elemento para elemento. Por exemplo, o neônio tinha linhas no vermelho, o sódio tinha linhas no amarelo e o mercúrio tinha linhas no amarelo e no verde.

Kirchhoff observou ainda que, passando a luz do Sol através de uma chama de sódio, as linhas D do Sol ficavam ainda mais fortes e escuras. Ele então substituiu o Sol por um sólido quente. A luz do sólido que passava pela chama apresentava as mesmas linhas escuras do Sol, na posição das linhas do sódio. Ele então concluiu que o Sol era um gás ou sólido quente, envolto por um gás mais frio. Estas camadas mais frias é que produziam as linhas escuras do Sol. Comparando o espectro, ele descobriu linhas de Mg, Ca, Cr, Co, Zr, Ba e Ni no Sol.

Leis de Kirchhoff:

Um corpo opaco aquecido produz um espectro contínuo.

Um gás rarefeito (transparente) produz um espectro de linhas brilhantes, cujas posições são características do gás.

Se o gás estiver na frente de um corpo opaco mais quente, ele produzirá linhas escuras no espectro contínuo do corpo opaco. As posições das linhas escuras são características do gás.

Tabela 17.01: Linhas espectrais identificadas por Gustav Robert Kirchhoff

Linha	λ (Å)	Elemento	Cor
A	7594	oxigênio	Vermelho
B	6867	oxigênio	
C	6563	hidrogênio, $H \alpha$	
D1	5896	sódio	Amarelo
D2	5890	sódio	
D3	5876	hélio	
E	5270	ferro e cálcio	
b1	5184	magnésio	
F	4861	hidrogênio, $H \beta$	Verde
G	4308	ferro (e cálcio)	Azul
H	3968	cálcio	
K	3934	cálcio	Violeta

De suas experiências, Kirchhoff formulou as três leis empíricas da espectroscopia, que definem os tipos básicos de espectros.

Tipos de espectros:

1º Espectro contínuo: característico de um corpo opaco (sólido, líquido ou gasoso) aquecido;

2º Espectro de emissão: característico de um gás transparente aquecido.

3º Espectro de absorção: formado pela superposição de um gás mais frio à fonte do espectro contínuo.

O espectro contínuo é também chamado de espectro de corpo negro, ou espectro térmico. Depende apenas da temperatura da fonte

Leis de Kirchhoff

1) Um corpo **opaco** quente, sólido, líquido ou gasoso, emite um espectro **contínuo**.

2) Um gás **transparente** produz um espectro de **linhas brilhantes** (de emissão). O número e a posição dessas linhas depende dos elementos químicos presentes no gás.

3) Se um espectro contínuo passar por um gás à temperatura mais baixa, o gás frio causa a presença de linhas escuras (absorção). O número e a posição dessas linhas depende dos elementos químicos presentes no gás.

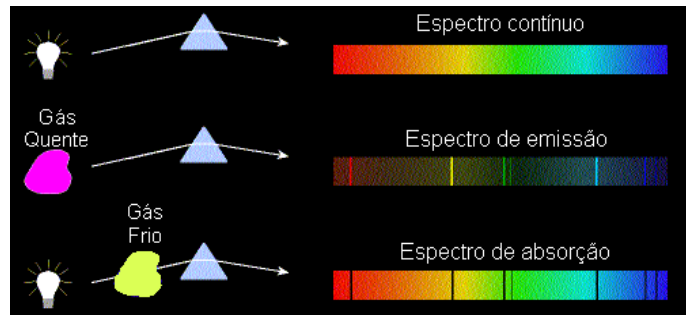


Figura 17.05: Os três tipos de espectros na classificação de Kirchhoff: o contínuo, o de emissão e o de absorção.

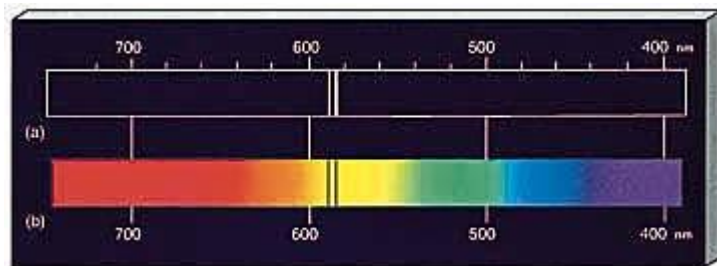
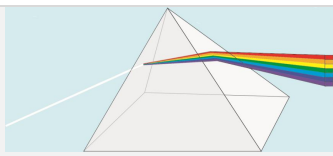


Figura 17.06: Espectro de emissão (em cima) e de absorção (em baixo) do mesmo gás. Note que as linhas em absorção estão nas mesmas posições em que aparecem em emissão.

É importante notar que as linhas de absorção produzidas por um gás estão nas mesmas posições das linhas de emissão que esse gás produz. As linhas de absorção são escuras não porque não tenham luz nenhuma, mas sim porque são mais fracas do que o espectro contínuo circundante. Elas ficam mais fracas porque, embora o gás re-emita o mesmo comprimento de onda que absorveu do espectro contínuo, a re-emissão é feita em todas as direções, causando um decréscimo de fluxo que vem da fonte em nossa direção. Se o gás não re-emitisse a luz absorvida ele esquentaria.

A origem das linhas espectrais

No início do século XX, os cientistas começaram a estabelecer as bases para a compreensão da formação dos espectros à medida que eles começaram a aprender mais sobre a estrutura dos átomos e a natureza da luz.



Partículas Alfa:

São núcleos de hélio, possuem 2 prótons e 2 nêutrons.

Em 1909, Rutherford, Geiger e Marsden, bombardeando folhas de ouro com partículas alfa (íons de hélio), verificaram que apenas 1 em cada 20.000 partículas incidentes eram refletidas na mesma direção de incidência, algumas poucas eram desviadas e a maioria passava a folha como se nada houvesse em seu caminho. Concluíram que os átomos são compostos de **um pequeno núcleo, com carga elétrica positiva, rodeado por uma nuvem de elétrons, com carga elétrica negativa**. Como esses elétrons não poderiam estar parados, pois eles cairiam em direção ao núcleo devido à atração coulombiana, Rutherford propôs que eles estariam girando em torno do núcleo em órbitas circulares.

No entanto, isso não resolvia o problema da estabilidade do núcleo, pois **cargas elétricas aceleradas emitem energia**, e a perda de energia faria os elétrons espiralarem rapidamente em direção ao núcleo, emitindo radiação em todos os comprimentos de onda e tornando os átomos totalmente instáveis. Além da evidente contradição com o fato de que os átomos não são instáveis, também já era conhecido que, quando os átomos emitem radiação, eles o fazem somente em certos comprimentos de onda, e não em todos os comprimentos de onda. Isso gerou a suspeita de que as leis da mecânica clássica não se aplicavam totalmente a corpos microscópicos como os átomos e propiciou o surgimento da mecânica quântica.

Quantização

Em 1900, o cientista alemão Max Planck desenvolveu o modelo da quantização da luz, segundo o qual a matéria emite luz em “pacotes” de energia que ele denominou *quanta*. Cada quantum tem uma energia $E=h\nu$.

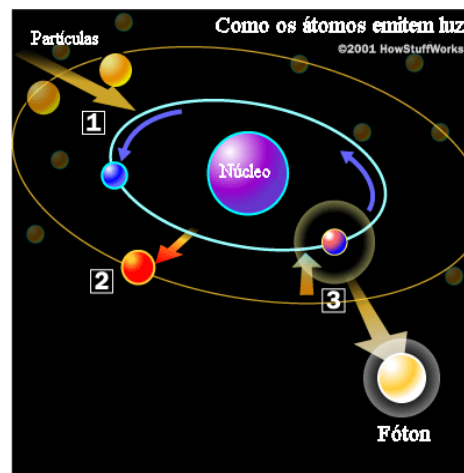
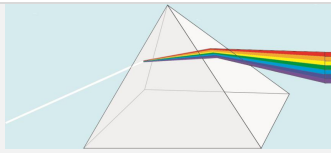


Figura 17.07: A figura mostra um átomo constituído de um núcleo e um elétron (bolinha azul) em meio a várias partículas (bolinhas amarelas). Uma partícula colide com o átomo (1) que se excita, fazendo com que seu elétron pule para um nível de maior energia (2). Em seguida o elétron volta para seu nível de energia original, liberando a energia extra na forma de um fóton de luz (3).



Albert Einstein, em 1905, estudando o efeito fotoelétrico, usou a ideia da quantização e propôs que a luz não só é emitida na forma de quanta, mas se propaga no espaço em *quanta individuais*. Cada quantum de luz, ou fóton, tem uma energia E dada por:

(1)

$$E = h \cdot \nu = \frac{h \cdot c}{\lambda},$$

onde h é a constante de Planck, $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$, ν é a frequência da luz, λ é o comprimento de onda da luz e c é a velocidade da luz $c = 3 \times 10^8 \text{ m/s}$.

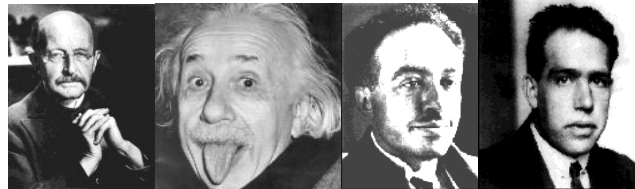


Figura 17.08: Max Planck, Albert Einstein, Louis de Broglie e Niels Bohr.

Louis de Broglie, em 1924, mostrou que o momentum (p) de um fóton, ou qualquer partícula, é dado por:

(2)

$$p = \frac{h}{\lambda} = \frac{E}{c}.$$

Níveis de Energia do Hidrogênio

Em 1913, Niels Bohr, estudando o átomo de hidrogênio, fez dois postulados fundamentais: 1) O elétron só pode orbitar o núcleo em certas órbitas, estando nas quais o elétron não irradia. 2) A irradiação aparece quando o elétron "pula" de uma órbita para outra, e a energia da radiação é igual à diferença de energia entre as órbitas.

Segundo o modelo de Bohr, de Broglie fez a suposição de que as órbitas possíveis para o elétron deve conter um número inteiro de comprimentos de onda:

(3)

$$2 \cdot \pi \cdot r = n \cdot \lambda_e,$$

onde $n=1, 2, 3, \dots$ só assume valores inteiros. Estando nessas órbitas, os elétrons não emitem radiação.

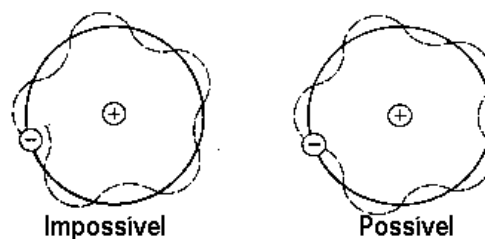
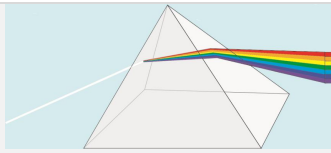


Figura 17.09: Ilustração da quantização de energia no átomo de hidrogênio, de acordo com o modelo de De Broglie.

Pela lei de Coulomb [**Charles Coulomb** (36-1806)], o módulo da força elétrica entre o próton nuclear e o elétron é dado por:



$$F_c = \frac{K \cdot e^2}{r^2}.$$

Por outro lado, a força centrípeta sobre o elétron tem intensidade:

$$F_c = \frac{m_e \cdot v^2}{r},$$

e é gerada pela força de Coulomb. Portanto:

$$F_c = F_c \Rightarrow \frac{K \cdot e^2}{r^2} = \frac{m_e \cdot v^2}{r} \Rightarrow v = \left(\frac{K \cdot e^2}{m_e \cdot r} \right)^{1/2},$$

ou seja, o *momentum* linear do elétron é dado por:

(4)

$$p_e = m_e \cdot v = \left(\frac{m_e \cdot K \cdot e^2}{r} \right)^{1/2}.$$

Pela equação (2), o *momentum* de cada elétron está relacionado com o seu comprimento de onda (λ):

(5)

$$p_e = \frac{h}{\lambda_e} \Rightarrow \lambda_e = \frac{h}{p_e},$$

Mas como a órbita só pode conter um número inteiro de comprimentos de onda, substituindo (4) na (5) e na (3), temos:

$$2 \cdot \pi \cdot r = n \cdot \lambda_e = \frac{n \cdot h}{p_e} = n \cdot h \cdot \left(\frac{r}{m_e \cdot K \cdot e^2} \right)^{1/2}.$$

Logo o raio da órbita é dado por:

$$r = n \cdot \left(\frac{h}{2 \cdot \pi} \right) \cdot \left(\frac{r}{m_e \cdot K \cdot e^2} \right)^{1/2}.$$

Elevando-se ao quadrado,

$$r^2 = \frac{n^2 \cdot \hbar^2 \cdot r}{m_e \cdot K \cdot e^2},$$

onde:

$$\hbar = h/2\pi.$$

dividindo por r , chegamos ao raio de Bohr:

$$r = \frac{n^2 \cdot \hbar^2}{m_e \cdot K \cdot e^2}.$$

Como a energia total é dada por:

$$E = \frac{1}{2} \cdot m_e \cdot v^2 - \frac{K \cdot e^2}{r} = - \frac{K \cdot e^2}{2 \cdot r} = - \frac{K \cdot e^2 \cdot m_e \cdot K \cdot e^2}{2 \cdot n^2 \cdot \hbar^2},$$

(6)

$$E = - \frac{m_e \cdot K^2 \cdot e^4}{2 \cdot n^2 \cdot \hbar^2} = - \frac{2,18 \times 10^{-11} \text{ ergs}}{n^2} = - \frac{13,6 \text{ eV}}{n^2}.$$

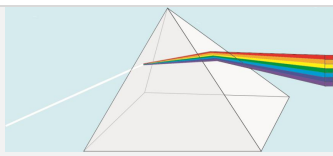
Como $n=1,2,3,\dots$ só assume valores inteiros, resulta que os níveis de energia são quantizados. Note que esse modelo simplista só dá resultados corretos para o átomo de hidrogênio, que só tem um próton e um elétron. Para os demais átomos, é preciso usar a versão moderna da Mecânica Quântica completa.

Um elétron-volt (eV):

É a energia adquirida por um elétron ao ser acelerado através de uma diferença de potencial de 1 volt.

$$1 \text{ eV} = 1,602 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$1 \text{ eV} = 1,602 \times 10^{-12} \text{ ergs}.$$



Mecânica Quântica:

Na visão atual, os elétrons atômicos não são mais vistos como partículas que se movem em trajetórias bem definidas (órbitas) em torno do núcleo. Os chamados orbitais atômicos, que descrevem o comportamento ondulatório dos elétrons, estão associados a distribuições de probabilidade de encontrar um elétron em determinada região e, por isso os elétrons são vistos como "nuvens" em torno do núcleo.

Por conservação de energia, quando um átomo passa de um nível de energia maior, n_1 para outro de energia menor, n_2 , há emissão de um fóton com energia:

$$E_{\text{fóton}} = E_{(n_1)} - E_{(n_2)}.$$

e,

$$E_{\text{fóton}} = h \cdot \nu,$$

de modo que para satisfazer a quantização dos estados, um átomo de hidrogênio só pode emitir fótons com energia:

$$h \cdot \nu = E_{(n_1)} - E_{(n_2)} = 13,6 \text{ eV} \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right),$$

ou, em termos de comprimento de onda:

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{13,6 \text{ eV}}{h \cdot c} \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = \frac{1}{912 \text{ \AA}} \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right).$$

Esta equação já tinha sido derivada experimentalmente para $n_1 = 2$ por **Johann Jakob Balmer** em 1885 e, por isso, as linhas $E_n \rightarrow E_2$, que estão na parte visível do espectro, são chamadas de linhas de Balmer. A série $E_n \rightarrow E_1$ é chamada de série de Lyman, e está no ultravioleta.

Portanto um átomo de hidrogênio, só pode absorver fótons com certas energias para que seus elétrons passem de um nível de menor energia para um nível de maior energia, assim como só podem emitir fótons com essas energias para o processo inverso. A figura 17.10 mostra esses níveis de energia. Desta maneira, a detecção de uma linha espectral com este comprimento de onda, em emissão ou absorção, constitui evidência da presença do hidrogênio.

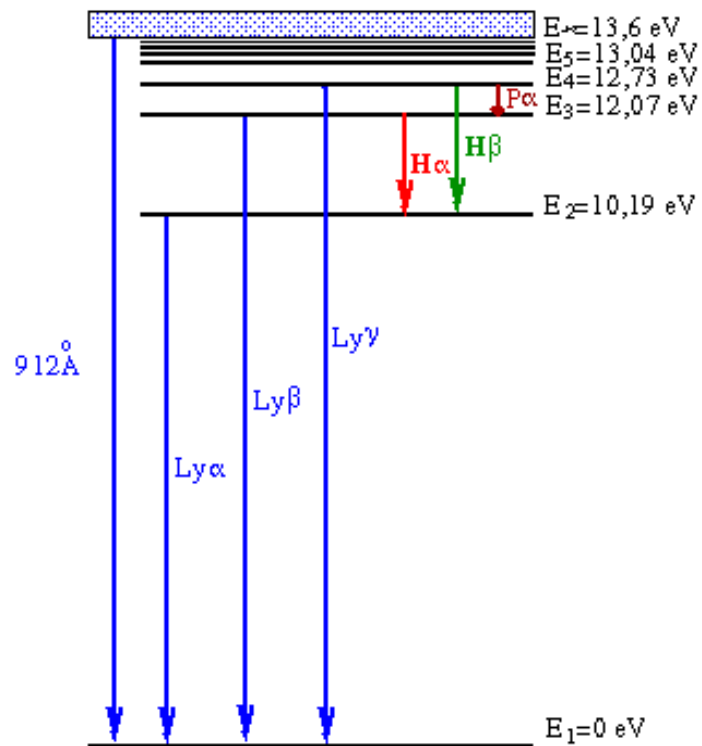
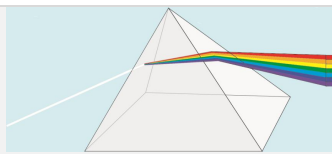


Figura 17.10: Níveis energéticos para o átomo de hidrogênio. No referencial adotado, o elétron tem energia zero no estado fundamental e só absorverá fótons com energia adequada para levá-lo a algum dos níveis de energia indicados. Por outro lado, estando em um estado excitado, o átomo só poderá emitir fótons com energia adequada para que o elétron decaia para algum dos níveis de energia permitidos, conforme indicam as setas da figura. Se o elétron no estado fundamental absorver energia igual ou superior a 13,6 eV atingirá a chamada região do contínuo, ou seja, ele é liberado do átomo e sua energia pode assumir qualquer valor, deixando de ser quantizada.

Se os átomos emitem em linhas espectrais, de onde vem o espectro contínuo?

Quando átomos interagem com outros, as linhas espectrais são alargadas, já que os átomos têm velocidades diferentes e os comprimentos de onda se deslocam pelo efeito Doppler. Quando um agregado de átomos interage fortemente, como em um sólido, líquido, ou gás opaco, todas as linhas são tão alargadas, que produzem um contínuo térmico.

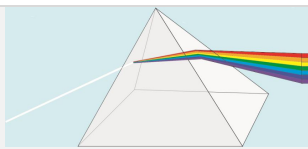
Para átomos com mais de um elétron, é preciso ainda levar em conta o princípio da exclusão de Pauli, pois os elétrons são férmions e não podem ocupar o mesmo estado quântico, com o mesmo spin.

Tabela 17.02: Principais linhas do hidrogênio.

Lyα 1216 Å	Lyβ 1026 Å	Lyγ 973 Å	Lyδ 912 Å	Hα 6563 Å
Hβ 4861 Å	Hγ 4340 Å	Hδ 4102 Å	H7 3970 Å	H8 3889 Å
H9 3835 Å	H10 3798 Å	H11 3771 Å	H12 3750 Å	H∞ 3646 Å

Existem regras de seleção que preveem as transições mais esperadas entre dois níveis de energia, levando em conta a existência, ou não, de superposição espacial das funções de onda dos níveis envolvidos nas transições. As transições permitidas representam as transições que conservam o momentum angular total do sistema.

Outras transições são matematicamente possíveis, mas são consideradas proibidas porque, nas condições terrestres, antes que um átomo possa irradiar por uma transição proibida, uma colisão com outro átomo ou molécula irá ocorrer e desexcitar o átomo colisionalmente. Como no meio interestelar os átomos estão muito mais distantes entre si do que na Terra, as colisões são muito raras e, portanto, as transições proibidas são importantes em nuvens de gás e no meio interestelar.



Velocidade Radial e Efeito Doppler

Velocidade radial:

Componente da velocidade do objeto ao longo da linha visada:

$$v_r = v \cos \theta$$

Onde θ é o ângulo entre o vetor velocidade e a linha de visada.

Outro uso da espectroscopia é a derivação da velocidade radial, isto é, a velocidade do objeto na linha de visada, utilizando o efeito Doppler.

Em 1842 Christian Doppler deduziu que, para um corpo luminoso se aproximando (ou se afastando) do observador, o comprimento de onda da luz diminui (ou aumenta), em relação àquele observado em laboratório. O comprimento de onda (λ) de uma fonte que está se movimentando com velocidade v em relação ao observador é deslocado por:

$$\frac{\Delta\lambda}{\lambda} = \frac{v}{c} \cos \theta \left(\frac{1}{1 - \frac{v^2}{c^2}} \right),$$

onde θ é o ângulo entre o vetor velocidade e a linha de visada, e $[1 - v^2/c^2]^{-1}$ é a correção devido à Relatividade Especial, proposta por Einstein em 1905. Se a velocidade for muito menor que a velocidade da luz, e considerando v_r como a componente de velocidade na direção do observador:

$$\boxed{\frac{\Delta\lambda}{\lambda} = \frac{v_r}{c}}$$

Classificação Espectral

Embora Fraunhofer, em 1823, tivesse observado que as estrelas tinham espectros de linhas escuras como o Sol, investigações mais completas dos espectros das estrelas mostraram que os espectros estelares não eram todos iguais; só alguns se pareciam com o do Sol. Em 1863, o astrônomo jesuíta Angelo Secchi fez a primeira classificação de espectros estelares, de acordo com as posições das linhas escuras.

Note-se que até esta época a fotografia ainda não era possível, por isso os espectros eram obtidos visualmente. O espectro do Sol foi fotografado pela primeira vez por Henri Becquerel, em 1842. Somente em 1872 Henry Draper obteve a primeira foto de um espectro estelar, da estrela Vega.

A classificação espectral usada atualmente foi desenvolvida no observatório de Harvard, nos Estados Unidos, no início do século XX.

Perfil de linha:

A composição química da atmosfera de uma estrela pode ser determinada pela razão das profundidades das linhas espectrais, que depende da temperatura e da pressão.



Uma frase para lembrar a ordem de temperaturas é:

Oh! Be A Fine Girl,
Kiss Me!

Ou:

OBA, Frango Grelhado
"Kom" Molho!

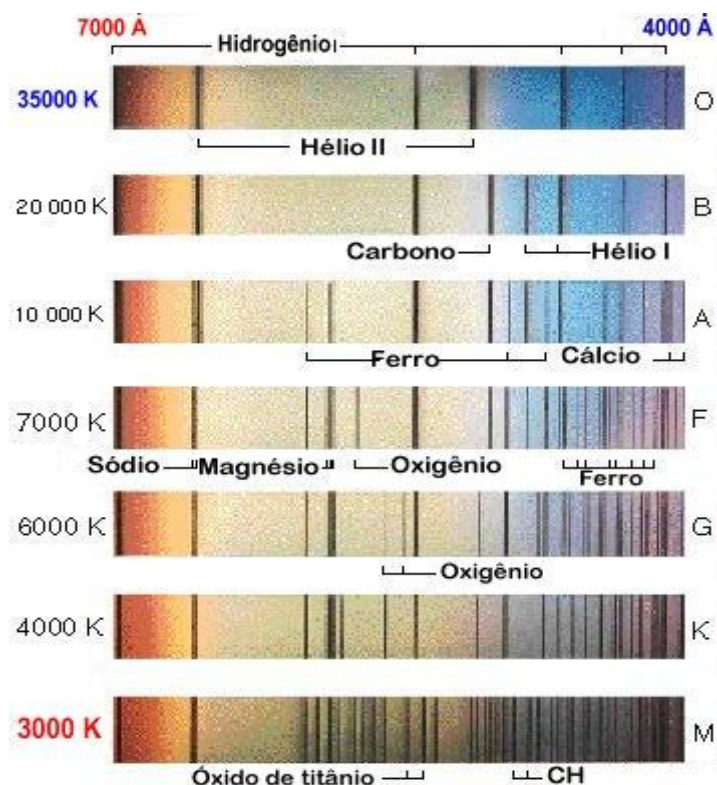


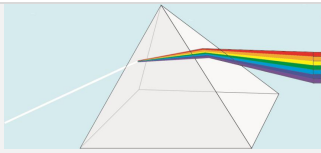
Figura 17.11: Espectro de estrelas de diferentes temperaturas, na região entre 7.000 Angstroms e 4.000 Angstroms. São marcadas as posições das linhas de diferentes elementos.

A classificação foi feita, por Annie Jump Cannon, que analisou 225.000 estrelas até magnitude 9 entre 1918 e 1924, e classificou seus espectros de acordo com as linhas de hidrogênio, sendo A a mais forte, B a seguinte, e assim por diante.

Atualmente as estrelas são classificadas, **em função decrescente da temperatura**, como **O B A F G K M**.

Tabela 17.03: Classificação das estrelas.

Classe espectral	Cor	Temperatura superficial	Características espectrais	Exemplos
O	azulada	50000 - 30000	linhas de HeII (hélio uma vez ionizado)	Mintaka (δ Ori) uma das Três Marias): O9
B	branco-azulada	30000 - 10000	linhas de HeI (hélio neutro)	Rigel (β Ori): B8 Spica (α Vir): B1
A	branca	10000 - 7500	Intensas linhas de HI (hidrogênio neutro)	Sírius (α Can Maj): A1V Vega (α Lyr): A0
F	branco-amarelada	7500 - 6000	linhas do HI e algumas linhas metálicas (CaII e FeII)	Canopus (α Car): F0 Procyon (α Can Min): F5
G	amarelada	6000 - 5000	linhas do CaII muito fortes e linhas do FeII (cálcio uma vez ionizado e ferro uma vez ionizado).	Sol: G2V Capela (α Aur): G1
K	alaranjada	5000 - 3700	Linhas de metais neutros e ionizados: CaI, CaI, FeI, Fe I	Aldebarã (α Tau): K5 Arcturus (α Boo): K2
M	avermelhada	3700 - 2500	Linhas moleculares, muito fortes, especialmente TiO	Betelgeuse (α Ori): M2 Antares (α Sco): M1



As linhas indicam a temperatura da estrela:

Cada linha escura no espectro de uma estrela está associada à presença de um elemento químico na atmosfera da estrela, mas as condições para a formação da linha são definidas pela temperatura da atmosfera estelar.

Linhas de Balmer:

São proeminentes nos espectros de estrelas com temperatura superficiais de aproximadamente 10.000 K.

Cada linha escura no espectro de uma estrela está associada à presença de um elemento químico na atmosfera da estrela. Isso pode nos levar a pensar que as estrelas com linhas espectrais diferentes têm composição química diferente. No entanto, atualmente se sabe que a **composição química das estrelas** em geral é praticamente a mesma: **aproximadamente 90% hidrogênio e aproximadamente 9% hélio** (em número de partículas); outros elementos juntos contribuem entre 1% e 2% da composição e são chamados de *metais*. Portanto, o hidrogênio é de longe o elemento químico mais abundante nas estrelas e, ainda assim, as linhas do hidrogênio, embora fortes em algumas estrelas, são fracas em outras.

Como isso se explica?

Na verdade, mais do que a composição química, **é a temperatura que determina o espectro das estrelas**. Consideremos uma linha de Balmer do hidrogênio. Essas linhas se originam em transições entre o segundo nível de energia do hidrogênio e qualquer outro nível acima dele: transições de nível para cima ($n_2 > 2$) resultam em absorção, transições de nível para baixo ($n_2 = 2$) resultam em emissão. Então, **para uma estrela ter linhas de Balmer intensas, ela precisa ter muitos átomos de hidrogênio excitados ao nível $n = 2$. Isso acontece em estrelas com temperatura em torno de 10.000 K** ($kT = 0,86 \text{ eV}$); para temperaturas muito mais baixas, como a do Sol por exemplo, o hidrogênio está no estado fundamental e poucas colisões podem acontecer que sejam energéticas o suficiente para excitar o hidrogênio. Já em estrelas com temperaturas muito mais altas, o hidrogênio está quase todo ionizado, devido às frequentes colisões e, novamente, existem muito poucos átomos excitados. Assim, **as linhas de Balmer ficam fracas em estrelas muito quentes ou muito frias, apesar de o hidrogênio existir abundantemente em todas.**

Resumo

Espectro

É a decomposição que a luz branca sofre ao passar por um prisma. A luz branca se dispersa em seus comprimentos de onda componentes.

Tipos de espectros (Leis de Kirchhoff):

- um **corpo opaco quente** (sólido ou fluido muito denso) produz um **espectro contínuo**, isto é, tem todos os comprimentos de onda.

- um gás **quente transparente** (de baixa densidade) produz um **espectro de linhas brilhantes** (linhas de emissão). Nesse espectro apenas alguns comprimentos de onda estão presentes.

- um **gás transparente** em frente ao **corpo opaco mais quente** produz um **espectro de linhas escuras** (linhas de absorção), por remover alguns comprimentos de onda do contínuo.

As linhas espectrais são formadas quando o átomo passa de um nível de energia para outro, a diferença de energia entre os dois níveis é emitida ou absorvida na forma de fótons, formando uma linha de emissão (se o átomo perde energia) ou de absorção (se o átomo ganha energia) no espectro.

Quando um agregado de átomos interage fortemente, como em um sólido, líquido, ou gás opaco, todas as linhas são tão alargadas que produzem um contínuo térmico. O espectro contínuo é também chamado de espectro de corpo negro, ou espectro térmico, pois depende apenas da temperatura da fonte.

Espectros estelares

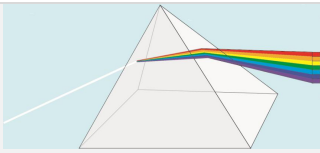
As estrelas emitem um espectro contínuo com linhas de absorção. O contínuo é gerado na sua superfície visível (fotosfera), e tem forma similar à de um corpo negro com a temperatura da fotosfera.

As linhas de absorção são geradas nas atmosfera fina logo acima da fotosfera. Sua localização depende dos elementos ali presentes e, principalmente da temperatura da estrela.

A classificação espectral das estrelas baseia-se nas intensidades relativas das linhas de absorção presentes; como essa intensidade está associada à temperatura da estrela, a classificação espectral é uma classificação de temperatura.

Em ordem decrecente de temperatura, as classes espectrais são: **O, B, A, F, G, K, M.**

Cada linha escura no espectro de uma estrela está associada à presença de um elemento químico na atmosfera da estrela, mas o aparecimento ou não dessas linhas vai depender da temperatura da estrela. As linhas de Balmer ficam fracas em estrelas muito quentes ou muito frias, mesmo que todas tenham hidrogênio em abundância.



Questões de fixação

1. Quais são os tipos de espectros que existem, segundo a classificação de Kirchhoff? Como cada um é produzido?

2. Assuma que uma lâmpada de 100 W converte toda a sua energia elétrica em luz em $\lambda = 5.500 \text{ \AA}$. Sabendo que $1\text{W} = 1\text{J/s}$, quantos fótons a lâmpada libera por segundo?

3. Calcule o comprimento de onda da radiação correspondente a uma transição eletrônica do segundo para o terceiro nível de energia do átomo de hidrogênio. Essa linha será em emissão ou absorção? Como é o nome dessa linha? Em que parte do espectro eletromagnético ela cai?

4. Se, em uma certa estrela, a linha correspondente à transição eletrônica da questão acima for observada em 7.500 \AA , qual a velocidade radial da estrela? Ela estará se afastando ou se aproximando de nós?

5. Com relação aos espectros estelares e sua classificação responda:

a) Os espectros das estrelas se encaixam em qual dos tipos de espectro estabelecidos por Kirchhoff (contínuo, de emissão ou de absorção)?

b) De que propriedade da estrela depende a intensidade do contínuo em cada ponto do seu espectro?

c) Qual a maior diferença entre o espectro de uma estrela e o de um corpo negro com a mesma temperatura da estrela?

d) Que parâmetro físico está fortemente correlacionado à classificação espectral das estrelas? (O, B, A, F, G, K, M)?

6. Considere três estrelas com os seguintes tipos espectrais: M1, G3, B0, e B9.

a) Qual a mais quente?

b) Qual é a mais fria?

c) Qual tem a temperatura mais parecida com a do Sol?

