



NATURALIS

BOLETÍN DE LA COORDINACIÓN DE FÍSICA Y QUÍMICA



No. 16 marzo de 2011
DIVISIÓN DE CIENCIAS BÁSICAS

CONTENIDO

1 Espectros Atómicos

Rogelio Soto Ayala
Salvador Enrique Villalobos Pérez
Edgar Raymundo López Téllez
René Ortega Alvarado

Espectros Atómicos

El estudio de los espectros atómicos está íntimamente relacionado con la determinación de las longitudes de onda y de las intensidades de la radiación electromagnética emitida o absorbida por los átomos. Utilizando los resultados de estos experimentos, los científicos han construido teorías cuya finalidad es explicar cómo se encuentran

distribuidos los electrones en los átomos. La Figura 1 muestra un arreglo típico para observar espectros atómicos. La fuente S puede ser una descarga eléctrica que pasa a través de un gas monoatómico, un arco o chispa eléctrica, o bien, la energía emitida como producto del calentamiento de alguna sal bajo estudio.

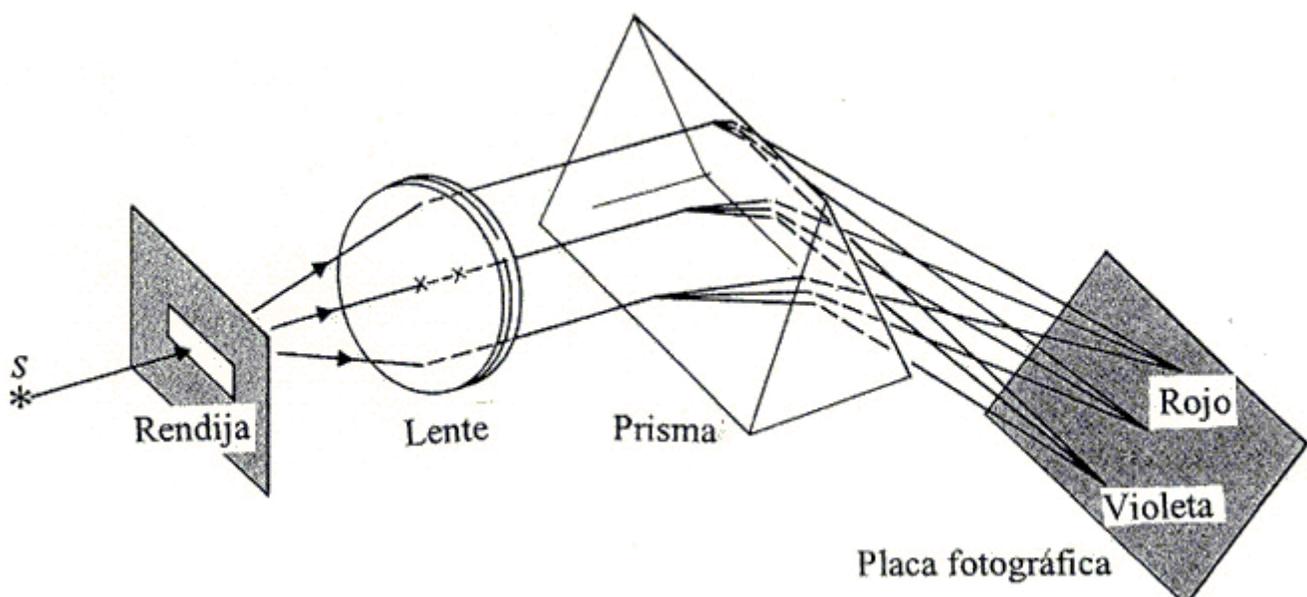


Fig. 1. Arreglo experimental para observar los espectros de diferentes átomos.

En cualquiera de estos procesos, los átomos son llevados a estados de mayor energía, llamados comúnmente "estados excitados".

Un átomo en estado excitado tiende a regresar al estado original que tenía (estado basal o fundamental) en alrededor de 10^{-8} s, con la consiguiente liberación de energía en forma de radiación electromagnética. Esta radiación pasa a través de un sistema de lentes e incide sobre un prisma (o rejilla de difracción), el cual dispersa la radiación en sus diferentes longitudes de onda, para posteriormente interaccionar con la placa fotográfica. Las impresiones sobre la placa fotográfica aparecen como líneas discretas correspondientes a diferentes longitudes de onda. Debido a ello, el espectro así obtenido se denomina espectro de líneas.

Un espectro de líneas es, por lo tanto, característico del tipo de átomo del cual se origina.

El dispositivo utilizado para realizar observaciones visuales de los espectros se conoce como espectroscopio, mientras que si es

utilizado para medir longitudes de onda, se conoce como espectrómetro.

La interpretación teórica del espectro del átomo de hidrógeno desempeñó un papel decisivo en el desarrollo de la Mecánica Cuántica. Se sabía desde mediados del siglo XIX que los átomos en fase gaseosa, cuando eran sometidos a descargas eléctricas, emitían radiación electromagnética a ciertas frecuencias características, y que lo mismo ocurría con las sales de compuestos atómicos cuando se introducían en una llama. La posibilidad de asociar un espectro diferenciado a cada átomo había permitido identificar los átomos de rubidio y de cesio mediante espectroscopía de emisión en llama. Hacia el año 1880 se habían obtenido experimentalmente una gran cantidad de espectros atómicos, pero no se había progresado mucho en la sistematización de sus frecuencias características, y mucho menos en su explicación teórica. En 1885, Johann J. Balmer observó que las líneas espectrales del átomo de hidrógeno seguían un patrón

regular, y en 1913, Bohr fue capaz de explicar este patrón mediante su modelo atómico cuántico. Este modelo, sin embargo, no pudo explicar el espectro obtenido de átomos con más de un electrón y fue pronto superado por el desarrollo formal de la Mecánica Cuántica, que proporcionó la explicación teórica correcta de los espectros atómicos.

El espectro de emisión del átomo de hidrógeno está formado por un conjunto de series cuyas líneas se acercan sucesivamente hasta alcanzar cierto límite. Balmer descubrió que las longitudes de onda (λ) correspondientes a las líneas de la serie que aparece fundamentalmente en el visible se ajustan a la fórmula:

$$\lambda = (3645) \frac{n^2}{n^2 - 4} [\text{Å}]$$

donde $n = 3, 4, 5, 6, \dots$

A continuación se indican los valores teóricos de las longitudes de onda para las 4 primeras líneas de la serie de Balmer, los valores experimentales, y su denominación respectiva.

Valor de n	$\lambda_{\text{teó}}, [\text{Å}]$	$\lambda_{\text{exp}}, [\text{Å}]$	Nombre de la línea
3	6562.08	6562.80	H $_{\alpha}$
4	4860.80	4861.30	H $_{\beta}$
5	4340.00	4340.50	H $_{\gamma}$
6	4101.30	4101.70	H $_{\delta}$

En la Figura 2 se muestra la porción del espectro de emisión del átomo de hidrógeno donde se indican estas líneas, así como el comportamiento de las mismas cuando n se incrementa más, hasta llegar al límite de la serie (cuando $n \rightarrow \infty$), cuyo valor de longitud de onda es 3647.1 [Å].

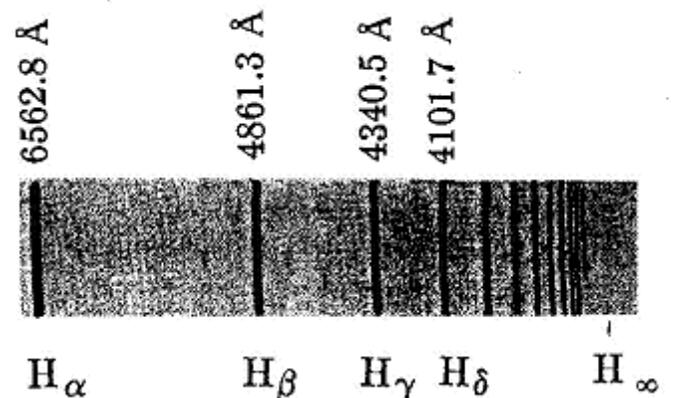


Fig. 2. Una porción del espectro de emisión del átomo de hidrógeno correspondiente a las líneas de la serie de Balmer.

Es posible también visualizar el espectro de absorción de los átomos usando el arreglo experimental que se muestra en la Figura 3. En este caso, luz que contiene todas las longitudes de onda (por ejemplo, luz blanca) se

hace pasar a través de un tubo que contiene átomos, en fase gaseosa, del elemento que se desea investigar. La luz que sale de la muestra se analiza como antes, sólo que ahora el espectro consiste de líneas oscuras sobre un fondo brillante. Las longitudes de onda de estas líneas oscuras son las mismas que aquellas de las líneas

en el espectro de emisión. Cada línea en el espectro de absorción de un elemento coincide con una línea en el espectro de emisión del mismo elemento; sin embargo, no todas las líneas de emisión están presentes en un espectro de absorción.

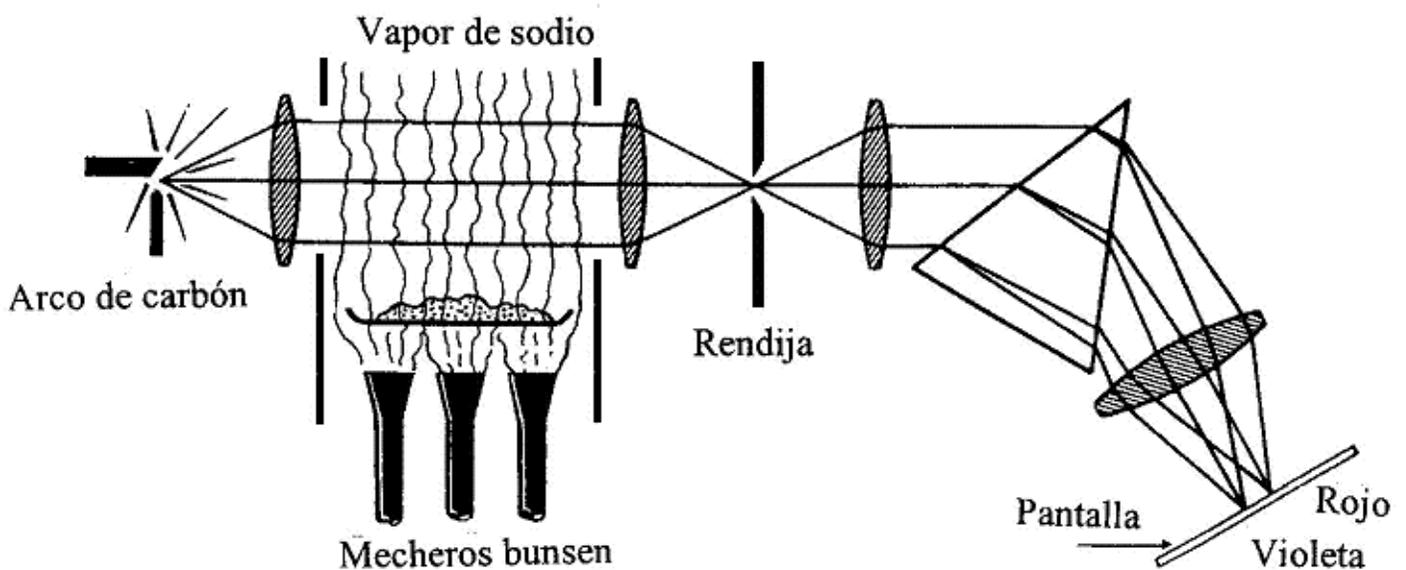


Fig. 3. Arreglo experimental para observar el espectro de absorción de diferentes átomos.

Como se comentó anteriormente, el espectro de un átomo polielectrónico requiere de un tratamiento más sofisticado que aquel utilizado para el átomo de hidrógeno. El espectro del átomo de sodio es un ejemplo interesante de analizar. La configuración electrónica del sodio es : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; es decir, este átomo, como el hidrógeno, tienen un electrón en su última capa (es decir, un electrón de valencia). Dicho electrón se

encuentra en el orbital s ($l = 0$) cuando el átomo está en su estado fundamental. En espectroscopia, este electrón se llama electrón óptico, debido a que es responsable del espectro obtenido.

Se puede considerar al átomo de sodio como formado de tres partes fundamentales:

- El núcleo.

- 10 electrones que constituyen una coraza interna (e inerte) de electrones.
- El electrón óptico en el subnivel 3s.

Cuando el átomo de sodio es excitado (mediante calor o una descarga eléctrica), el electrón en el subnivel 3s puede brincar a estados energéticos superiores, tales como: 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d,....., etc. Sin embargo, los 10 electrones internos que posee el átomo de sodio juegan un papel muy importante, ya que originan un efecto de

apantallamiento entre el núcleo y el electrón de valencia del átomo, ya sea que éste se encuentre en el subnivel 3s o en subniveles superiores. Por ejemplo, se ha observado que al hacer una comparación entre los subniveles 3s, 3p y 3d, el grado de penetración que tiene cada uno de ellos en la coraza interna sigue la siguiente pauta: subnivel 3s más penetrante que el subnivel 3p, y subnivel 3d, prácticamente no penetrante. Esto se puede observar en la Figura 4.

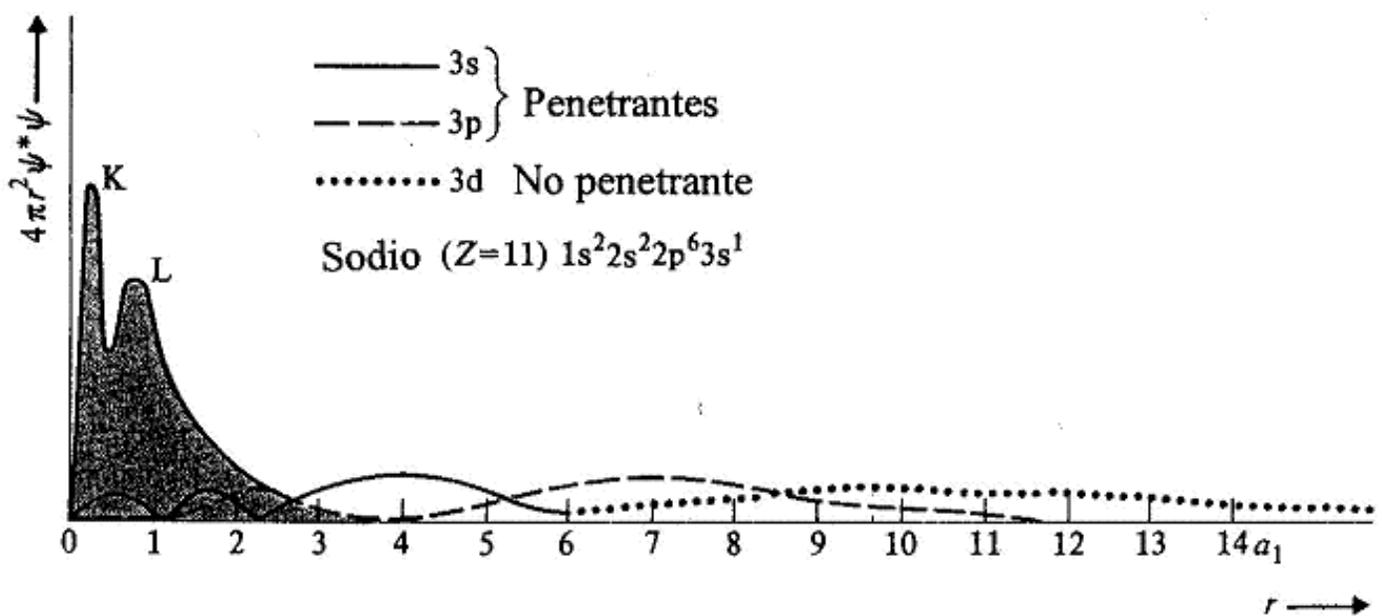


Fig. 4. El área sombreada representa la distribución de la probabilidad de los electrones en la coraza interna. Las áreas no sombreadas indican la probabilidad de que el electrón de valencia se encuentre en los subniveles 3s, 3p y 3d, respectivamente. Note la penetración de cada uno de los subniveles dentro de la coraza interna.

Esta diferencia de penetrabilidad en la coraza interna origina que la energía del subnivel 3s se haga menor que la del subnivel 3p, mientras que la energía del subnivel 3d, prácticamente no sufre cambio.

Debido a esto, se puede establecer a nivel general que para un n dado, el orbital s posee menor energía que el orbital p, éste menor energía que el orbital d, éste menor energía que el orbital f, etc. Este efecto,

aunado al hecho de que cuando se considera también la interacción espín-órbita aparecen dobletes en los subniveles, origina diagramas de energía muy complicados en los átomos polielectrónicos, tal como el

que aparece en la Figura 5 para el átomo de sodio. Observe en dicho diagrama algunas de las transiciones energéticas permitidas que se pueden presentar en dicho átomo.

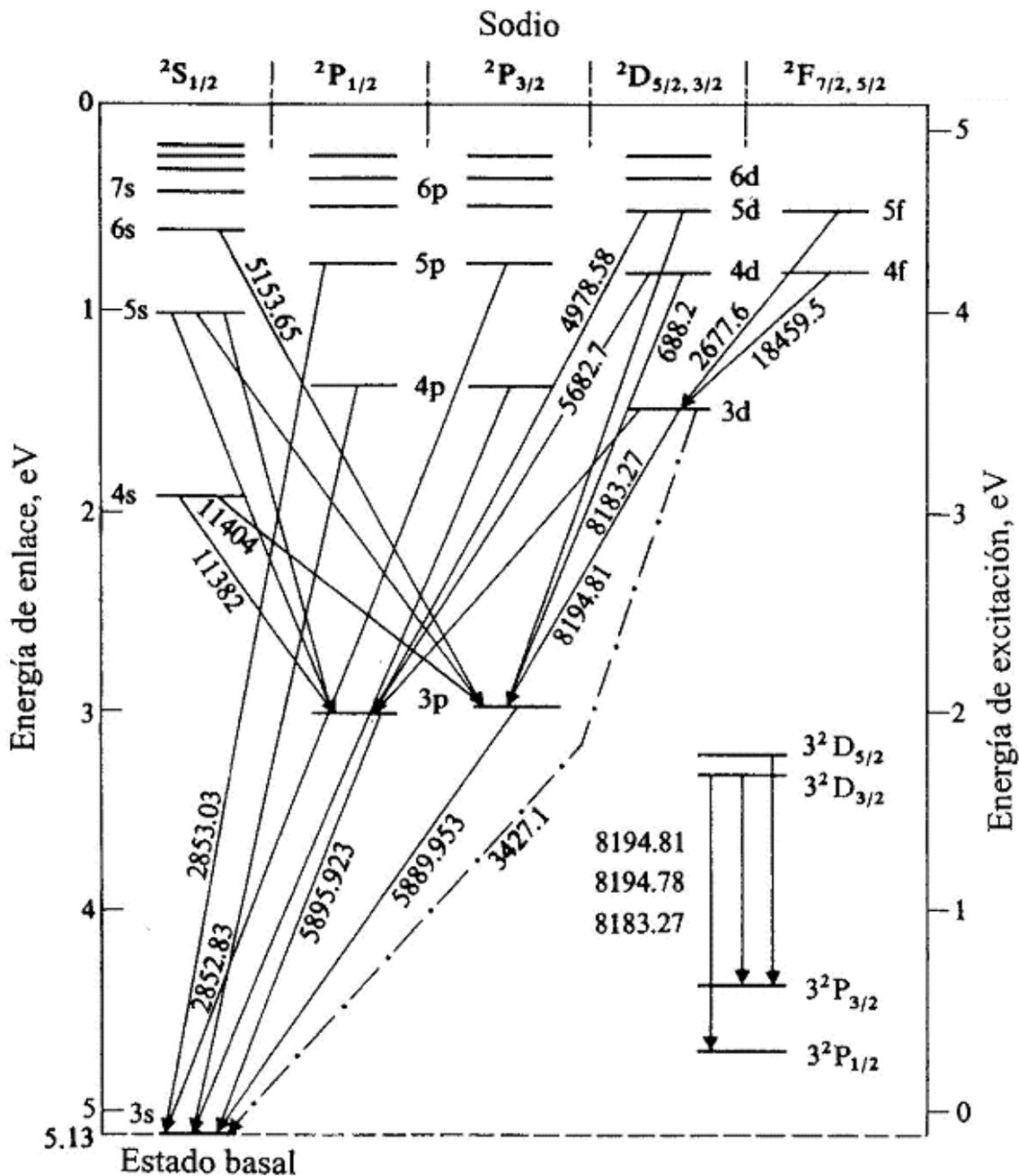


Fig. 5. Diagrama de niveles de energía (incluyendo interacciones espín-órbita) y algunas transiciones energéticas en el átomo de sodio.

La espectroscopia ha hecho numerosas aportaciones al avance de la ciencia, una de ellas es la siguiente:

En 1814, Joseph Fraunhofer hizo pasar el espectro continuo proveniente del Sol a través de una ranura estrecha y luego a través de un prisma. Observó el sorprendente resultado de casi 1000 líneas

negras finas, o huecos, en el espectro del arco iris continuo del Sol, y asignó las letras A, B, C, D, a las líneas negras más prominentes. Kirchhoff, en 1859, dedujo correctamente que las misteriosas líneas negras se deben a una nube de átomos vaporizados en el exterior del Sol, en las capas más frías, que absorben frecuencias discretas de la intensa radiación continua proveniente del centro del Sol. Además, demostró que las líneas D de Fraunhofer eran producidas por sodio vaporizado. Kirchhoff también dedujo que todas las líneas oscuras de Fraunhofer debían atribuirse a la absorción por diversos elementos presentes en el Sol. Este hecho abrió de un solo golpe el camino para determinar la composición elemental de las estrellas que están a trillones de kilómetros de la tierra.

Actualmente, en el laboratorio de Física Experimental y Óptica, de la División de Ciencias Básicas, se desarrollan actividades, tales como la realización de cursos intersemestrales y de trabajos de tesis, en el área de Física Contemporánea, con los objetivos

de: apoyar la formación de aquellos alumnos interesados en profundizar en este tema, y, por supuesto, también, en conseguir que la asignatura de Física Contemporánea sea de carácter curricular en la Facultad de Ingeniería en un futuro próximo. Así pues, se invita a los alumnos interesados en participar en las actividades ya citadas a que se acerquen al laboratorio mencionado anteriormente, o se pongan en contacto con el personal académico responsable de este proyecto, y cuyos correos electrónicos aparecen en este artículo.

Agradecimientos:

Se agradece a la Facultad de Ingeniería y a la Dirección General de Asuntos del Personal Académico (DGAPA) su apoyo en el desarrollo del proyecto PAPIME PE101206, que lleva por título: "Uso de nuevas tecnologías en la implementación de prácticas para un laboratorio de Física Moderna en la Facultad de Ingeniería", que actualmente se encuentra en su fase final de desarrollo. En este proyecto participa personal académico de la

Facultad de Ingeniería y de la
Facultad de Ciencias.

Se agradece también la
colaboración de la srita. Ayesha
Sagrario Román García, estudiante
de la Facultad de Ingeniería, por la
captura en formato digital de las
figuras presentes en este artículo.

Referencias

- 1.- Atam P. Arya. Elementary Modern Physics, Addison-Wesley Publishing Company, 1974.
- 2.- Serway, Moses & Moyer. Física Moderna, Tercera Edición, Thomson, 2006.
- 3.- A. Beiser, Concepts of Modern Physics, 6th Edition, McGraw-Hill, 2003.

Dr. Rogelio Soto Ayala

rsoto54@hotmail.com

Físico Salvador E. Villalobos Pérez

villasalen@yahoo.com.mx

Profesores de Carrera en la División de
Ciencias Básicas de la Facultad de
Ingeniería de la UNAM.

Físico Edgar Raymundo López Téllez

fiselt@servidor.unam.mx

Profesor de Asignatura en la División de
Ciencias Básicas de la Facultad de
Ingeniería de la UNAM.

Físico René Ortega Alvarado

roa@fciencias.unam.mx

Técnico Académico en la Facultad de
Ciencias de la UNAM.

La Ciencia tiene dos reglas.

*Primero: No hay verdades sagradas; toda presunción tiene
que ser examinada críticamente; los argumentos de
autoridades no valen nada.*

*Segundo: cualquier inconsistencia con los hechos tiene
que descartarse o revisarse.*

*Nosotros tenemos que comprender el Cosmos como es
y no confundir como es con como quisiéramos que fuera*

Carl Sagan

Versión digital: <http://dcb.fi-c.unam.mx/Publicaciones/Naturalis/>

Dudas o comentarios: velasquez777@yahoo.com.mx