

O mundo do átomo



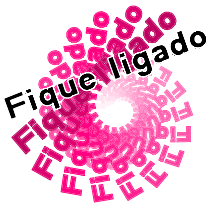
Era hora do lanche e Maristela foi comer sua

maçã. Pegou uma faquinha e cortou a maçã ao meio. Depois cortou-a ao meio outra vez, e mais outra. De repente, passou-lhe pela cabeça a idéia de continuar a cortar os pedaços da maçã sempre ao meio... e pensou:

- Se eu pudesse continuar cortando esse pedaço de maçã ao meio, chegaria a um pedaço que não poderia mais ser dividido?

Maristela não foi a primeira a ter essa dúvida. Os gregos pensaram muito nesse assunto e foi mais ou menos assim que tudo começou. Há uns 2.500 anos, alguns filósofos passaram a discutir essa questão. Naquela época, porém, não existiam instrumentos como os que existem hoje para investigar a natureza. Por isso, os gregos ficavam apenas imaginando como ela deveria ser...

1/2 maçã... 1/4 de maçã... 1/8 de maçã... 1/16 de maçã ...maçã?



Um daqueles gregos, chamado **Demócrito**, acreditava que não era possível dividir infinitamente um objeto. Ele achava que qualquer objeto poderia ser dividido muitas vezes e que, após muitas divisões, chegar-se-ia a um pedaço **indivisível**.

Podemos pensar num objeto divisível como um objeto formado por outras **partes**. Em grego, **parte é tomo**, e **a** é o prefixo que indica **ausência de**, portanto, Demócrito chamou de **átomo** (a-tomo) aquele pedaço de matéria que não teria partes, isto é, que não poderia mais ser dividido. A idéia de **átomo** era tão forte para Demócrito que ele afirmou: "Nada existe, além dos átomos e do vazio".

Em nossa vida, porém, não temos evidências diretas da natureza atômica da matéria. Ao contrário, a matéria nos parece contínua. Por exemplo: quando você coloca água num copo, ou quando examina um pedaço de ferro, não percebe a existência de átomos, que são pequenos demais para serem observados a olho nu. Por isso, durante muitos séculos, a idéia de átomo não foi aceita pela maioria das pessoas.

Há uns duzentos anos, cientistas e filósofos perceberam que havia substâncias, os elementos químicos, que se combinavam para formar outras substâncias, os compostos químicos, e que isso poderia ser compreendido mais facilmente se **cada** elemento fosse formado por **um tipo** de átomo, todos iguais entre si. Assim, **elementos** diferentes seriam formados por **átomos** diferentes.

Os compostos são formados por **moléculas**, que podem conter átomos de vários elementos químicos diferentes. Por exemplo: uma molécula de água é formada por dois átomos do elemento hidrogênio (H) e um átomo do elemento oxigênio (O). Essa idéia de átomo foi usada para explicar a existência dos elementos químicos, dos compostos químicos e a ocorrência de reações químicas. Os principais elementos químicos conhecidos são mostrados na tabela abaixo. Cada um é representado por um símbolo de uma ou duas letras: He = Hélio; N = Nitrogênio etc. O número que aparece junto a cada símbolo caracteriza o elemento químico e é chamado de número atômico, representado pela letra Z. O ferro (Fe), por exemplo tem $Z = 26$.

1 H																	2 He	
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
55 Cs	56 Ba	57 La	58 Ce	71 Hf	72 Ta	73 W	74 Re	75 Os	76 Ir	77 Pt	78 Au	79 Hg	80 Tl	81 Pb	82 Bi	83 Po	84 At	85 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac	90 Th															

Figura 1. Tabela periódica dos elementos (simplificada)

Mesmo assim, no século passado muitos cientistas ainda relutavam em aceitar a existência dos átomos: só neste século é que a idéia foi plenamente aceita. Um fato que contribuiu para dar credibilidade à idéia do átomo foi a descoberta do **elétron**, uma primeira partícula subatômica, isto é, menor do que o átomo, que tem carga elétrica negativa e está presente em todos os átomos.

O elétron foi descoberto na Inglaterra em 1897, por **Joseph J. Thomson**. Thomson estudou a passagem de corrente elétrica por um gás no interior de um tubo de vidro, que continha também duas peças metálicas, uma positiva (ânodo) e outra negativa (catodo). Entre essas duas peças havia uma grande diferença de potencial (tensão). Thomson sabia que a baixas tensões, o gás era isolante e não permitia a passagem de corrente elétrica. Mas, quando a tensão era aumentada, ocorria uma descarga elétrica e o gás se tornava condutor. Nesse momento, o gás emitia uma certa luminosidade, e surgia uma fluorescência verde no vidro em frente ao catodo. Thomson chamou este fenômeno de raios catódicos, pois eles vinham do catodo, e descobriu que esses raios eram formados por partículas com carga elétrica negativa, que vinham do gás e que eram repelidas pelo catodo (-) e atraídas para o ânodo (+). Essas partículas foram chamadas de elétrons. Thomson verificou que isto ocorria com qualquer gás. Isso o fez concluir que os elétrons existem nos átomos de todos os gases.

Havia também uma outra importante evidência: alguns cientistas, como a polonesa **Marie Curie**, descobriram que certos materiais emitiam “alguma coisa” que não se sabia ao certo o que era. Um desses materiais, descoberto pela própria Marie Curie, foi chamado de rádio e, por isso, esse fenômeno foi chamado **radioatividade** e os elementos que formavam aqueles materiais foram chamados de **elementos radioativos**. A radiação foi chamada de **raios alfa**. Hoje, essas partículas são bem conhecidas; falaremos nelas mais adiante.

A observação de partículas emitidas pelos materiais radioativos e a descoberta dos elétrons levaram os cientistas a acreditar que o átomo era divisível e que deveria ter uma estrutura interna. Assim surgiram os primeiros **modelos atômicos**.

Os cientistas já sabiam que no átomo existiam cargas elétricas positivas e negativas. A questão era: **como essas cargas estão organizadas no interior do átomo?**

O primeiro a propor um modelo atômico foi o próprio Thomson. Ele imaginou que o átomo era formado por uma “massa” composta por cargas elétricas positivas, como a massa de um pudim, na qual estariam espalhados os elétrons, como as passas do pudim. Por isso esse modelo ficou conhecido como **pudim de passas** (Figura 2).

Mas os cientistas queriam saber mais sobre as propriedades da matéria e do átomo. Por isso, esse modelo continuou sendo estudado.

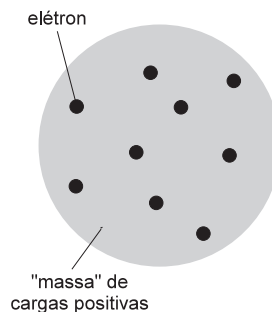


Figura 2. “Pudim de passas” – o modelo atômico de Thomson

Como num túnel escuro...

Imagine a seguinte situação: você está dentro de um túnel escuro. Você quer caminhar por ele e saber o que existe adiante, se é uma parede, um buraco... Mas está escuro e você não pode ver. O que você faria? Essa pode ser a sensação que temos quando estamos diante do desconhecido.

Você poderia sentar no chão e ficar lá, parado, sem tentar descobrir o que há adiante. Ou poderia querer saber o que está lá.

Então você pensa, pensa, e tem uma idéia: se atirasse algo naquela direção, poderia saber se há um buraco, ou uma poça de água, ou uma parede... Então você procura pelo chão algo que possa atirar: encontra algumas pedras e percebe que atirar as pedras adiante é uma maneira de conhecer o que existe. Já que não pode ver, você tenta descobrir as **propriedades** do que está lá adiante!

Como você já sabe, o átomo é muito pequeno e não pode ser visto. A situação dos cientistas na virada do século XX era parecida com a do túnel escuro. Para testar o modelo atômico existente, isto é, verificar as suas propriedades, **Ernest Rutherford**, um cientista que foi aluno de Thomson “atirava pedras na escuridão”: em seu laboratório, ele fazia com que partículas **alfa**, emitidas por uma porção do elemento rádio, atingissem uma placa muito fina de ouro.

Rutherford imaginou que, se o modelo de Thomson estivesse correto, todas aquelas partículas atravessariam a folha de ouro. Isso porque, se o átomo fosse como um pudim de passas, nada poderia impedir a passagem de uma partícula alfa, que tem muita energia. Ele observou (Figura 3) que quase todas as partículas alfa atravessavam a placa; algumas eram levemente desviadas e outras (muito poucas, cerca de uma em cada dez mil) eram refletidas e voltavam!

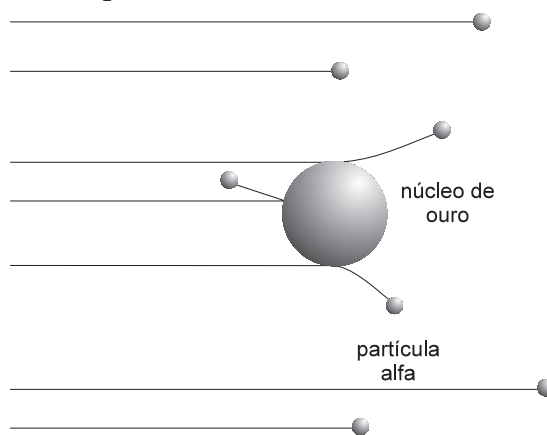


Figura 3. Resultado da experiência de Rutherford

Para explicar o fenômeno observado, Rutherford imaginou que no interior do átomo havia um “caroço duro”, capaz de fazer a alfa voltar. Propôs então um novo modelo no qual o átomo tem um núcleo no centro, com carga elétrica positiva. Esse núcleo concentra quase toda a massa do átomo, mas ocupa uma região muito pequena dele. Ao redor do núcleo estão os elétrons, atraídos pela força elétrica do núcleo, como mostra a Figura 4. Esse modelo é semelhante ao Sistema Solar: nele, os planetas, atraídos pela força gravitacional do Sol, orbitam ao seu redor, ocupando pequenos volumes.

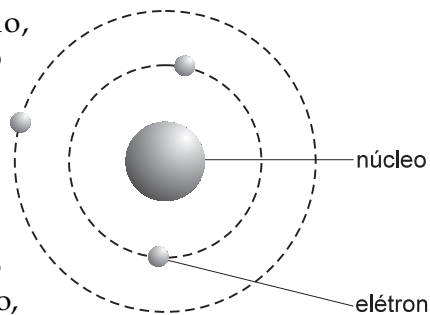


Figura 4. Esquema do átomo de lítio no modelo de Rutherford

Ao atingir a placa de ouro, as partículas alfa só são refletidas se colidem de frente com o núcleo de um átomo – o que ocorre raramente, já que o núcleo ocupa um volume muito pequeno no centro do átomo.

Para dar uma idéia dos tamanhos envolvidos, imagine um átomo de ouro ampliado até o tamanho de um campo de futebol (Figura 5), o que equivale a um aumento de um trilhão de vezes. Neste caso, o núcleo teria o tamanho de uma pequena moeda colocada no centro do campo; o resto seria um espaço vazio com algumas partículas espalhadas, os elétrons, que teriam um décimo do diâmetro de um fio de cabelo! Uma partícula alfa teria o tamanho de uma cabeça de alfinete e por isso poderia atravessar facilmente o campo, isto é, o átomo!

Portanto, o núcleo e os elétrons ocupam pouco espaço no átomo, que é quase todo vazio. Apesar de muito pequeno, o núcleo contém cerca de 99,9% da massa do átomo. Os **elétrons** são cerca de **duas mil vezes mais leves que o núcleo do átomo** mais leve, que é o átomo de hidrogênio.

A título de exemplo, colocamos na tabela abaixo os valores da massa do átomo de hidrogênio, do seu núcleo e de um elétron. Para dar uma idéia dos tamanhos, apresentamos a **ordem de grandeza** dos seus raios:

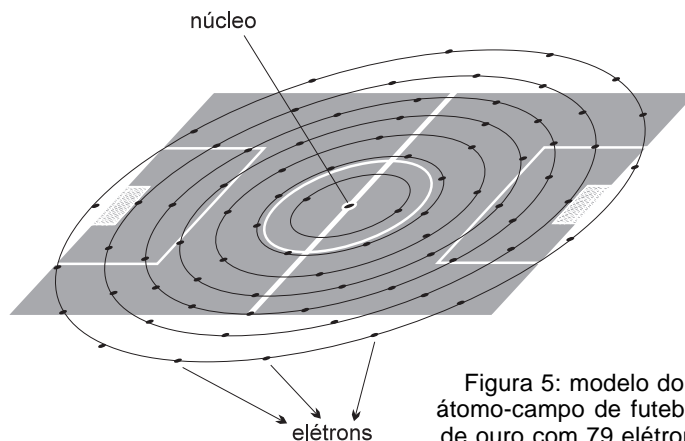


Figura 5: modelo do átomo-campo de futebol-de ouro com 79 elétrons

	MASSA (kg)	RAIO APROXIMADO (m)
átomo H	$1,6735 \cdot 10^{-27}$	10^{-10}
núcleo	$1,6726 \cdot 10^{-27}$	10^{-14}
elétron	$0,0009 \cdot 10^{-27}$	10^{-16}

Então, o **modelo de Rutherford** ficou assim:

O átomo é formado por um núcleo muito pequeno, no qual se concentra praticamente toda a sua massa. No núcleo existem Z cargas positivas. Z é número atômico. Ao seu redor encontram-se Z elétrons, que possuem carga elétrica negativa. Note que existe o mesmo número de cargas positivas e negativas, de modo que o átomo é eletricamente neutro.

Para evitar uma catástrofe

O **modelo de Rutherford** apresentava alguns problemas que levaram à elaboração de um **novo modelo para o átomo**. Vamos ver quais eram esses problemas.

Sabia-se que os átomos são **eletricamente neutros** – sua carga elétrica total é zero – e, em sua maioria, **estáveis** – isto é, não se modificam sozinhos. É por isso que estamos aqui, é por isso que estas palavras ainda estão impressas no seu livro, e que o livro está na sua frente! Isto quer dizer: se os átomos que compõem os materiais que formam esses objetos não fossem estáveis, tais objetos não durariam muito tempo.

Os cientistas já sabiam que o átomo era formado pelo núcleo, com cargas positivas, e pelos elétrons que giram ao seu redor. Sabiam também que cargas elétricas interagem pela ação da força elétrica. Então, surgiu uma dúvida: **como estariam os elétrons ao redor do núcleo?** Se estivessem **parados**, seriam atraídos pelo núcleo. Se isso acontecesse, os elétrons cairiam todos no núcleo e, dessa forma, o átomo sofreria um colapso, isto é, teria o tamanho do núcleo e deixaria de ser estável! Mas os cientistas sabiam que isso não era verdade.

Assim, os **elétrons** não podem estar parados: eles **giram ao redor do núcleo** com altas velocidades e, para manter seu movimento circular, têm grande aceleração centrípeta. O problema era que, segundo a teoria do eletromagnetismo, **uma carga acelerada emite radiação, perdendo energia**. Desse modo, os elétrons perderiam sua energia até parar e colidir com o núcleo... o que seria uma catástrofe! E isso demoraria apenas uma fração de segundo. Se isso acontecesse, nós não estaríamos aqui – aliás, não existiria sequer o universo como o conhecemos!

Para contornar todos esses problemas foram feitas algumas **mudanças no modelo de Rutherford**, de modo a adaptá-lo aos fatos observados!

Entra então em cena o jovem cientista dinamarquês, **Niels Bohr**, que tinha apenas 28 anos em 1913, quando formulou um novo modelo para o átomo. Segundo ele, os elétrons se movem em **órbitas circulares** em torno do núcleo sob influência da **força eletromagnética**, como proposto por Rutherford, mas:

- os elétrons podem se mover **apenas em certas órbitas**, que estão a certas distâncias do núcleo. Cada órbita corresponde a um **nível de energia** permitido;
- apesar de constantemente acelerados, os elétrons **não perdem energia enquanto permanecem numa mesma órbita**;
- quando o elétron **muda de órbita, ganha ou perde uma certa quantidade de energia**;
- a energia armazenada quando um elétron se encontra numa determinada órbita é chamada **energia potencial elétrica**.

Assim, no modelo de Bohr, a cada órbita está associado um valor de energia. Por isso, as regiões onde se encontram os elétrons correspondem a **níveis de energia**. A Figura 6 mostra um esquema de como deve ser a estrutura atômica, com o núcleo e os níveis de energia.

A energia potencial elétrica foi discutida na Aula 39. Ela é análoga à energia potencial gravitacional: ao erguer um objeto, estamos fornecendo energia potencial gravitacional; ao aproximá-lo, do chão sua energia potencial gravitacional diminui.

Da mesma forma, o elétron que está mais próximo do núcleo tem menos energia do que outro que está mais longe do núcleo. À medida que o elétron se afasta do núcleo, sua energia aumenta, isto é, $E_4 > E_3 > E_2 > E_1$.

Assim, para que um elétron vá para um nível mais alto, mais energético, precisamos fornecer-lhe energia. Podemos fornecer energia ao átomo iluminando-o, para que ele absorva luz. A energia de que ele precisa é exatamente igual à diferença de energia entre os dois níveis, isto é, $E_2 - E_1$.

Já quando um elétron vai de um nível de energia maior para um de energia menor, ele libera uma quantidade de energia que é igual à diferença de energia entre os dois níveis ($E_2 - E_1$). Esta energia pode aparecer na forma de luz. Observe essas mudanças de nível na Figura 7.

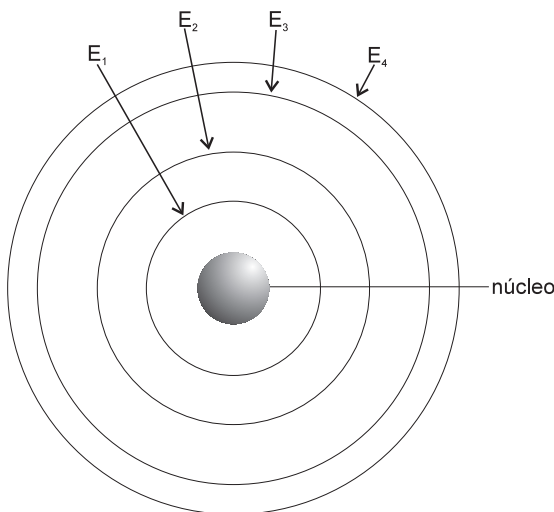


Figura 6. Níveis de energia atômicos

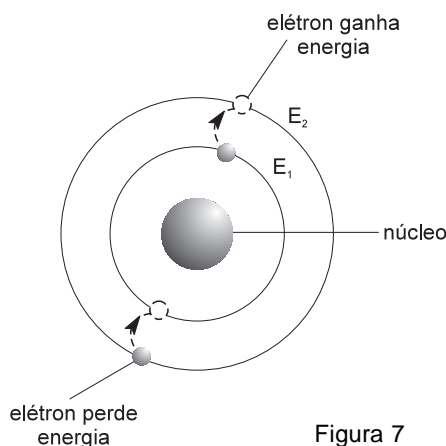


Figura 7

O novo modelo ficou conhecido como **modelo atômico de Rutherford-Bohr**.

O mais simples dos átomos

O átomo mais simples, e também o que existe em maior quantidade na natureza, é o **átomo de hidrogênio**. Ele forma a maior parte do nosso organismo: é só lembrar que o nosso corpo é formado por aproximadamente 70% de água, e que cada molécula de água é formada por dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio. Também no universo, nas estrelas, o hidrogênio é de longe o elemento químico mais numeroso!

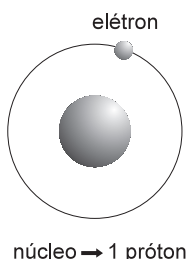


Figura 8
Esquema do
átomo de
hidrogênio

Sendo o átomo mais simples, seu núcleo é também o mais simples, e recebeu um nome especial: **próton**. Portanto, o **átomo de hidrogênio** é formado por **um próton e um elétron**, como mostra esquematicamente a Figura 8.

Existem mais de cem elementos químicos diferentes na natureza. Cada elemento químico é caracterizado por um número atômico, **Z**, que é o número de prótons que ele tem no núcleo, e é também o número de elétrons que giram ao redor do núcleo. Quanto maior for **Z**, mais pesado é o átomo. Observe a tabela periódica da Figura 1.

Na seção anterior, afirmamos que nem todos os átomos são estáveis, isto é, eles não permanecem como estão por muito tempo. Alguns dos elementos químicos mais pesados (que tem **Z** grande), como o urânio, o polônio e o rádio, se desintegram naturalmente. Isso significa que esses átomos perdem continuamente partes de si e se transformam em átomos de outros elementos químicos. As partes emitidas recebem o nome de **radiação**. Esses elementos são chamados de **elementos radioativos** e serão estudados na nossa próxima aula.

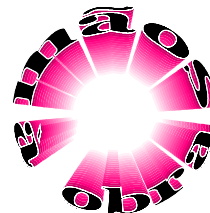
É importante dizer essas descobertas só foram possíveis graças aos grandes avanços tecnológicos deste século. Para fazer pesquisas em física atômica e nuclear são necessários equipamentos como bombas de alto vácuo, fontes de alta tensão, equipamentos eletrônicos e microeletrônicos, entre outros.

Na próxima aula vamos estudar o fenômeno da desintegração radioativa e nos aprofundar um pouco mais na matéria, tentando conhecer um pouco mais de seus mistérios...



Nesta aula você aprendeu que:

- toda matéria do universo é composta por átomos, que os gregos acreditavam serem indivisíveis; os átomos se unem para formar as moléculas;
- hoje sabemos que os átomos possuem uma estrutura: um **núcleo**, onde se concentra a maior parte da sua massa, e os **elétrons**, que são muito leves, giram ao redor do núcleo;
- no núcleo, que concentra a maior parte da massa do átomo, existem **Z** (**Z** é chamado de número atômico) partículas com carga elétrica positiva, chamadas **prótons**;
- em volta do núcleo existe uma região onde se encontram **Z elétrons** que não ocupam qualquer lugar ao redor do núcleo, mas se distribuem em camadas, também chamadas de **níveis de energia**;
- um **elétron muda de nível de energia** quando o átomo **absorve** ou **emite** uma certa quantidade de energia;
- o **átomo mais simples** e também **mais abundante** no universo é o **átomo de hidrogênio** (H), formado por um próton e um elétron;
- cada elemento químico é caracterizado por um número atômico **Z**.



Exercício 1

Complete:

Um filósofo grego chamado Demócrito propôs, há mais de 2.500 anos, a teoria de que a matéria não poderia ser indefinidamente **(a)** , pois sempre se chegaria a uma parte **(b)** que ele chamou de **(c)**..... Há cerca de um século, Joseph J. Thomson e outros cientistas descobriram que os átomos não são **(d)** , mas formados por partículas menores. Uma partícula que está presente em todos os átomos é o **(e)** , que tem carga elétrica negativa. Thomson propôs um modelo de átomo no qual essas partículas estão dispersas numa massa de carga positiva, formando um átomo eletricamente neutro. Esse modelo ficou conhecido como **(f)**

Exercício 2

Complete:

O modelo de Thomson foi logo superado pelo modelo de **(a)** Segundo esse modelo, a carga elétrica positiva e a grande porção da massa do átomo estão concentradas numa pequena região no centro do átomo, chamada **(b)** Os elétrons se movem em torno do núcleo, como os planetas em torno do **(c)** , mas atraídos pela força elétrica em vez da força **(d)**

Exercício 3

Complete:

Bohr modificou o modelo de Rutherford para explicar a estabilidade dos átomos. Quando um átomo **(a)** energia, um de seus elétrons passa a se mover numa órbita de maior energia, mais **(b)** do núcleo. Esse elétron não fica muito tempo nessa órbita de energia mais alta; assim, o átomo **(c)** o excesso de energia, enquanto o elétron retorna à órbita de origem.

Exercício 4

Complete:

O núcleo atômico não é sempre estável, mas pode sofrer **(a)** : são os processos de emissão radioativa. Quando o núcleo emite partículas, seu **(b)** varia e ele se transforma no núcleo de outro elemento químico. É a radioatividade.

Exercício 5

Complete:

O átomo mais simples é o **(a)** , e seu núcleo é formado por um só **(b)** , em torno do qual orbita um único **(c)**