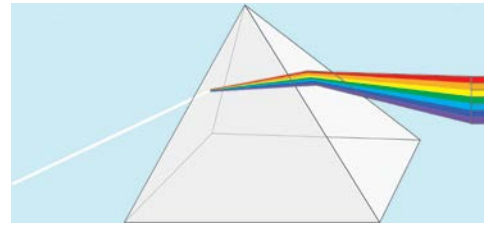


Alexei Machado Müller, Maria de Fátima Oliveira Saraiva & Kepler de Souza Oliveira Filho.



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. Autor: Prof. Luiz Carlos Goulart.

Introdução

Prezado aluno, em nossa sétima aula, da segunda área, vamos tratar da espectroscopia, fazendo distinção entre os diferentes tipos de espectros. Veremos como as transições eletrônicas dentro de um átomo produzem suas linhas de emissão e de absorção, como são classificadas de acordo com as suas linhas espectrais, e como essas linhas dependem das temperaturas das estrelas.

Bom estudo!



Objetivos da aula

Nesta aula trataremos de espectroscopia. Esperamos que no final você esteja apto a:

- distinguir entre os diferentes tipos de espectros - o contínuo, o de emissão e o de absorção -, e explicar como cada um se forma;
- descrever, em linhas gerais, a estrutura do átomo de hidrogênio, no modelo clássico;
- explicar como as transições eletrônicas dentro de um átomo produzem as linhas de emissão e de absorção nos espectros desses átomos;
- explicar por que 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.

Por que os espectros são considerados "assinaturas" das estrelas?

Devido à impossibilidade de termos um contato direto com as estrelas, quase todas as informações relativas às mesmas são obtidas pela análise espectral da luz que delas emana.

Espectro

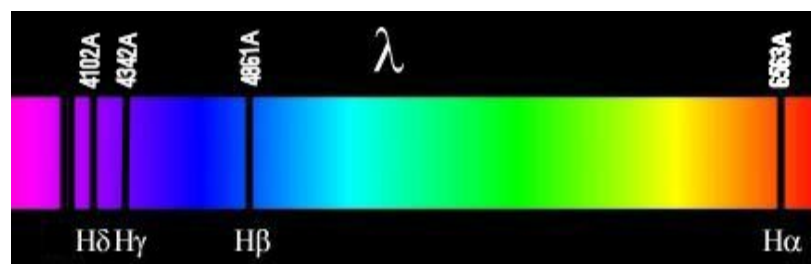


Figura 02.07.01: Espectro da radiação visível.

À intensidade da luz em diferentes comprimentos de onda, chamamos de **espectro**. Um espectro pode ser obtido quando a luz se difrata ao atravessar um prisma ou rede de difração, ou mesmo gotas de chuva, como no caso do arco-íris.

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 (1643 - 1727) 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.

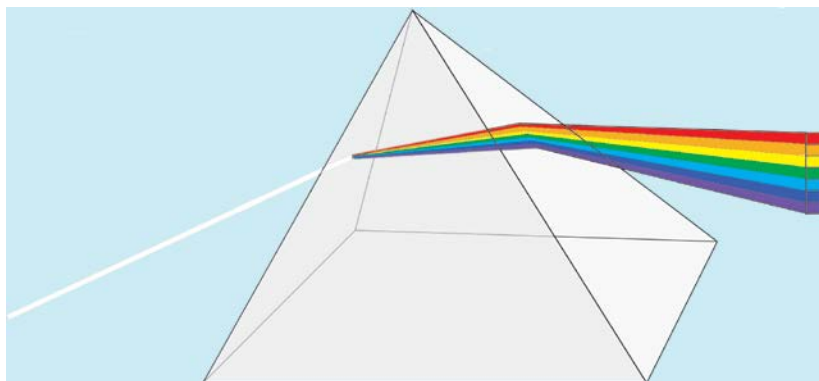


Figura 02.07.02: Formação do espectro da luz, a partir da decomposição da luz branca, pela dupla refração que ela sofre ao entrar no prisma e ao sair do mesmo. Autor: Luiz Carlos Goulart.

No início do século 19, o alemão **Joseph Von Fraunhofer** (1787 - 1826), 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.

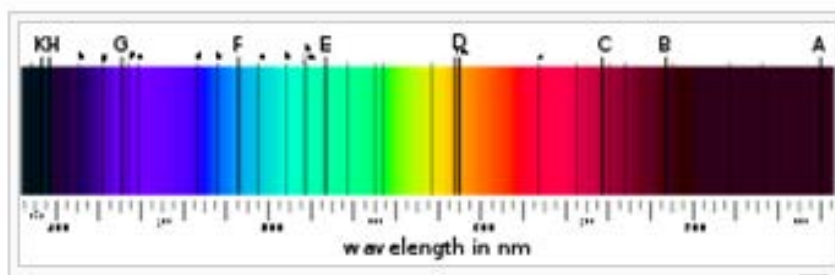


Figura 02.07.03: Espectro solar com linhas escuras. Fraunhofer também observou linhas nos espectros das estrelas Sirius, Castor, Pollux, Capella, Betelgeuse e Procyon. Fonte: http://en.wikipedia.org/wiki/Fraunhofer_lines.

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.



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** (1824 - 1887), 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.

Tabela 02.07.01: 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

Leis de Kirchhoff

Um corpo opaco aquecido produz um espectro contínuo.
Um gás rarefeito e aquecido produz linhas escuras ou brilhantes, sempre nas mesmas posições, dependendo se o gás é observado contra uma fonte de espectro contínuo, ou se é observado contra um fundo escuro.

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

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.



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

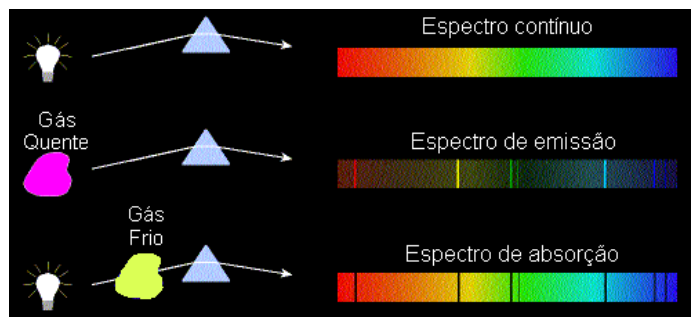


Figura 02.07.04: Os três tipos de espectros na classificação de Kirchhoff: o contínuo, o de emissão e o de absorção.

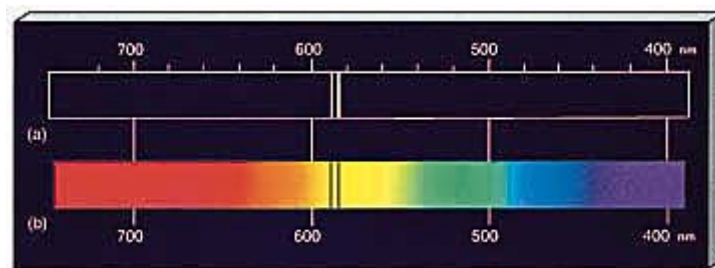


Figura 02.07.05: Simulação das Linhas.

É importante notar que as linhas escuras não significam ausência de luz, somente o contraste de menos luz. O gás mais frio absorve mais radiação do que emite e, portanto, gera linhas escuras. Se estiver em equilíbrio, isto é, nem aquecendo nem esfriando, um gás absorve a radiação vinda em sua direção e a re-emite em todas as direções, causando um decréscimo de fluxo na direção da fonte. Se não estiver em equilíbrio, o gás aquece.

Curiosidades:

Em 1862, o astrônomo sueco **Anders Jonas Ångström** (1814-1874), aumentando a precisão de medida do comprimento de onda, identificou as linhas de hidrogênio no Sol. A identificação do elemento hidrogênio já havia sido feita em 1766 pelo físico e químico inglês **Henry Cavendish** (1731-1810).

Em 1868, o astrônomo inglês **Sir Joseph Norman Lockyer** (1836-1920) descobriu uma linha inexplicada no espectro do Sol, que ele identificou com um **novo elemento químico, hélio**, do grego *helios*, Sol. Lockyer mais tarde fundou a revista *Nature*, e foi seu editor por 50 anos. Independentemente, o astrônomo francês **Pierre-Jules-César Jansse** (1824-1907) também identificou esta linha, no mesmo ano. Somente 27 anos mais tarde o elemento hélio foi descoberto na Terra, pelo químico inglês **Sir William Ramsay** (1852-1916) quando o espectro de um minério de urânio contendo hélio produziu uma linha na posição exata daquela encontrada por Lockyer no espectro do Sol. Hoje em dia sabemos que o hélio é o segundo elemento mais abundante no Universo. O primeiro é o hidrogênio.

A origem das linhas espectrais: átomos e luz.

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.

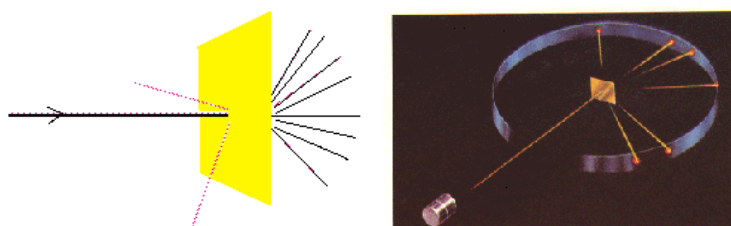


Figura 02.07.06: Experimentos de Ernest Rutherford: bombardeamento de folhas de ouro por partículas alfa.



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** (1858-1947) desenvolveu o modelo da quantização da luz, segundo o qual a matéria emite luz em pacotes de energia, que ele denominou *quanta*.

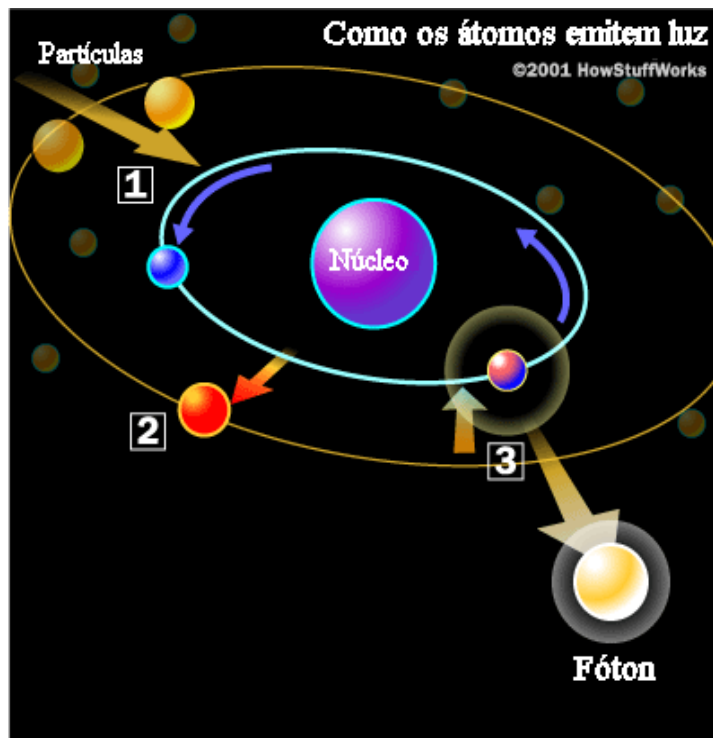
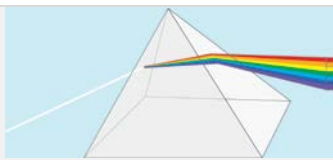


Figura 02.07.07: Representação de um átomo constituído de um núcleo e um elétron (bolinha azul) em meio a várias partículas (bolinhas amarelas). Uma partícula colide com o átomo (1) que se excita, fazendo com que seu elétron pule para um nível de maior energia (2). Em seguida o elétron volta para seu nível de energia original, liberando a energia extra na forma de um fóton de luz (3).



Albert Einstein (1879 – 1955), em 1905, estudando o efeito fotoelétrico, usou a ideia da quantização e propôs que cada quantum de luz, ou fóton, tem uma energia E dada por:

(1)

$$E = h\nu = \frac{hc}{\lambda},$$

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 $c = 3 \times 10^8 \text{m/s}$.

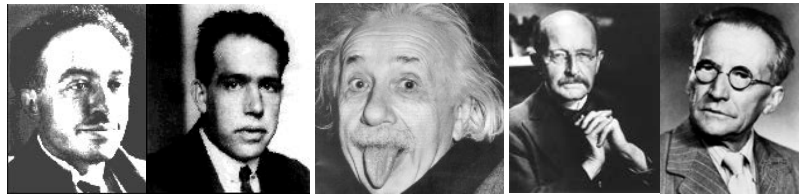


Figura 02.07.08: Louis de Broglie, Niels Bohr, Albert Einstein, Max Karl Ernst Ludwig Planck & Erwin Schrödinger.

Louis Victor, Príncipe de Broglie (1892-1987), em sua tese de doutorado em 1924, mostrou que o momentum (p) de cada fóton, ou qualquer partícula, é dado por:

(2)

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

De Broglie também propôs que os elétrons de um átomo só podem ocupar níveis quantizados, o que mais tarde foi melhor entendido com a formulação da mecânica quântica por Erwin Schrödinger (1887-1961).

Níveis de Energia do Hidrogênio

De Broglie fez a suposição, seguindo **Niels Henrik David Bohr** (1855-1962), que as órbitas são quantizadas, isto é, que a órbita do elétron deveria conter um número inteiro de comprimentos de onda:

(3)

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

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

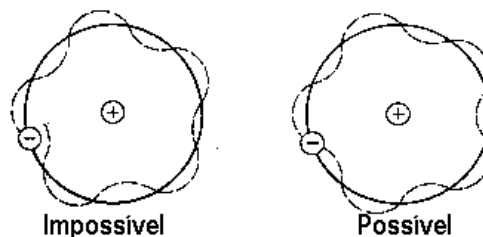


Figura 02.07.09: Ilustração da quantização de energia no átomo de hidrogênio, de acordo com o modelo de De Broglie.

Pela lei de Coulomb [**Charles Coulomb** (1736-1806)], o módulo da força elétrica entre o próton nuclear e o elétron é dado por:

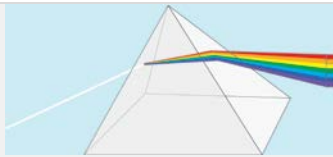
No Sistema Internacional,
S.I.

A constante

$$K = 9 \times 10^9 \text{N}\cdot\text{m}^2/\text{C}^2$$

e a carga do elétron é

$$e = 1,6 \times 10^{-19} \text{C}.$$



Um elétron-volt (eV)

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

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

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

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

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:

$$\hbar = \frac{h}{2 \cdot \pi},$$

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)

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

Dessa maneira, deduz-se que **os níveis de energia do hidrogênio são quantizados**, já que $n=1,2,3,\dots$ só assume valores inteiros, isso é, assumindo-se que as órbitas só podem conter um número inteiro de comprimentos de onda, obtém-se que os níveis de energia são quantizados.



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.

Note que esse modelo simplista só dá resultados corretos para o hidrogênio. Para outros átomos, é preciso usar a versão moderna da Mecânica Quântica completa.

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** (1825-1898) 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 [**Theodore Lyman** (1874-1954)], e está no ultravioleta.

Portanto um átomo de hidrogênio, como se pode ver na figura 02.07.10, 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. Desta maneira, a detecção de uma linha espectral com este comprimento de onda, em emissão ou absorção, constitui evidência da presença do hidrogênio.

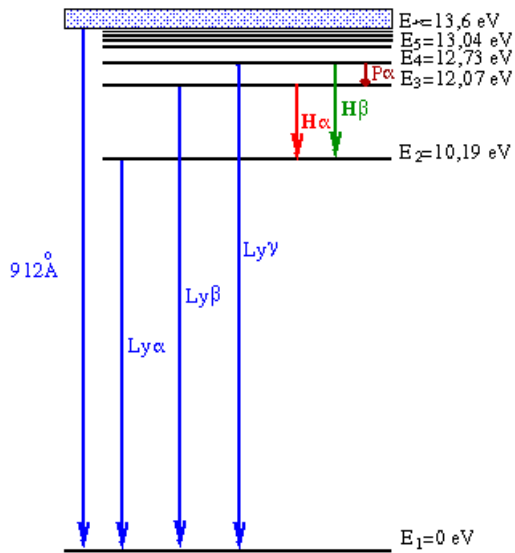


Figura 02.07.10: Níveis energéticos para o átomo de hidrogênio. No referencial adotado, o elétron tem energia zero no estado fundamental e só absorverá fótons com energia adequada para levá-lo a algum dos níveis de energia indicados. Por outro lado, estando em um estado excitado, o átomo só poderá emitir 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, pois, de ser quantizada.

Para átomos com mais de um elétron, é preciso ainda levar em conta o princípio da exclusão de Pauli [Wolfgang Pauli (1900-1958)], pois os elétrons são férmions e não podem ocupar o mesmo estado quântico, com o mesmo spin.

Tabela 02.07.02: Principais linhas do hidrogênio.

Ly α 1216 Å	Ly β 1026 Å	Ly γ 973 Å	Ly \approx 912 Å	H α 6563 Å
H β 4861 Å	H γ 4340 Å	H δ 4102 Å	H7 3970 Å	H8 3889 Å
H9 3835 Å	H10 3798 Å	H11 3771 Å	H12 3750 Å	H ∞ 3646 Å

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.

Existem regras de seleção que prevêem 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

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** (1803-1853) deduziu que, para um corpo luminoso se aproximando (ou se afastando) do observador, o comprimento de onda da luz diminui (aumenta), em relação àquele observado em laboratório. O comprimento de onda 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, já com 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:

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

Em 1868 **Sir William Huggins** (1824 - 1910) deduziu a velocidade radial de Sirius observando a pequena diferença no comprimento de onda da linha F ($H\beta$) do hidrogênio. Mais tarde foram observadas variações nesta velocidade.

Perfil de Linha

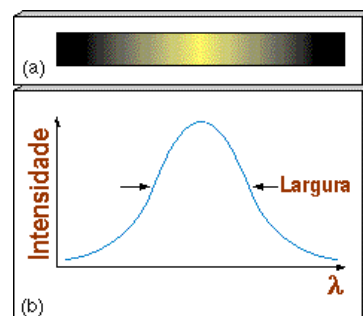


Figura 02.07.17: Perfil da linha: intensidade versus comprimento de onda

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

O perfil de uma linha representa a variação da densidade de fluxo (intensidade) com o comprimento de onda. A forma de uma linha espectral é chamada de perfil da linha. A forma verdadeira da linha reflete as propriedades da atmosfera da estrela: temperatura T , pressão P , gravidade superficial g , densidade ρ e velocidade das partículas v , mas o perfil observado também é alargado pelo instrumento de observação (incluindo a largura da fenda). A composição química da atmosfera de uma estrela pode ser determinada pela razão das profundidades das linhas espectrais, que depende da temperatura e pressão.

Velocidade radial

Componente da velocidade do objeto ao longo da linha visada.

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.



Além de deslocar a linha, o efeito Doppler também a alarga.

O Efeito Doppler não apenas desloca a linha como um todo, mas também o alarga. Devido ao movimento térmico dos átomos na atmosfera da estrela, muitos átomos emitem e absorvem fótons em comprimento de onda ligeiramente maiores ou menores do que emitiriam e absorveriam se estivessem parados. Quanto mais quente o gás, maior o alargamento da linha.

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 dos espectros das estrelas, de acordo com as 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.

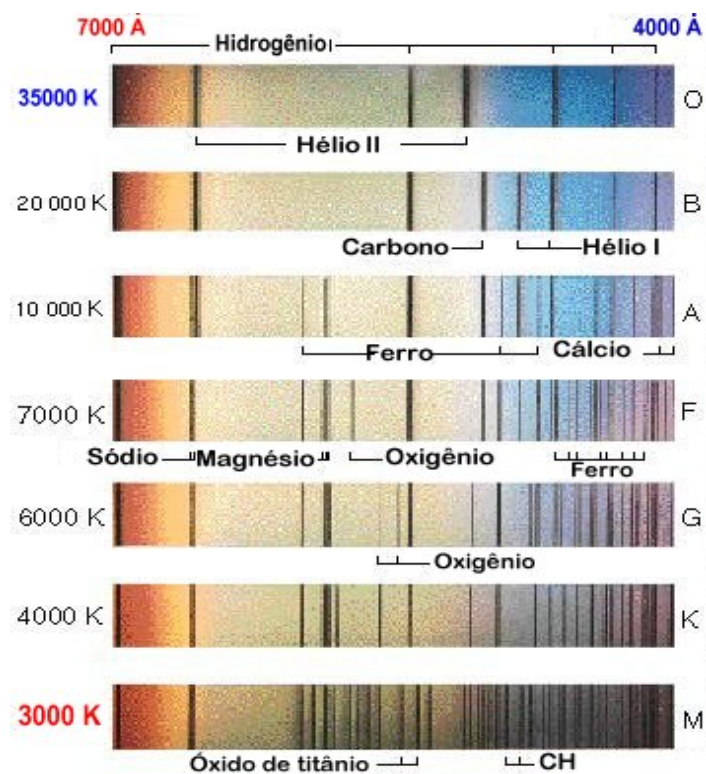


Figura 02.07.11: Espectro de estrelas de diferentes temperaturas, na região entre 7.000 angstroms e 4.000 angstroms. São marcadas as posições das linhas de diferentes elementos.

A classificação dos espectros foi feita por **Annie Jump Cannon** (1863-1941), para 225.000 estrelas até magnitude 9 entre 1918 e 1924, publicadas no *Henry Draper Catalogue*. Cannon classificou seus espectros de acordo com as linhas de hidrogênio, sendo A a mais forte, B a seguinte, e assim por diante.

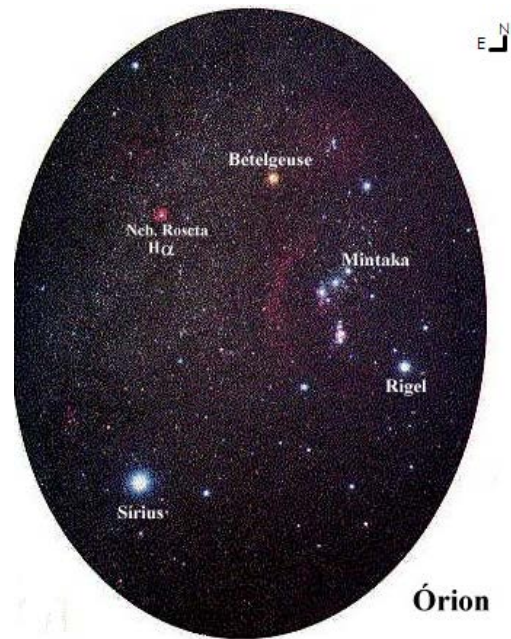


Figura 02.07.12: Estrelas

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

Tabela 02.07.03: 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: CaII, CaI, FeII, FeI	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

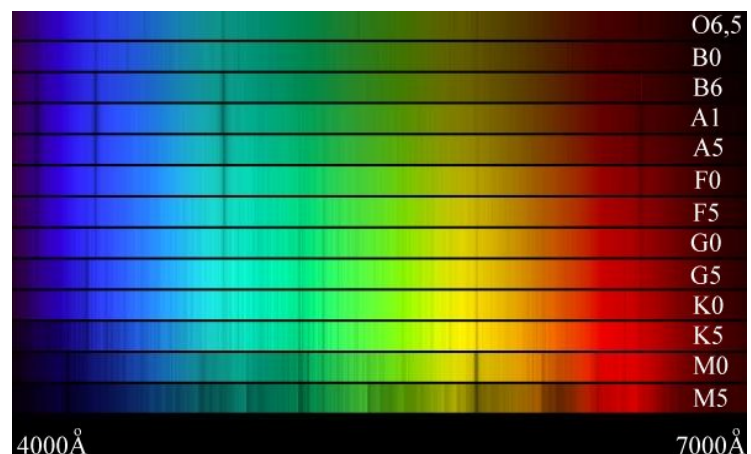


Figura 02.07.13: Espectro das estrelas com os comprimentos de ondas de cada cor, com suas respectivas temperaturas.



Uma frase para lembrar a ordem de temperaturas é:

Oh! Be A Fine Girl, Kiss Me!

ou:

Only Boring Astronomers
Find Gratification
Knowing Mnemonics,
ou OBA, Frango Grelhado
"Kom" Molho.

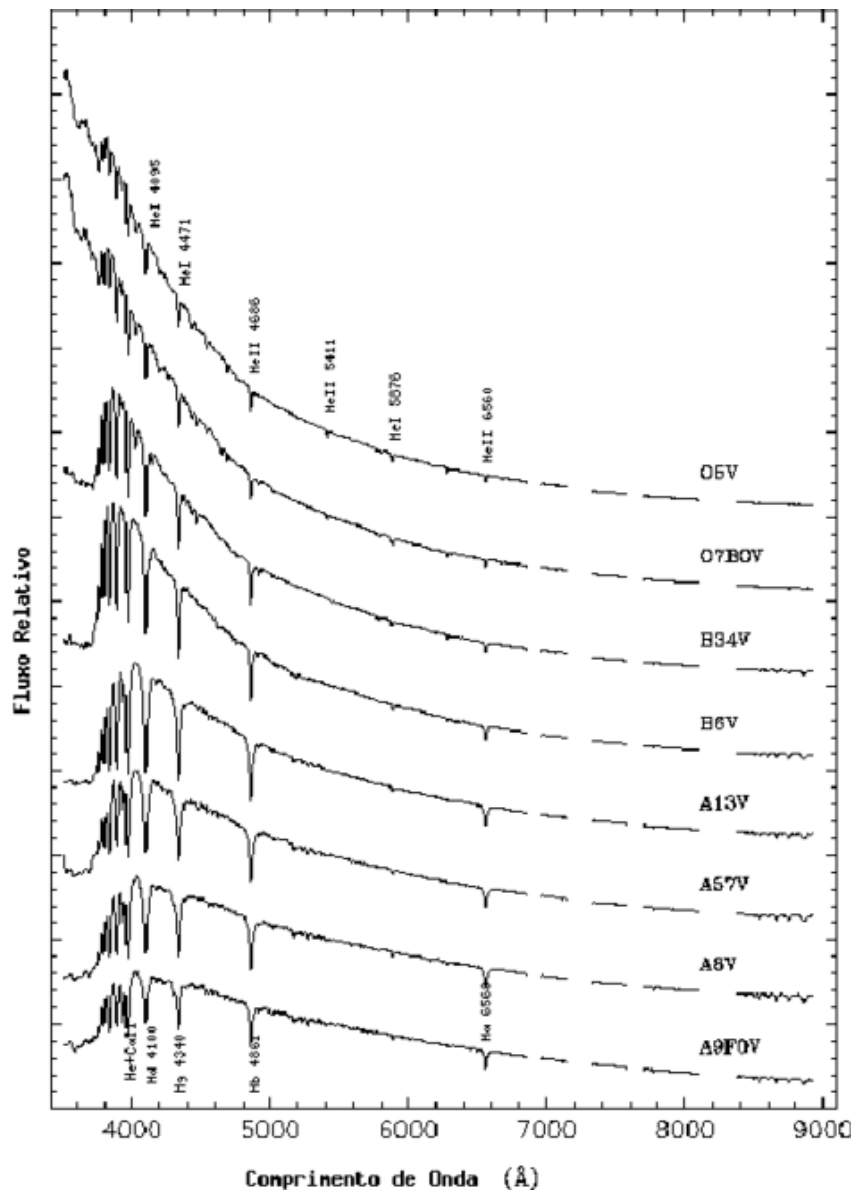


Figura 02.07.14: Fluxo relativo x comprimento de onda.

Linhas escuras

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, sabe-se que a **composição química das estrelas** em geral é praticamente a mesma: **aproximadamente 90% hidrogênio e aproximadamente 9% hélio (por número)**; 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.

Espectro das estrelas

É determinada pela temperatura das estrelas.

Linhas de Balmer

Características de estrelas com temperatura superficiais de aproximadamente de 10.000 K.

Como se explica isso?

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



As linhas de Balmer ficam fracas em estrelas muito quentes ou muito frias, mesmo que todas tenham hidrogênio em abundância.

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.

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

As linhas de emissão ou absorção produzidas por cada elemento são únicas, e sua formação se dá dentro dos átomos, como é explicado pelo modelo de Bohr para o átomo de hidrogênio; o elétron só pode orbitar o núcleo em determinadas órbitas (aquelas cujo perímetro contenha um número inteiro de comprimentos de onda do elétron), o que significa que os níveis de energia do hidrogênio são quantizados. Estando nesses níveis de energia o átomo não emite radiação, mas 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 ou de absorção no espectro.

Na visão atual, os elétrons atômicos não são mais vistos como partículas que se movem em órbitas bem definidas 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, mas ainda com energia bem definida.



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 classe se subdivide em 10, de 0 a 9 (... , **A0,A1,A2,...,A9,F0,F1,..**) sendo 0 a mais quente dentro da classe e 9 a mais fria. Uma frase para lembrar a ordem de temperaturas é:

Oh! Be A Fine Girl, Kiss Me!

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. Assim, o fato de uma estrela ter linhas de um certo elemento em seu espectro indica que esse elemento está presente na atmosfera da estrela, mas o fato da estrela não ter as linhas de um elemento não indica que o elemento não exista. Por exemplo, o elemento mais abundante em todas as estrelas é o hidrogênio, mas só estrelas com temperaturas entre 7.000 e 10.000 K apresentam linhas fortes do hidrogênio no espectro.

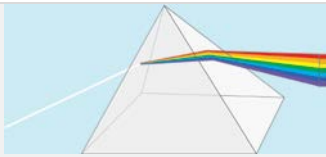
As linhas de Balmer ficam fracas em estrelas muito quentes ou muito frias, mesmo que todas tenham hidrogênio em abundância.

As linhas espectrais em geral não são perfeitamente estreitas, mas sim são alargadas pelo Efeito Doppler causado pelo movimento do gás na atmosfera da estrela. O movimento da estrela como um todo também desloca as linhas espectrais (Efeito Doppler) em um determinado sentido (deslocamento para o azul ou para o vermelho) dependendo se a estrela está se aproximando ou se afastando da Terra. Assim, a espectroscopia nos permite determinar a velocidade radial (a velocidade do objeto na linha de visada), utilizando o Efeito Doppler.

Questões de fixação

Agora que vimos o assunto previsto para a aula de hoje resolva as questões de fixação e compreensão do conteúdo a seguir, utilizando o fórum, comente e compare suas respostas com os demais colegas.

Bom trabalho!



1. Radiação:

a) Calcule os comprimentos de onda da radiação eletromagnética, nas frequências de 100 MHz e 10 GHz.

b) Em que região do espectro eletromagnético caem essas frequências?

c) Calcule a energia do fóton com cada uma dessas frequências.

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) O Que tipo de espectro (contínuo, de emissão ou de absorção) têm as estrelas?

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

c) Qual a maior diferença entre o espectro do Sol e o de um corpo negro com a mesma temperatura do Sol?

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?

Até a próxima aula!