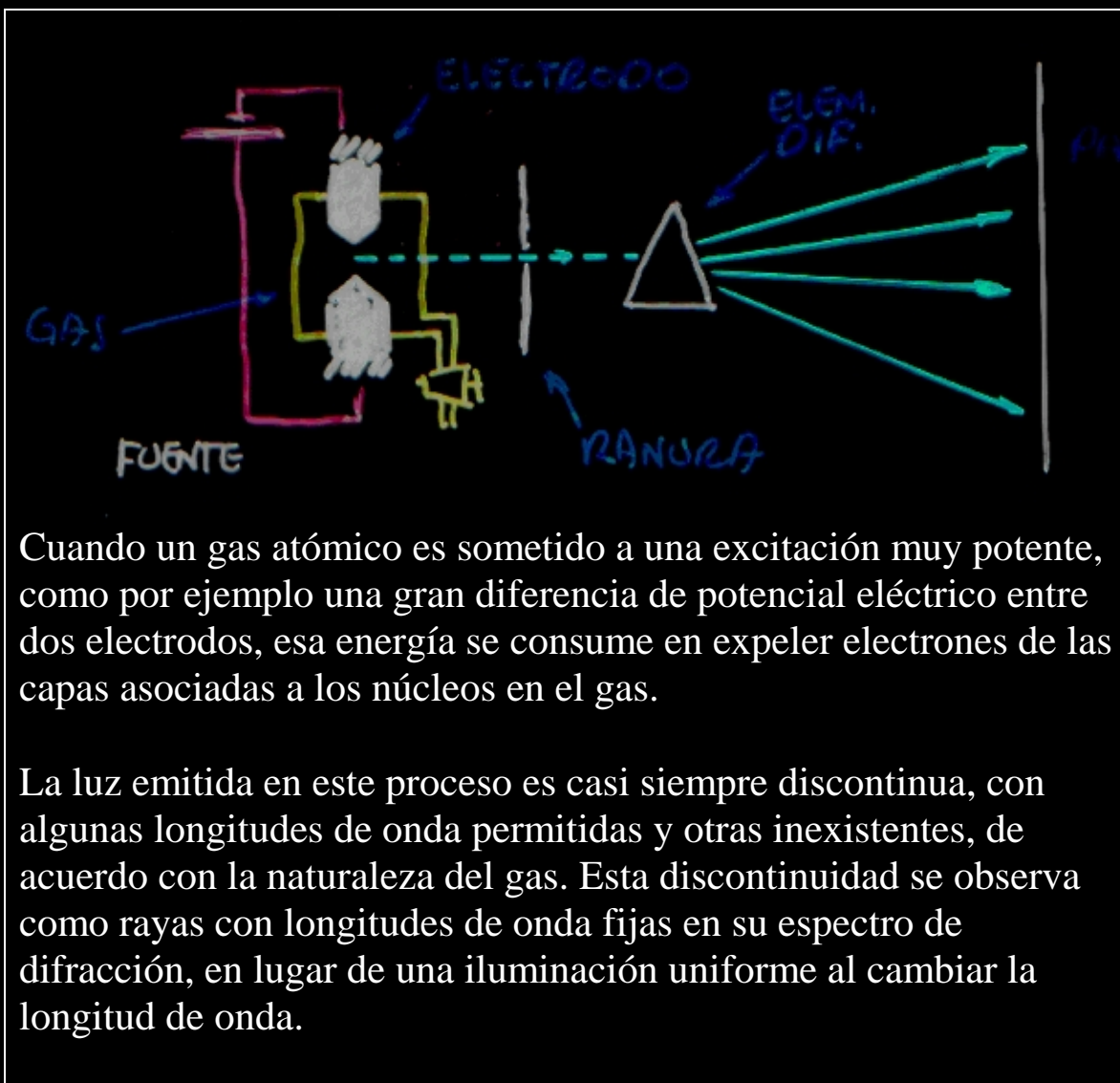


ESPECTROS ATÓMICOS



Cuando un gas atómico es sometido a una excitación muy potente, como por ejemplo una gran diferencia de potencial eléctrico entre dos electrodos, esa energía se consume en expeler electrones de las capas asociadas a los núcleos en el gas.

La luz emitida en este proceso es casi siempre discontinua, con algunas longitudes de onda permitidas y otras inexistentes, de acuerdo con la naturaleza del gas. Esta discontinuidad se observa como rayas con longitudes de onda fijas en su espectro de difracción, en lugar de una iluminación uniforme al cambiar la longitud de onda.

En el caso del átomo de hidrógeno se estudiaron muy bien esas líneas y se encontraron regularidades que daban lugar a las llamadas series espectrales y que eran predecibles con fórmulas empíricas muy regulares:

Nombre	Zona del espectro	Fórmula	n
Lyman	UV	$K = R_H \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right)$	2, 3, 4, ...
Balmer	UV(cercano), Visible	$K = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$	3, 4, 5, ...
Paschen	IR	$K = R_H \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right)$	4, 5, 6, ...
Brackett	IR	$K = R_H \left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{n^2} \right)$	5, 6, 7, ...
Pfund	IR	$K = R_H \left(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{n^2} \right)$	6, 7, 8, ...

Donde $K = \frac{1}{\lambda}$ y $R_H = 10\,967\,757.6 \pm 1.2 \text{ m}^{-1}$ que es la llamada constante de Rydberg.