مبادئ أساسية
في الفيزياء الذرية الفيزياء النووية
الدكتور نبيل درغام

مبادئ أساسية في الفيزياء الذرية

الفيزياء النووية، والنشاط الإشعاعي

Fundamental principles in the atomic physics, the nuclear physics, and the radioactivity

1 – مدخل Introduction

2 – تركيب الذرة Atomic structure

3 – الأعداد المميزة للذرة Characteristic numbers of atom

4 – الوحدات المستخدمة في الفيزياء الذرية Utilized units in atomic physics

5 – الأعداد الكوانتية Quantum numbers

6 – تسمية السويات (الطبقات) الذرية Naming of the atomic levels

7 – توزع الإلكترونات على السويات الإلكترونية الثانوية Distribution of electrons on secondary levels

8 – تصنيف العناصر الذرية Classification of atomic elements

9 – نظرية بور Bohr's theory

10 – طيوف الإصدار (الخطوط الطيفية) Emission spectra (the lines spectral)

11 – السلاسل الطيفية وقاعدة الاختيار Spectral series and the selection rule

12 – طاقة التأين (التشرد) وطاقة الإثارة (التهيج) Excitation and ionization energy

13 – قوى الارتباط النووية Nuclear binding forces

14 – نقص الكتلة Mass defect

15 – طاقة الارتباط النووية Nuclear binding energy

16 – التفاعل النووي Nuclear reaction

17 – قوانين انحفاظ التفاعلات النووية Conservation laws of nuclear reactions

1 – مدخل Introduction:

تتكون كافة المواد، في أيٍ من حالاتها التجميعية الثلاث (الصلبة والسائلة والغازية)، من اتحاد (ارتباط) عدد محدود من العناصر الكيميائية التي جرى تصنيفها في جدول يسمى الجدول الدوري (أو جدول مندلييف). إن عدد العناصر الكيميائية في هذا الجدول 103 عنصر من الهيدروجين وحتى اللورينسيوم. كل عنصر كيميائي (ذري) يتألف من نوع خاص من الذرات، وإن ذرة عنصر كيميائي ما هي أصغر وحدة أو لبنة ما تزال تحتفظ بخصائصه في التفاعلات الكيميائية.

2 – تركيب الذرة Atomic structure:

تتكون الذرة بشكل أساس من جسيمات خفيفة مشحونة سلباً تسمى إلكترونات electrons تدور جسيمة ثقيلة نسبياً تشكل معظم كتلة الذرة تتوضع تقريباً في قلب المدارات الإلكترونية تسمى نواة nucleus. تتكون النواة من جسيمات أولية تدعى بالنيكليونات وهي على نوعين: بروتونات يرمز لها بالرمز P ونيوترونات يرمز لها بالرمز n. تحمل البروتونات شحنة موجبة، في حين أن النيوترونات تكون متعادلة كهربائياً. أما الإلكترونات فهي عبارة عن جسيمات أولية يرمز لها بالرمز e تدور حول النواة وفق مدارات محددة بدقة وهي تمتلك شحنة سالبة.

3 – الأعداد المميزة للنواة Characteristic numbers of nucleus:

إذن تتميز كل نواة بشكل عام بثلاث أعداد أساسية هي:

أ – عدد البروتونات (وهو مماثل لعدد الإلكترونات)، ويدعى أيضاً بالعدد الذري، ويرمز له بالرمز Z، ويكتب إلى الأسفل واليسار من الرمز الكيميائي للعنصر.

ب – عدد النيوترونات، يرمز له بالرمز N

ج – العدد الإجمالي للنيكليونات، ويدعى أيضاً بالعدد الكتلي (أو الوزن الذري)، يرمز له بالرمز A، ويكتب إلى الأعلى واليسار من الرمز الكيميائي للعنصر حيث أن: $A = Z + N$

وبناءً عليه يجري تمثيل نواة ذرة عنصر ما بالصيغة الرمزية التالية: ${}^{A}_{Z}X$، حيث X تمثل رمز ذرة العنصر الكيميائي.

4 – الوحدات المستخدمة في الفيزياء الذرية Utilized units in atomic physics:

4 – 1 – وحدة الكتلة الذرية Atomic mass unit:

هي بالتعريف تساوي $\frac{1}{12}$ من كتلة نظير الكربون 12، ويرمز لها بالرمز $\mathrm{a \cdot m \cdot u}$ أو اختصاراً (u) ويعبر عن ذلك رياضياً بالعلاقة التالية: $1\,\mathrm{u} = \frac{1}{\mathrm{N_{Av}}} = \frac{1}{6.023 \times 10^{23}} = 1.66 \times 10^{-24}\ \mathrm{g}$

2 – 4 – وحدة الطاقة الذرية Atomic energy unit:

تقاس الطاقة الذرية عادةً بواحدة الإلكترون فولت، يرمز لها بالرمز eV حيث أن:

$$1\ \text{eV} = 1.6\times10^{-19}\ \text{J}$$

3 – 4 – مكافئ كتلة – طاقة Energy-mass equivalent:

اعتماداً على علاقة إينشتاين الشهيرة $E = m\times c^2$ نجد أن: $1\,\text{u} = 931.5\,\text{MeV}$

5 – الأعداد الكوانتية Quantum numbers:

يوجد أربعة أعداد كوانتية مميزة للإلكترونات وهي:

أ – العدد الكوانتي الرئيسي يرمز له بالرمز n وهو يُحدد المستوي الطاقي الرئيسي والحجم الإجمالي للمدار الذري الذي ينتمي إليه الإلكترون حيث يأخذ هذا العدد القيم التالية: $n = 1\ ,\ 2\ ,\ 3\ ,\ 4,.....$

ب – العدد الكوانتي الثانوي (الفرعي) يرمز له بالرمز l وهو يُحدد المستويات الطاقية الثانوية، حيث يأخذ هذا العدد القيم التالية: $l = 0, 1, 2, ..., (n-1)$

ج – العدد الكوانتي المغناطيسي يرمز له بالرمز m_l وهو يُحدد توالد بعض المستويات الطاقية الثانوية، كما يُحدد توجه المدارات الذرية في الفراغ لدى خضوع الذرة لحقل مغناطيسي خارجي. ويساعد أيضاً على التمييز بين الإلكترونات التي تحتل المدارات المتماثلة بالشكل حيث يأخذ هذا العدد القيم التالية: $m_l = 0, \pm1, \pm2, ..., \pm l$

د – العدد الكوانتي السبيني، يرمز له بالرمز m_s وهو يُحدد اتجاه دوران الإلكترون حول نفسه حيث:

$$m_s = \pm\frac{1}{2}.$$

6 – تسمية السويات (الطبقات) الذرية Naming of the atomic levels:

يُرمز للطبقات الرئيسية بأحد الأحرف الموضحة بالجدول التالي:

العدد n	1	2	3	4	5	6	7
رمز الطبقة	K	L	M	N	O	P	Q
عدد الإلكترونات في السوية الرئيسية $N = 2\times n^2$ $N = 2\times n^2$	2	8	18	32	50	72	94

ويُرمز للطبقات الفرعية بأحرف مأخوذة من تسميات الخطوط الطيفية وفق الجدول التالي:

العدد l	0	1	2	3	4	5
رمز الطبقة	s	p	d	f	g	h
عدد الإلكترونات في السوية الفرعية $2\times(2l+1)$	2 s	6 p	10 d	14 f	18 g	22 h

7 – توزع الإلكترونات على الطبقات الإلكترونية الثانوية (الفرعية):

Distribution of electrons on subatomic levels:

يتم توزيع الإلكترونات على الطبقات الإلكترونية الثانوية (الفرعية) حسب مبدأ الاستبعاد لباولي وينص على ما يلي: لا يمكن أن يتواجد في الذرة إلكترونين لهما نفس الأعداد الكوانتية الأربعة. لذلك لا يمكن أن يتواجد في الحجيرة الإلكترونية (الخانة) الواحدة سوى إلكترونين على الأكثر متعاكسين بالسبين. يمثل الإلكترون في كل حجيرة بسهم عامودي، والخانة الممتلئة بإلكترونين تتمثل بسهمين عاموديين جهة أحدهما بعكس الآخر ويُرمز لذلك بالرمز $\boxed{\uparrow\downarrow}$

يتحدد عدد الإلكترونات في كل طبقة فرعية بالعددين الكوانتيين m_l و m_s ويُشار إلى ذلك بعدد يوضع على شكل أُس (قوة) فوق الحرف الذي يُحدد الطبقة الفرعية ويساوي إلى $2\times(2l+1)$. ويتحدد عدد الإلكترونات الأعظمي N في كل طبقة رئيسية بالعلاقة: $N=2\times n^2$

كما تخضع عملية إملاء الخانات الإلكترونية بشكل عام إلى قاعدة الاستقرار الأعظم (قاعدة هاند) والتي تنص على ما يلي: تُشغل في البداية كل خانة كوانتية بإلكترون وحيد (عازب)، وعندما تمتلئ جميع الخانات كلٌ بإلكترون وحيد، فإن الإلكترونات المتبقية يتم ملؤها بشكل متتالٍ في هذه الخانات. باعتبار أن الإلكترون يتحرك دائماً على المدار ذو السوية الطاقية الأخفض من بين تلك المسموح له الانتقال إليها، ومن ثم المستويات الطاقية الأعلى فالأعلى، وجد عملياً بأن هذا الترتيب يكون صحيحاً من أجل الذرات الخفيفة أي أنه تُشغل الطبقات ذات العدد الكوانتي الرئيسي الأقل وبعد ذلك فقط يبدأ شغل الطبقة الرئيسية التالية بالإلكترونات، وفي نطاق الطبقة الرئيسية الواحدة تُشغل في البداية الطبقات الفرعية ذات العدد الكوانتي المداري الأقل ومن ثم الطبقات الفرعية ذات القيم الأكبر للعدد l. لقد لوحظ بأن هذا الترتيب يصبح غير معبر تماماً عن توزع الإلكترونات وذلك ابتداءً من عنصر البوتاسيوم ($Z_K=19$) حيث تبين بأن بعض الطبقات الرئيسية التي لها قيمة أكبر للعدد n تتميز بطاقة أقل من الطبقات التي لها عدد كوانتي n ذات قيمة أقل والتي لم تُشغل بعد، ويتعلق هذا بالطبقات الفرعية $(n+1)$S و $(n+1)$p مقارنة بالطبقات الفرعية nd و nf. تُعرف العناصر التي

يجري فيها استكمال الطبقات السابقة (أي الطبقات الفرعية 3d , 4d , 4f , 5d , 5f) عندما تكون الطبقات الفرعية اللاحقة مشغولة جزئياً بالعناصر الانتقالية.

8 – تصنيف العناصر الذرية Classification of atomic elements:

يمكن تصنيف نوى العناصر الذرية تبعاً للأعداد A ، Z و N في مجموعات هي:

8 – 1 – النظائر Isotopes:

هي عبارة عن مجموعة من العناصر الذرية (عنصرين أو أكثر) تتميز بكونها تمتلك نفس العدد الذري ولكنها تختلف فيما بينها بعدد النيوترونات وبالتالي بالعدد الكتلي. تتميز النظائر بأنها تمتلك خواص كيميائية متشابهة إلا أن خواصها الفيزيائية مختلفة قليلاً وذلك بسبب الاختلاف في كتلها الذرية (مثل سرعة التبخر والانتشار كما تبدي اختلافاً في خواصها النووية). نذكر على سبيل المثال:

$$^{1}_{1}\mathrm{H},\ ^{2}_{1}\mathrm{H},\ ^{3}_{1}\mathrm{H}$$

8 – 2 – الإيزوبارات Isobars:

هي عبارة عن مجموعة من العناصر الذرية (عنصرين أو أكثر) تتميز بكونها تمتلك نفس العدد الكتلي ولكنها تختلف فيما بينها بالعدد الذري وكذلك بعدد النيوترونات. تبدي هذه العناصر اختلافاً بالخواص الكيميائية وذلك بسبب اختلاف عدد البروتونات فيها، في حين أنها تمتلك خواص نووية متشابهة كون البروتونات والنيوترونات تلعب نفس الدور في النواة. نذكر على سبيل المثال:

$$^{14}_{6}\mathrm{C},\ ^{14}_{7}\mathrm{N},\ ^{14}_{8}\mathrm{O}$$

8 – 3 – الإيزوتونات Isotones:

هي عبارة عن مجموعة من العناصر الذرية (عنصرين أو أكثر) تتميز بكونها تمتلك نفس العدد من النيوترونات ولكنها تختلف فيما بينها بالعدد الذري وكذلك بالعدد الكتلي من دون أن يؤدي ذلك إلى خواص مشتركة فيما بينها. نذكر على سبيل المثال:

$$^{14}_{6}\mathrm{C},\ ^{15}_{7}\mathrm{N},\ ^{16}_{8}\mathrm{O}$$

8 – 4 – الإيزوميرات (المماكبات) Isomers:

هي عبارة عن مجموعة من العناصر الذرية (عنصرين) تتميز بكونها تمتلك نفس العدد الكتلي والعدد الذري ولها نفس العدد من النيوترونات إلا أنها تختلف فيما بينها بطاقاتها الداخلية. تتصف هذه العناصر بكونها عناصر مشعة وتتميز بنصف عمر قصير. نذكر على سبيل المثال:

$^{99m}_{43}\mathrm{Tc}$ تكنيتيوم، $^{99}_{43}\mathrm{Tc}$

8 – 5 – النوى المرآتية Mirror nuclei:

هي مجموعة من النوى (نواتين) تمتلك نفس العدد الكتلي إلا أن عدد بروتونات (نيوترونات) إحداها يساوي عدد نيوترونات (بروتونات) الأخرى وبالعكس نذكر على سبيل المثال:

$$^{11}_{5}\mathrm{B},\ ^{11}_{6}\mathrm{C}$$

6 – 8 – <u>النوى الزوجية (الشفعية)</u>:

هي النوى التي تحتوي على عدداً زوجياً من البروتونات والنيوترونات.

7 – 8 – <u>الأعداد السحرية والنوى السحرية Magic numbers and magic nuclei</u>:

الأعداد السحرية هي: $2, 8, 20, 28, 50, 82, 126$ أما النوى السحرية فهي عبارة عن النوى التي تضم عدداً من البروتونات أو النيوترونات يساوي أحد تلك الأعداد السحرية، وتعتبر هذه النوى من أكثر النوى استقراراً وانتشاراً في الطبيعة (تأخذ هذه النوى شكلاً كروياً). تمتاز النوى ذات العدد السحري من النيوترونات بكونها أكثر استقراراً من غيرها. وقد وجد بأن كل نواة تمتلك أحد الأعداد السحرية لها عدداً كبيراً من النظائر أو الإيزوتونات المستقرة. كما تتميز النوى السحرية بطاقة تهيج (إثارة) عالية.

9 – <u>نظرية بور Bohr's theory</u>:

تعتمد نظرية بور على مسلمتين أساسيتين هما:

أ – لا تستطيع الكترونات ذرة ما الدوران حول النواة إلا على بعض المدارات المفضلة.

ب – عندما يكون الإلكترون على مداره المفضل لا يشع أية طاقة، ويقال أن حالته الطاقية مستقرة. وإذا ما انتقل الإلكترون من سوية طاقية عليا مسموح بها إلى سوية طاقية دنيا مسموح بها أيضاً يكون هناك إصدار للطاقة، وفي الحالة المعاكسة يكون هناك امتصاص للطاقة. لقد تمكن بور من تحدد طاقات المدارات الذرية الرئيسية E_n وفق العلاقة الرياضية التالية:

$$E_n = \frac{-b_o \times (Z - \alpha_n)^2}{n^2}$$

حيث $b_o = 13.6\ \mathrm{eV}$ و α_n هو ثابت الحجب يتحدد تجريبياً، وتكون قيمته كبيرة بمقدار ما تكون n كبيرة.

10 – <u>طيوف الإصدار (الخطوط الطيفية) Emission spectra (the lines spectral)</u>:

عندما يقفز إلكترون من مداره ذات الطاقة E_i إلى مدار آخر أدنى مسموح به ذات الطاقة E_f فإن الإلكترون وبالتالي الذرة تتخلى عن جزء من طاقتها تعطى بالعلاقة الرياضية التالية:

$$\Delta E_n = E_f - E_i = b_o \times (Z - \alpha_n)^2 \times \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

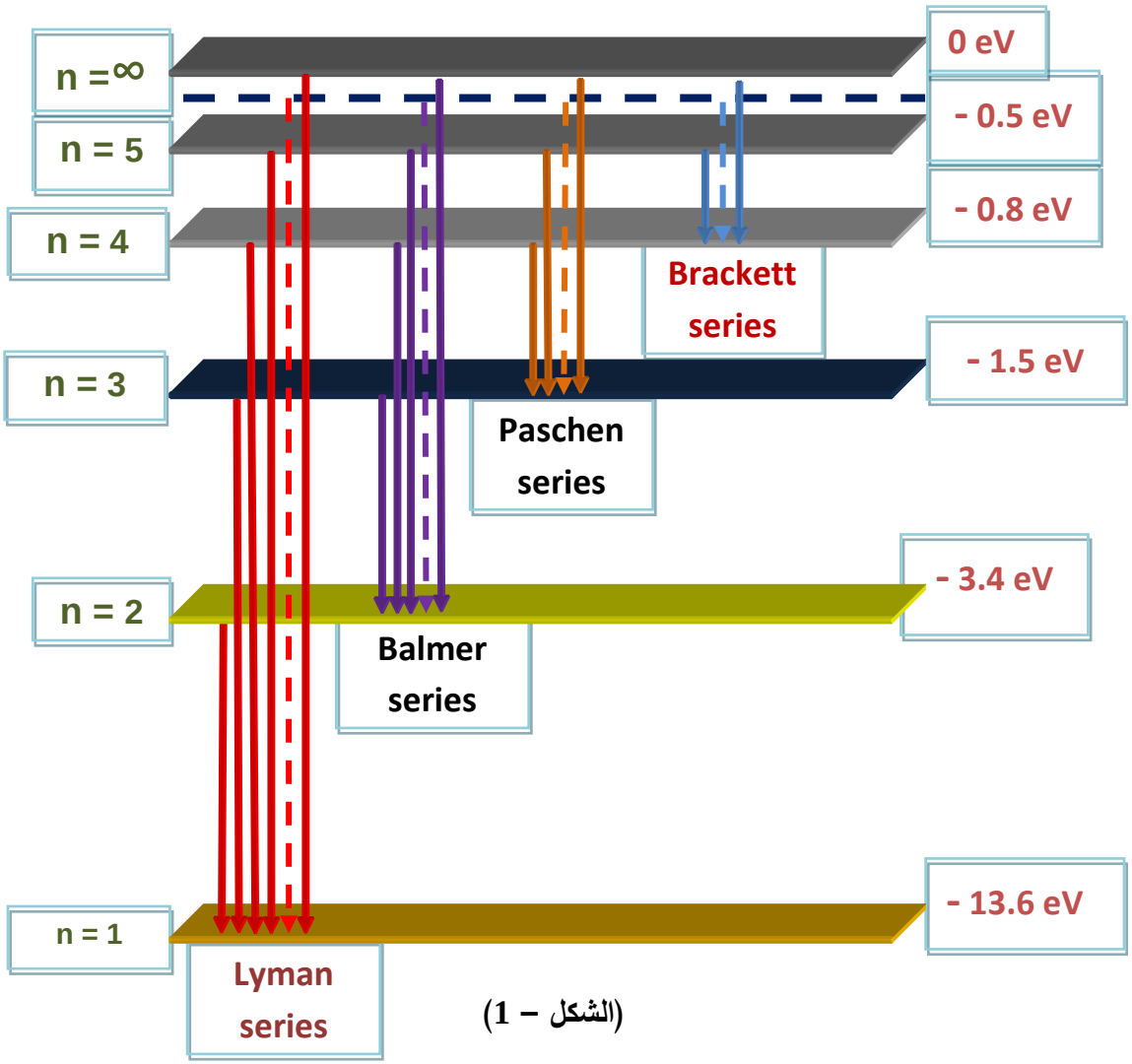
من المعروف بأن هذا الفرق في الطاقة يظهر على شكل إشعاع ذو طاقة $\Delta E_n = h\upsilon$ وذو طول موجة $\lambda = \frac{c}{\upsilon}$ يتحدد بالعلاقة الرياضية التالية:

$$\lambda = \frac{h \times c}{b_o \times (Z - \alpha_n)^2} \times \frac{n_f^2 \times n_i^2}{(n_f^2 - n_i^2)}$$

حيث $h = 6.62 \times 10^{-34}\ J \times s$ يمثل ثابت بلانك، $c = 3 \times 10^8\ m \times s^{-1}$ تمثل سرعة الضوء في الخلاء و υ تمثل تواتر الإشعاع الصادر ويقدر حسب الجملة الدولية بالـ s^{-1} أما λ فتقدر بالـ m.

11 – السلاسل الطيفية وقاعدة الاختيار Spectral series and the selection rule:

لنأخذ على سبيل المثال حالة ذرة الهيدروجين حيث يتشكل لدينا عدة سلاسل من الخطوط الطيفية الممثلة لعودة الإلكترون المحرض إلى مداره، انظر (الشكل – 1).



(الشكل – 1)

ولكن تدل التجربة أن عدد الخطوط هو أقل من ذلك، ولا يوجد خطوط طيفية إلا لتلك المتوافقة مع قاعدة الاختيار أي: $\Delta n = \pm 1$ و $\Delta l = \pm 1$ و $\Delta j = 0\ ,\ \pm 1$ (ما عدا حالات

$j_1 = 0 \rightarrow j_2 = 0$)، حيث $j = l + m_s$ (عدد كوانتي داخلي) من أجل $l \neq 0$، أما أجل $l = 0$ فإن $j = +\frac{1}{2}$.

لنأخذ على سبيل المثال حالة إلكترون مثار موجود على الطبقة الرئيسية L ولنحدد الانتقالات الممكنة لهذا الإلكترون إلى الطبقة الرئيسية K. من أجل ذلك لا بدّ من تحديد عدد السويات الطاقية في كل من الطبقة الرئيسية L والطبقة الرئيسية K والمعطيات (الأعداد الكوانتية) التي تتميز بها هذه السويات الطاقية حيث نجد أنه:

بالنسبة للطبقة الرئيسية L يوجد ثلاث سويات طاقية $m_l = m_1 = -1,0,1$ هي:

L_I تتميز بالمعطيات التالية: $n=2$ و $l=0$ و $m_s=+\frac{1}{2}$ و $j=\frac{1}{2}$

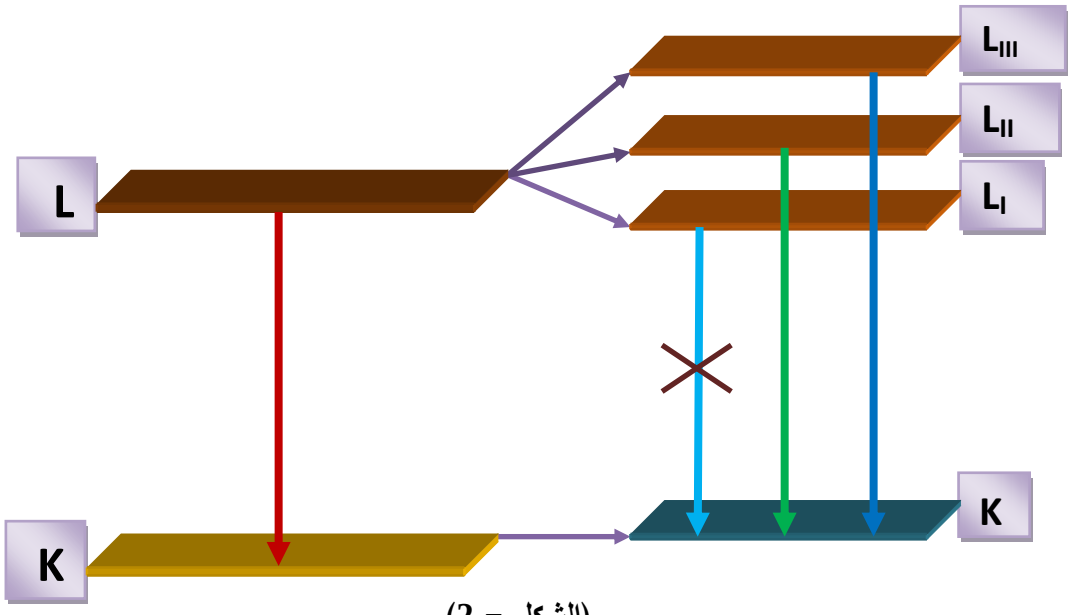
L_{II} تتميز بالمعطيات التالية: $n=2$ و $l=1$ و $m_s=-\frac{1}{2}$ و $j=\frac{1}{2}$

L_{III} تتميز بالمعطيات التالية: $n=2$ و $l=1$ و $m_s=+\frac{1}{2}$ و $j=\frac{3}{2}$

أما بالنسبة للطبقة الرئيسية K فيوجد سوية طاقية واحدة $m_0 = 0$ تتميز بالمعطيات التالية:

$$n=1 \text{ و } l=0 \text{ و } m_s=+\frac{1}{2} \text{ و } j=\frac{1}{2}$$

وبناءً على ذلك نلاحظ أن عدد الانتقالات الممكنة هي ثلاثة (أنظر الشكل – 2):



(الشكل – 2)

$$L_I(l=0\ ,\ j=\frac{1}{2}) \rightarrow K(l=0, j=\frac{1}{2})$$

$$L_{II}(l=1\ ,\ j=\frac{1}{2}) \rightarrow K(l=0\ ,\ j=\frac{1}{2})$$

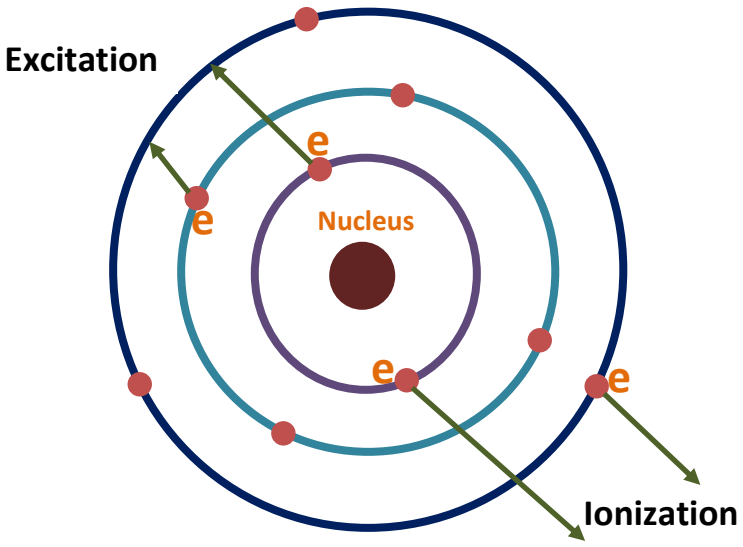
$$L_{III}(l=1\ ,\ j=\frac{3}{2}) \rightarrow K(l=0\ ,\ j=\frac{1}{2})$$

أما عدد الانتقالات المسموح بها فهو اثنين هما: الانتقال بين L_{II} و K والانتقال بين L_{III} و K .

12 – طاقة التأين (التشرد) وطاقة الإثارة (التهيج) Excitation and ionization energy:

12 – 1 – طاقة التأين Ionization energy:

هي عبارة عن الطاقة الواجب تقديمها من أجل اقتلاع إلكترون من مداره في الذرة إلى خارجها دون إكسابه طاقة حركية (أنظر الشكل – 3).



(الشكل – 3)

12 – 2 – طاقة الإثارة Excitation energy:

هي عبارة عن الطاقة الواجب صرفها كي نتمكن من نقل إلكترون من مداره إلى مدار أعلى دون إخراجه من الذرة، وبالتالي تنتقل الذرة من الحالة المستقرة إلى الحالة الغير مستقرة (الشكل – 2).

13 – قوى الارتباط النووية Nuclear binding forces:

يؤمن استقرار النواة عن طريق قوى ارتباط نووية معتبرة هي:

13 – 1 – القوى الكولونية Coulomb forces:

هي عبارة عن قوى تدافعية تطبق بين الجسيمات المشحونة (بروتونات) وتتغير تبعاً ل $\frac{1}{r^2}$، حيث r يمثل المسافة الفاصلة بين مركزي الجسيمين المشحونين.

2 – 13 – القوى النووية Nuclear forces:

هي عبارة عن قوى تجاذبية تطبق بين النيكليونات بشكل مستقل عن شحنتها وهذه القوى تكون أشد تأثيراً على مسافة قصيرة وتتغير تبعاً ل $\frac{1}{r^7}$.

3 – 13 – قوى التوتر السطحي Surface tension forces:

هي عبارة عن قوى تجاذبية تطبق بين النيكليونات المحيطية للنواة الثقيلة. وتتمتع هذه القوى بخواص الإشباع، أي أن كل نيكليون يتبادل التأثير فقط مع عدد محدد من النيكليونات المجاورة. لذلك لا تزداد القوى النووية في النواة عند زيادة عدد النيكليونات فيها. والأمر نفسه يحدث بالنسبة لقوى التنافر الكهربائي بين البروتونات. وهذا يساعد على تفسير الإستقرارية الدنيا لنوى العناصر الثقيلة.

14 – نقص الكتلة Mass defect:

لقد أثبتت التجارب أن كتلة النواة لا تساوي مجموع كتل الجسيمات الداخلة في تركيبها من بروتونات ونيوترونات وهي بشكل حر، وإنما تكون دائماً أقل من ذلك. يدعى الفرق بين هذين المقدارين بنقص الكتلة ويرمز له بالرمز ΔM ويعبر عن ذلك بالصيغة الرياضية التالية:

$$\Delta M = Z \times m_{\mathrm{p}} + N \times m_{\mathrm{n}} - M(A,Z)$$

حيث $M(A,Z)$ تمثل كتلة النواة.

15 – طاقة الارتباط النووية Nuclear binding energy:

هي عبارة عن أصغر طاقة لازمة لتفريق النواة إلى مكوناتها الأساسية من بروتونات ونيوترونات بطاقة حركية دنيا. تعطى طاقة الارتباط للنواة $E_{\ell}(A,Z)$ حسب إينشتاين بالعلاقة التالية:

$$E_{\ell}(A,Z) = \Delta M \times \mathrm{c}^2 = [Z \times m_{\mathrm{p}} + N \times m_{\mathrm{n}} - M(A,Z)] \times \mathrm{c}^2$$

نستخدم أحياناً عوضاً عن طاقة الارتباط E_{ℓ} طاقة الارتباط الوسطية للنيكليون E وهي بالتعريف عبارة عن طاقة الارتباط للنواة مقسومة على عدد النيكليونات الموجودة في النواة أي أن:

$$\mathrm{E} = \frac{E_{\ell}(A,Z)}{A}$$

16 – التفاعل النووي Nuclear reaction:

هو عبارة عن اقتراب بين نواة ذرة ما مع جسيمة عنصرية أو مع نواة أخرى تتحول فيه النواة الأصلية إلى نواة عنصر آخر. يتحقق التفاعل النووي عادةً نتيجة لتصادم النواة أو الجسيمة العنصرية التي تدعى عادةً بالقذيفة وهي عبارة عن نواة خفيفة في أغلب الأحيان (مثال ذلك: البروتون، الديتيريوم، جسيم ألفا، ...) بنواة أخرى تدعى بالهدف (مثل الألمنيوم). ولكي تقترب النواة القذيفة إلى مسافةٍ صغيرةٍ جداً من النواة الهدف لا بد من تسريعها كي تتغلب على قوى التنافر الكولونية بين الشحنتين الموجبتين للنواتين القذيفة والهدف. تُسَرع الجسيمة القذيفة عادةً بواسطة فرق كمون يبلغ عدة ملايين فولط.

يمكن تمثيل التفاعل النووي بالمخطط العام التالي:

$$a + A \rightarrow C \rightarrow B + b$$

حيث a يمثل الجسيم المقذوف، b يمثل الجسيم الناتج، A تمثل النواة الهدف، B تمثل النواة الناتجة، و C تمثل النواة المركبة. كما تستخدم أحياناً طريقة مختصرة لكتابة التفاعل النووي على الشكل التالي:

$$A(a,b)B$$

وكمثال على ذلك، لنأخذ تفاعل جسيمات ألفا مع نوى ذرات الأزوت وفق التفاعل النووي التالي:

$$^{14}_{7}N + {}^{4}_{2}\alpha \rightarrow {}^{18}_{9}F \rightarrow {}^{1}_{1}P + {}^{17}_{8}O$$

يكتب هذا التفاعل النووي بالصيغة المختصرة كما يلي: $^{14}N(\alpha, P)\,^{17}O$

17 – <u>قوانين إنحفاظ التفاعلات النووية Conservation laws of nuclear reactions</u>:

من أهم هذه القوانين نذكر ما يلي:

أ – انحفاظ الشحنة conservation of charge.

ب – انحفاظ الكتلة conservation of mass.

ج – انحفاظ عدد النيكليونات conservation of nucleons number.

د – انحفاظ العدد الذري conservation of atomic number.

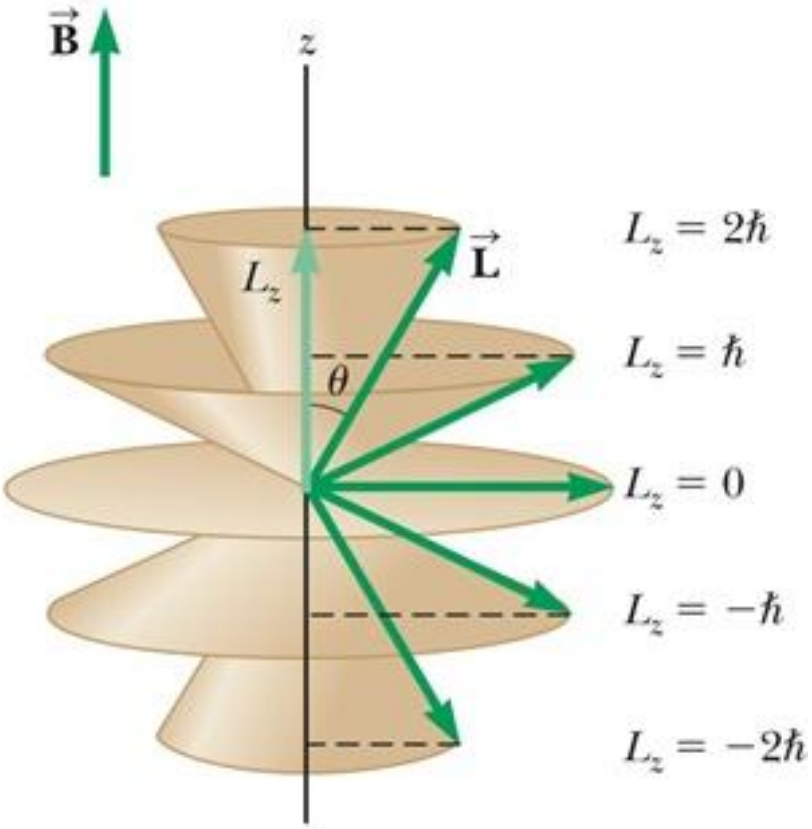
هـ – انحفاظ الطاقة conservation of energy: لكل جسيم طاقة إجمالية E هي عبارة عن مجموع طاقتيه السكونية والحركية أي أن:

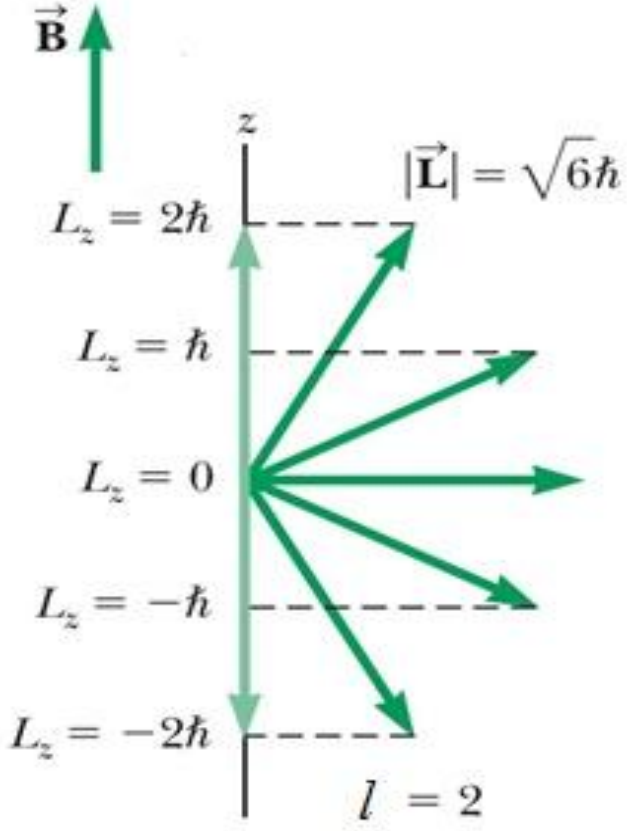
$$E = m \times c^2 = m_o \times c^2 + E_c$$

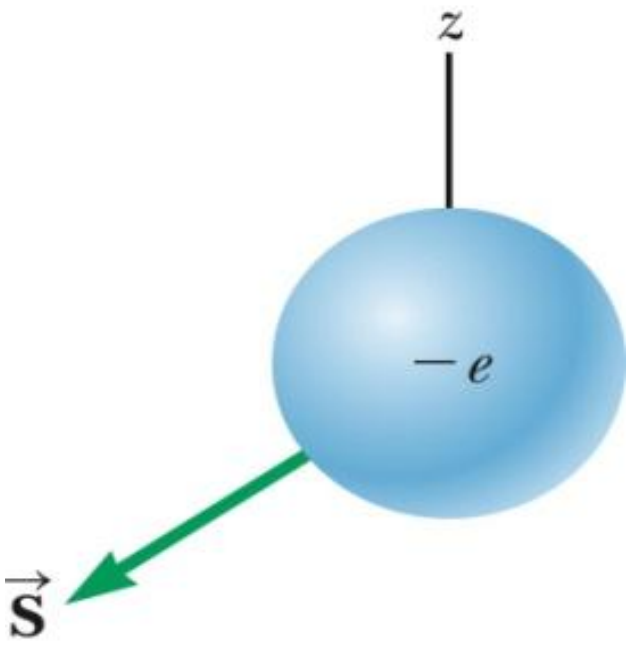
حيث m_o كتلة الجسيمة السكونية، m كتلة الجسيم النسبية (المتحركة) وتحسب من قانون إينشتاين التالي:

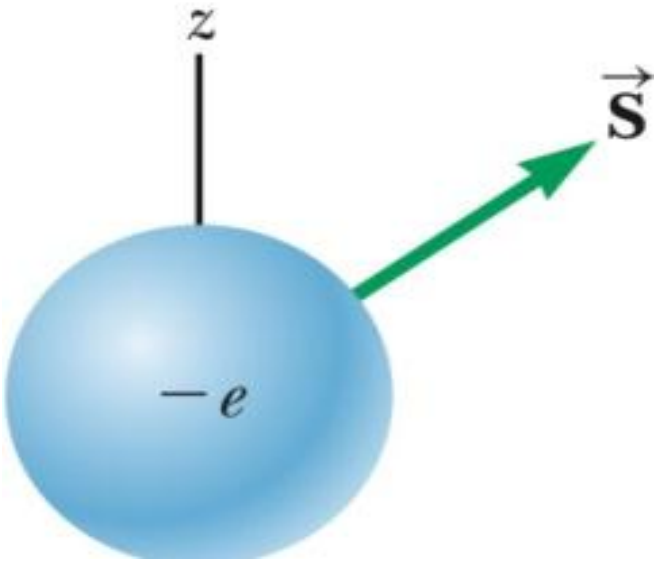
$$m = \frac{m_o}{\left[1 - \frac{v^2}{c^2}\right]^{\frac{1}{2}}}$$

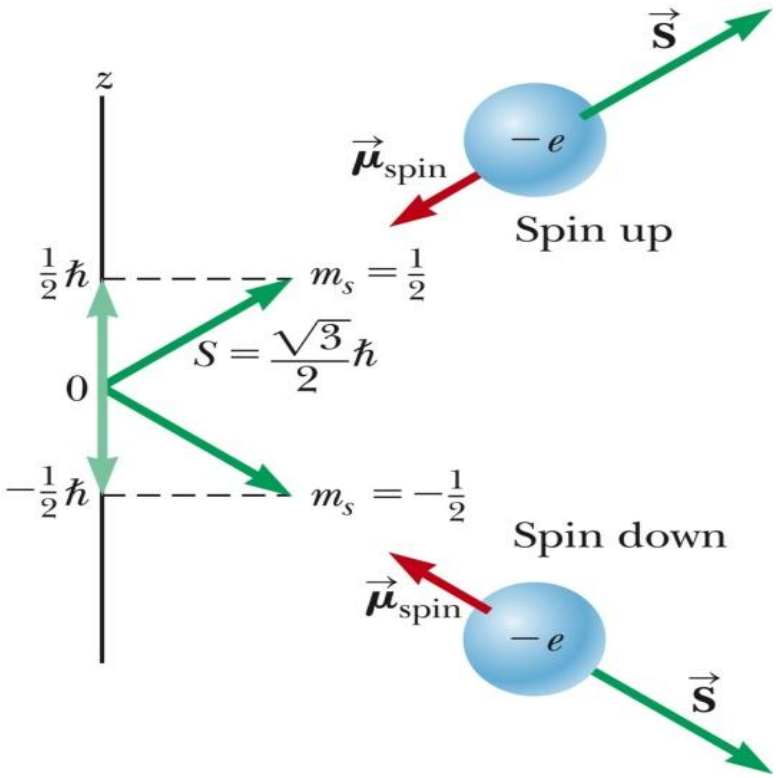
حيث c سرعة الضوء في الخلاء و v سرعة الجسيم.


B
z
L
L_z
θ
$L_z = 2\hbar$
$L_z = \hbar$
$L_z = 0$
$L_z = -\hbar$
$L_z = -2\hbar$


B
z
$|\vec{L}| = \sqrt{6}\hbar$
$L_z = 2\hbar$
$L_z = \hbar$
$L_z = 0$
$L_z = -\hbar$
$L_z = -2\hbar$
$l = 2$


z
−e
S


z
S
−e


z
$\vec{\mathbf{S}}$
$-e$
$\vec{\boldsymbol{\mu}}_{\text{spin}}$
Spin up
$\frac{1}{2}\hbar$
$m_s = \frac{1}{2}$
$S = \frac{\sqrt{3}}{2}\hbar$
0
$-\frac{1}{2}\hbar$
$m_s = -\frac{1}{2}$
Spin down
$\vec{\boldsymbol{\mu}}_{\text{spin}}$
$-e$
$\vec{\mathbf{S}}$