A detailed astronomical image of a nebula, likely the Orion Nebula, showing intricate structures of gas and dust in shades of blue, cyan, and orange. A bright central star cluster is visible. A red rectangular box is overlaid on the right side of the image, containing the text 'Átomo de H' in white.

Átomo de H

Relembrar... Átomo...

No séc. V a.C., filósofos gregos, como Demócrito e Leucipo, imaginaram a matéria constituída por **pequenas partículas indivisíveis - átomos.**



Demócrito (460-370 a.C.).

Relembrar... Modelo atômico de Dalton

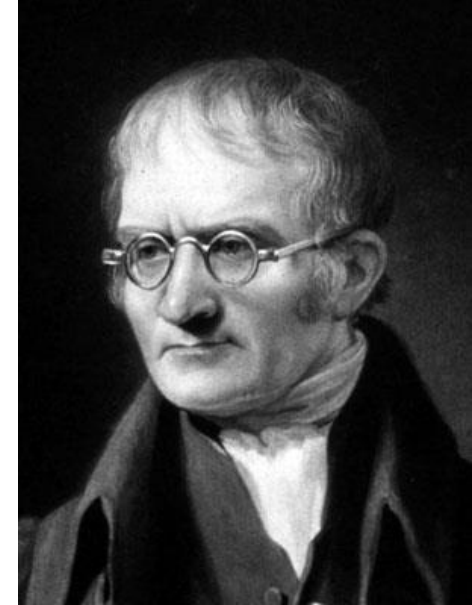
Dalton, no séc. XIX, retomou a ideia dos átomos como constituintes básicos da matéria.

Os átomos são **partículas pequenas, indivisíveis e indestrutíveis** (os átomos não se formavam nem se destruíam).

Cada elemento químico é constituído por um tipo de átomos **iguais entre si**.

Os átomos podem agrupar-se, formando moléculas.

Dalton percebeu que as **reações** químicas são **reorganizações** de átomos.

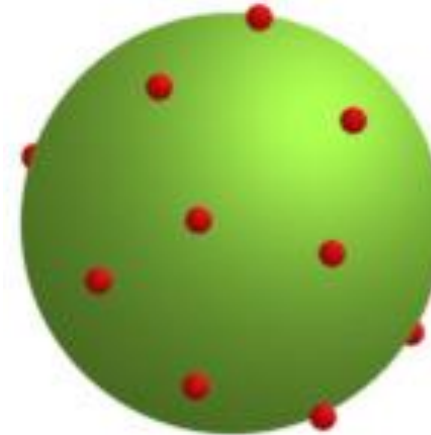


[John Dalton](#) (1766-1844).

Relembrar... Modelo atômico de Thomson (Pudim de passas)

Em 1897, Thomson descobriu **partículas negativas** muito mais pequenas que os átomos, os **elétrões**, provando assim que os **átomos eram divisíveis**.

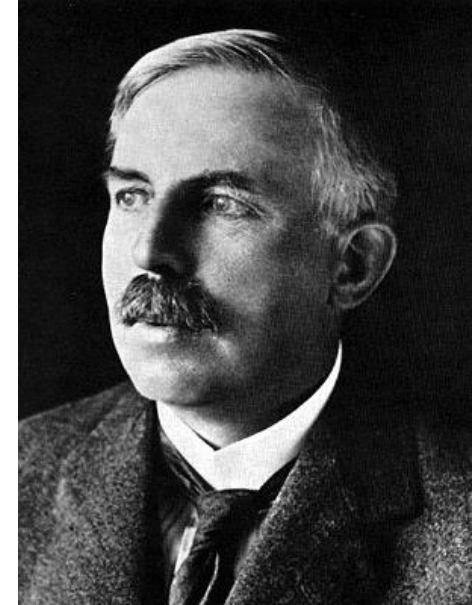
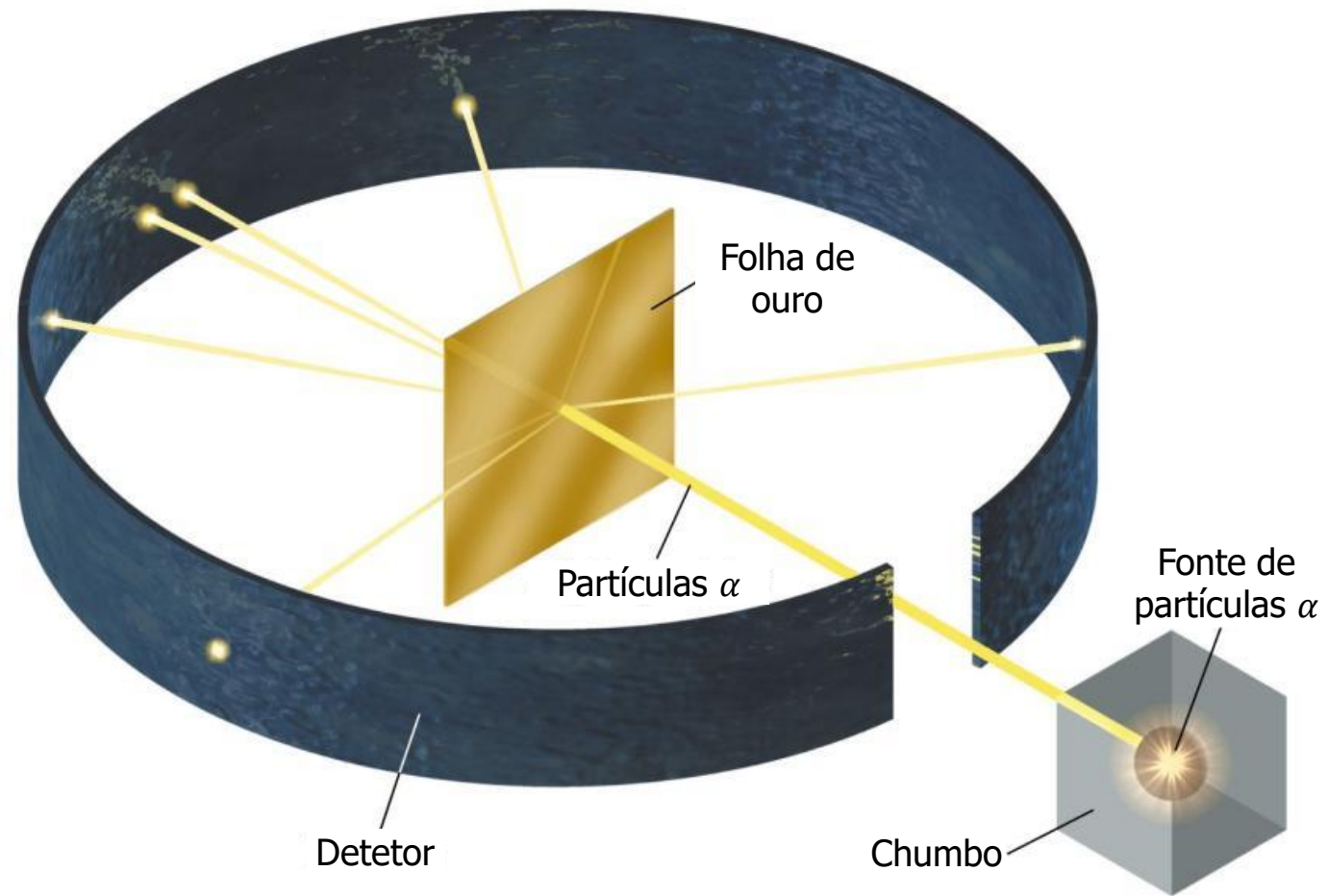
Os átomos são constituídos por uma **parte central** esférica com carga elétrica **positiva** onde estão dispersos os **elétrões**, em número suficiente para que a carga total do átomo seja nula.



Joseph John Thomson (1856-1940).

Relembrar... Modelo atômico de Rutherford

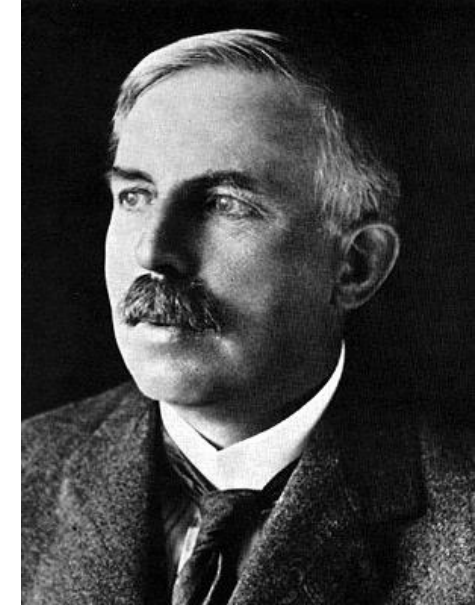
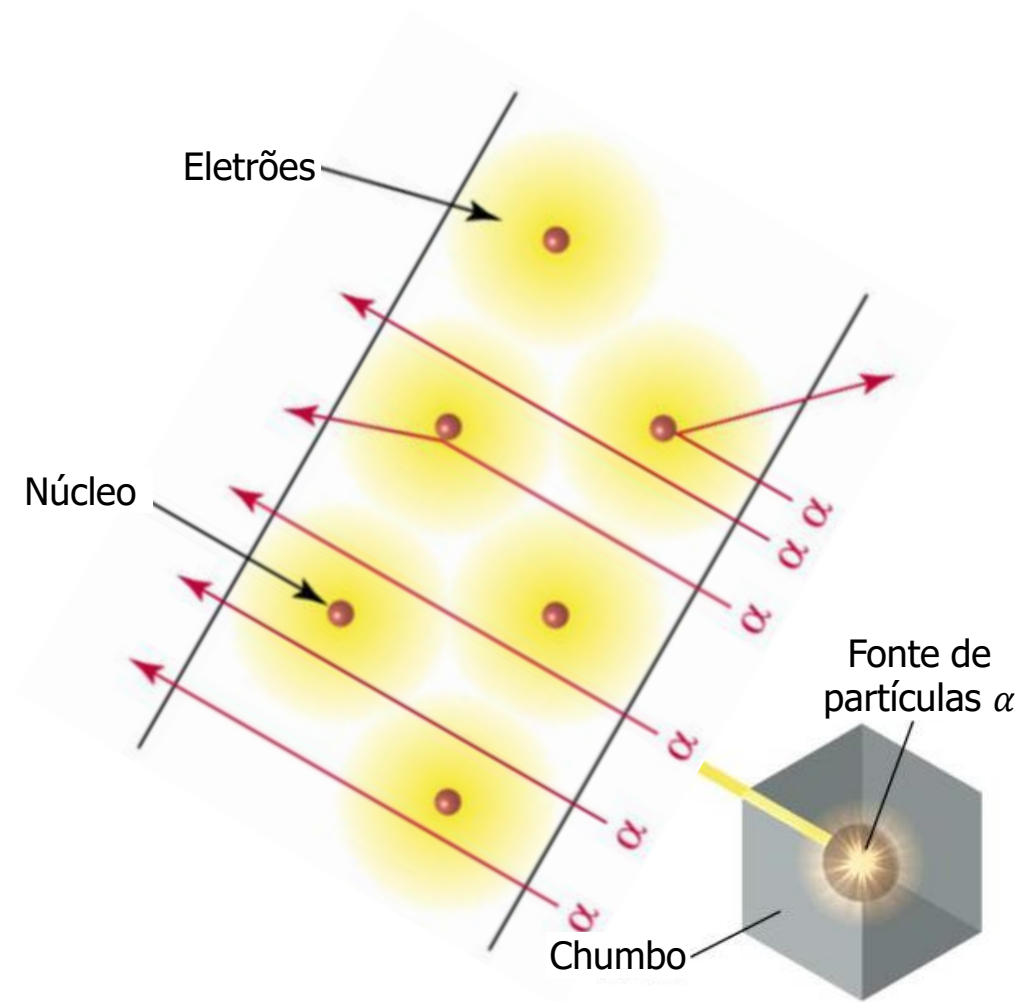
Experiência de Rutherford



Ernest Rutherford (1871-1937).

Relembrar... Modelo atômico de Rutherford

Experiência de Rutherford



[Ernest Rutherford](#) (1871-1937).

[[Espalhamento de Rutherford](#)]

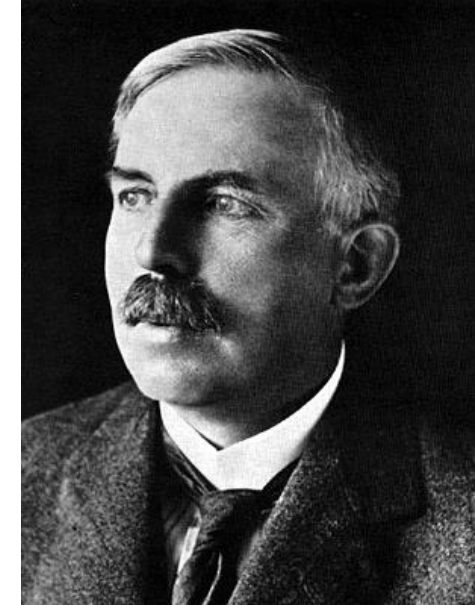
Relembrar... Modelo atômico de Rutherford

A maior parte do átomo é **espaço vazio**.

A carga positiva está localizada no **núcleo**, tendo este a maior parte da **massa do átomo**.

Os elétrons giram em torno do núcleo.

Rutherford também descobriu a existência dos prótons.



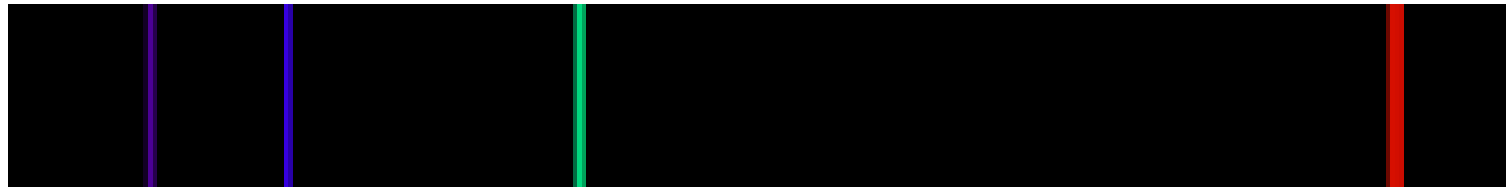
[Ernest Rutherford](#) (1871-1937).

Por explicar...

Porque é que os **elétrões não caem no núcleo**, devido à atração?



Porque é que se observam **riscas nos espectros** atômicos?

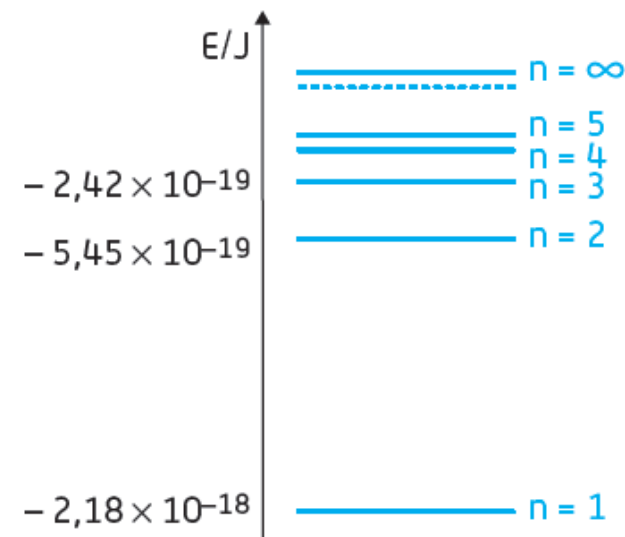
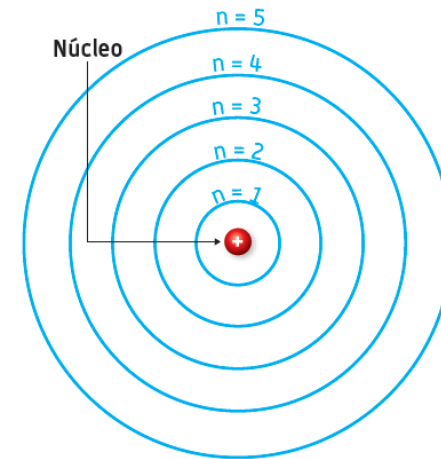


Modelo atômico de Bohr

A energia de um elétron num átomo é quantizada: só pode ter determinados valores de energia! – Quantização da energia.

Os elétrons giram em torno do núcleo em **órbitas com energias diferentes**.

As **órbitas interiores** representam uma **energia mais baixa** e à medida que se encontram mais afastadas do núcleo o valor da energia é maior.

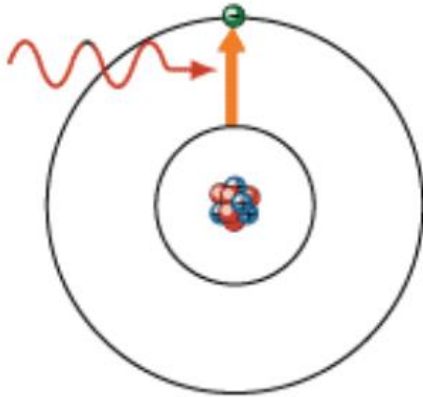


Niels Henryk David Bohr
(1885-1962).

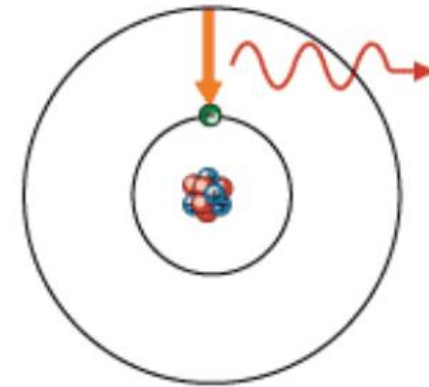
Valores permitidos (níveis) para a energia do elétron do átomo de hidrogênio.

Modelo atômico de Bohr

Quando um átomo **recebe** uma determinada quantidade* de **energia** um elétron passa a ocupar uma órbita mais externa (com maior energia) ficando o **átomo** num **estado excitado**.



Se um elétron passar de **uma órbita** para uma **outra mais interior** o **átomo** **liberta energia** (**desexcitação**).



Os elétrons tendem a ter a menor energia possível - **estado fundamental do átomo**.

* Não é uma quantidade qualquer!

Energia do elétron

Para o caso do **átomo de hidrogênio**, a **energia do elétron** no nível de energia n é dado pela expressão:

$$E_n = -\frac{2,18}{n^2} \times 10^{-18} \text{ J}$$

Exemplos:

$$E_1 = -\frac{2,18}{1^2} \times 10^{-18} = -2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$$

$$E_2 = -\frac{2,18}{2^2} \times 10^{-18} = -5,45 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_3 = -2,42 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_4 = -1,36 \times 10^{-19} \text{ J}$$

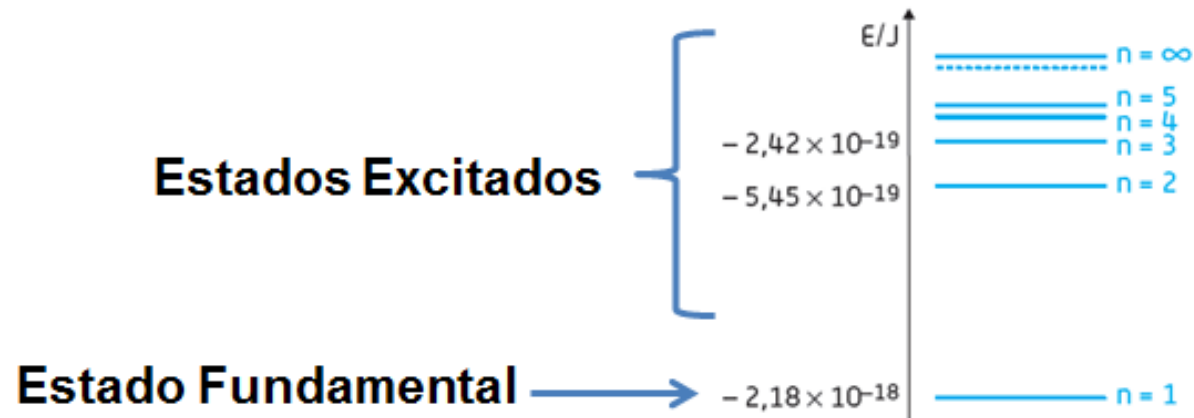
$$E_5 = -8,72 \times 10^{-20} \text{ J}$$

Energia do elétron

Para o caso do **átomo de hidrogénio**, a **energia do elétron** no nível de energia n é dado pela expressão:

$$E_n = -\frac{2,18}{n^2} \times 10^{-18} \text{ J}$$

Valores permitidos (níveis) para a energia do elétron do átomo de hidrogénio:



Energia de transição do elétron

O elétron pode mudar de nível/energia (**transição** energética)!

Para isso o átomo tem que absorver ou libertar energia.

O átomo pode:

Absorver energia → o elétron passa para um nível superior de energia → **Excitação**

Libertar energia → o elétron passa para um nível inferior de energia → **Desexcitação**

A **energia** envolvida numa transição entre dois níveis de energia é:

$$\Delta E = E_{n \text{ final}} - E_{n \text{ inicial}}$$

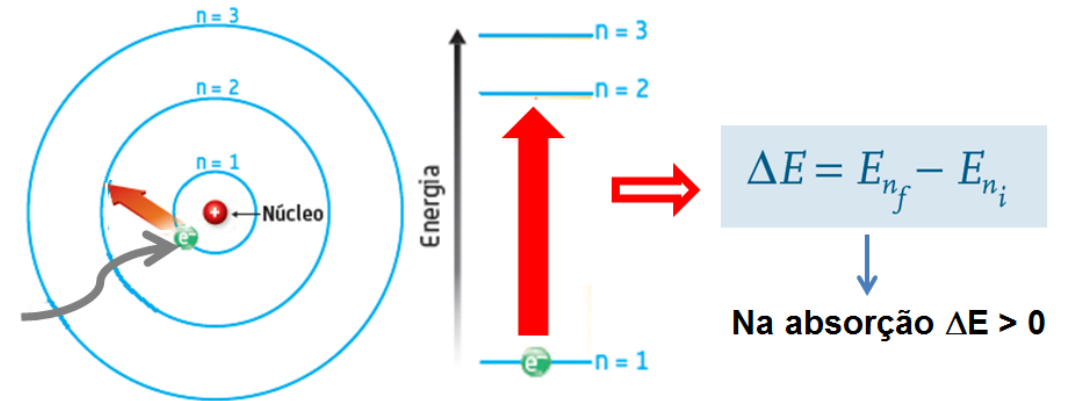
Energia de transição do elétron

Excitação do átomo

O átomo absorve energia;

O elétron passa para um nível de energia superior;

$$\Delta E > 0.$$



Exemplo:

Qual o valor de energia envolvido quando o elétron do H passa de $n = 1$ para $n = 4$?

$$E_1 = -2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$$

$$E_4 = -1,36 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$\Delta E = E_{n \text{ final}} - E_{n \text{ inicial}} = E_4 - E_1 = -1,36 \times 10^{-19} - (-2,18 \times 10^{-18}) = 2,04 \times 10^{-18} \text{ J}$$

$\Delta E > 0 \rightarrow$ o átomo **absorveu energia**

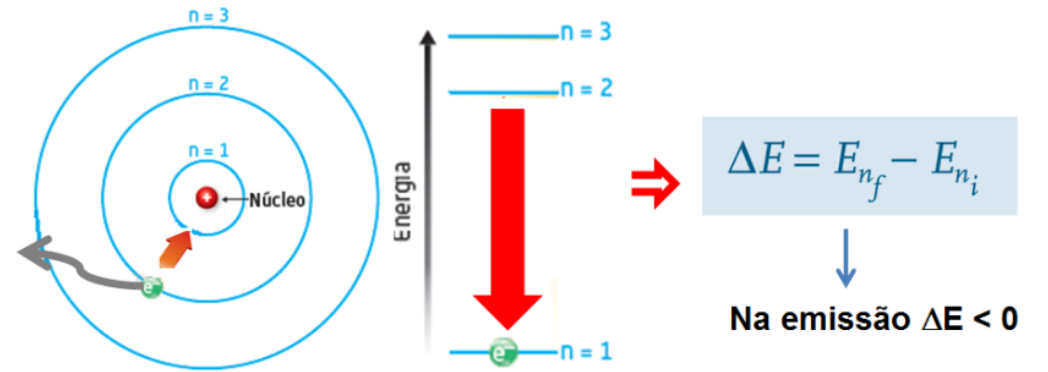
Energia de transição do elétron

Desexcitação do átomo

O átomo liberta energia;

O elétron passa para um nível de energia inferior;

$$\Delta E < 0.$$



Exemplo:

Qual o valor de energia envolvido quando o elétron do H passa de $n = 3$ para $n = 2$?

$$E_2 = -5,45 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_3 = -2,42 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$\Delta E = E_{n \text{ final}} - E_{n \text{ inicial}} = E_2 - E_3 = -5,45 \times 10^{-19} - (-2,42 \times 10^{-19}) = -3,03 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$\Delta E < 0 \rightarrow$ o átomo **libertou energia**



Energia da radiação

A **energia da radiação eletromagnética** envolvida numa transição entre dois níveis de energia é:

$$E_{\text{radiação}} = E_{n \text{ superior}} - E_{n \text{ inferior}}$$

$$E_{\text{radiação}} = |\Delta E| = |E_{n \text{ final}} - E_{n \text{ inicial}}|$$

[...equivalente a $|\Delta E|$ de uma transição, quer seja ascendente ou descendente.]

[...Não há 'luz' negativa!]

Nos exemplos anteriores:

$$E_{\text{radiação da transição } n = 1 \rightarrow n = 4} = E_{\text{radiação da transição } n = 4 \rightarrow n = 1} = 2,04 \times 10^{-18} \text{ J}$$

$$E_{\text{radiação da transição } n = 3 \rightarrow n = 2} = E_{\text{radiação da transição } n = 2 \rightarrow n = 3} = 3,03 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$N = n \times N_A$$

Energia da radiação

Energia de um fóton

$$E = h f$$

em que:

h – constante de Planck ($h = 6,626 \times 10^{-34}$ J s)

f – frequência da radiação (Hz ou s^{-1})

Energia de um feixe de fótons

$$E = N h f$$

em que:

N – número de partículas (neste caso fótons)

h – constante de Planck ($h = 6,626 \times 10^{-34}$ J s)

f – frequência da radiação (Hz ou s^{-1})

Riscas no espectro visível

As transições eletrônicas são as responsáveis pelo aparecimento das riscas nos espectros!

Na transição $n = 3 \rightarrow n = 2$:

$$E_{\text{radiação da transição } n = 3 \rightarrow n = 2} = 3,03 \times 10^{-19} \text{ J}$$

...podemos calcular a frequência da radiação provocada pela transição $n = 3 \rightarrow n = 2$:

$$E = h f$$

$$\frac{E}{h} = f$$

$$f = \frac{3,03 \times 10^{-19}}{6,626 \times 10^{-34}} = 4,57 \times 10^{14} \text{ Hz}$$

Energia do fóton:

$$E = h f$$

$$h = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J s}$$

Riscas no espectro visível

...

Quando acontece a transição $n = 3 \rightarrow n = 2$

...é libertada uma **radiação** com $f = 4,57 \times 10^{14}$ Hz

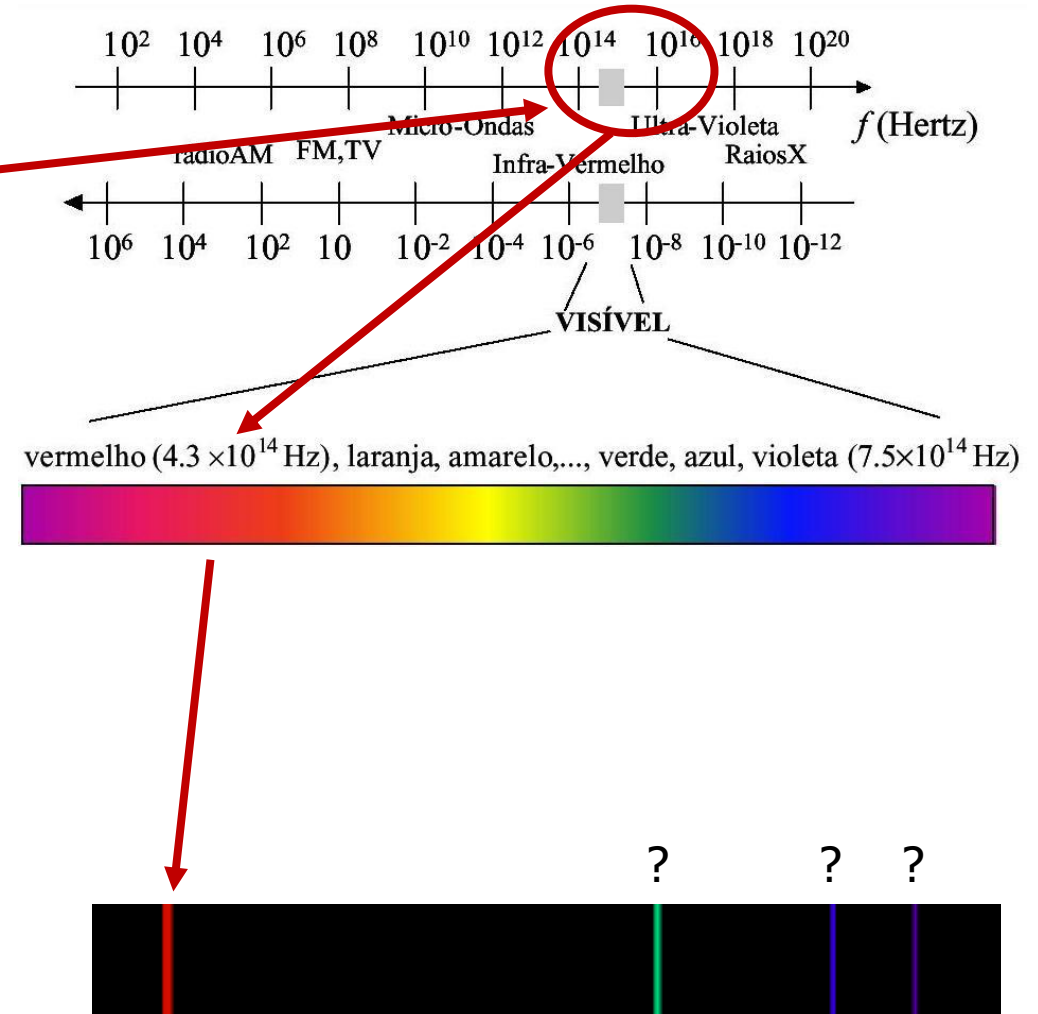
Que 'luz' é esta?

Se verificarmos onde se situa esta frequência, no espectro eletromagnético...

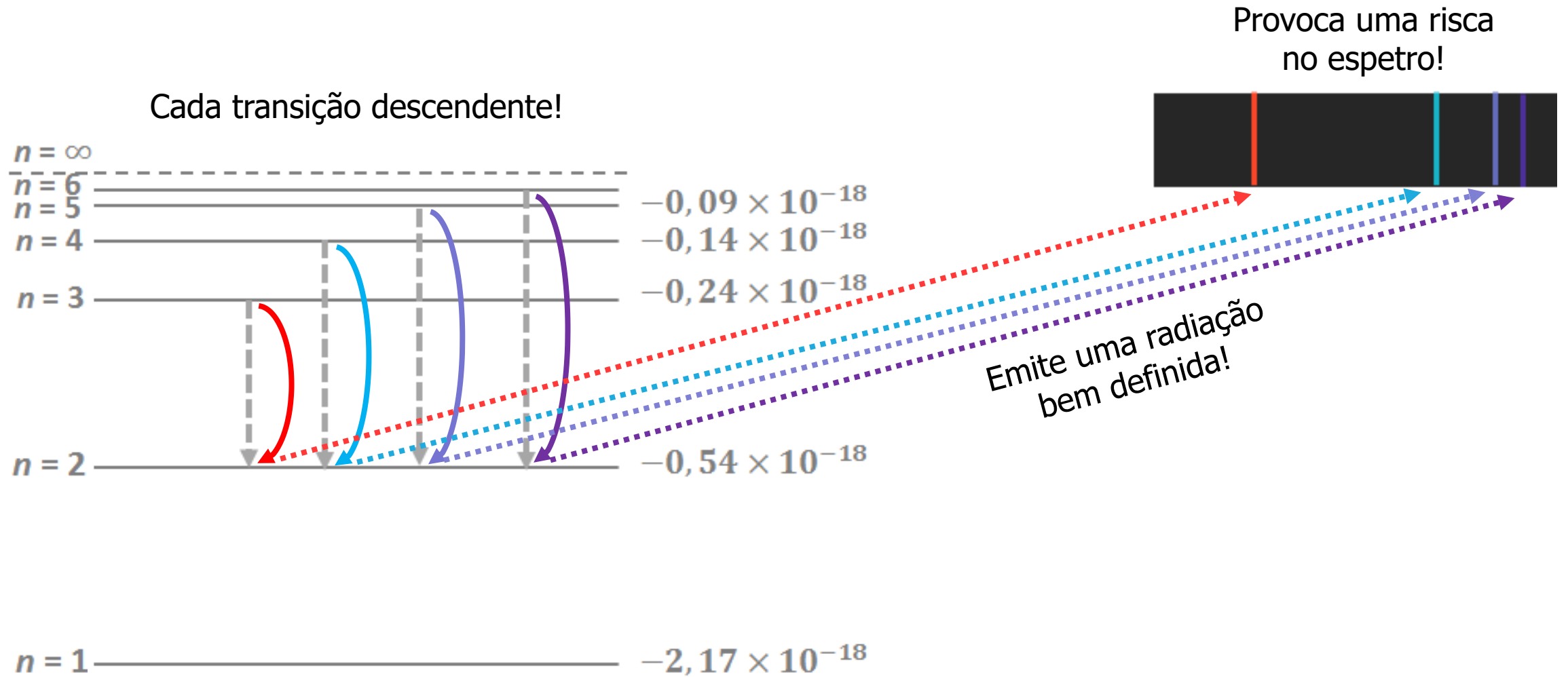
Verificamos que é no **vermelho!**

Isto quer dizer que:

Se um eletrão passar do $n = 3$ para o $n = 2$ é emitida uma radiação no vermelho!



Riscas no espectro visível

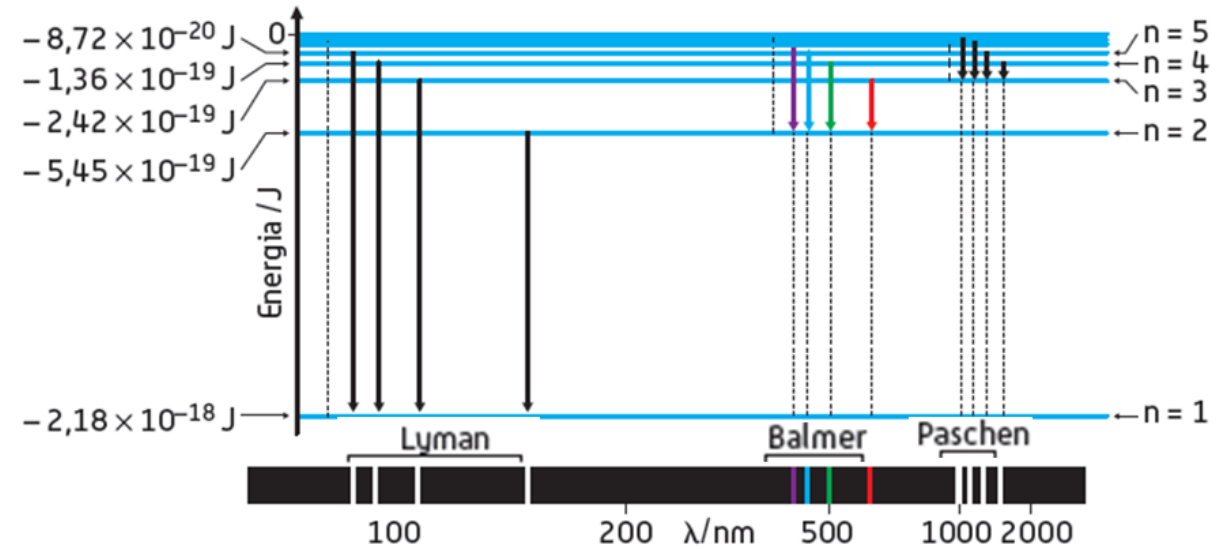


Séries do H

Nível inferior	Série	Tipo de radiação
$n = 1$	Lyman	UV
$n = 2$	Balmer	Visível
$n = 3$	Paschen	IV
$n = 4$	Brackett	IV
$n = 5$	Pfund	IV
$n = 6$	Humphreys	IV

Para identificar a série, verifica-se qual o nível inferior:

$n = 3 \rightarrow n = 2$	n inferior = 2 \rightarrow série de Balmer
$n = 3 \rightarrow n = 4$	n inferior = 3 \rightarrow série de Paschen
$n = 1 \rightarrow n = 2$	n inferior = 1 \rightarrow série de Lyman
$n = 6 \rightarrow n = 2$	n inferior = 2 \rightarrow série de Balmer



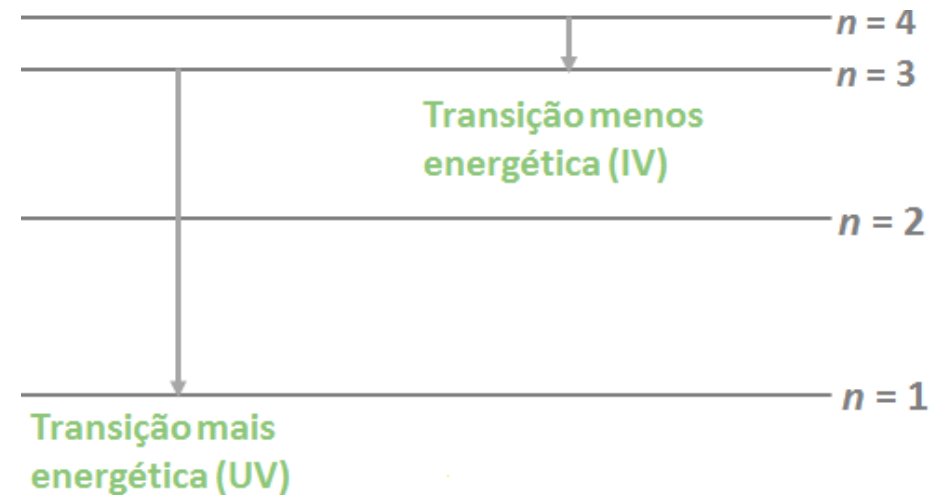
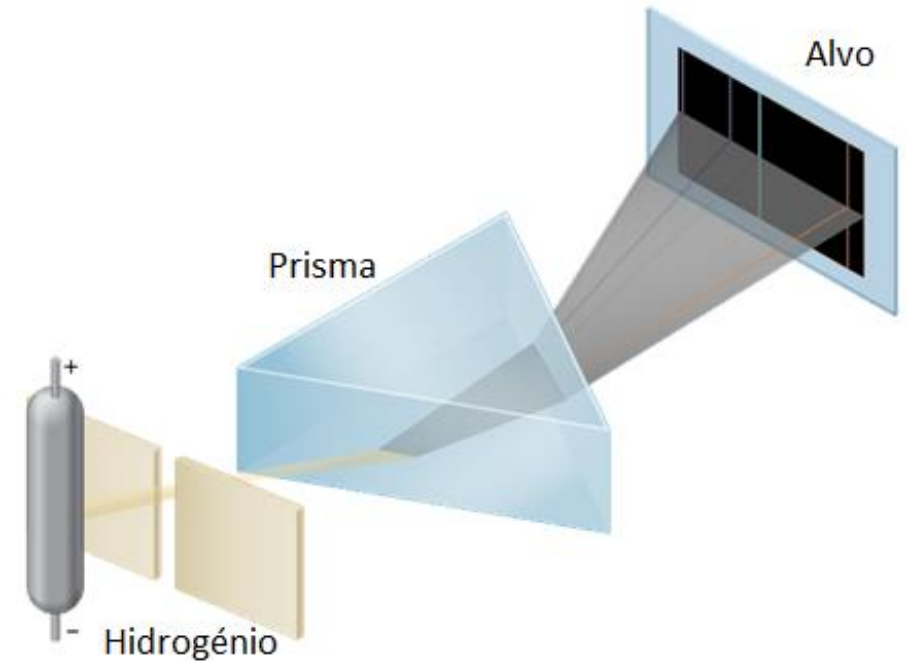
Séries do H

Os átomos de hidrogénio, quando excitados, não emitem apenas luz **visível** mas também luz **infravermelha** (transições menos energéticas) e luz **ultravioleta** (transições mais energéticas).



As transições da série de **Lyman** envolvem maior energia (emitindo por isso luz ultravioleta) do que as transições da série de **Balmer**, pelo que o espectro atómico do hidrogénio inclui também riscas na zona do ultravioleta.

As transições da série de **Paschen** envolvem menor energia (luz infravermelha) do que as da série de **Balmer**, pelo que o espectro atómico do hidrogénio inclui também riscas na zona do infravermelho.



Energia de ionização

Um **eletrão está fora do átomo** se ocupar o nível E_∞
(com um valor de energia correspondente a **0 J**, significando que não tem interação com esse átomo).

A energia necessária para provocar a transição do eletrão mais exterior de um átomo para fora do átomo (E_∞), tornando o átomo num ião positivo, corresponde à **energia de ionização** desse átomo, E_i :

$$E_i = E_\infty - E_{n \text{ inicial}}$$

Exemplo:

A energia de ionização do átomo de H no estado fundamental corresponde à energia necessária para remover o eletrão do $n = 1 \rightarrow n = \infty$ (fora do átomo):

$$E_i = E_\infty - E_{n \text{ inicial}}$$

$$E_i = 0 - E_1 = 0 - (-2,18 \times 10^{-18}) = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$$

Se um átomo de H no estado fundamental absorver $2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$ perde o seu eletrão e torna-se no catião H^+ .

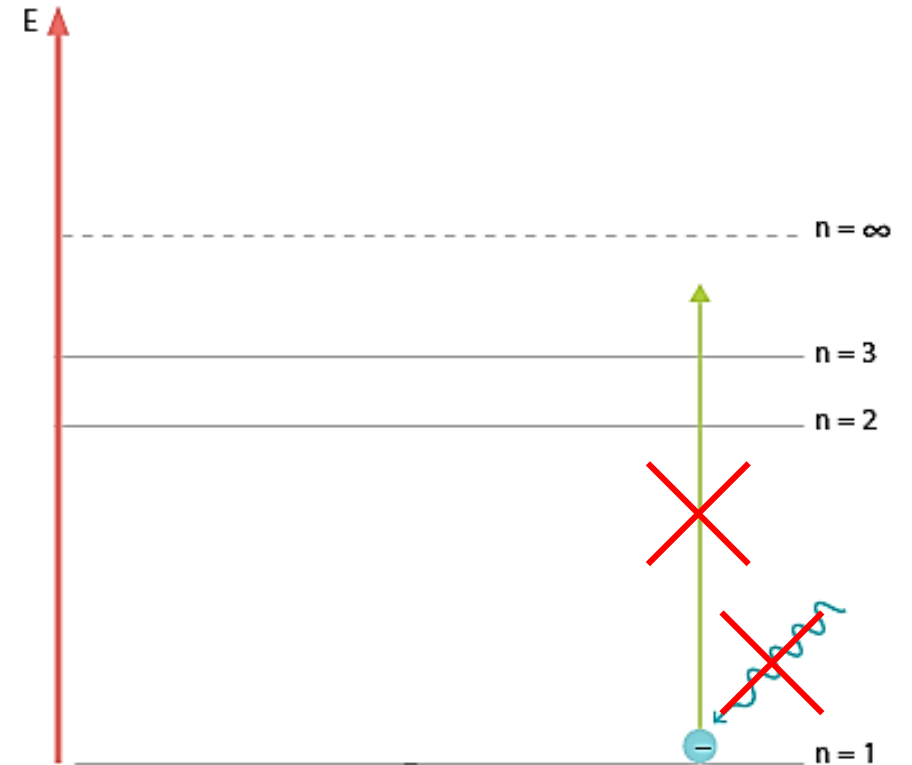
Interação de radiação com o átomo

Hipótese 1

A **energia da radiação incidente é inferior à energia de remoção** do elétron e **não corresponde a nenhuma energia de transição**.

Essa **radiação não é absorvida**.

Não ocorre nenhuma transição.



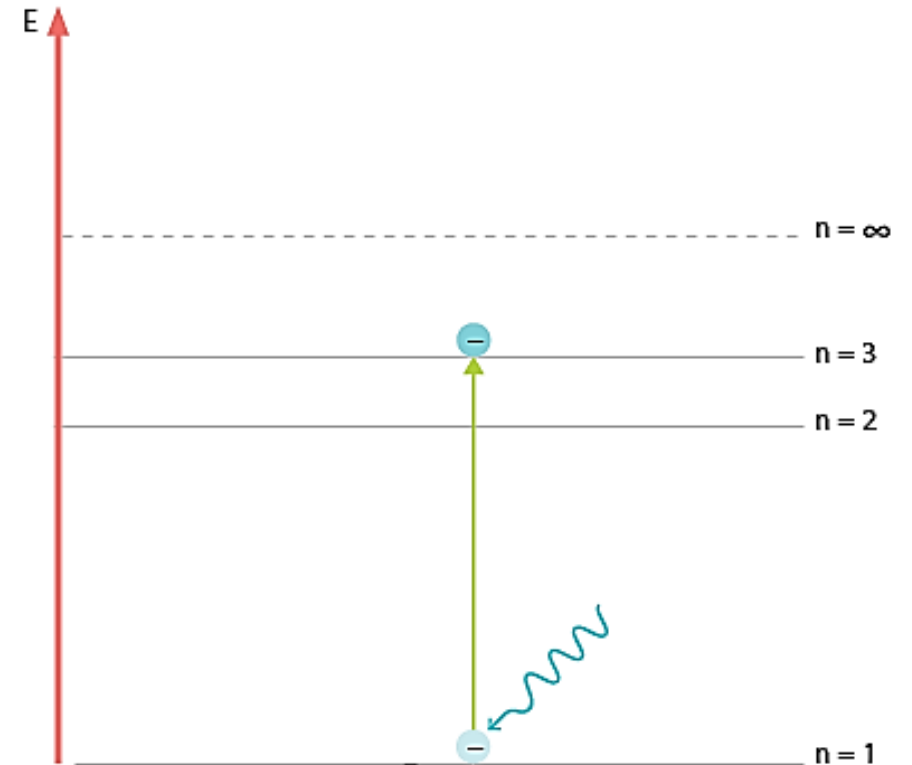
Interação de radiação com o átomo

Hipótese 2

A **energia da radiação incidente é inferior à energia de remoção** do elétron mas **corresponde à energia exata de uma transição** nesse átomo.

O **elétron transita** para um estado de energia permitido e **o átomo fica excitado**.

O átomo **não fica ionizado**.



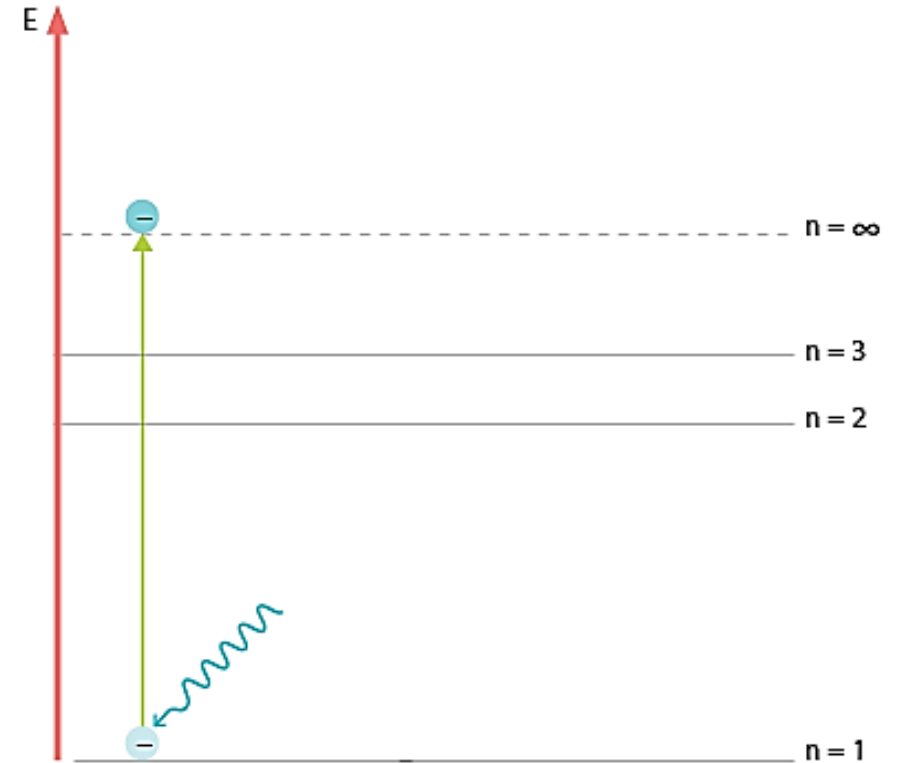
Interação de radiação com o átomo

Hipótese 3

A **energia da radiação incidente é exatamente igual à energia suficiente para extrair o elétron do átomo** (energia de remoção).

O **átomo fica ionizado**.

O **elétron abandona o átomo**, ficando com **energia cinética nula**.



Interação de radiação com o átomo

Hipótese 4

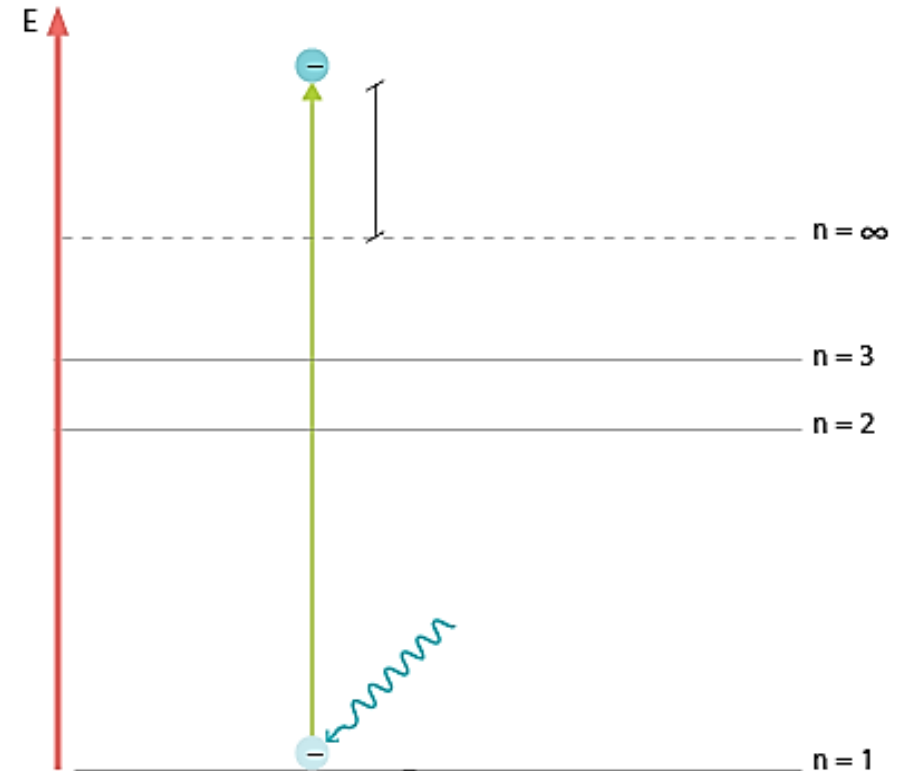
A energia da radiação incidente é superior à energia de remoção do elétron.

O átomo fica ionizado.

O elétron abandona o átomo com energia cinética.

$$E_c = E_{\text{fotão incidente}} - E_{\text{remoção do elétron}}$$

$$E_c = \frac{1}{2} m v^2$$



Bibliografia

- J. Paiva, A. J. Ferreira, C. Fiolhais, "Novo 10Q", Texto Editores, Lisboa, 2015.

Ligações

- [Espalhamento de Rutherford](#), 20/10/2020.