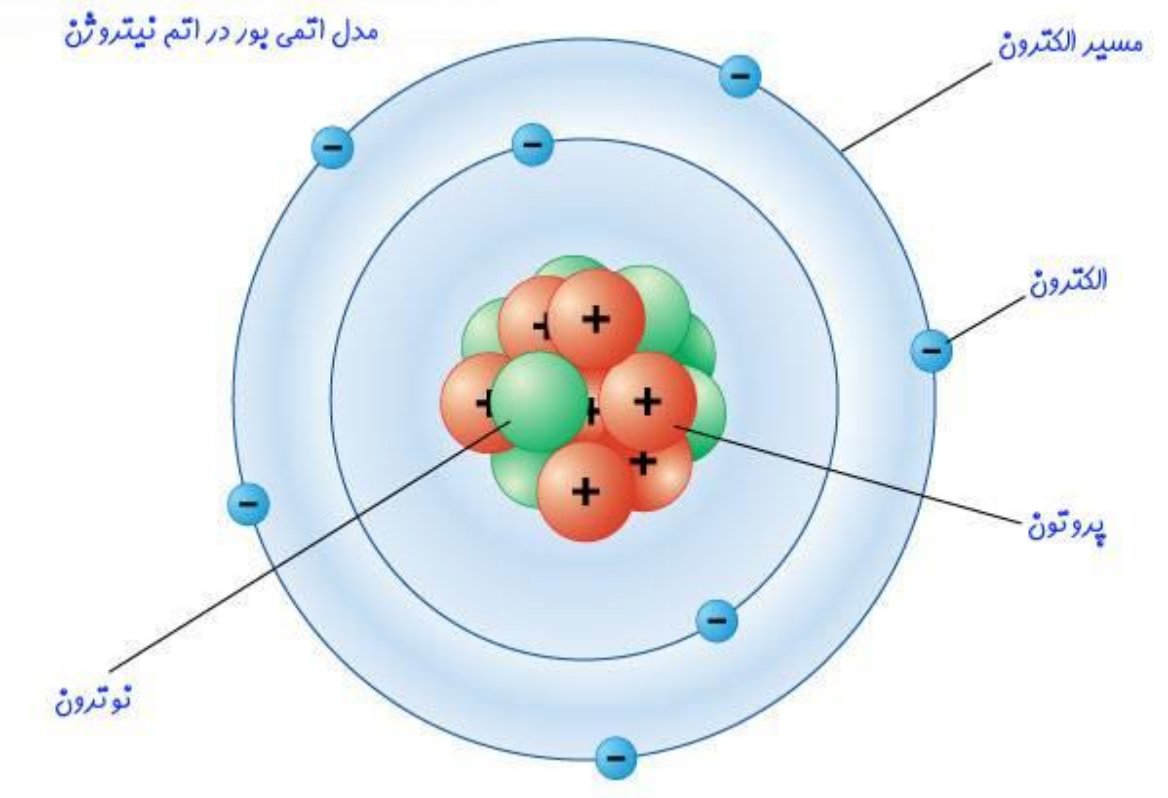
مدل اتمی بور

- فیزیکدانی دانمارکی به نام «نیلز بور» (Niels Bohrدر سال ۱۹۱۳ مدلی از اتم را ارائه داد که تحت عنوان مدل اتمی بور شناخته می‌شود. در حقیقت او مدل اتمی رادرفورد را اصلاح کرد.
- طبق مدل اتمی بور، الکترون‌ها در مسیرهای ثابتی اطراف هسته، تحت عنوان «اوربیتال» در حال حرکت هستند.
- مبتنی بر این مدل، هسته‌ای با بار الکتریکی مثبت در مرکز قرار گرفته و الکترون‌های با بار منفی در سطوح انرژی ثابتی اطراف آن در حال گردش هستند. این نظریه هم‌چنین بیان می‌کند که الکترون‌های قرار گرفته در فاصله‌ای دورتر از هسته دارای انرژی بیشتری هستند. این در حالی است که الکترون‌های نزدیک‌تر به هسته از انرژی کم‌تری برخوردارند.

در شکل زیر شماتیک مدل اتمی بور ترسیم شده است.



• فرضیات

1. الکترون‌ها در مسیرهای دایره‌ای ثابتی در اطراف هسته در حال حرکت‌اند.
2. مدارها و انرژیهای الکترونها در هر اتم کوانتیده اند؛ یعنی فقط مدارها و انرژی های گسسته معینی مجاز هستند.

بور پس از محاسبات نسبتاً ساده ای نشان داد که شعاع این مدارها و انرژی الکترون برای اتم هیدروژن از رابطه های زیر به دست می آید

(شعاع مدارهای الکترون برای اتم هیدروژن) $r_n = a_0 n^2$

(ترازهای انرژی الکترون در اتم هیدروژن) $E_n = \frac{-13/6 eV}{n^2}$

- در این روابط nعدد کوانتومی نامیده میشود (n=1,2,3,….) که n شماره مدار الکترون را دور هسته مشخص میشود.
- همچنین a0شعاع کوچکترین مدار در اتم هیدروژن (به ازای n=1) و مقدار آن برابر ($a_0 = r_1 = 5.29 \times 10^{-11}$ m) است. این مقدار خاص، شعاع بور برای اتم هیدروژن نامیده میشود.
- همچنین انرژی الکترون در n=1 برابر ($E_1 = -13.6\ ev$) است که اندازه آن را معمولا یک ریدبرگ مینامند و با نماد (E_R) نشان میدهند
- $E_R = 13.6ev$

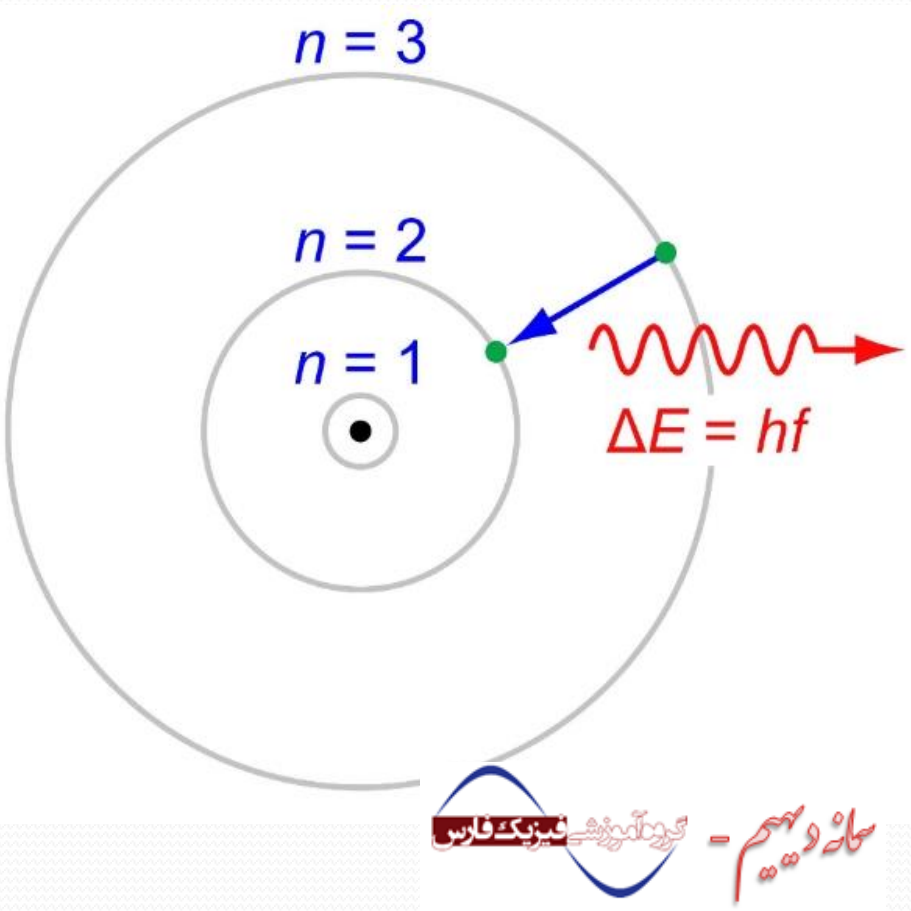
$$r_n = a_0 n^2$$

$$E_n = \frac{-13/6\text{eV}}{n^2}$$

3. انرژی الکترون‌ها در این مسیرها، مقداری ثابت است. تا زمانی که الکترون در مسیر ثابت خودش گردش کند، انرژی‌ای تابش نخواهد کرد.
4. وقتی یک الکترون در یکی از مدارهای مجاز است، هیچ نوع تابش الکترومغناطیسی گسیل نمیشود. از این رو گفته میشود الکترون در مدار مانا یا حالت مانا قرار دارد.
5. الکترون میتواند از یک حالت مانا به حالت مانای دیگر برود. هنگام گذار الکترون از یک حالت مانا با انرژی بیشتر E_{up} به یک حالت مانا با انرژی کمتر ، یک فوتون تابش میشود در این صورت انرژی فوتون تابش شده برابر اختلاف انرژی بین دو مدار اولیه و مدار نهایی است، یعنی

(معادلهٔ گسیل فوتون از اتم) $E_U - E_L = hf$

هنگام گذار الکترون از یک حالت مانا با انرژی بیشتر ***EU*** به یک حالت مانا با انرژی کمتر ***EL***، یک فوتون تابش میشود



موفقیت های مدل بور

- این مدل در تبیین پایداری اتم، طیف گسیلی و جذبی گاز هیدروژن اتمی و محاسبه انرژی یونش اتم هیدروژن با موفقیت همراه است.

- مدل بور را برای اتمهای هیدروژن گونه نیز میتوان به کار برد. اتم هیدروژن گونه به اتمهایی گفته میشود که تنها یک الکترون دارند. برای مثال، اتم لیتیم که در حالت خنثی سه الکترون دارد اگر دو الکترون خود را از دست داده باشد، یک اتم هیدروژن گونه است.
- مدل بور میتواند انرژی یونش و همچنین طول موجهای طیف خطی اتمهای هیدروژن گونه مانند لیتیم دو بار یونیده را پیش بینی کند که با تجربه سازگاری خوبی دارد

ایرادات مدل بور (محدودیت ها)

- مدل اتمی بور دارای محدودیت‌هایی است. در زیر مهم‌ترین این محدودیت‌ها ذکر شده‌اند.

1. این مدل قادر به توجیه «اثر زیمان» (Zeeman Effect) نیست (اثر زیمان تاثیر میدان مغناطیسی بر طیف اتمی عناطر را بیان می‌کند).
2. این مدل اصل عدم قطعیت هایزنبرگ را نقض می‌کند.
3. مدل اتمی بور نمی‌تواند طیف اتم‌های بزرگ‌تر(اتم هایی که دارای بیشتر از یک الکترون هستند) را توضیح دهد.
4. این مدل نمیتواند متفاوت بودن شدت خطهای طیف گسیلی را توضیح دهد. برای مثال مدل بور نمیتواند توضیح دهد که چرا شدت خط قرمز با شدت خط آبی در طیف گسیلی گاز هیدروژن اتمی با یکدیگر متفاوت است.

مثال

- ۱- شعاع مدار های اتم هیدروژن را تعیین کنید
- مدار اول n=۱ $\twoheadrightarrow$ $r_1 = 1^2\, a_0 \twoheadrightarrow$

$$r_1 = a_0 = 5.29 \times 10^{-11}\ \mathrm{m}$$

- مدار دوم n=۲ $\twoheadrightarrow$ $r_2 = 2^2\, a_0 \twoheadrightarrow$

$$r_2 = 4a_0 = 4 \times 5.29 \times 10^{-11}\ \mathrm{m}$$

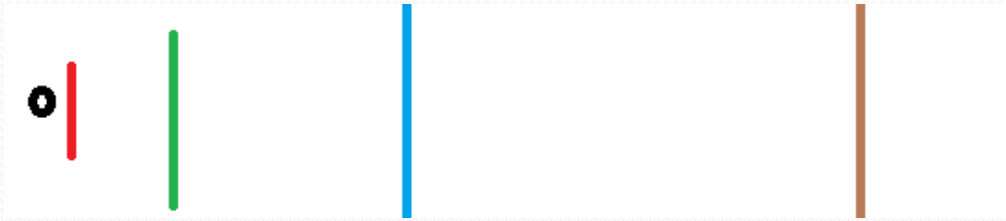
- مدار سوم n=۳ $\twoheadrightarrow$ $r_3 = 3^2\, a_0 \twoheadrightarrow$

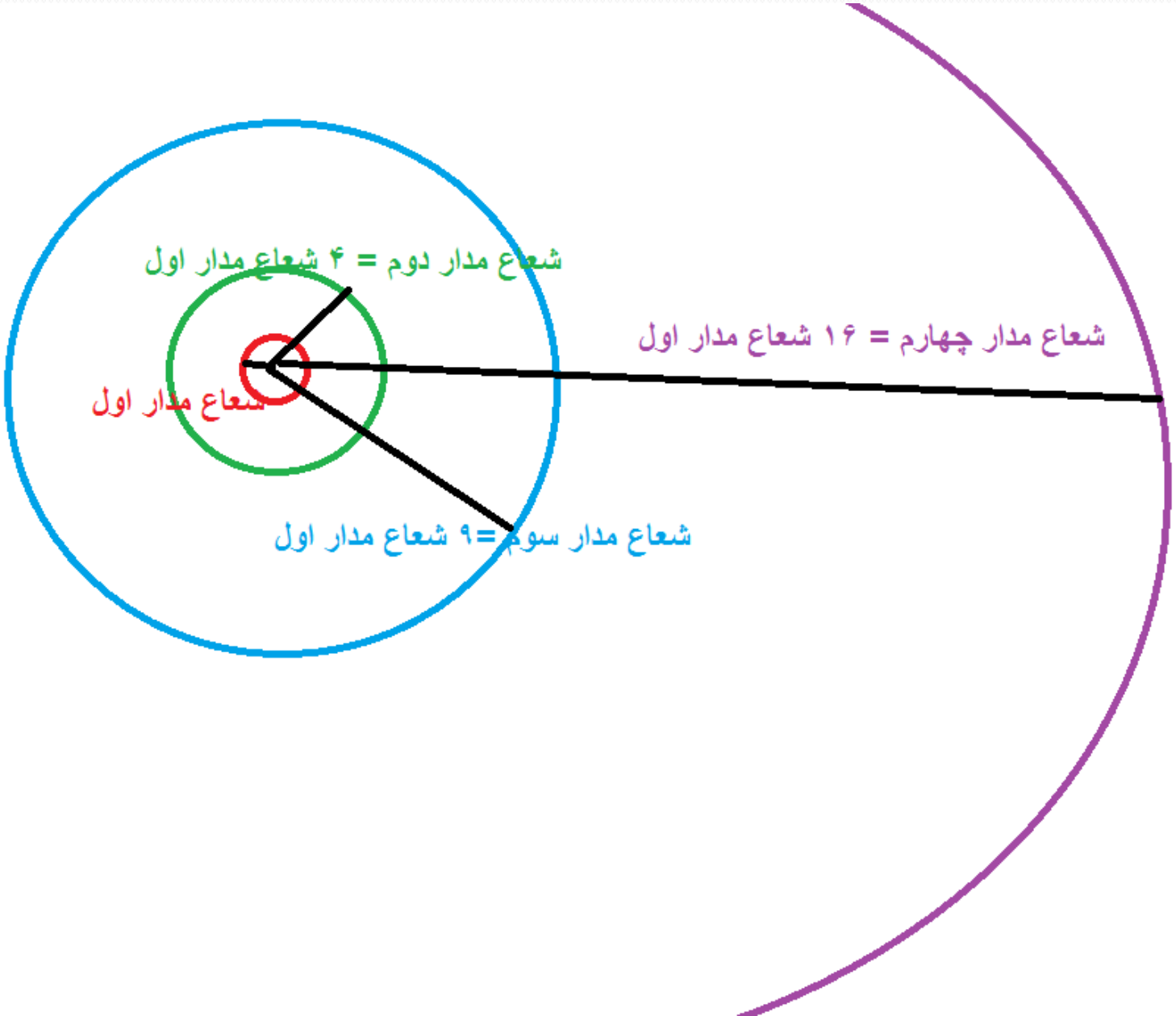
$$r_3 = 9a_0 = 9 \times 5.29 \times 10^{-11}\ \mathrm{m}$$

- مدار چهارم n=۴ $\twoheadrightarrow$ $r_4 = 4^2\, a_0 \twoheadrightarrow$

$$r_4 = 16a_0 = 16 \times 5.29 \times 10^{-11}\ \mathrm{m}$$

- .....



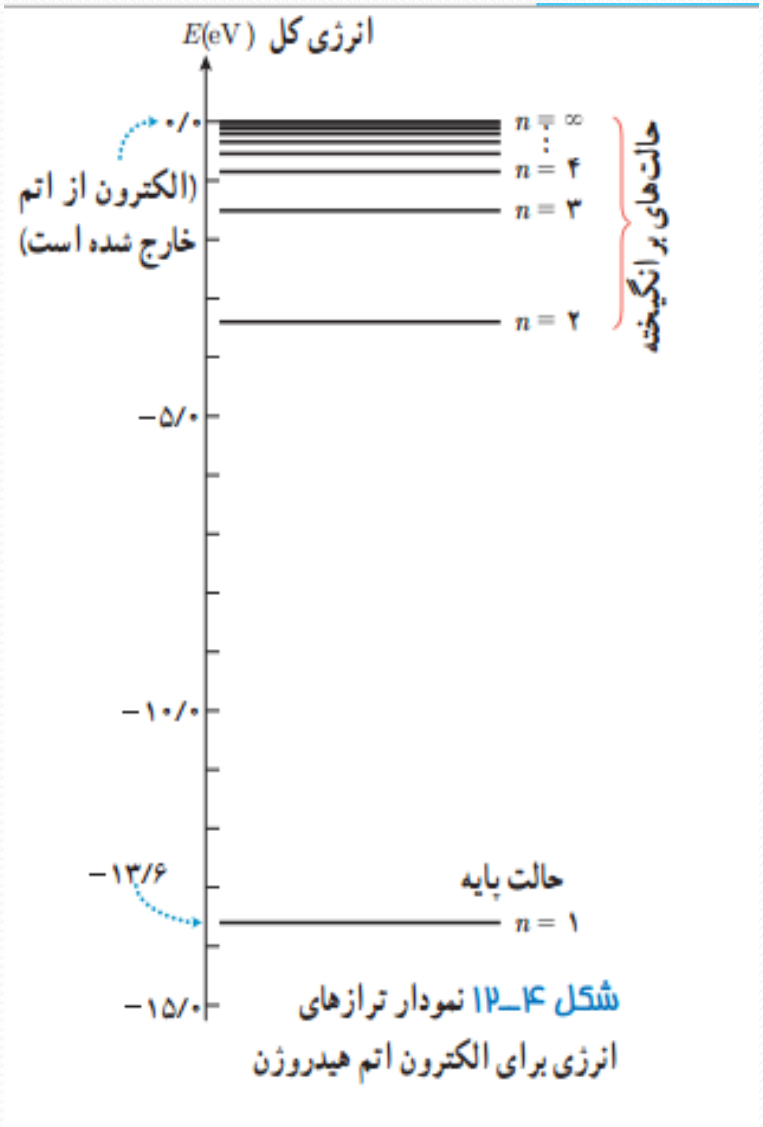

شعاع مدار دوم = ۴ شعاع مدار اول
شعاع مدار چهارم = ۱۶ شعاع مدار اول
شعاع مدار اول
شعاع مدار سوم =۹ شعاع مدار اول

- انرژی الکترون در اتم هیدروژن چه مقداهایی می تواند باشد ؟

- $E_n = E_R(\frac{1}{n^2})$
- مدار اول n=1 $\twoheadrightarrow E_1 = -13.6(\frac{1}{1^2}) =$-13.6 ev=1 ریدبرگ
- مدار دوم n=2 $\twoheadrightarrow E_2 = -13.6(\frac{1}{2^2}) =$-3.4 ev=$\frac{1}{4}$ ریدبرگ
- مدار سوم n=3 $\twoheadrightarrow E_3 = -13.6(\frac{1}{3^2}) =$ -1.51 ev=$\frac{1}{9}$ ریدبرگ
- مدار چهارم n=4 $\twoheadrightarrow E_4 = -13.6(\frac{1}{4^2}) =$ - 0.85 ev=$\frac{1}{16}$ ریدبرگ
- ....
- آخرین مدار n=∞ $\twoheadrightarrow E_\infty = -13.6(\frac{1}{\infty^2}) = 0$

(مرور مطالب) نکته

- در اتم هیدروژن به تدریج که از هسته دورتر می شویم فاصله ی مدار ها از هم چند برابر می شود
- در اتم هیدروژن به تدریج که از هسته دورتر می شویم فاصله ی تراز های انرژی کاهش می یابد .
- در اولین مدار الکترون کمترین مقدار انرژی را دارد و به تدریج با دور شدن از هسته انرژی الکترون افزایش می یابد .
- هنگامی که الکترون از مدار بالا (سطح انرژی بیشتر) به مدار پایین گذار انجام میدهد ، مقداری انرژی از دست داده و به صورت فوتون تابش می شود. انرژی این فوتون برابر تفاضل انرژی دو مدار است .



شکل ۴ـ۱۲ نمودار ترازهای انرژی برای الکترون اتم هیدروژن

- در این نمودار، که برای اتم هیدروژن رسم شده است بالاترین تراز انرژی به $n = \infty$ مربوط است و دارای انرژی صفر است. برعکس، پایینترین تراز انرژی مربوط به $n = 1$ است و دارای مقدار(13.6 ev-) است.

توجه کنید که با افزایش nچگونه انرژیهای حالتهای برانگیخته به هم نزدیک و نزدیکتر میشوند

انرژی یونش الکترون

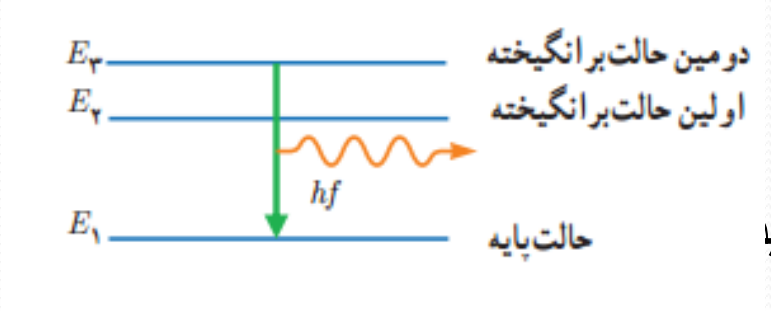
- پایینترین تراز انرژی، حالت پایه نامیده میشود
- ترازهای بالاتر انرژی ، حالتهای برانگیخته نامیده میشوند

- برای بالا بردن الکترون از حالت پایه (**n=1**) به بالاترین حالت برانگیخته ممکن (**n=∞**) مقدار (**13.6 ev**) انرژی باید صرف شود. این کمترین انرژی لازم برای خارج کردن الکترون از حالت پایه، انرژی یونش الکترون نامیده میشود
-

سامانه دهیم - گروه آموزشی فیزیک فارس

مثال کتاب

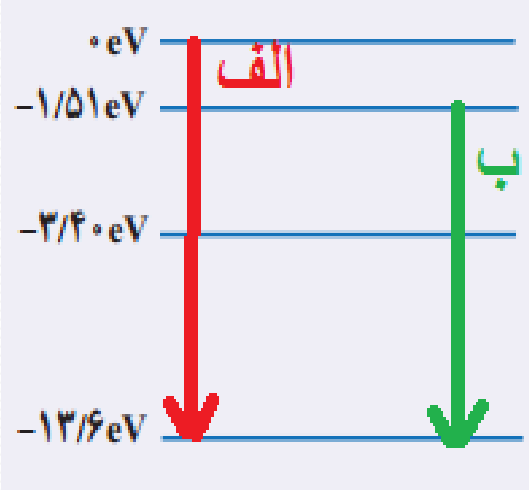
- ا لکترونی در دومین حالت برانگیخته اتم هیدروژن قرار دارد.
- الف) انرژی الکترون را در این حالت پیدا کنید:
- اولین حالت برانگیخته n=2 دومین حالت برانگیخته n=3
- n=3 ↠ $E_3 = -13.6(\frac{1}{3^2}) = -1.51\ ev = \frac{1}{9}$ ریدبرگ
- وقتی الکترون از این حالت برانگیخته به حالت پایه جهش میکند نمودار تراز انرژی آن را رسم کنید.



- طول موج فوتون گسیل شده را حساب کنید

- $E_3 - E_1 = hf = \frac{}{\lambda} \rightarrow -1.51 - (-13.6) = \frac{1240}{\lambda}$
  $\rightarrow \lambda = 102(\mathrm{nm})$

- شکل مقابل تعدادی از ترازهای انرژی اتم هیدروژن را نشان می دهد.
الف) کمترین طول موج فوتونی را پیدا کنید که با گذار بین این ترازها به دست می آید.



الف) کمترین طول موج=بیشترین گذار

$$E_\infty - E_1 = hf = \frac{hc}{\lambda} \rightarrow 0-(-13.6) = \frac{1240}{\lambda} \rightarrow \lambda = 91(\text{nm})$$

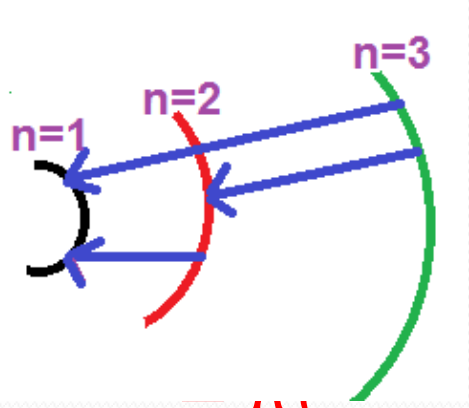
- ب) اگر الکترون از تراز انرژی -1.51 ev به تراز پایه جهش کند طول موج فوتون گسیلی را پیدا کنید.

$$E_3 - E_1 = hf = \frac{hc}{\lambda} \rightarrow -1.51 - (-13.6) = \frac{1240}{\lambda} \rightarrow \lambda = 102(\text{nm})$$

- پ) کدام گذار بین دو تراز می تواند به گسیل فوتونی با طول موج ۶۶۰nm منجر شود؟ توجه کنید که این طول موجها در گستره مرئی است.

- ج) $E_3 - E_2 = 1.87\ ev = \frac{1240}{660} = \frac{hc}{\lambda}$ =انرژی فوتون

- الکترون اتم هیدروژن در حالت $n = 3$ قرار دارد.
- الف – با درنظر گرفتن تمام گذارهای ممکن، اگر این الکترون به حالت پایه برود، چند نوع فوتون با انرژی های مختلف گسیل می‌کند؟
- ب – در این حالت کوتاه ترین طول موج فوتون گسیل شده چه قدر است؟



- ج : الف) سه نوع
- ب) کوتاه ترین طول موج مربوط به بلند ترین گذار یعنی از ۳ به یک است.
- $\frac{1}{\lambda} = R(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{ń^2}) = 0.01(\frac{1}{1} - \frac{1}{9}) \Rightarrow \lambda = 112.5 \ nm$

- الکترون در اتم هیدروژن در تراز (n=4) قرار دارد. بلندترین طول موجی را که می-تواند گسیل کند، محاسبه کنید.
- الکترون در اتم هیدروژن در تراز(n=4) قرار دارد. اگر این الکترون به حالت پایه برود، بسامد فوتون تابشی را حساب کنید. $h = 4 \times 10^{-15}\ ev.s \quad , \quad E_R = 13/6\ ev$

- بلندترین طول موج رشته‌ی پاشن در طیف اتم هیدروژن را محاسبه کنید. $R_H = 0/01\ nm^{-1}$

- در الگوی اتمی بور:

الف – کوتاه‌ترین طول موج تابشی برای اتم هیدروژن، چند نانومتر است؟

ب – این تابش، مربوط به کدام رشته در طیف اتمی هیدروژن است؟

- $hc = 1240\ ev.nm \quad , \quad E_R = 13/6\ ev$

- اگر الکترون اتم هیدروژن در یکی از حالتهای برانگیخته باشد وبخواهد به حالتی با انرژی کمتر جهش کند. به عبارت دیگر الکترون از مدار مانای (n_u) به مدار مانای (n_l) میرود و فوتونی را گسیل میکند

بسامد فوتون گسیل شده برابر است با:

$$f = \frac{۱}{h}(E_U - E_L) = \frac{E_R}{h}(\frac{۱}{{n_L}^۲} - \frac{۱}{{n_U}^۲})$$

استخراج معادلهٔ ریدبرگ برای اتم هیدروژن از مدل بور

$$\frac{c}{\lambda} = \frac{E_R}{h}(\frac{۱}{{n_L}^۲} - \frac{۱}{{n_U}^۲}) \Rightarrow \frac{۱}{\lambda} = \frac{E_R}{hc}(\frac{۱}{{n_L}^۲} - \frac{۱}{{n_U}^۲})$$

$$\frac{E_R}{hc} = \frac{۱۳/۶\text{eV}}{۱۲۴۰\text{eV.nm}} = ۰/۰۱۰۹(\text{nm})^{-۱}$$

$$\frac{۱}{\lambda} = R(\frac{۱}{{n_L}^۲} - \frac{۱}{{n_U}^۲})$$

سایه دهیم - گروه آموزشی فیزیک فارس

طیف جذبی

- فرانهوفر، با مشاهده دقیق طیف خورشید، خطهای تاریک نازکی را در آن کشف کرد این تجربه نشان میداد در تابشی که از خورشید گسیل میشود و به زمین میرسد بعضی از طول موجها وجود ندارند
- بسیاری از خطهای تاریکی که فرانهوفر در طیف خورشید کشف کرد، ناشی از جذب طول موجهای مربوط به این خطها توسط گازهای جو خورشید است. خطهای دیگر به سبب جذب نور در گازهای جو زمین پدید می آیند.