



ce
pre
UNI

Química

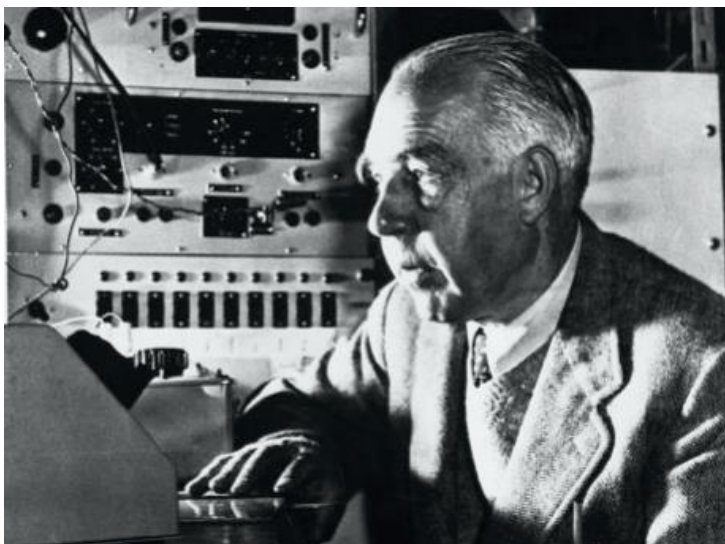
TEORÍAS Y MODELOS ATÓMICOS

CICLO
Preuniversitario

2024-I



TEORÍA ATÓMICA DE BOHR



Niels Bohr (físico danés) dirigió el Instituto de Física Teórica en Copenhague (Dinamarca). Premio Nobel de física en 1922.

Basándose en las series espectrales de Rydberg y la teoría cuántica de Planck, llega a describir al modelo atómico de Rutherford, como un sistema energético que cumple las leyes tanto de la física newtoniana como de la teoría de los "cuantos".

Planteó su teoría para el átomo de hidrógeno y especies hidrogenoides: ${}_2\text{He}^+$ ${}_3\text{Li}^{2+}$ ${}_4\text{Be}^{3+}$ ${}_5\text{B}^{4+}$ ${}_6\text{C}^{5+}$.

BASES DEL MODELO DE BOHR

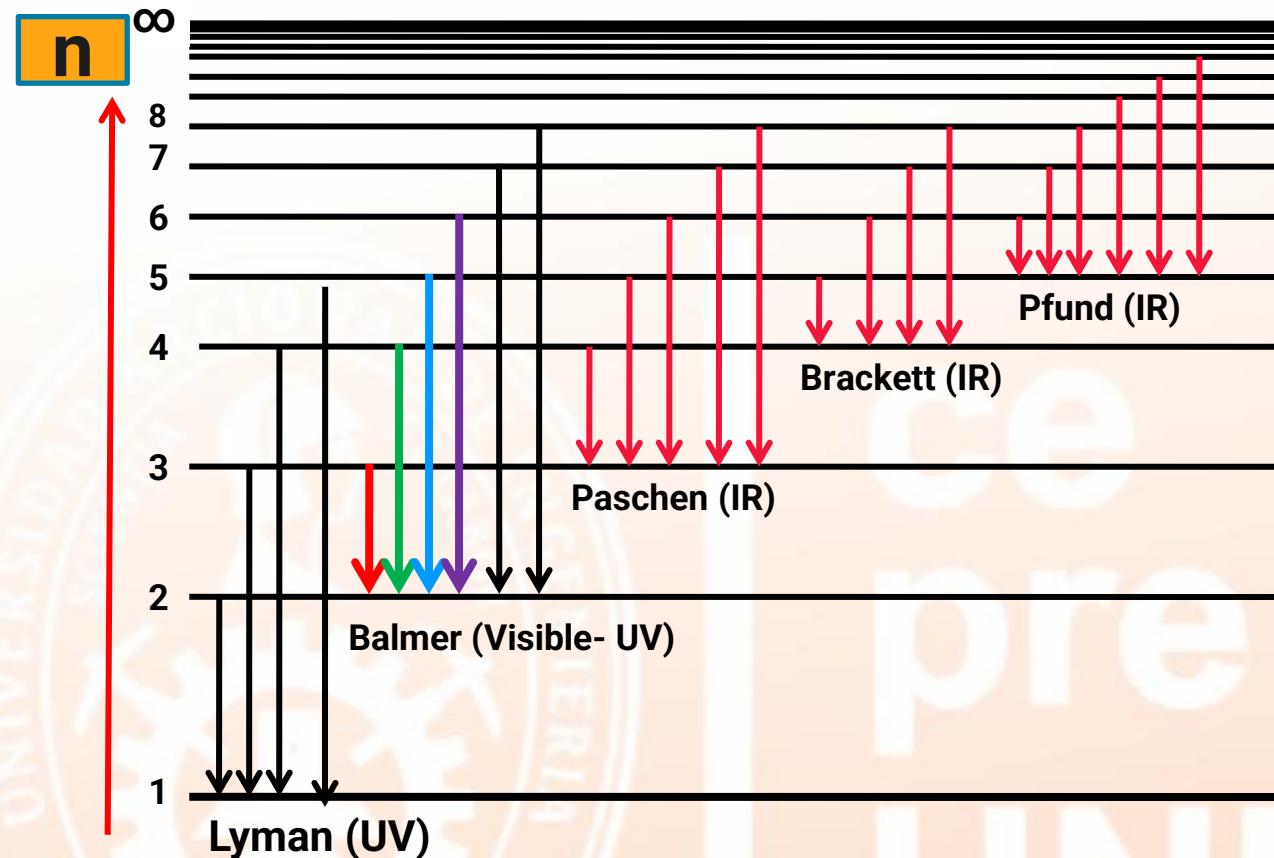
SERIES ESPECTRALES DEL ÁTOMO DE HIDRÓGENO

Ecuación de Rydberg

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left| \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right|$$

$$n_f < n_i$$

$$R_H = 109678 \text{ cm}^{-1}$$



El espectro del átomo de hidrógeno contiene todas estas series espectrales, que corresponden a las regiones UV, visible e IR, del espectro EM.

BASES DEL MODELO DE BOHR

ECUACIÓN DE PLANCK (1900)

Llamada así por el físico alemán Max Planck (1858-1947), es una fórmula que describe la relación entre la energía (E) de un fotón y la frecuencia (f) de la luz correspondiente.

$$E = h f$$

siendo h, la constante de Planck: $h = 6,63 \times 10^{-27}$ joule.segundo

Dicha ecuación es ampliada con otra ecuación conocida:

$$f = \frac{c}{\lambda}$$

Donde C es la velocidad de la luz, $C = 3 \times 10^{10}$ metros/segundo

Con lo cual resulta:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

PREGUNTA 1

¿A qué color del espectro visible corresponde la tercera línea de la serie de Balmer? $R_H = 109678 \text{ cm}^{-1}$

- A) rojo (650 a 700nm)
- B) azul (450 a 500nm)
- C) verde (500 a 550nm)
- D) violeta (390 a 450nm)
- E) amarillo (550 a 600nm)

ce
pre
UNI**Rpta: B**

PREGUNTA 2

Un foco de 100 watts convierte el 16,55 % de la energía que se le suministra en luz visible, cuya frecuencia es de 1×10^{15}

Calcular el número de fotones por segundo que emite dicho foco.

Dato: $h = 6,62 \times 10^{-34} \text{ J.s}$; $1 \text{ watt} = 1 \text{ J/s}$

- A) $2,5 \times 10^{19}$
- B) $4,0 \times 10^{-20}$
- C) $2,5 \times 10^{17}$
- D) $4,0 \times 10^{-23}$
- E) $6,6 \times 10^{21}$

ce
pre
UNI**Rpta:**

POSTULADOS DEL MODELO ATÓMICO DE BOHR

1. El átomo posee un núcleo (+) y a su alrededor gira en forma circular el electrón (-). La órbita del electrón tiene un radio (r) definido.

$$r = a_0 n^2$$

2. El átomo tiene un conjunto capas o niveles (n) de energía (E) constante y permitidas, denominados "estados estacionarios".

$$n = 1, 2, 3, \dots$$

$$E = -\frac{A}{n^2}$$

3. El único lugar permitido para el electrón atómico es aquel donde su momento angular (L) es un múltiplo entero de $h/2\pi$.

$$L = m v r$$

$$L = n \cdot \hbar = n \cdot \frac{h}{2\pi}$$

4. Un átomo solo emite energía radiante cuando un electrón salta de un nivel superior de energía a otro inferior, y absorbe energía radiante en caso contrario.

$$\Delta E = E_f - E_i = -A \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

PREGUNTA 3

Acerca de los postulados del modelo atómico de Bohr, señale verdadero con (V) o falso con (F)

I. En el átomo de Hidrógeno el electrón gira alrededor del núcleo en orbitas elípticas definidas.

II. Cuando un electrón se encuentra en una órbita definida, no emite ni absorbe energía.

III. Cuando un electrón salta del primer nivel al tercero absorbe un fotón de energía

A) VVV

B) FVV

C) FFV

D) FVF

E) FFF

Rpta: B

Radio de la órbita del electrón

$$r = a_0 n^2$$

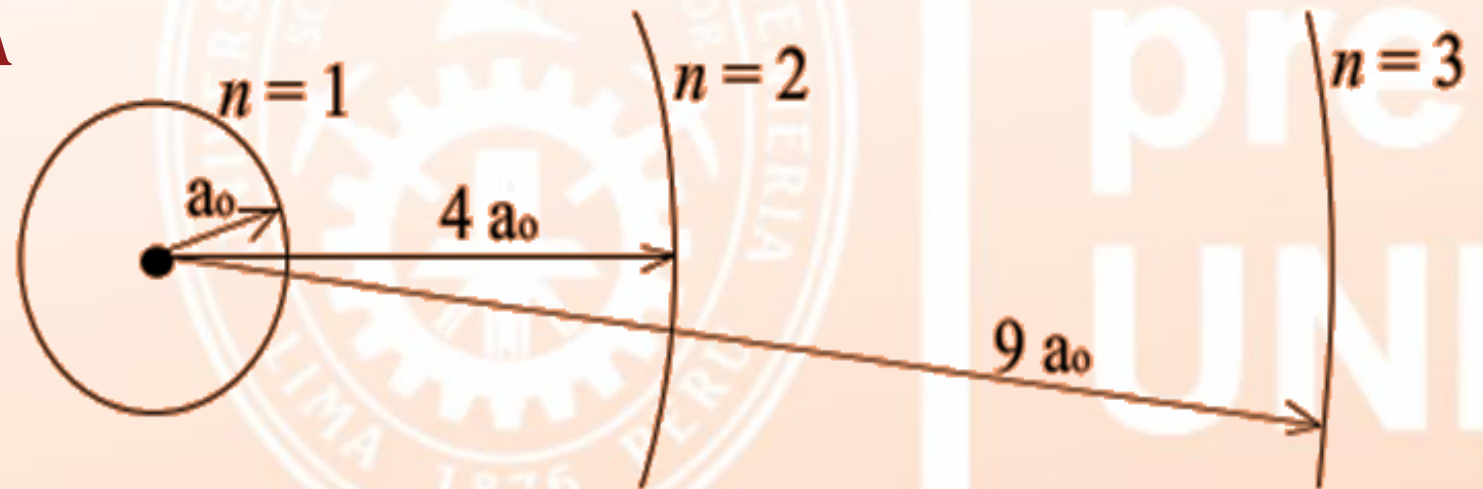
$$n = 1 \longrightarrow r = 0,53 \text{ \AA} = a_0 \text{ (radio teórico de Bohr)}$$

$$n = 2 \longrightarrow r = 2,12 \text{ \AA}$$

$$n = 3 \longrightarrow r = 4,77 \text{ \AA}$$

$$n = 4 \longrightarrow r = 8,48 \text{ \AA}$$

$$n = 5 \longrightarrow r = 13,25 \text{ \AA}$$



PREGUNTA 4

Determine un radio permitido para un determinado nivel para el átomo de hidrógeno, según el modelo de Bohr.

- A) $2 a_0$
- B) $8 a_0$
- C) $9 a_0$
- D) $12 a_0$
- E) $18 a_0$

ce
pre
UNI**Rpta: C**

PREGUNTA 5

Determine la distancia mínima del salto del electrón del hidrógeno desde el nivel 6 hasta el nivel 2, en función del radio de Bohr (a_0).

- A) 4
- B) 8
- C) 12
- D) 16
- E) 32

ce
pre
UNI**Rpta: E**

PREGUNTA 6

Indique verdadero (V) o falso (F) respecto al modelo atómico de Bohr

- I. Solo es aplicable para el átomo de hidrógeno.
- II. La distancia entre la segunda y cuarta órbita es $6,36 \text{ \AA}$.
- III. Un electrón tiene mayor velocidad en las órbitas más alejadas del núcleo.

A) VVV

B) FVV

C) FFV

D) FVF

E) FFF

Rpta: D

PREGUNTA 7

No es una contribución del modelo de Bohr:

- A) Predice el potencial de ionización del hidrógeno.
- B) Explica el espectro de emisión del átomo de hidrógeno.
- C) Introduce la noción de niveles de energía.
- D) Predice la existencia de subniveles de energía.
- E) Puede aplicarse a especies isoelectrónicas del átomo de hidrógeno: ${}^4_2\text{He}^+$, ${}^7_3\text{Li}^{2+}$, ${}^9_4\text{Be}^{3+}$.

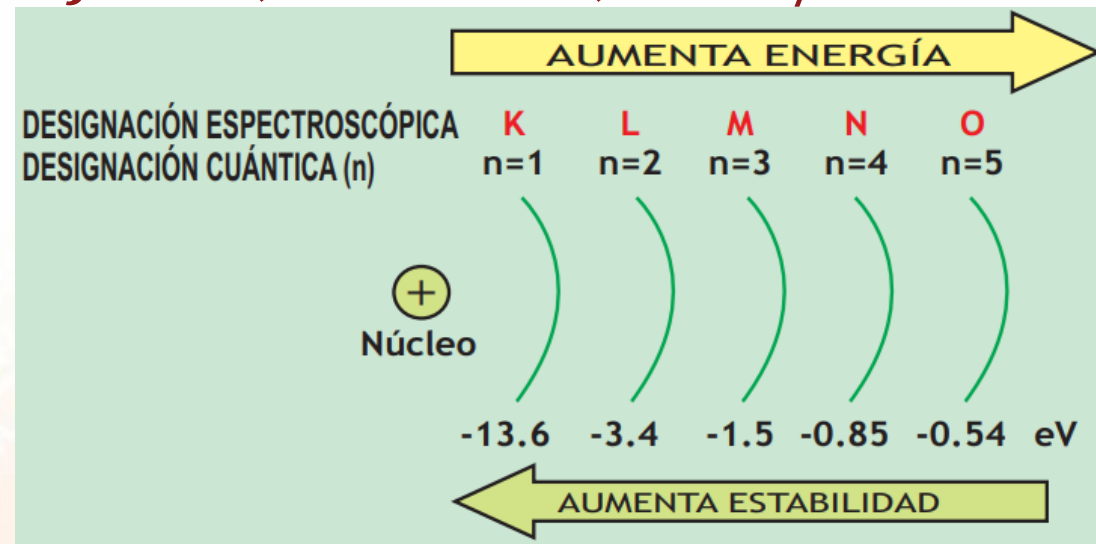
Rpta: D

Energía de cada nivel y cambios de energía

$$E = -\frac{A}{n^2}$$

$$A = R_H = 2,18 \cdot 10^{-18} J = 13,6 eV = 313,6 kcal/mol$$

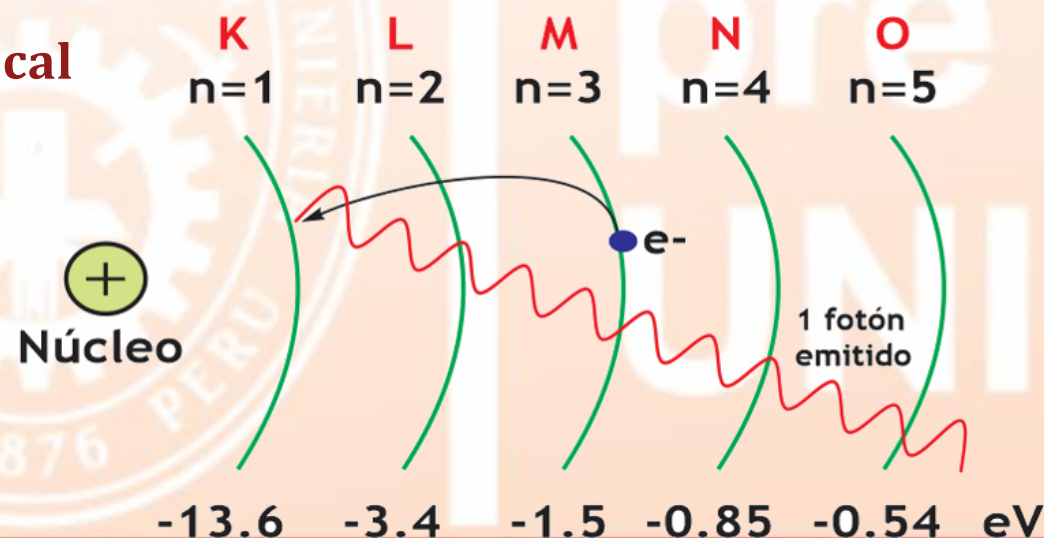
$n=1$	$E = -13,6 eV$	$E = -2,18 \cdot 10^{-18} J$
$n=2$	$E = -3,4 eV$	$E = -5,45 \cdot 10^{-19} J$
$n=3$	$E = -1,51 eV$	$E = -2,42 \cdot 10^{-19} J$
$n=4$	$E = -0,85 eV$	$E = -1,36 \cdot 10^{-19} J$



Cambio de energía = $\Delta E = E_{\text{final}} - E_{\text{inicial}}$

Si ΔE es negativo, indica que el átomo libera energía (Proceso exotérmico)

Si ΔE es positivo, indica que el átomo gana energía (Proceso endotérmico)



PREGUNTA 8

Calcule la energía de ionización (energía necesaria para extraer el electrón del átomo neutro, basal, aislado) del hidrógeno según el modelo atómico de Bohr.

$$R_H = 13,6 \text{ eV}$$

- A) $-0,25 R_H$
- B) $-0,5 R_H$
- C) $- R_H$
- D) R_H
- E) $-2 R_H$



ce
pre
UNI

Rpta: D

PREGUNTA 9

Respecto de las series espectrales de emisión del hidrógeno

- I. La serie de Lyman corresponde al campo electromagnético de luz UV.
- II. La última línea de Balmer corresponde a la luz UV.
- III. Si en el átomo de hidrógeno un electrón realiza una transición del nivel 7 al nivel 4, entonces emite un fotón de luz IR.

A) VVV

B) FVV

C) FFV

D) FVF

E) FFF

Rpta:

BONDADES

- Sustenta la estabilidad del átomo al plantear un modelo atómico mecano-cuántico.
- Explica el espectro del átomo de hidrógeno, y el de las especies hidrogenoides (isoelectrónicos al H)
- Introduce el concepto de energía cuantizada o cuantización para el átomo, a través del nivel "n".
- Predice el potencial de ionización del hidrógeno.

Y

RESTRICCIONES

- Solo válido para el átomo de hidrógeno o isoelectrónicos a él, como ${}_2\text{He}^+$, ${}_3\text{Li}^{2+}$, ${}_4\text{Be}^{3+}$
- No pudo explicar el espectro de átomos polielectrónicos.
- No explica el espectro o estructura fina del hidrógeno (efecto Zeeman).
- No permite el cálculo de las intensidades de las líneas espectrales (líneas finas o ensanchamiento)
- No permite explicar el enlace químico.

PREGUNTA 10

Determine la energía (en J) que se emite o absorbe, cuando el electrón del átomo de hidrógeno salta desde la primera hasta la cuarta órbita.

Dato: $R_H = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$

- A) Emite $2,04 \times 10^{-18}$
- B) Absorbe $5,45 \times 10^{-19}$
- C) Absorbe $4,36 \times 10^{-18}$
- D) Absorbe $2,04 \times 10^{-18}$
- E) Emite $4,36 \times 10^{-18}$

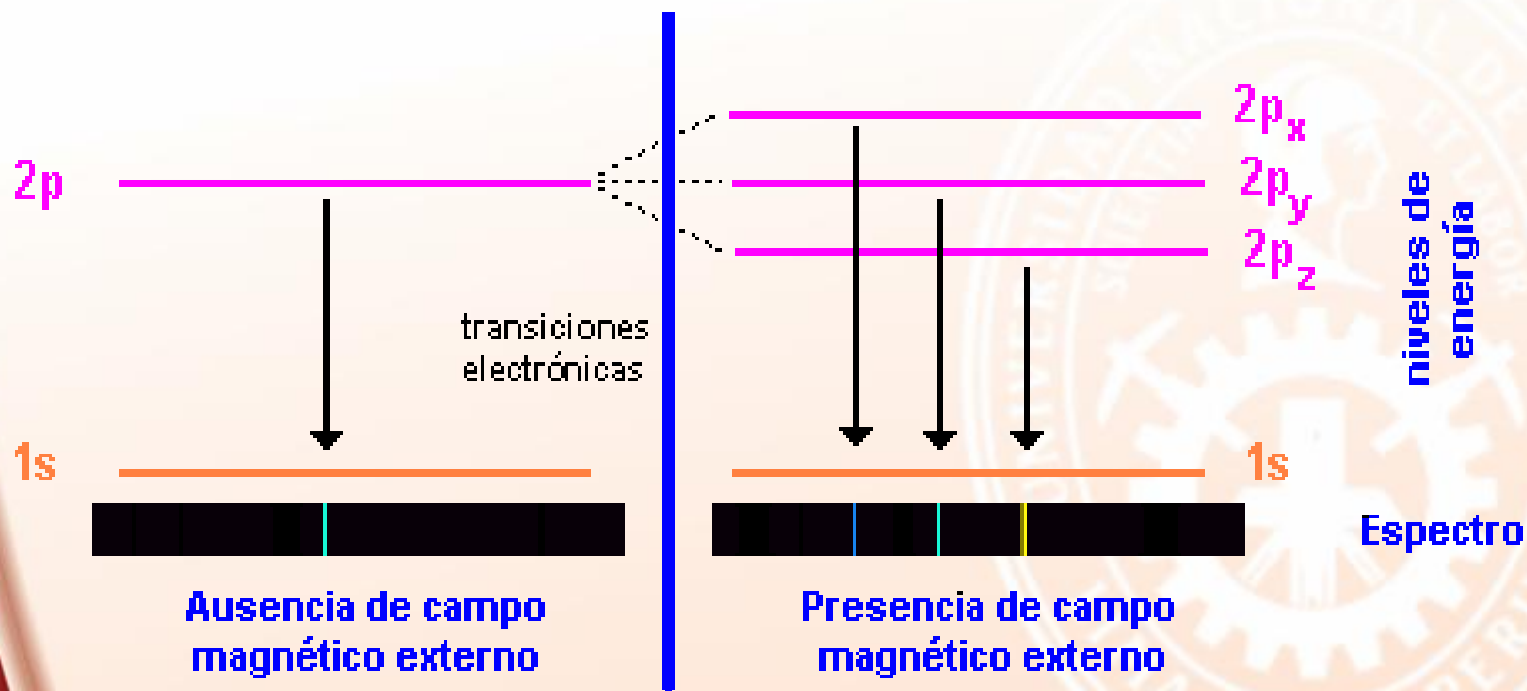
ce
pre
UNI**Rpta: D**

EFECTO ZEEMAN

Es el desdoblamiento de algunas líneas espectrales de emisión en dobletes, tripletes, etc. cuando el átomo es sometido a la acción de un campo magnético externo.



Zeeman, Premio Nobel de física en 1902



En 1896, un físico holandés, Pieter Zeeman, descubrió que un campo magnético intenso puede cambiar la frecuencia de la luz emitida por un cristal resplandeciente.

PREGUNTA 11

Señale una de las desventajas del modelo de Bohr

- A) Planteó la existencia de los niveles de energía.
- B) Permitted explicar el espectro de emisión del átomo de hidrógeno.
- C) Permitted explicar el espectro de absorción del átomo de hidrógeno.
- D) Se basó en la teoría cuántica de Planck.
- E) Predijo la existencia de los subniveles de energía.

Rpta: E

PREGUNTA 12

El electrón de un átomo de hidrógeno está en el segundo nivel y absorbe $4,578 \times 10^{-19} \text{ J}$ de energía. Calcular hasta que nivel llegará dicho electrón.
 $A = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J/e}^-$

A) Tercero

B) Cuarto

C) Quinto

D) Sexto

E) Octavo

ce
pre
UNI

Rpta: C

PREGUNTA 13

Si se sabe que la constante de Rydberg para el átomo de hidrógeno es 109678 cm^{-1} . Determine la mínima longitud de onda (en Å) de la serie de Balmer en el espectro de emisión del átomo de hidrógeno.

Dato: $1 \text{ Å} = 10^{-8} \text{ cm}$

- A) 1268
- B) 3647
- C) 4683
- D) 6545
- E) 8206



ce
pre
UNI

Rpta: B

PREGUNTA 14

El electrón de un átomo de hidrógeno absorbe un fotón (cuya energía es de $4,58 \times 10^{-18} \text{ J/e}^-$) y pasa del segundo nivel de energía hasta un nivel superior.

Calcule la distancia que hay entre los dos niveles involucrados en el salto, en angstrom Å.

$$A = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J/e}^-$$

$$a_0 = 0,53 \text{ Å}$$

- A) 2,12
- B) 8,65
- C) 11,13
- D) 13,25
- E) 15,22

Rpta: C

PREGUNTA 15

El electrón de un átomo de hidrógeno luego de estar en el estado basal, absorbe una cantidad de energía que lo lleva a incrementar el radio de su órbita en $12,72 \text{ Å}$. Calcule la energía del electrón, en eV, en su nueva órbita.

- A) -13,6
- B) -3,4
- C) -1,5
- D) -0,85
- E) -0,54

ce
pre
UNI**Rpta: E**

PREGUNTA 16

De los postulados del modelo atómico de Bohr ¿Cuáles son considerados en la teoría atómica moderna?

- I. En un átomo el electrón tiene únicamente ciertos estados estacionarios de energía que le son permitidos.
- II. En cualquiera de los estados estacionarios de energía, el electrón se mueve siguiendo una órbita circular alrededor del núcleo.
- III. Los electrones pueden alcanzar niveles de mayor o menor energía cuando absorben o emiten una cantidad definida de energía.

- A) I y II B) I y III C) II y III D) solo I E) solo II

Rpta: B



5to congreso internacional de física (1927) efectuado por el Solvay Institute en Bruselas (Bélgica). Tanto en estas como en otras conferencias similares, realizadas regularmente desde 1911, los científicos podían discutir y compartir los desarrollos más importantes en física atómica y nuclear. Este selecto grupo de científicos incluye a 15 Nobel de Física y 3 Nobel de Química.