الباب الرابع: النماذج الحديثة والبنية الالكترونية للذرة:

مقدمة:

النموذج الحالي للذرة هو نموذج بسيط متكون من نواة تدور حولها سحابة إلكترونية. تختبر النواة أقل من الذرة بـ 10^5 مرة مما يفسر الفراغ الكبير الموجود في الذرة لذا أصبح من الضروري تصميم نموذج يفسر مختلف الظواهر مع توقع النتائج.

الإزدواجية: الموجية والجسيمية

حسب النظرية الكهرومغناطيسية لدينا مفهومان في الفيزيائية: مفهوم الموجية ومفهوم الجسيمية.

الجسيمات: عبارة عن حبيبات صغيرة للمادة لها مسارات محددة في الفضاء ومكان محدد تتواجد فيه كما بإمكاننا معرفة كتلتها وسرعتها طوال المسار.

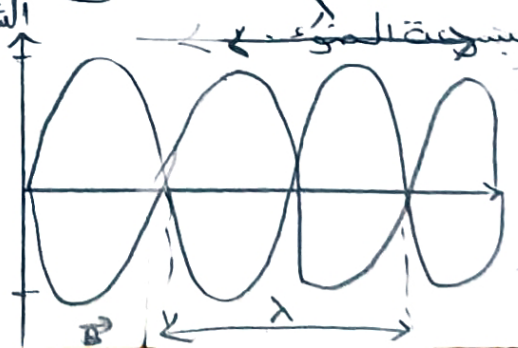
الموجات: ليس لها مكان ومسار محدد، لا تحتوي على مادة ولكن تقدم لنا معلومات عن كمية الحركة والطاقة.

كثير من التجارب أثبتت أن للضوء خصائص موجية مثل: الإنكسار، التداخل والإنعكاس وأخرى جسيمية باعتبار أن الضوء عبارة عن فتونات.

الخاصية الموجية لا تنفي الخاصية الجسيمية والعكس صحيح فهما ظاهرتان متكاملتان.

مفهوم الموجية للأشعة الكهرومغناطيسية:

هي عبارة عن إشعاع متوتي مركب من حقلين كهربائي $\vec{E}$ ومغناطيسي $\vec{B}$ بصفة عمودية على بعضهما البعض وعلى جهة إنتشار الأمواج، تنتشر في الفضاء بسرعة الضوء c.



تعتبر الموجة المغناطيسية كشكل من أشكال الطاقة

مميزات الأمواج الكهرومغناطيسية

تتميز بالخصائص التالية:

1. طول الموجة: هو المسافة بين قمتين متتاليتين رمزها λ وحدتها وحدة الطول $(\mu m, nm, m)$.
2. الدور: هو الزمن اللازم لقطع دورة واحدة رمزه T وحدته هي وحدة الزمن (s).
3. العدد الموجي: هو مقلوب طول الموجة λ رمزه $\bar{\nu}$ ووحدته (m^{-1}).
4. الطاقة: هي الطاقة التي يحملها الإشعاع الكهرومغناطيسي رمزها E وحدتها الجول (J).
5. تواتر الموجة: رمزه ν وحدته الهرتز (Hz).
6. المسافة المقطوعة للضوء في مدة زمنية T في الفراغ تساوي طول الموجة λ ونكتب:

$$\lambda = cT \quad \nu = \frac{c}{\lambda} \quad E = h\nu = h\frac{c}{\lambda}$$

بحيث:

h: ثابت بلانك. $h = 6{,}62 \times 10^{-34}\ J.s$

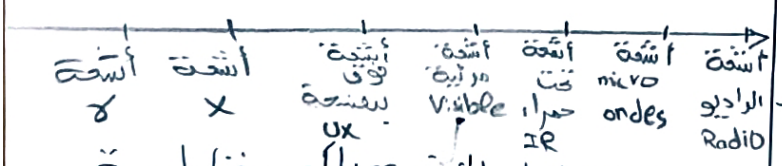
c: سرعة الضوء في الفراغ.

$c = 3 \times 10^8\ m/s$

λ: طول موجة الإشعاع الكهرومغناطيسي.

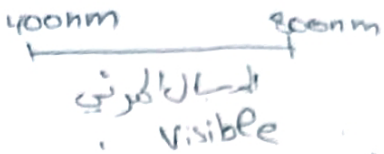
الطيف الكهرومغناطيسي:

تشغل طيفية الأشعة الكهرومغناطيسية بطول موجاتها بحيث قسمت إلى مناطق تسمى بالطيف الكهرومغناطيسي.



تبين مختلف أنواع الأشعة الكهرومغناطيسية بدلالة الموجة.

كل منطقة من الطيف معرفة بطول موجة دنيا λ_{min} وطول موجة عظمى λ_{max}



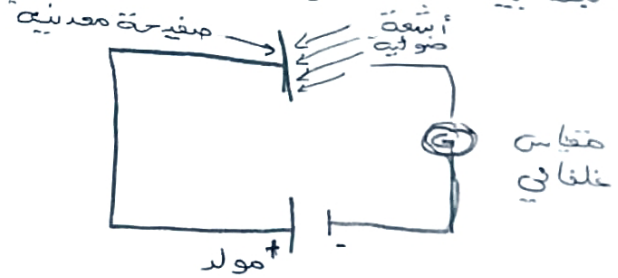
النموذج الموجي ضروري لدراسة إنتشار الضوء لكن يبقى محدود امن ناحية التبادلات الطاقة بين المادة والضوء. هذه التبادلات الطاقوية لا يمكن تحديدها إلا من خلال النموذج الجسيمي

مفهوم الجسيمية للضوء =

الضوء عبارة عن مجموعة من أطوال الموجات اللونية المنبعثة من الشمس ابتداءً امن اللون الأحمر و انتهاءً باللون البنفسجي، وكل لون من هذه الألوان ترافقه طاقة ، تواتر وطول موجة. يمكن اعتبار مفهوم الجسيمية لإشعاع ضوئي عبارة عن مجموعة من الدقائق كل منها تحمل طاقة على شكل فتونات

الفعل الكهروضوئي = تمت دراسة الفعل الكهروضوئي من طرف العالم هرتز سنة 1530.

الفعل الكهروضوئي عبارة عن حزمة ضوئية خنية بالإشعاعات الفوق بنفسجية تسلط على صفيحة معدنية من الزنك



- إذا سلطنا أشعة كهرومغناطيسية (ضوئية) على صفيحة معدنية فإنه يلاحظ إشعاع ضوئي (مرور تيار كهربائي) وهذا لا يحدث إلا بشرط أن يبلغ تواتر هذه الأشعة الضوئية القيمة الحدية ν_0.
- يكشف عن [illegible] عن طريق مقياس غلفاني
- مرور التيار الكهربائي يعني حركة الإلكترونات.
- مصدر هذه الإلكترونات هو الصفيحة المعدنية حيث تغادر الإلكترونات الصفيحة المعدنية بعد تأثرها بالأشعة الكهرومغناطيسية (مرور تيار)

لابد من وجود طاقة تدعى بطاقة الانتزاع

فسر أنشتاين هذه الظاهرة بوضع هذه الفرضيات =

1- يتكون الضوء من مجموعة من الجسيمات تدعى بالفتونات التي تحمل طاقة $E=h\nu$

2- تنزع الإلكترون من المعدن لا يحدث إلا إذا بلغ تواتر ν للأشعة الضوئية التواتر الحرج ν_0 للمعدن (خاص بكل معدن).

3- بعد نزع الإلكترونات تعطى لها طاقة حركية E_c لمغادرة الصفيحة إذا فإن الطاقة المحملة من الأشعة الكهرومغناطيسية المسلطة على الصفيحة المعدنية جزء متحايصرف في كسر قوة الربط بين الإلكترونات والنواة (طاقة الانتزاع) والجزء الآخر يعطى للإلكترونات على شكل طاقة حركية لمغادرة الصفيحة وبالتالي نلاحظ مرور التيار الكهربائي

ونكتب = $h\nu = h\nu_0 + \frac{1}{2}mv^2$

مختلف الطاقات المكونة للفعل الكهروضوئي.

لا ينتج الفعل الكهروضوئي إلا إذا كانت طاقة الفوتون الحادث $E = h\nu$

من عمل نزع الإلكترون $W_0 = h\nu_0$.

إلكترون المعدن

طاقة نزع الإلكترون لا تتعلق إلا بطبيعة المعدن

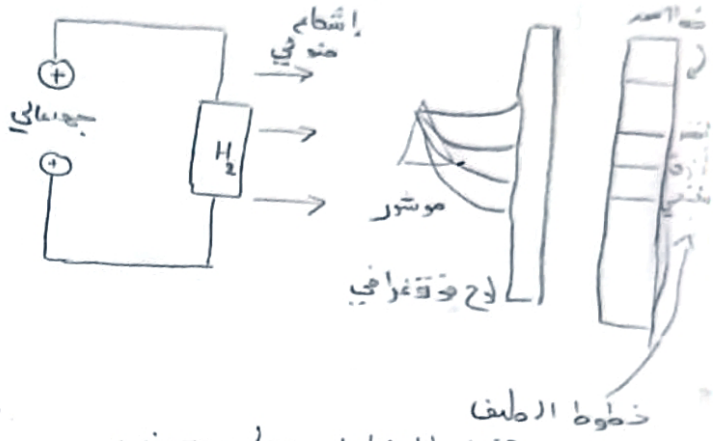
الطيف الذري للهيدروجين =

طيف انبعاث ذرة الهيدروجين =

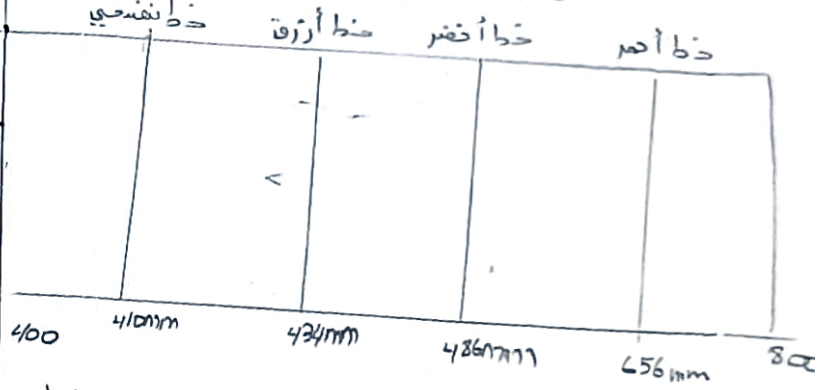
يمكن

نتحصل على هذا الطيف تجريبيا باستعمال التفريغ الكهربائي داخل أنبوب يحتوي على غاز الهيدروجين تحت ضغط منخفض وتثبت في طرفيه إلكترودين.

بتطبيق فرق جهد عالي بين الإلكترودين تتم إثارة ذرات الهيدروجين مما يؤدي إلى توهجها ولكن سرعان ما تفقد هذه الذرات هذه الطاقة بحثا عن الاستقرار، ويكون هذا الفقد للطاقة ناتجا عن الاستقرار ويكون هذا الفقد للطاقة على شكل إشعاع كهرومغناطيسي



خطوط إشعاع ذرة الهيدروجين.



عند مرور الإشعاع الضوئي على الموشور فإنه يتحلل إلى خطوط طيفية متقطعة (غير مستمرة) تظهر على اللوح الفوتوغرافي تمثل كل خط من هذا الطيف إشعاعا كهرومغناطيسيا (ضوئيا) موافق لتواتر معين، تسمى مجموعة هذه الخطوط طيف إنبعاث ذرة الهيدروجين.

يعطى العدد الموجي لكل خط من خطوط طيف الهيدروجين بالعلاقة التالية:

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

حيث: n_2 و n_1 عددان صحيحان و يكون $n_2 > n_1$

إنبعاث

R_H يسمى ثابت ريدبرغ حيث:

$R_H = 3p \times 10^7 \, m^{-1}$

تفسير الطيف المنبعث من الهيدروجين:

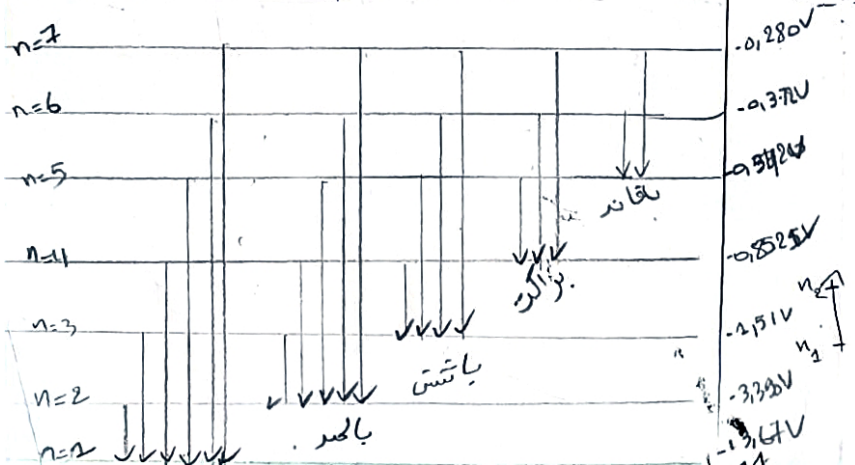
عند تعرض ذرات الهيدروجين للضغط المنخفض والتسخين فهذا يؤدي إلى إثارتها (تنشيطها أو تحريضها) لينتقل الإلكترون الوحيد من المستوى n_1 إلى المستوى n_2.

- الإلكترون لا يستقر في المستويات العليا بل سرعان ما يفقد طاقته الممتصة ليعود إلى المستوى الأساسي (الإستقرار) n_1.

إما بخطوة واحدة أو تدريجيا عبر المستويات الأخرى ليعطي سلاسل طيفية.

تعرف خمسة سلاسل طيفية تحمل كل واحدة اسم مكتشفها.

اسم السلسلة	n_1	n_2	مجال الطيف	بعض قيم الأطوال الموجية (nm)
ليمان Lyman	1	2;3; --;+∞	المنطقة فوق البنفسجية	97,25 ; 121,7
بالمر Balmer	2	3;4 --;+∞	المجال المرئي	434,1 - 656,3
باشن Pashen	3	4;5 --;+∞	المنطقة تحت الحمراء.	1094 - 1875
براكت Brackett	4	5;6 --;+∞	المنطقة تحت الحمراء القريبة	2630 - 4050
بفاند Pfund	5	6;7 --;+∞	المنطقة تحت الحمراء البعيدة	7400



طيف إمتصاص ذرة الهيدروجين

إن الذرات لا تبعث فقط بالضوء بل تمتصه أيضا ولكي نتعرف على إمتصاص الضوء نعرض أنبوبة بخار ذرات الهيدروجين إلى حزمة من الضوء

ونلاحظ أن طيف الضوء الصادر يظهر على اللوح الفوتوغرافي على شكل خطوط سوداء (مظلمة) تفصلها النقاط مضيئة تمثل مجموعة الخطوط المظلمة، طيف إمتصاص ذرة الهيدروجين والذي يعطي أطول موجة في منطقة فوق البنفسجية.

عندما يمتص إلكترون ذرة الهيدروجين إشعاعا ضوئيا (كمية من الطاقة) فإنه إلى مستويات عليا.

عندما يفقد إلكترون ذرة الهيدروجين إشعاع ضوئيا فإنه يعود إلى مستويات دنيا من الطاقة.

- في كلتا الحالتين (الإمتصاص أو الإنبعاث) فإن كمية الطاقة تحظى بالطاقة:

$$\Delta E = |E_{n_2} - E_{n_1}| = h\nu$$

الكهرباء

تنص فرضيتين لكهرومغناطيسية على أن الذرة تصدر إشعاعات كهرومغناطيسية باستمرار يؤدي ذلك إلى إنخفاض طاقة الإلكترون وبذلك يقترب من النواة لسقوطها عليها وبالتالي عدم استقرار النواة وهو نموذج منافي للواقع.

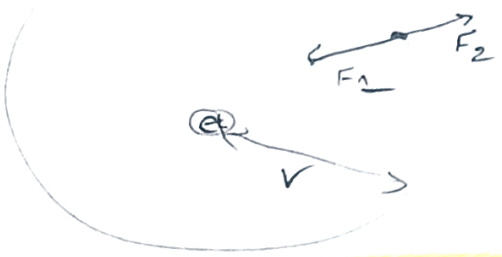
إذن هذه النظرية عجزت عن الإجابة عن بعض الأسئلة المطروحة:

- لماذا تتكون أطياف الذرة من خطوط
- لماذا تمتص الذرات أو تصدر إشعاعا مصدرا من الخطوط.

النموذج الكلاسيكي للذرة

← نموذج رذرفورد = نأخذ ذرة هيدروجين

تحتوي ذرة الهيدروجين على إلكترون واحد وبروتون واحد يخضع الإلكترون أثناء دورانه إلى قوتين متعاكستين ومتساويتين في الشدة



قوة التجاذب = F_1

$$F_1 = \frac{k|e^+ \cdot e^-|}{r^2} = \frac{ke^2}{r^2}$$

تسمى القوة بقوة كولوم رحيث r تمثل المسافة بين الشحنتين e^- و e^+

k - ثابت كولوم

$$K = \frac{1}{4\pi\varepsilon_0} = 9\times10^9\ Nm^2/c^2$$

ε_0 تمثل السماحية في الفراغ

قوة الطرد المركزي F_2 =

$$F_2 = m\frac{v^2}{r}$$

حيث m = كتلة الالكترون

v سرعة الالكترون

عبارة الطاقة الحركية.

حتى تكون الذرة في حالة توازن يجب أن تكون

$$F_1 = F_2$$

$$\frac{ke^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r}$$

$$\frac{ke^2}{r} = mv^2$$

نضرب الطرفين في $\left(\frac{1}{2}\right)$ نجد:

$$\frac{1}{2}\frac{ke^2}{r} = \frac{1}{2}mv^2$$

$$\Rightarrow E_c = \frac{ke^2}{2r}$$

عبارة الطاقة الكامنة E_p:

وهي تنشأ بين القوة الكهربائية رحيث:

$$dE_p = F_1 dr$$

$$\Rightarrow E_p = \int F_1 dr = \int \frac{ke^2}{r^2} dr$$

$$= ke^2 \int \frac{1}{r^2} dr$$

$$E_p = -\frac{ke^2}{r}$$

عبارة الطاقة الكلية E =

$$E = E_c + E_p$$

$$= \frac{ke^2}{2r} - \frac{ke^2}{r}$$

$$= \frac{ke^2}{r}\left(\frac{1}{2} - 1\right)$$

$$E = \frac{-ke^2}{2r}$$

نموذج بور :

في سنة 1913 م استغل العالم الدانماركي نيلز بور النتائج التي توصل إليها العالم رذرفورد من قبله حيث وضع نموذجا يتوافق مع النتائج التجريبية التي توصل إليها رذرفورد حيث اعتبر الذرة كرة صغيرة موجبة الشحنة مماثلة بالإلكترونات الموجودة في مدارات (تماما مثل نموذج المجموعة الشمسية لرذرفورد) اقترح بور نموذجه لتمثيل ذرة الهيدروجين وحيث يتطابق هذا النموذج مع خطوط الطيف المنبعثة من ذرات الهيدروجين ويفسرها، وعند بور استطاع أن يحسب نظريا تواتر خطوط طيف الهيدروجين يقتصر هذا النموذج على دراسة ذرة الهيدروجين وأشباه ذرة الهيدروجين

فرضيات بور :

- هناك عدد محدد من مدارات الطاقة تسمح للإلكترون بالتواجد فيها بحيث تكون هاته المدارات مستقرة وثابتة، يكون الإلكترون في حالة استقرار لما تكون الطاقة في أقصى قيمة لها وتدعى بالحالة الأساسية، بينما يكون في حالة إثارة إذا انتقل من مدار إلى آخر

- عزم دوران الإلكترون على النواة (العزم الحركي) هو من مضاعفات $\frac{nh}{2\pi}$، هذا المبدأ يعرف بالنظرية البوانتية لبلانك ونكتب : $\vec{p} = m\vec{v}$ ، $\vec{L} = \vec{p} \cdot \vec{r}$

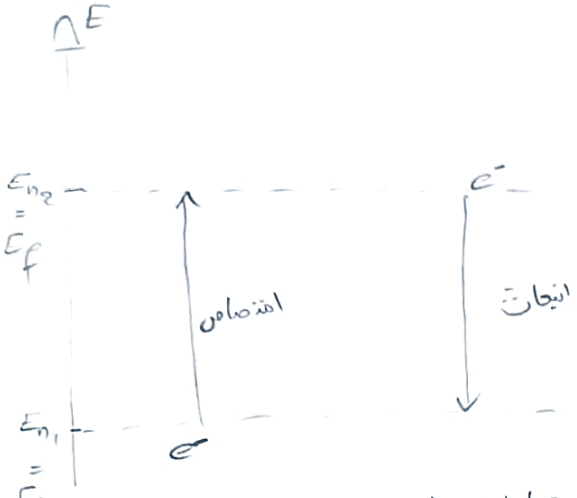
$$\|\vec{L}\| = mvr$$

$$\Rightarrow mvr = \frac{nh}{2\pi}$$

حيث :

- h هو ثابت بلانك .
- n عدد طبيعي .
- m كتلة الإلكترون .
- r نصف قطر (المسافة بين الإلكترون والنواة) .

- تغير طاقة الإلكترون يحدث انتقاله من مدار لآخر فهو يمتص طاقة عندما ينتقل من المستوى السفلي إلى المستوى العلوي كما أنه يفقد طاقة لما ينتقل من المستوى العلوي إلى المستوى السفلي



$$\Delta E = |E_{n_2} - E_{n_1}| = |h\nu| = |h \cdot \frac{c}{\lambda}|$$

حيث :

- E_{n_2} تمثل مستوى الطاقة النهائي .
- E_{n_1} " " " الابتدائي .

نظرية المدارات المستقرة وحساب أنصاف أقطار المدارات :

- حساب نصف قطر الهيدروجين ، إذا كانت القوة الكهربائية F_1 تساوي القوة الطاردة المركزية F_2 فإن النظام يبقى في حالة استقرار .

$$F_1 = F_2$$

$$\Rightarrow \frac{ke^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r}$$

$$\Rightarrow$$ نضرب الطرفين في mr فنجد :

$$mrke^2 = m^2v^2r^2$$

حسب المسلمة ② لبور نجد :

$$mvr = \frac{nh}{2\pi}$$

$$mrke^2 = \frac{n^2h^2}{4\pi^2} \Rightarrow r = \frac{h^2}{4\pi^2e^2mk}n^2$$

تع =

$$r_{(n)} = \frac{(6,62\cdot10^{-34})^2}{4\pi^2(1,6\times10^{-19})^2(9,1\times10^{-31})(9\times10^{9})}\cdot n^2$$

$$r(n) = 5,3\times10^{-11} n^2 \ (m)$$

$$r(n) = 0,53 n^2 \quad A^\circ$$

من أجل $n=1$ ،

$$r(1) = 0,53 \ A^\circ$$

وحدة أجل أول نصف قطر بور لذرة الهيدروجين

ونرمز له بـ $r_H = a_0 = 0,53 A^\circ$

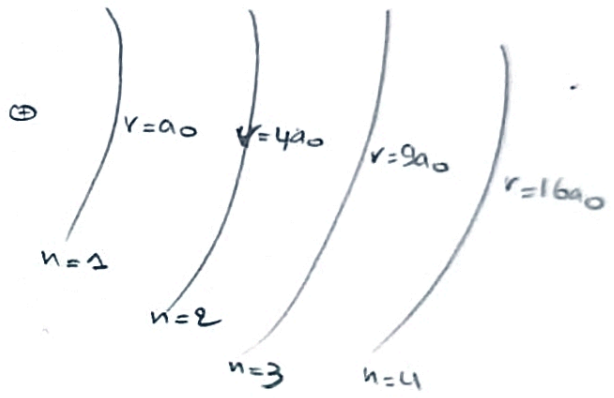
من أجل :

$n=2 \Rightarrow r_2 = 4a_0$

$n=3 \Rightarrow r_3 = 9a_0$

$n=4 \Rightarrow r_4 = 16a_0$

تمثيل المدارات الدائرية لذرة الهيدروجين



تمثيل المدارات الدائرية لذرة الهيدروجين

حساب طاقة الإلكترون على المدارات المستقرة :

$$E_c = \frac{-Ke^2}{2r}$$

$$r_n = \frac{\hbar^2}{4\pi^2 e^2 mk}\cdot n^2$$

بتعويض عبارة r_n في E_T نجد :

$$E_T = \frac{-2\pi^2 e^4 mk^2}{\hbar^2}\cdot\frac{1}{n^2}$$

تع =

$$E_T = \frac{-2\pi^2(1,6\times10^{-19})^4(9,1\times10^{-31})(9\times10^{9})^2}{(6,62\cdot10^{-34})^2}$$

$$E_T = -2,14\times10^{-18}\frac{1}{n^2}(J)$$

$$E_T = \frac{-2,14\times10^{-18}}{1,6\times10^{-19}}\cdot\frac{1}{n^2}$$

$$E_T = -13,6\left(\frac{1}{n^2}\right)(eV)$$

من أجل $n=1$ نجد $E_1 = -13,6(eV)$ حيث تمثل قيمة الطاقة لذرة الهيدروجين في الحالة الأساسية .

بما أن r_n تكمم فإن الطاقة الكلية مكممة وفق نموذج بور ونكتب :

$n=1 \Rightarrow E_1 = -13,6 eV$ (حالة مستقرة) مكممة

$n=2 \Rightarrow E_2 = \frac{-13,6}{2^2} = -3,4eV$ تأخذ قيم معينة

$n=3 \Rightarrow E_3 = \frac{-13,6}{3^2} = -1,5eV$

الحالة المثارة : الإلكترون في الطاقة اللازمة لانتقال ذرة الهيدروجين من مدار إلى آخر ($n_2 > n_1$ حيث $n_2 = 2,3,4,\dots$) والعكس صحيح

طاقة التأين : تعرف طاقة التأين بأنها الطاقة اللازمة لانتقال الإلكترون من حالته الأساسية $n_1=1$ إلى مالا نهاية

ذرة الهيدروجين :

$$\Delta E_I = E_{n_2} - E_{n_1}$$

$$= E_\infty - E_1$$

$$= -13,6\left(\frac{1}{\infty}\right) - \left(\frac{-13,6}{1^2}\right)$$

$$\Delta E_I = 13,6 eV.$$

عبارة طاقة الانتقال (ذرة الهيدروجين) :

إذا انتقل الإلكترون من مستوى أدنى إلى مستوى أعلى فإنه يمتص طاقة على شكل ΔE

حيث : $\Delta E = E_{n_2} - E_{n_1}$

$$\Delta E = \frac{-2\pi^2 e^4 mk^2}{\hbar^2}\left(\frac{1}{n_2^2}\right) - \left(\frac{-2\pi^2 e^4 mk^2}{\hbar^2}\right)\left(\frac{1}{n_1^2}\right)$$

$$= \frac{-2\pi^2 e^4 mk^2}{\hbar^2}\left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2}\right) = h\cdot\frac{c}{\lambda}$$

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = \frac{-2\pi^2 e^4 mk^2}{h^3 c}\left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2}\right)$$

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = \frac{8\pi^2 (1,6\times10^{-19})^4 \cdot (9,1\times10^{-31})(9\times10^9)^2}{(6,62\times10^{-34})^3 (3\times10^8)} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = \bar{\nu} = 1,1 \times 10^7 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

نسمي :

$$R_H = \frac{2\pi^2 e^4 m k^2}{h^3 \cdot c}$$

$$R_H = 1,1 \times 10^7 \, m^{-1}$$

بثابت ريدبرغ لذرة الهيدروجين

تسمح لنا هذه العلاقة بمعرفة وحساب مختلف أطوال الموجات الموافقة لانتقال إلكترونات (الهيدروجين) بين مستويي الطاقة.

عبارة العدد الموجي هي نفسها عبارة العدد الموجي لخطوط طيف انبعاث الهيدروجين و هذا مايؤكد صحة نظرية بور.

تعريف أشباه الهيدروجين :

هي أيونات أحادية التكافؤ (كيتونات) في عبارة عن ذرات فقدت جميع إلكتروناتها واحتفظت بإلكترون واحد (عدد البروتونات يبقى ثابتًا)

مثال : $_3Li^{2+}$ ، $_4Be^{3+}$ ، $_2He^{+}$

عبارة نصف قطر الهيدروجين :

$$r_n = \frac{h^2}{4\pi^2 e^2 m k} \cdot \frac{n^2}{Z}$$

$$r_n = 0,53 \, \frac{n^2}{Z} \quad (A^0)$$ (أنغستروم)

حيث :

n = رقم المدار لشبيه الهيدروجين .

Z = عدد البروتونات لشبيه H .

عبارة الطاقة الكلية لشبيه الهيدروجين :

$$E_T = -\frac{2\pi^2 e^4 m k^2}{h^2} \cdot \frac{Z^2}{n^2}$$

$$E_T = -13,6 \left(\frac{Z^2}{n^2}\right) eV$$

العدد الموجي لأشباه الهيدروجين :

تحظى عبارة العدد الموجي للسلاسل المرئية في طيف أشباه الهيدروجين بالعلاقة :

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_H Z^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

العلاقة بين $\Delta E_{I(H)}$ و $\Delta E_{I(H_{شبيه})}$

$$\Delta E_{I(H_{شبيه})} = Z^2 \Delta E_{I(H)}$$

تعريف λ_{max} و λ_{lim} = طول الموجة النهائي.

طول الموجة الأعظمي

تتميز كل سلسلة طيفية بخطين أساسيين هما = الخط الحدي الأولي (λ_{max}) و الخط الحدي النهائي

تعريف λ_{max} = (الخط الأولي) =

هو الانتقال الذي يوافق أطول طول موجة أي أقل قيمة للطاقة الانتقال يكون الانتقال من $n=1$ إلى $n=2$

تعريف λ_{lim} = (الخط النهائي) =

هو الانتقال الذي يوافق أقصر طول موجة أي أكبر قيمة إلى طاقة الانتقال يكون الانتقال من $n=1$ إلى $n=\infty$.

* تجدر الإشارة إلى أهمية نظرية بور في تفسيره لطيف ذرة الهيدروجين التي لقيت نجاحا كبيرا مدعما في ذلك ومؤسسا لنظرية بلانك في تكميم الطاقة إلا أن بور لم يستطع في نظريته أن يعطي تفسيرات لأطياف الانبعاث للعناصر التي تمتلك أكثر من إلكترون واحد مثل He أو الليثيوم Li أو أطياف الذرات الشبيهة بالهيدروجين من الناحية التركيبية.

ذرة الهيدروجين في الميكانيك الموجي =

مبدأ ديبروغلي : كان العالم ديبروغلي أول من حاول إيجاد علاقة بين الهيئة الجسيمية والهيئة الموجية للضوء فالضوء يمكن اعتباره كموجة إذا كنا في دراسة ظاهرة الانكسار، الانعكاس والتداخل وبالتالي نطبق عليه عبارة الطاقة لبلانك

$$\varepsilon = \frac{hc}{\lambda}$$

أما إذا كنا في دراسة ظاهرة الامتصاص والانبعاث فنعتبر طاقة الضوء هي الطاقة التي تحملها الفوتونات

وبالتالي نطبق عليه علاقة أينشتاين $E=mc^2$.

$$\frac{h}{\lambda} = mc^2$$

$$\lambda = \frac{h}{mc}$$

من هنا افترض العالم ديبروغلي فكرة أن كل جسيم كتلته m وسرعته v له طول موجة λ مواكبة له

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

مثال:

أوجد طول الموجة المواكبة لـ:

- كرة صغيرة كتلتها $m = 50g$ تتحرك بسرعة $v = 40\ m/s$

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6,62\times10^{-34}}{50\times40\times10^{-3}}$$

$$\lambda = 3,3\times10^{-34}\ m$$ (وهذه القيمة لها معنى فيزيائي)

- إلكترون يتحرك بطاقة حركية $E = 250\ ev$

$$E_c = 205\ ev$$

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2 \Rightarrow mv^2 = 2E_c$$

$$\Rightarrow m^2v^2 = 2mE_c$$

$$mv = \sqrt{2mE_c}$$

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{h}{\sqrt{2mE_c}}$$

$$\lambda = \frac{6,62\times10^{-34}}{\sqrt{2\times9,1\times10^{-31}\times205\times1,6\times10^{-19}}}$$

$$\lambda = 8,56\times10^{-11}\ m$$

$$\lambda = 0,856\ A^\circ$$

وبالتالي نظرية ديبروغلي صالحة للأجسام المجهرية فقط

تفسير نظرية ديبروغلي المسألة الثانية لبور:

حتى يكون انتشار الإلكترون داخل الذرة انتشارا بناءا رجب أن يكون محيط مساره من مضاعفات طول الموجة

$$mvr = \frac{nh}{2\pi} \quad (1)$$

$$\lambda = \frac{h}{mv} \quad (2)$$

من (1) =

$$mv = \frac{nh}{2\pi r}$$

من (2) =

$$mv = \frac{h}{\lambda}$$

$$\frac{nh}{2\pi r} = \frac{h}{\lambda}$$

$$2\pi r = n\lambda$$

مبدأ الشك لهيزنبرغ Heisenberg

يعتبر مبدأ الشك من أهم المبادئ في نظرية الكم صاغه العالم الألماني سنة 1927م.

نصه:

يمكن تحديد موضع وكمية الحركة في تجربة ما ولكن لا يمكن تحديدهما معًا

$$\Delta P \cdot \Delta x \geq \frac{h}{2\pi}$$

حيث: ΔP هو الارتياب في كمية الحركة

Δx هو الارتياب في الموضع

$$P = mv \Rightarrow \Delta P = \Delta(mv)$$

$$m = cte \Rightarrow \Delta P = m\Delta v$$

$$\Rightarrow m\Delta v \cdot \Delta x \geq \frac{h}{4\pi}$$

مثال: أحسب Δv الإلكترون حيث الارتياب في موضعه $\Delta x = 2\times10^{-11}$

- أحسب الارتياب في السرعة الإلكترون الموجود في المدار الأول لبور علمًا أن الارتياب في موضعه:

$$\Delta x = 0,005\ nm$$

أولاً: حساب ΔP

$$\Delta P = \frac{h}{2\pi\Delta x} = \frac{6,62\times10^{-34}}{2\pi\times2\times10^{-11}}$$

$$\Delta p \geq 5,29\times10^{-24}\ kgm/s$$

$$\Delta v = \frac{\Delta P}{m} = \frac{5,29\times10^{-24}}{9,1\times10^{-31}} = 5,79\times10^{6}\ m/s$$

- حساب Δv

$$\Delta v \geq \frac{h}{2\pi m\Delta x} \Rightarrow \Delta x \geq \frac{6,62\times10^{-34}}{2\pi\times9,1\times10^{-31}\times5,79\times10^{6}}$$

$$= 2,3\times10^{-7}\ m/s$$

نلاحظ أن الارتياب المطلق في سرعة الالكترون في المدار الأول كبير جدا! إذن نستنتج أن سرعة الالكترون تكون كبيرة جدا لا يمكن تحديدها وبالتالي لا يمكن تحديد المسار الذي يسلكه الالكترون وهذا ما أدى إلى إلغاء فكرة المسارات الدائرة لبور وتعويضها بمصطلح جديد

← (بالمحط الذري) جاءت نظيرة مبدأ الشك لهيزنبرغ تنتقد نظرية بور التي حددت موضع وطاقة الالكترون في نفس الوقت

$(E = -13{,}6 \times \frac{Z}{n^2} \quad g r = 0{,}53 \frac{n^2}{Z})$

الأزواجية الموجية الجسيمية للالكترون وجدت نفسها أمام معادلة تشبه معادلة شرودينجر وهي المعادلة المميزة للنظرية البوانتية حيث أن نظرية بور رغم أهميتها بقيت عاجزة عن تبني الذرات المتعددة للالكترون وهي التي تحتوي على e أو أكثر وهي الحالة العامة كما أنها عجزت عن تفسير بعض الزيبات ولهذا قدمت نظرية أكثر شمولية وهي نظرية الكم المتعلقة بانتشار الأمواج

معادلة شرودنجر = هذه المعادلة مهمة في مفهوم الموجة وحلها يمكننا أن نحدد موقع الالكترون في الذرة، يمثل مفهوم محط احتمال وجود الالكترون في الفضاء.

$$\frac{-\hbar^2}{2\pi^2 m}\left(\frac{\partial^2}{\partial x^2}+\frac{\partial^2}{\partial y^2}+\frac{\partial^2}{\partial 3^2}\right)\Psi_{(x;y;3)} + E_p \Psi_{(x;y;3)} = E_T \Psi_{(x;y;3)}$$

حيث =

Ψ = التابع الموجي أو المحط الذري.

m = كتلة الالكترون

E_T = الطاقة الكلية للالكترون

E_p = الطاقة الكامنة للالكترون

$H\Psi = \epsilon\Psi$

إن الحل الرياضي لمعادلة شرودنجر يتطلب ظهور أعداد كمية كشروط رياضية n, e, m_e, S

المدلول الفيزيائي للأعداد الكمية :

العدد الكمي الرئيسي n = يمثل رقم المدار الرئيسي للذرة (الطاقة الرئيسية) ويحدد مستوى الطاقة للطبقات الرئيسية

6	5	4	3	2	1	n
P	D	N	M	L	K	(الطبقة الرئيسية)
7						
$\varnothing$						

العدد الكمي الثانوي ℓ = يحدد رقم الطبقات الثانوية التي تنتمي إلى الطبقة الرئيسية الواحدة n ومعناه الفيزيائي هو تحديد طول الدفع الزاوي المداري (عزم كمية الحركة) ونكتب

$$\|\vec{L}\| = \sqrt{\ell(\ell+e)}\ \frac{\hbar}{2\pi}$$

يأخذ ℓ القيم $0 \leq \ell \leq (n-1)$

6	5	4	3	2	1	0	ℓ
K	h	g	f	d	p	s	(رمز المدار الثانوية)

يحدد ℓ نمط المحل الذري.

العدد الكمي المغناطيسي m_e = وهو يحدد عدد الأوضاع المحتملة (الاتجاهات الممكنة التي يأخذها المدار عند تعريض الذرة لحقل مغناطيسي خارجي ومعناها الفيزيائي أنه يحدد عدد الاتجاهات للمحطات الذرية في الفضاء.

العدد الكمي m_e يتعلق بـ ℓ حيث $-\ell \leq m_e \leq \ell$

العدد الكمي المغزلي (اللف الذاتي) = يوضح كيفية حركة الالكترونات على نفسه وبالتالي تكون حركته في اتجاه عقارب الساعة أو عكس عقارب الساعة

حيث $S = \pm\frac{1}{2}$

تصبح قيم التوابع الخاصة بدلالة n, ℓ, m_e, s ونكتب Ψ, e, m_e وبالتالي فإن حل شرودنجر هو إيجاد القيم الخاصة للطاقة E والتوابع الخاصة c.

القيم الخاصة للطاقة E = إن معادلة شرودنجر تعطي عبارة الطاقة التي تحصل عليها بور

$$E_n = -\frac{2\pi^2 e^4 k^2 m}{\hbar^2}\ \frac{Z^2}{n^2}$$

$E_n = -13,6 \frac{Z^2}{n^2}$

التوابع الخاصة Ψ_n ، e ، m_e = تقطن تشكل هندسي الذي يرسمه الالكترون أثناء حركته حول النواة وظلوع هو التابع الخاص Ψ اسم الخط الذي أو الفلك الذري O_A

عدد الالكترونات		مطاهرات الأولية	m_e	ℓ	n	الطبقة الرئيسية
الطبقة الرئيسية	الطبقة الثانوية					
$2e^-$	$2e^-$	☐	0	0	1	K
$8e^-$	$6e^-$	☐☐☐	-1 0 1	1	2	L
	$2e^-$	☐				
$18e^-$	$2e^-$	☐	0	0	3	M
	$6e^-$	☐☐☐	-1 0 1	1		
	$10e^-$	☐☐☐☐☐	-2 -1 0 1 2	2		

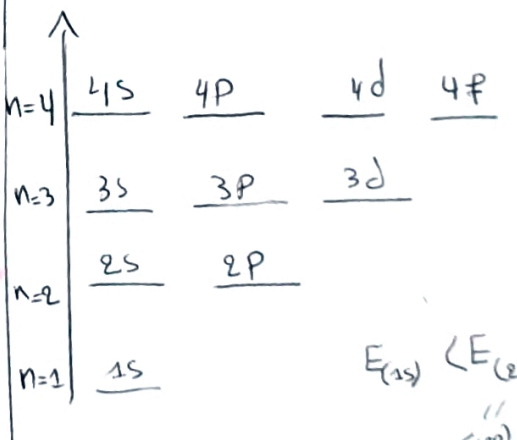
إذن = سعة الطبقة الرئيسية من الالكترونات $2n^2$ سعة المحطات الذرية من الالكترونية

$ns \Rightarrow 2e^-$; $np \Rightarrow 6e^-$ ☐☐☐

$nd \Rightarrow 10e^-$ ☐☐☐☐☐ ; $nf \Rightarrow 14e^-$ ☐☐☐☐☐☐☐

مستويات الطاقة للمحطات الذرية لذرة الهيدروجينية والذرات المتعددة الالكترونات

(X) طاقة الالكترون لذرة الهيدروجين وأشباهها = تتعلق فقط بالعدد الكمي الثانوي والعدد الكمي المغناطيسي بمعنى أن مستويات الطاقة الثانوية تكون متساوية



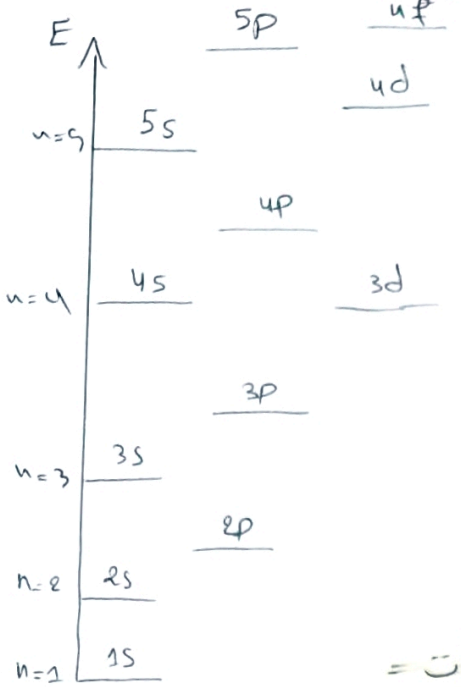
$E_{(1S)} < E_{(2S)} < E_{(3S)} < E_{(4S)}$

$E_{(2P)} < E_{(3P)} < E_{(4P)}$

$E_{(3d)} < E_{(4d)}$

$E_{(4f)}$

• الذرات المتعددات الذرات = طاقة الالكترون تتعلق بالعدد الرئيسي n والعدد الثانوي ℓ..



التوزيع الالكتروني للذرات =

عديدة الالكترونات = هناك أربع قواعد تتحكم في التوزيع الالكتروني للذرات متعددة الالكترونات.

أو لا = مبدأ التفرد أو الاستبعاد لباولي = ذكره =

لا يمكن لإلكترونين لنفس الذرة أن يكون لهما نفس الأعداد الكمية الأربعة.

مثال: $_1H$: $n=1$ ، $\ell=0$ ، $m=0$ ، $s=\pm\frac{1}{2}$

1S ↑

الالكترون I $= {}_2He$, $n=1$, $\ell=0$, $m=0$, $s=+\frac{1}{2}$

الالكترون II : $_2He$: $n=1$, $\ell=0$, $m=0$, $s=-\frac{1}{2}$

مبدأ الاستقرار = تشغل الالكترونات أخفض مستويات الطاقة وهذا الذي يعطي الذرة الاستقرار.

مثال = $_3Li = 1s^2 2s^1$ ، $_3Li = 1s^1 2s^2$ خطأ

لأن $E_{1S} < E_{2S}$ بحيث نبدأ بتوزيع الالكترونات على الطبقة الثانوية الأخفض بإعطائها العدد الأعظمي من الالكترونات.

قاعدة هوند = HUND = بحيث نبدأ بتوزيع الالكترونات في الحالة الأساسية للطبقة الثانوية بحيث تشغل أكبر عدد ممكن من المحطات الذرية.

مثال = $_6C = 1s^2 2s^2 2p^2$

الباب الخامس = الجدول الدوري للعناصر

وصف الجدول الدوري للعناصر الكيميائية =

الدور الأول =

$_1H$ ، $1s^1$ ، $_2He$ ، $1s^2$ ، $n=1$

يحتوي الدور الثاني ($n=2$) على 8 عناصر

$_3Li : 1s^2(2s^1)$

$_4Be : 1s^2(2s^2)$

$_5Be : 1s^2(2s^2 2p^1)$

كل ما هو بين قوسين نسميه بالطبقة الخارجية (طبقة التكافؤ)

يحتوي الدور الثالث ($n=3$) على 8 عناصر.

$_{11}Na : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

$_{12}Mg : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

$_{13}Al : 1s^2 2s^2 2p^6(3s^2 3p^1)$

يسمى العمود بالمجموعة (العائلة) يبلغ عدد الأعمدة في الجدول الدوري 18 عمود، لعناصر المجموعة الواحدة لنفس الخواص تقسم المجموعات إلى مجموعتين (عائلتين) وهما المجموعة A والمجموعة B.

- يحدد نوع المجموعة على أساس التشكيلة الالكترونية الخارجية (طبقة التكافؤ).

• المجموعة A: تكون تشكيلتها الالكترونية الخارجية من الشكل $ns^x np^y$ بحيث: $1 \leq x \leq 2$

$0 \leq y \leq 6$

مثال ①:

$_{17}Cl : 1s^2 2s^2 2p^6(3s^2 3p^5)$

مثال ②:

$_{20}Ca : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6(4s^2)$

• المجموعة B: تكون التشكيلة الالكترونية لعناصرها من الشكل $ns^x(n-1)d^y$

$1 \leq x \leq 2$ $1 \leq y \leq 10$

خطأ

خطأ

خطأ

صحيح

خطأ

صحيح

قاعدة كلا شوفسكي = دفيها = في مجموعة الذرات التي تحوي على عدد متزايد من إلى الكترونات تشغل في الأول الطبقات التي يكون فيها $(n+l)$ أقل ما يمكن وعندما يتساوى هذا المجموع لعدد طبقات تشغل الطبقة التي يكون فيها $(n+l)$ أقل ما يمكن وعندما يتساوى هذا المجموع عدد طبقات تشغل الطبقة التي يكون فيها n أقل ما يمكن

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p

مثال = 3d يأتي بعد 4s.

4s: $(n+l) = 4+0 = 4$

3d: $(n+l) = 3+2 = 5$

$3d > 4s$

1s
2s 2p
3s 3p 3d
4s 4p 4d 4f
5s 5p 5d 5f
6s 6p 6d 6f
7s 7p 7d 7f

مثال

$_{26}Fe$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 (4s^2 3d^6)$

عناصر المجموعة الواحد تتشابه في نفس الخواص

$_1H : 1s^1$; $_{11}Na : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

$_3Li : 1s^2 2s^1$; $_{19}K : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

نلاحظ أن عناصر هذه المجموعة تتشابه في التشكيلة الخارجية وهي من الشكل ns^1 وهي تساوي في عدد الكترونات الطبقة الخارجية

مثال

$_{22}Ti : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$

$_{40}Zr : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 (5s^2 4d^2)$

المجموعة A :

رقم العمود (المجموعة)	الطبقة الخارجية
IA	ns^1
IIA	ns^2
IIIA	$ns^2 p^1$
IVA	$ns^2 np^2$
V	$ns^2 np^3$
VI	$ns^2 np^4$
VII	$ns^2 np^5$
VIII	$ns^2 np^6$

حفاظا على تعداد المجموعات للجدول الدوري للعناصر ما دامت المجموعة A تحتوي على 8 أعمدة أيضا

لك نصف عناصر المجموعات $ns^2 (n-1) d^{6-8}$

في عمود واحد وهو VIIIB .

لتقنية تحديد موضع عنصر في الجدول الدوري :

1- كتابة تشكيلة الالكترونية بدقة

2- تحديد بدقة طبقة التكافؤ

الرقم الدوري يحدد الالكترونات الخارجية و A هي المجموعة $(ns^2 np^y)$

رقم العمود	الطبقة الخارجية
III_B	$ns^2 (n-1) d^1$
IV_B	$ns^2 (n-1) d^2$
V_B	$ns^2 (n-1) d^3$
VI_B	$ns^2 (n-1) d^4$
VII_B	$ns^2 (n-1) d^5$
$VIII_B$	$ns^2 (n-1) d^6$ $ns^2 (n-2) d^7$ $ns^2 (n-1) d^8$
I_B	$ns^2 (n-1) d^9$ $ns^1 (n-1) d^{10}$
II_B	$ns^2 (n-1) d^9$ $ns^1 (n-1) d^{10}$

تحديد بدقة طبقة التكافؤ هناك حالتين إما

$ns^x np^y$

حيث $0 \le y$ الدور n إما

$ns^x (n-1) d^y$

حيث $1 \le y \le 10$ حيث الدور n والعمود $x+y$

مع الأخذ بعين الاعتبار الملاحظات السابقة .

أمثلة =

$_{17}Cl : 1s^2 2s^2 2p^6 (3s^2 3p^5)$

$_{29}Cu : 1s^2 2s^2 3p^6 3s^2 3p^6 (4s^2 3d^9)$

$_{24}Cr : 1s^2 2s^2 3p^6 3s^2 3p^6 (4s^2 3d^4)$ العمود VI_B

20

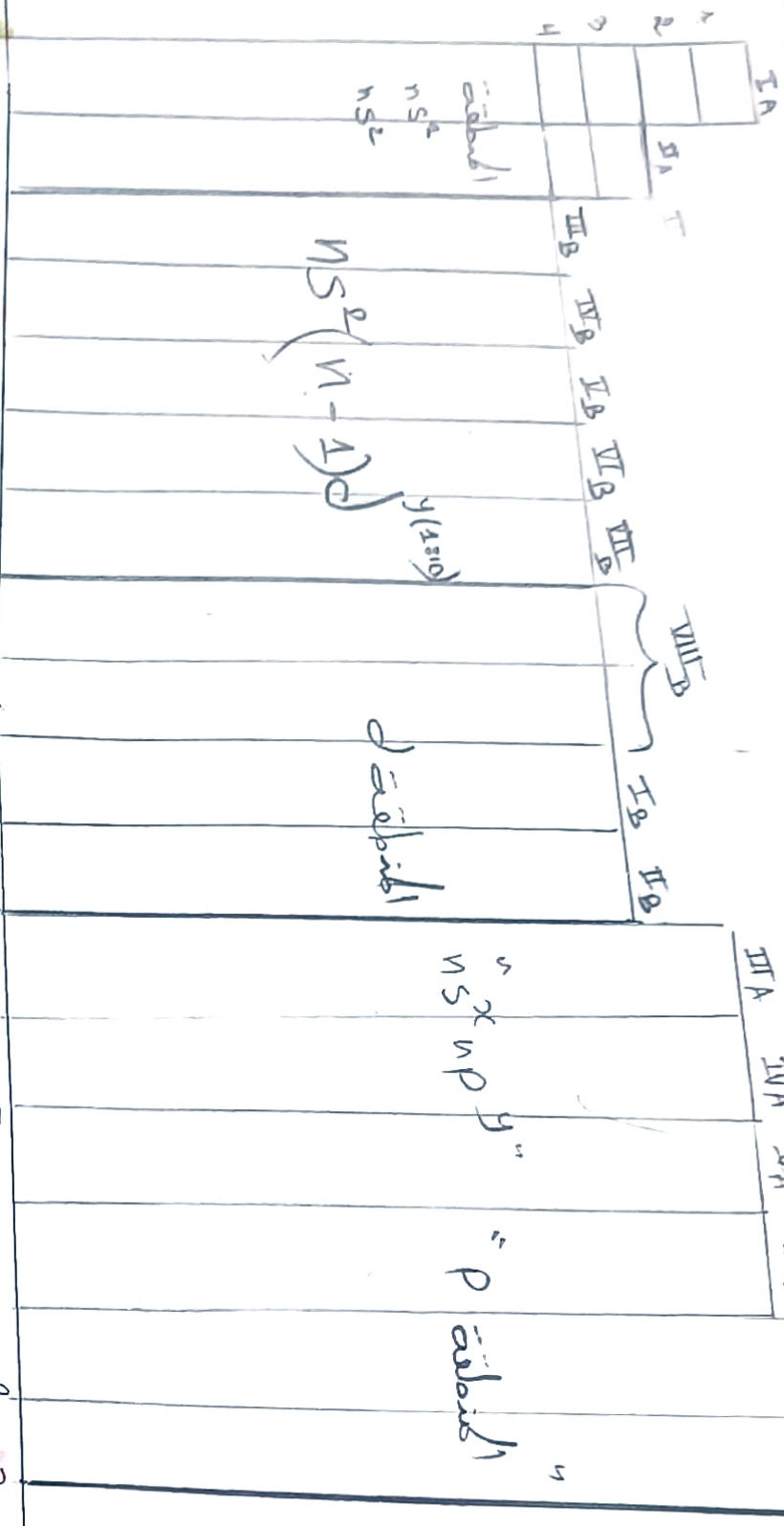
سؤال: لماذا استثني دوران من الجدول ووضعا خارجه

$_{57}La\ [xe]\ 6s^2 4f^1$

$_{54}$

السبب هو بداية ملئ المحطات الذرية من النوع f

يمكن تصور مخطط مختصر من الجدول الدوري للعناصر



أهم العائلات الشائعة =

العناصر الخاملة :

هي غازات نبيل المجموعة $VIII_A$

$(ns^2 np^6)$ وتسمى عناصر المجموعة صفر كيميائيا

غير نشطة كيميائيا

الهالوجينات هي عناصر المجموعة

VII_A F، Cl، Br، I، As

سميت الهالوجينات كيميائيا تتميز بكهروسلبية عالية

الفلزات :

المعادن :

أ- الأقلاء = وهي العناصر I_A باستثناء الهيدروجين H_1^1

ب- الأقلاء الترابية = وهي عناصر المجموعة II_A

ج- المعادن الانتقالية = وهي عناصر تتميز بتشكيلة إلكترونية خارجية تحتوي على محطات من النوع f غير مشبعة

الصفات الدورية للعناصر :

يوجد علاقة عامة بين الصفات الدورية للعناصر والتشكيلة الالكترونية لذا نلاحظ أنه في الجدول الدوري للعناصر أن z يزداد بمقدار وحدة في دوريتها لا توجد قاعدة ثابتة في الأعمدة في العموم تزايد z يكون من الأعلى إلى الأسفل من أهم الصفات الدورية نذكر ما يلي :

نصف القطر الذري r : نقصد بنصف القطري بُعد الإلكترون عن النواة وهو يمثل الالكترون للطاقة الأعلى.

في العمود الواحد عندما Z يزداد فإن r يزداد
بمعنى أن n يزداد إذن r يزداد.
الدور الواحد عندما Z يزداد

مثال:

$_1H$ $1s^1$

$_3Li$ $1s^2 2s^1$

$_4Be$ $1s^2 2s^2$

$_5B$ $1s^2 2s^2 2p^1$

$_6C$ $1s^2 2s^2 2p^2$

$_7N$ $1s^2 2s^2 2p^3$

$_8O$ $1s^2 2s^2 2p^4$

$_9F$ $1s^2 2s^2 2p^5$

الإلكترون المعنى (الخارجي) ينتمي إلى نفس الطبقة
الحجم الذري لا يزداد (n لا يزداد).

التحليل:
هنا نعتمد على قوة التجاذب إلكترون النواة

$$F = \frac{kze^2}{r^2}$$

إذا كان يزداد فإن F تزداد إذ كلما كانت
قوة التجاذب نواة إلكترون قوة كلما كان الإلكترون
أقرب إلى النواة إذن نصف القطر الذري الصغير.
لكن الإلكترون المعنى لا يتأثر مباشرة بالنواة بسبب
الإلكترونات الأخرى التي تحجب التأثير المباشر ونكتب.

$$F = \frac{kze^2}{r^2}$$

$$Z^* = Z - \varepsilon\sigma$$

حيث:

Z^* الشحنة الفعالة

σ ثابت الحجب حسب سلاتر.

المحطات الذرية من النوع d و f:

- يحجب كل إلكترون من الطبقة n بمقدار 0,85 أي 35%
- يحجب كل إلكترون من الطبقة n-1 بمقدار 0,85 أي 85%
- يحجب كل إلكترون من الطبقة n-2 فما قبل بمقدار 1 أي 100%.

مثال:

$_3Li^0 : 1s^2 2s^1$

$\sigma = 2 \times 0{,}85 + 1 \times 0{,}35$

$\sigma = 2{,}05$

$Z^* = 3 - 2{,}05 = 0{,}95$

$F = \frac{kZ^* e^2}{r^2}$

$_4Be : 1s^2 2s^2$

$\sigma = 1 \times 0{,}35 + 2 \times 0{,}85$

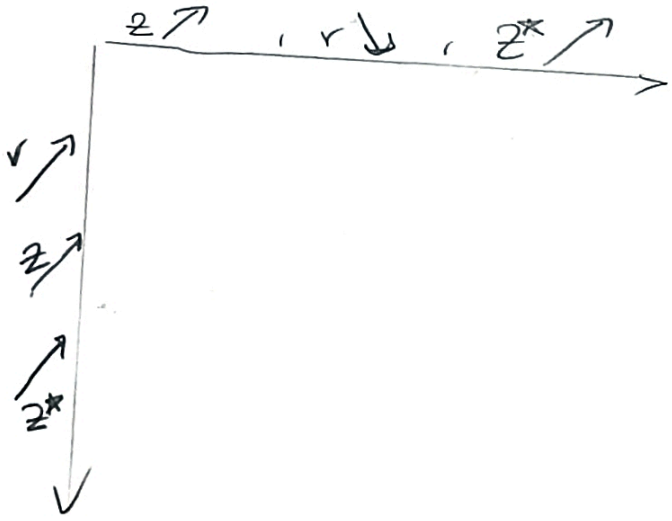
$\sigma = 2{,}05$

$Z^* = 4 - 2{,}05 = 1{,}95$

$_6C = 1s^2 (2s^2 2p^2)$

$\sigma = 3 \times 0{,}35 + 2 \times 0{,}85 = 2{,}75$

$Z^* = 6 - 2{,}75 = 3{,}25$



طاقة التأين:
هي الطاقة اللازمة لنزع إلكترون أو أكثر من ذرة
مرة في حالتها الأساسية أو الغازية ونكتب:

$A + E_i \longrightarrow A^+ + 1e^-$

طاقة التأين

تغير طاقة التأين :

- كلما زاد نصف القطر ← فإن القوة الجاذبية F تقل وبالتالي يسهل نزع الإلكترون، وبالتالي طاقة تأين ضعيفة.
- كلما نقص نصف القطر ← فإن القوة F تزداد وبالتالي يصعب نزع الإلكترون، وبالتالي طاقة تأين قوية.

وبالتالي تتغير طاقة التأين في الجدول الدوري بالاتجاه المعاكس لنصف القطر الذري

الألفة الإلكترونية A :

هي الطاقة المتحررة (الناتجة) عند اتحاد ذرة معزولة غازية بالكترون أو أكثر

$$A + 1e^- \longrightarrow A^- + E(A)$$

الألفة الإلكترونية

- تتغير الألفة الإلكترونية بصفة عامة في نفس اتجاه طاقة التأين.

في الدور الواحد: $Z \uparrow$ ، $E_I \uparrow$ ، $A \uparrow$

في العمود الواحد: $Z \uparrow$ ، $E_I \downarrow$ ، $A \downarrow$

الكهروسلبية e_n :

هي قياس لمدى جذب الذرة للإلكترونات في الرابطة الكيميائية.

تتغير قيم الكهروسلبية في الجدول الدوري في نفس اتجاه طاقة التأين وكذا الألفة الإلكترونية

- في الدور الواحد: $Z \uparrow$ ، $E_I \uparrow$ ، $A \uparrow$ ، $e_n \uparrow$
- في العمود الواحد: $Z \uparrow$ ، $E_I \downarrow$ ، $A \downarrow$ ، $e_n \downarrow$

ملاحظة:

عناصر المجموعة VII A = الهالوجينات وتمتاز بقيم أكبر كهروسلبية.

الصفة المعدنية χ_M :

المعدن هو العنصر الذي يحرر الإلكترونات بسهولة لأي طاقة تأين ضعيفة.

تتغير الصفة المعدنية في الجدول الدوري في اتجاه معاكس

لطاقة التأين :

في الدور الواحد: $Z \uparrow$ ، $E_I \uparrow$ ، $\chi_M \downarrow$

في العمود الواحد: $Z \uparrow$ ، $E_I \downarrow$ ، $\chi_M \uparrow$

ملاحظة:

عناصر المجموعة IA و IIA (الأقلاء والأقلاء الترابية) تملك أكبر خاصية معدنية.

الصفة اللامعدنية :

اتجاهها عكس الصفة المعدنية