



Tema 4.- Modelos atómicos y estructura electrónica de los átomos

Problema 1

Calcular la energía de ionización en cm^{-1} , erg y eV del hidrógeno partiendo del electrón en: a) su estado fundamental, b) el nivel $n = 3$.

a)

$$E = -\frac{mZ^2e^4}{8\pi\epsilon_0^2h^2} \frac{1}{n^2} = -b \frac{1}{n^2}$$

$$\text{Constante de Rydberg} = R = 1.097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} = b/h \cdot c;$$

$$h = \text{Constante de Planck} = 6.624 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$$

$$c = \text{Velocidad de la luz} = 3 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$$

En el estado fundamental $n = 1 \Rightarrow$

$$\text{Energía de ionización} = -b \left(\frac{1}{n_\infty^2} - \frac{1}{n_1^2} \right) = b \frac{1}{n_1^2} = b \frac{1}{1^2} = b$$

$$E = b = R \cdot h \cdot c = 1.097 \cdot 10^7 \text{ (m}^{-1}) \cdot 6.624 \cdot 10^{-34} \text{ (J}\cdot\text{s)} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ (m}\cdot\text{s}^{-1}) = 21.8 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$\bar{\nu} = 1.097 \cdot 10^7 \text{ (m}^{-1}) \cdot \frac{1 \text{ (m)}}{100 \text{ (cm)}} = 1.097 \cdot 10^5 \text{ cm}^{-1}$$

$$E = 21.8 \cdot 10^{-19} \text{ (kg}\cdot\text{m}^2 \cdot \text{s}^{-2}) \cdot \frac{1000 \text{ (g)}}{1 \text{ (kg)}} \cdot \frac{100^2 \text{ (cm}^2)}{1 \text{ (m}^2)} = 21.8 \cdot 10^{-12} \text{ erg}$$

$$E \text{ (eV)} = 21.8 \cdot 10^{-19} \text{ (C}\cdot\text{V)} \cdot 1 \text{ (e)} / 1.6 \cdot 10^{-19} \text{ (C)} = 13.6 \text{ eV}$$

b) Exactamente igual que en el apartado a pero ahora utilizando $n = 3$ por tanto los resultados del apartado a) hay que dividirlos por 3^2 .

a) 109678 cm^{-1} , $2.178 \times 10^{-18} \text{ J}$, $2.178 \times 10^{-11} \text{ erg}$, 13.6 eV ;

b) 12186 cm^{-1} , $2.420 \times 10^{-19} \text{ J}$, $2.420 \times 10^{-12} \text{ erg}$, 1.57 eV

Problema 2

Para la luz verde la longitud de onda es de 5500 Å. Calcule la energía en calorías de: a) 1 fotón de esa luz, b) un mol de fotones.

$$\Delta E = \frac{h \cdot c}{\lambda} = \frac{6.624 \cdot 10^{-34} (J \cdot s) \cdot 3 \cdot 10^8 (m \cdot s^{-1})}{5500(A) \cdot \frac{10^{-10} (m)}{1(A)}} = 3.61 \cdot 10^{-19} J \langle \rangle$$

$$\langle \rangle 3.61 \cdot 10^{-19} (J) \cdot \frac{0.24(cal)}{1(J)} = 7.23 \cdot 10^{-20} cal / fotón$$

$$\Delta E = 7.23 \cdot 10^{-20} (cal \cdot fotón^{-1}) \cdot \frac{6.022 \cdot 10^{23} (fotones)}{1(mol)} = 43.52 \cdot 10^3 cal \cdot mol^{-1}$$

a) E = 7.23 x10⁻²⁰ cal/fotón; b) E = 43.52 x10³ cal/mol