

MODELOS ATÔMICOS

MÓDULO 1 | TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS



mundo química

MODELOS ATÔMICOS

MODELO DE DEMÓCRITO & LEUCIPO

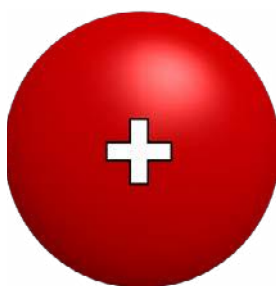
MODELO FILOSÓFICO

- 1 A matéria **NÃO** pode ser dividida infinitamente.
- 2 A matéria tem um limite com as características do todo.
- 3 Este limite seriam partículas bastante pequenas que não poderiam mais ser divididas, os **ÁTOMOS INDIVISÍVEIS**.

MODELO DE DALTON

MODELO DA BOLA DE BILHAR

- 1 Os átomos são esféricos, maciços, indivisíveis e indestrutíveis.
- 2 Os átomos de elementos diferentes têm massas diferentes.
- 3 Os diferentes átomos se combinam em várias proporções, formando novas substâncias.
- 4 Os átomos não são criados nem destruídos, apenas trocam de parceiros para produzirem novas substâncias.



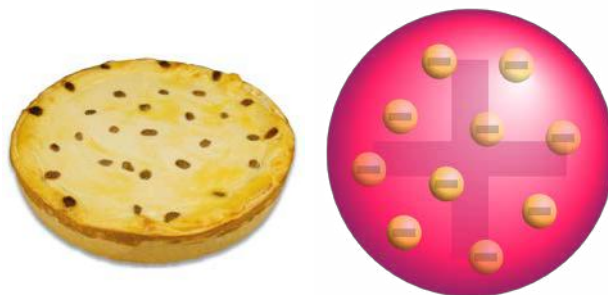
PROBLEMAS DO MODELO

Não explicou a Eletricidade nem a Radioatividade.

MODELO DE THOMSON

MODELO DO PUDIM DE PASSAS

Thomson propôs que o átomo seria uma espécie de bolha gelatinosa, completamente maciça na qual haveria a totalidade da carga **POSITIVA** homogeneamente distribuída. Incrustada nessa gelatina estariam os Elétrons de carga **NEGATIVA**. A Carga total do átomo seria igual a zero.



O Modelo Atômico de Thomson foi derrubado em 1908 por Ernest Rutherford.

A RADIOATIVIDADE E A DERRUBADA DO MODELO DE THOMSON

W. K. Röntgen estudava raios emitidos pela ampola de Crookes. Repentinamente, notou que raios desconhecidos saíam dessa ampola, atravessavam corpos e impressionavam chapas fotográficas. Como os raios eram desconhecidos, chamou-os de **RAIOS-X**.

Henri Becquerel tentava relacionar fosforescência de minerais à base de urânio com os raios X. Pensou que dependiam da luz solar. Num dia nublado, guardou uma amostra de urânio numa gaveta embrulhada em papel preto e espesso. Mesmo assim, revelou uma chapa fotográfica. Iniciam-se, portanto, os estudos relacionados à **RADIOATIVIDADE**.

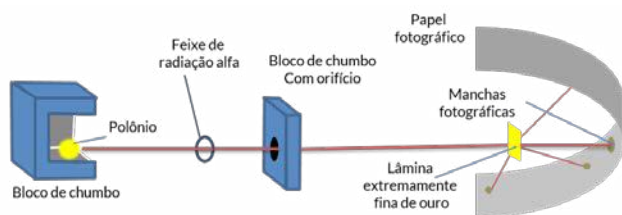
CASAL CURIE E A RADIOATIVIDADE

O casal Curie – Pierre e Marie Curie – formou uma notável parceria e fez grandes descobertas, como os elementos **polônio**, em homenagem à terra natal de Marie, e **rádio**, de “radioatividade”, ambos de importância fundamental no grande avanço que seus estudos imprimiram ao conhecimento da estrutura da matéria.

O EXPERIMENTO DE RUTHERFORD

Ernest Rutherford, Convencido por J. J. Thomson, começa a pesquisar materiais radioativos e, aos 26 anos de idade, notou que havia dois tipos de radiação: Uma positiva (alfa) e outra negativa (beta). Assim, inicia-se o processo para determinação do **NOVO MODELO ATÔMICO**.

Rutherford propõe a dois de seus alunos - Johannes Hans Wilhelm Geiger e Ernerst Marsden - que bombardeassem finas folhas de metais com as partículas alfa, a fim de comprovar, ou não, a validade do modelo atômico de Thomson.



Como o átomo, segundo Thomson, era uma espécie de bolha gelatinosa, completamente neutra, no momento em que as partículas Alfa (numa velocidade muito grande) colidissem com esses átomos, passariam direto, podendo sofrer pequeníssimos desvios de sua trajetória.

Rutherford observou que: (1) a maioria das partículas alfa atravessam a lâmina de ouro sem sofrer desvios; (2) algumas partículas alfa sofreram desvios de até 90° ao atravessar a lâmina de ouro; (3) algumas partículas alfa **RETORNARAM**.

MODELO DE RUTHERFORD

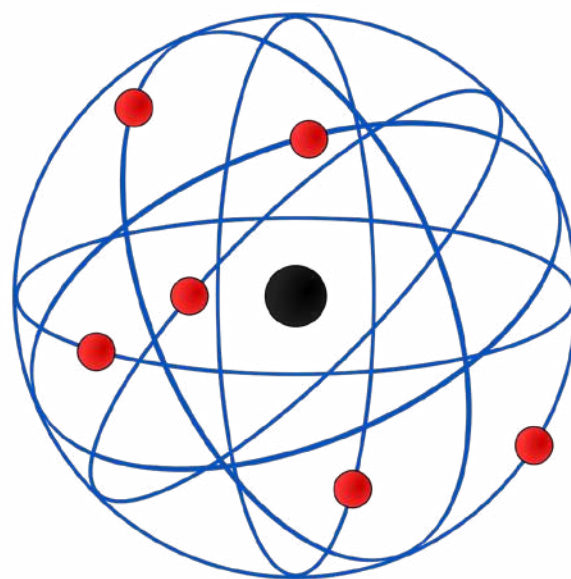
MODELO PLANETÁRIO

Para que uma partícula alfa pudesse inverter sua trajetória, deveria encontrar uma carga positiva bastante concentrada na região central (o núcleo), com massa bastante pronunciada.

Rutherford propôs que o **NÚCLEO**, conteria toda a massa do átomo, assim como a totalidade da carga positiva (chamadas de **PRÓTONS**).

Os elétrons estariam girando circularmente ao redor desse núcleo, numa região chamada de **ELETROSFERA**.

Surge, assim, o **ÁTOMO NUCLEAR!**



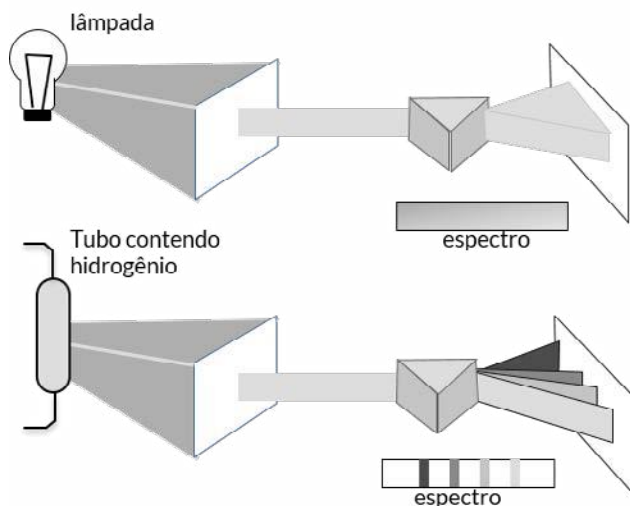
O PROBLEMA DO MODELO ATÔMICO DE RUTHERFORD

Para os físicos, toda carga elétrica em movimento, como os elétrons, perde energia na forma de luz, diminuindo sua energia cinética e a consequente atração entre prótons e elétrons faria com que houvesse uma colisão entre eles, destruindo o átomo, **ALGO QUE NÃO OCORRE**.

Portanto, o Modelo Atômico de Rutherford, mesmo explicando o que foi observado no laboratório, apresenta uma **INCORREÇÃO**.

MODELO DE BOHR

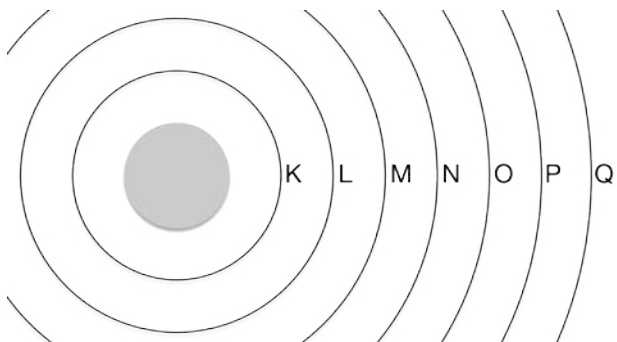
Niels Bohr estudava espectros de emissão do gás hidrogênio. O gás hidrogênio aprisionado numa ampola submetida a alta diferença de potencial emitia luz vermelha.



Ao passar por um prisma, essa luz se subdividia em diferentes comprimentos de onda e frequência, caracterizando um **ESPECTRO LUMINOSO DESCONTÍNUO**.

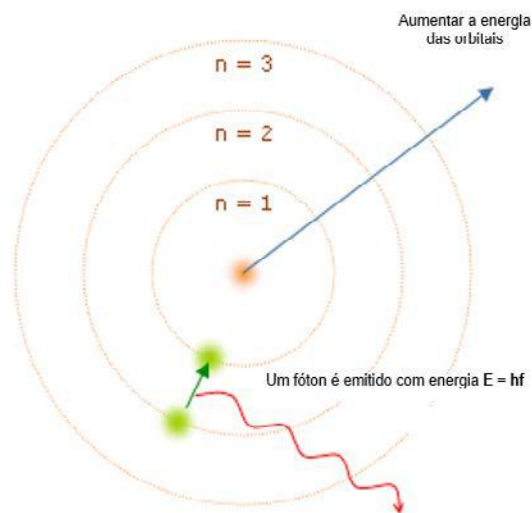
POSTULADOS DE BOHR

1 A ELETROSFERA está dividida em CAMADAS ou NÍVEIS DE ENERGIA (K, L, M, N, O, P e Q), e os elétrons nessas camadas, apresentam energia constante.



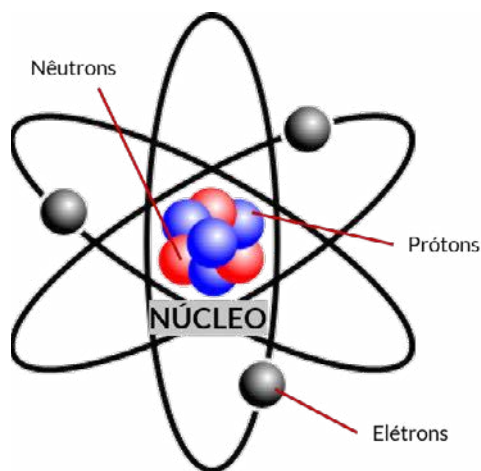
2 Em sua camada de origem (camada estacionária), a energia é constante, mas o elétron pode saltar para uma camada mais externa, sendo que, para tal, é necessário que ele ganhe energia externa.

3 Um elétron que saltou para uma camada de maior energia fica instável e tende a voltar a sua camada de origem. Nesta volta, ele devolve a mesma quantidade de energia que havia ganhado para o salto e emite um **FÓTON DE LUZ**.



A DESCOBERTA DO NÊUTRON

Em 1932, **James Chadwick** descobriu a partícula do núcleo atômico responsável pela sua ESTABILIDADE, que passou a ser conhecida por **NÊUTRON**, devido ao fato de não ter carga elétrica. Por essa descoberta ganhou o Prêmio Nobel de Física em 1935.



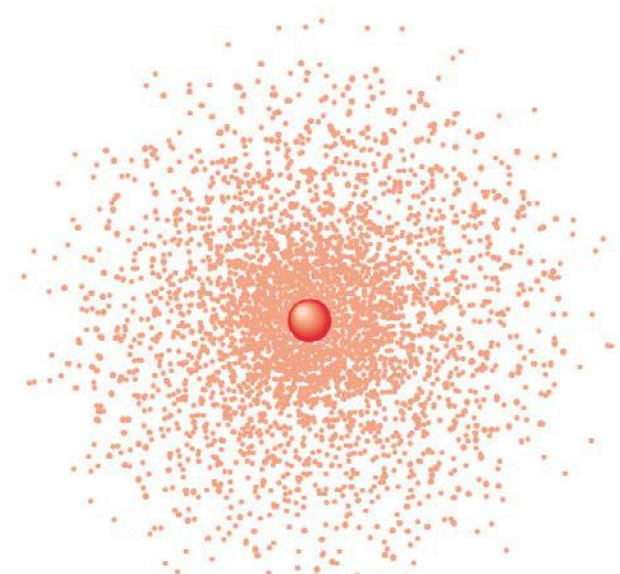
PARTÍCULAS DO ÁTOMO

Os prótons têm carga elétrica positiva, os elétrons carga negativa e os nêutrons não têm carga nenhuma.

MODELO ATÔMICO ATUAL

NUVEM ELETRÔNICA

Região do espaço onde há probabilidade de se encontrar um elétron com uma dada energia.



LOUIS DE BROGLIE

DUALIDADE DA MATÉRIA: Toda e qualquer massa pode se comportar como onda.

SCHRÖDINGER

ORBITAIS: Desenvolve o “MODELO QUÂNTICO DO ÁTOMO” ou “MODELO PROBABILÍSTICO”, colocando uma equação matemática (EQUAÇÃO DE ONDA) para o cálculo da probabilidade de encontrar um elétron girando em uma região do espaço denominada “ORBITAL ATÔMICO”.

HEISENBERG

PRINCÍPIO DA INCERTEZA: É impossível determinar ao mesmo tempo a posição e a velocidade do elétron. Se determinarmos sua posição, não saberemos a medida da sua velocidade e vice-versa.