موسوعة شاملة من الأسئلة تحتوى
على أكثر من ٣٠٠٠ سؤال

الأضواء
الكيمياء
للثانوية العامة

WWW.ALMOHLM.COM

تأليف
نخبة من موجهى الكيمياء

٢٠٠٥

نهضة مصر
للطباعة والنشر والتوزيع
أسسها أحمد محمد إبراهيم سنة ١٩٣٨

الأضواء

فى

الكيمياء

للثانوية العامة

رذرفورد

تأليف

نخبة من موجهى الكيمياء

WWW.ALMO3LM.COM

نهضة مصر
للطباعة والنشر والتوزيع
أسسها أحمد محمد إبراهيم سنة ١٩٣٨

الباب الأول

بنية أو تركيب الذرة

1

WWW.ALMO3LM.COM

• محتويات الباب

- ذرة رذرفورد
- طيف ذرة الهيدروجـــين
- ذرة نيلزبور
- النظرية الذريـة الحديثـــة
- أعداد الكم
- قاعدة توزيع الإلكترونات
- مبدأ البناء التصاعدى
- قاعدة هوند

بنية أو تركيب الذرة
Atomic structure

● مقدمة Introduction:

ـ مع بداية القرن الرابع قبل الميلاد كانت هناك عدة محاولات عديدة للتوصل إلى معرفة ما هى الذرة وما هى مكوناتها وتوالت المحاولات والتى كان من أهمها .

١.ذرة رذرفورد Rutherford's atom:

المجموعة الشمسية

يعتبر رذرفورد أول عالم تجريبى كان له تصور أقرب إلى الواقع عن تركيب الذرة بناء على أسس تجريبية وعملية اعتمد فيها على ظاهرة النشاط الإشعاعى ومنها استطاع أن يستخلص فروض نظريته عن تركيب أو بنية الذرة تم تلخيصها فى النقاط التالية :

١ ـ الذرة رغم أنها متناهية الصغر إلا أنها معقدة فى تركيبها فهى تشبه فى تكوينها المجموعة الشمسية فتحتوى على نواة فى مركزها تمثل الشمس وتدور حولها إلكترونات فى مدارات مختلفة تمثل الكواكب .

نموذج رذرفورد

٢ ـ تحتوى الذرة على فراغ شاسع ما بين النواة والمدارات التى تدور فيها الإلكترونات بمعنى أن الذرة ليست مصمتة .

٣ ـ يدور حول نواة الذرة الموجبة الشحنة (+) عدد من الإلكترونات السالبة (−) الشحنة لذلك فالذرة متعادلة كهربياً .

٤ ـ كتلة الإلكترونات ضئيلة جداً إذا ما قورنت بكتلة نواة الذرة لذلك فكتلة الذرة مركزة فى نواتها .

WWW.ALMO3LM.COM

٥ ـ الإلكترونات رغم أنها سالبة الشحنة والنواة موجبة الشحنة إلا أنها تدور حول النواة دون أن تسقط فى النواة لأنها تدور تحت تأثير قوتين متساويتين فى المقدار ومتضادتين فى الاتجاه هما قوة جذب النواة والقوة الطاردة المركزية .

● **الاعتراض على النموذج الذرى للعالم (رذرفورد) :**

Objection on Ruther ford's atomic model

ـ تعتبر نظرية ماكسويل (Maxwell theory) من أهم الصعوبات أو الاعتراضات التى صادفت تصور رذرفورد للتركيب الذرى وهذه النظرية تنطبق على الأجسام الكبيرة نسبياً والقائمة على قوانين ميكانيكيا (نيوتن) الكلاسيكية والتى تفيد بأنه ...

ـ إذا تحرك جسم مشحون بشحنة كهربية فى مدار دائرى حول جسم آخر ثابت يحمل شحنة كهربية مخالفة فإنه يفقد جزءاً من طاقته تدريجيًا بانبعاث إشعاعات مما ينتج عنه صغر نصف قطر دوران الجسم المتحرك تدريجيا نتيجة نقص طاقته .

ـ بتطبيق هذه النظرية (نظرية ماكسويل) على حركة الإلكترون فى ذرة «رذرفورد» فطبقاً لهذه النظرية يكون الإلكترون فى حالة فقد مستمر لجزء من طاقته على هيئة اشعاعات مما ينتج عنه صغر نصف قطر دورانه حول نواة الذرة فيتخذ الإلكترون بذلك مساراً حلزونياً إلى أن يسقط فى النواة فيتلاشى بذلك النظام الذرى وهذا مالم يحدث فى الواقع .

٢ـ نظرية بور (Bohr's theory):

تمكن العالم الدانمركى نيلزبور (Neils Bohr) عام ١٩١٣م من تطوير نموذج (رذرفورد) للتركيب الذرى حيث أنه لم يتعامل مع حركة دوران الإلكترون حول نواة الذرة بفروض ميكانيكا الكم الكلاسيكية (للعالم نيوتن) كما فعل ماكسويل بل اعتمد أساساً على تفسير لظاهرة الطيف الذرى (خاصة طيف ذرة الهيدروجين) والذى ساعده كثيراً فى أن يتعرف على الكثير عن تركيب الذرة فوضع فروض نظريته التالية .

WWW.ALMOSLIM.COM

● **فروض نظرية بور :**

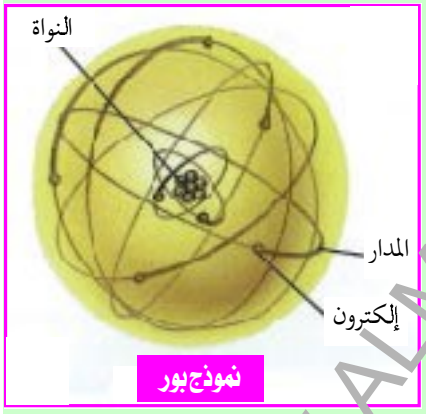
استعان «بور» ببعض فروض نظرية «رذرفورد» عن تركيب الذرة منها :

١ ـ توجد فى مركز الذرة نواة موجبة الشحنة يدور حولها عدد من الإلكترونات سالبة الشحنة .

٢ ـ عدد الإلكترونات السالبة حول النواة يساوى عدد الشحنات الموجبة داخل النواة لذا فالذرة متعادلة كهربيًا .

٣ ـ نتيجة دوران الإلكترونات حول نواة الذرة تنشأ قوة طرد مركزية نحو الخارج (←●) تتعادل مع قوة جذب النواة للإلكترون نحو الداخل (●→) لذلك لا يسقط الإلكترون فى النواة .

وبالاضافة إلى هذه الفروض أضاف «بور» الفروض التالية :



نموذج بور

٤ ـ تدور الإلكترونات حول النواة بسرعة عالية دون أن تفقد أو تكتسب أى قدر من الطاقة .

٥ ـ تتحرك الإلكترونات حول النواة فى عدد من مستويات الطاقة (Energy levels) المحددة والثابتة وتعتبر الفراغات الموجودة بين هذه المستويات مناطق محرمة تمامًا لدوران الإلكترونات .

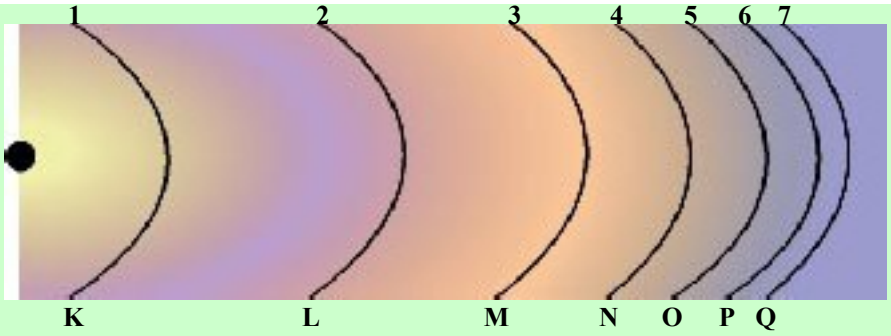
٦ ـ لكل إلكترون يدور حول النواة طاقة معينة تتوقف قيمتها على بعد مستوى طاقة الإلكترون عن النواة .

٧ ـ تتزايد طاقة المستوى كلما زاد نصف قطره أى كلما ابتعد المستوى عن النواة .

٨ ـ يعبر عن طاقة كل مستوى بعدد صحيح يسمى عدد الكم الرئيسى (Principal quantum number) فأقرب المستويات إلى النواة يكون له عدد الكم "1" ويرمز له بالرمز "K" والمستوى الذى يليه يكون له عدد الكم "2" ويرمز له بالرمز "L" وهكذا . . . وقد وجد أن أقصى عدد لمستويات الطاقة فى الذرات المعروفة وهى فى الحالة المستقرة أى غير المثارة هى سبع مستويات للطاقة فقط .

رقم المستوى	الأول	الثانى	الثالث	الرابع	الخامس	السادس	السابع
العدد الأبجدى	1	2	3	4	5	6	7
عدد الكم الأساسى	K	L	M	N	O	P	Q

WWW.ALMOSLM.COM



٩ ـ يظل الإلكترون فى أقل مستويات الطاقة المتاحة فى الحالة المستقرة ground state ولكن إذا اكتسب الإلكترون قدراً معيناً من الطاقة يسمى كم أو كوانتم (Quantum) عن طريق التسخين أو التفريغ الكهربى تصبح الذرة فى هذه الحالة مثارة (excited) فينتقل الإلكترون (مؤقتاً) إلى مستوى طاقة أعلى يتوقف على كم الطاقة المكتسب .

١٠ـ الإلكترون يكون فى المستوى الأعلى فى وضع غير مستقر لذلك يعود إلى مستواه الأصلى فاقداً نفس الكم من الطاقة والذى كان قد اكتسبه أثناء إثارته على هيئة إشعاع من الضوء له طول موجى وتردد مميز ينتج عنه طيفاً خطياً مميزاً .

١١ـ فى حالة الإثارة تمتص بعض الذرات كمات من الطاقة فى الوقت الذى تُشع فيه الكثير من الذرات كمات من الطاقة ونتيجة لذلك تنتج خطوط طيفية تدل على مستويات الطاقة التى تنقل منها أو إليها الإلكترونات (تفسير خطوط الطيف فى ذرة الهيدروجين) .

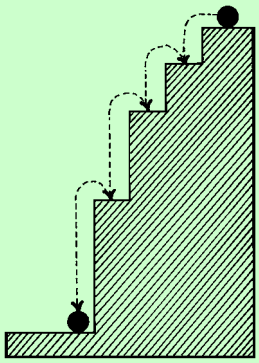
ملاحظات هامة :

١ ـ **الكم أو الكوانتم (Quantum):** هو مقدار الطاقة التى يكتسبها أو يفقدها الإلكترون عندما ينتقل من مستوى طاقة إلى مستوى طاقة آخر .

٢ ـ الفرق فى الطاقة بين المستويات المختلفة ليس متساوياً فهو يقل كلما ابتعدت المستويات عن النواة وعلى ذلك فالكم من الطاقة اللازم لنقل الإلكترون بين مستويات الطاقة المختلفة ليس متساوياً .

WWW.ALMO3LM.COM

٣ ـ لاينتقل الإلكترون من مستواه الأصلى إلى مستوى طاقة آخر إلا إذا كانت كمية الطاقة المكتسبة أو المفقودة مساوية لفرق الطاقة بين المستويين أى «كماً واحداً» بمعنى أنه يستحيل انتقال إلكترون من مستواه إلى مستوى آخر إذا اكتسب أو فقد كمية من الطاقة أقل من كم أو كوانتم كامل حيث لايوجد نصف كوانتم أو مضاعفات الكوانتم .



لذلك يمكن تمثيل مستويات الطاقة فى الذرة كما صورها (بور) بدرجات سلم لايستقر أبداً فى أية مسافة بينها الإلكترون إنما يقفز قفزات محددة هى أماكن مستويات الطاقة .

● **مميزات النموذج الذرى للعالم (بور) :**

نجح النموذج الذرى الذى وضعه «بور» إلى حد بعيد فيما يلى :

١ ـ استطاع أن يعطى تفسيراً صحيحاً لطيف ذرة الهيدروجين .

٢ ـ أدخلت نظرية (بور) لأول مرة فكرة الكم أو الكوانتم فى تحديد طاقة الإلكترونات فى مستويات الطاقة المختلفة .

٣ ـ أكدت نظرية بور أن الإلكترونات أثناء دورانها حول النواة فى الحالة المستقرة لايصدر عنها أى إشعاعات وبالتالى لايمكن أن تسقط فى النواة لكن الاشعاعات تصدر عن الإلكترونات التى اكتسبت طاقة عند عودتها إلى مستواها الأصلى بمعنى أن الاشعاعات تصدر فقط عن الذرة المثارة وبذلك يكون (بور) قد استطاع أن يوفق بين فكر «رذرفورد» وفكر «ماكسويل» .

● **قصور النموذج الذرى للعالم «بور» "Inadequacy of Boheris model":**

على الرغم من الجهود العظيمة التى بذلها (بور) عن تصوره للتركيب الذرى إلا

WWW.ALMOSLM.COM

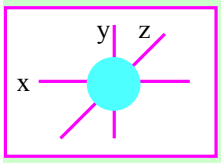
أن فروض نظريته لم تتوافق مع كثير من النتائج العملية والتجريبية وكان من أهم عيوب نظرية (بور) ما يلى :

١ ـ استطاع «بور» فقط أن يعطى تفسيراً صحيحاً لطيف ذرة الهيدروجين والتى لها أبسط نظام إلكترونى وفشل فى تفسير أطياف ذرات العناصر الأكثر تعقيد من طيف ذرة الهيدروجين حتى ذرة الهليوم ($_2^4He$) والتى تحتوى على إلكترونين .

٢ ـ أهتم بور بالطبيعة المادية للإلكترون حيث أنه اعتبر الإلكترون مجرد جسيم مادى له شحنة سالبة وأهمل تماماً طبيعته أو خواصة الموجية .

٣ ـ افترض «بور» أنه من الممكن تعيين كل من مكان وسرعة الإلكترون معاً وبكل دقة فى نفس الوقت مع أن هذا يستحيل عملياً لأن الجهاز المستخدم فى عمليات القياس لابد وأن يغير من مكان أو سرعة الإلكترون مما يشكك فى دقة النتائج .

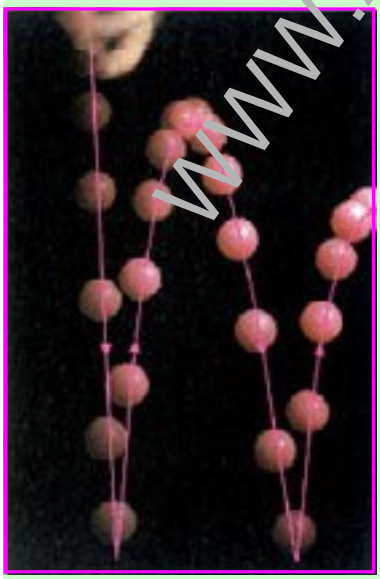
٤ ـ افترض أن مستوى الطاقة عبارة مسار دائرى مستو مما يعنى أن ذرة الهيدروجين مسطحه وقد ثبت فيما بعد أن الذرة لها الاتجاهات الفراغية الثلاث (x ، y ، z) .



٣ـ النظرية الذرية الحديثة (atomic modern theory):

النظرية الحديثة ما هى إلا تعديلات لبعض فروض نظرية بور ومن أهم هذه التعديلات .

- الطبيعة المزدوجة للإلكترون .
- مبدأ عدم التأكد لهايزنبرج .
- إيجاد المعادلة المناسبة والتى تصف الحركة الموجية للإلكترون .



(١) الطبيعة المزدوجة للإلكترون Dual nature:

اعتبرت النظريات السابقة أن الإلكترون مجرد جسيم صغير سالب الشحنة ولكن أثبتت التجارب العملية أن للإلكترون طبيعة مزدوجة أى أنه جسيم مادى له خواص موجية . ● مبدأ دى براولى

بمعنى أن كل جسيم متحرك مثل الإلكترون أو نواة الذرة أو الجزئ أو حتى كرة المطاط . . . تصاحبه حركة موجية تسمى بالموجة المادية» وهى تختلف عن الموجات الكهرومغناطيسية (الموجات الضوئية) فى أنها لاتنفصل عن الجسم المتحرك وسرعتها لاتساوى سرعة الضوء .

WWW.ALMOSLM.COM

مقارنة بين الموجات المادية والموجات الكهرومغناطيسية

الموجـــات الماديـــــة	الموجات الكهرومغناطيسية
ـ لا تنفصل عن حركة الجسم . ـ سرعتها لاتساوى سرعة الضوء .	ـ تنفصل عن حركة الجسم . ـ سرعتها تساوى تقريباً سرعة الضوء .

(ب) مبدأ عدم التأكد (هايزنبرج) UnCertainity principle Heisenberg :

افترضت نظرية بور أنه من الممكن تعيين مكان وسرعة الإلكترون معاً بكل دقة وفى نفس الوقت .

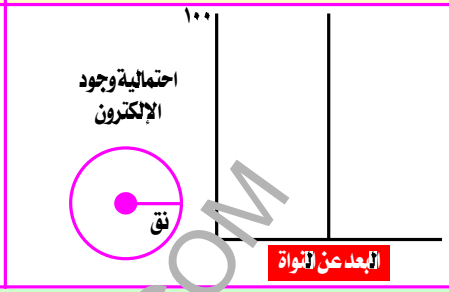
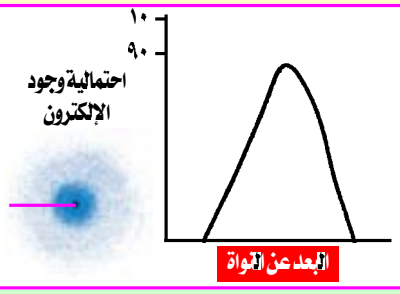
ولكن استطاع هايزنبرج أن يتوصل باستخدام ميكانيكا الكم إلى مبدأ هام وهو أنه من المستحيل عملياً تحديد مكان وسرعة الإلكترون معاً فى وقت واحد وإنما فقط يمكننا أن نقول من المحتمل بقدر كبير أو صغير وجود الإلكترون فى هذا أو ذاك المكان أى أن التحدث بلغة الاحتمالات هو الأقرب إلى الصواب .

(جـ) المعادلة الموجية لشرودنجر Schordinger wave equation:

تمكن العالم النمساوى شرودنجر "Schrodinger" عام ١٩٢٦ معتمداً على أفكار «بلانك» و«أينشتين» و«دى برولى» و «هايزنبرج» من وضع المعادلة الموجية "wave equation" والتى بتطبيقها على حركة الإلكترون يمكن بحلها رياضياً إيجاد مستويات الطاقة المسموح بها وتحديد مناطق الفراغ حول النواة والتى يزيد فيها إحتمال تواجد الإلكترونات فى كل مستوى طاقة وهكذا تغير مفهومنا لحركة الإلكترونات حول النواة فبعد أن كنا نعلم أن الإلكترونات تسير فى مدارات محددة وثابتة والمناطق التى بين هذه المدارات تعتبر منطقة محرمة على الإلكترونات استخدمت كلمة الأوربيتال Orbital للتعبير عن احتمال تواجد الإلكترون فى منطقة ما من الفراغ المحيط بالنواة وأصبح تعبير السحابة الإلكترونية هو النموذج المقبول لوصف الأوربيتال وبذلك يكون الفراغ بين المستويات ليس بالمنطقة المحرمة على الإلكترون .

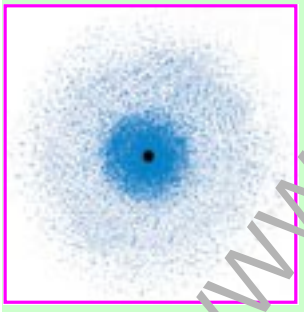
WWW.ALMO3LM.COM

مقارنة بين المدار بمفهوم (بور)
والمدار بمفهوم (النظرية الموجية)

المدار بمفهوم (بور)	المدار بمفهوم (النظرية الموجية)
	

السحابة الإلكترونية Electron Cloud :

لتقريب مفهوم السحابة الإلكترونية يمكننا أن نتخيل حركة الإلكترون حول النواة بحركة مروحة تدور حول محورها فعند بداية تشغيل المروحة يمكن أن نميز كل ذراع من أذرع المروحة ولكن مع زيادة سرعتها فلا يمكن إطلاقاً تمييز أو تحديد أى من هذه الأذرع نتيجة لسرعتها العالية .



نفس الشيء لو تصورنا أنه يمكن التقاط عدة ملايين من الصور لذرة الهيدروجين مثلاً وتسجيل هذه اللقطات للأماكن التى يتخذها الإلكترون أثناء حركته حول النواة فى صورة واحدة سنجد أن الصورة تظهر كما لو كانت سحابة .

وهكذا يمكن تعريف السحابة الإلكترونية على النحو التالى :

هى احتمال تواجد الإلكترون فى كل الاتجاهات والأبعاد الموجودة حول النواة .

● وقد أعطى الحل الرياضى لمعادلة «شرودنجر» أربعة أعداد سميت بأعداد الكم .

● **أعداد الكم Quantum numbers:** هى أعداد تحدد أحجام الحيز من الفراغ الذى يكون إحتمال تواجد الإلكترونات فيه أكبر ما يمكن (أى الأوربيتالات) كما تحدد أيضًا طاقة هذه الأوربيتالات وأشكالها واتجاهاتها بالنسبة لمحاور الذرة .

WWW.ALMOSLIM.COM

وهكذا نجد أنه لتحديد طاقة الإلكترون فى الذرات عديدة الإلكترونات يجب معرفة قيم أعداد الكم التى تصفه وعددها أربعة هى :

١.عدد الكم الرئيسى principal quantum number (n) :

هو عدد استخدمه من قبل «بور» فى تفسير طيف ذرة الهيدروجين ويرمز له بالرمز (n) ويستخدم فى تحديد ما يلى :

(ا) رتبه مستويات الطاقة الرئيسية أو الأغلفة الإلكترونية وعددها فى أثقل ذرات العناصر المعروفة وهى فى الحالة المستقرة ground state سبع مستويات .

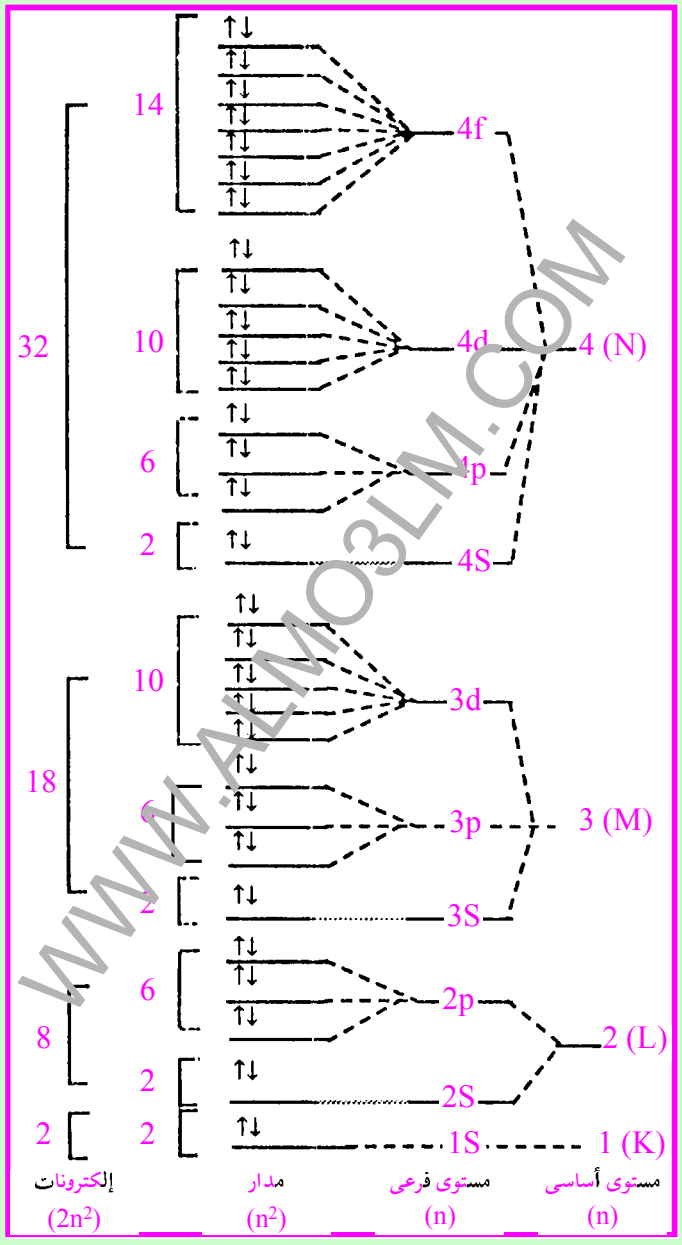
(ب) عدد الإلكترونات التى يتشبع بها كل مستوى طاقة من العلاقة ($2n^2$) حيث (n) تساوى رقم المستوى أو رتبة مستوى الطاقة .

أمثلة :

- المستوى الأول (**k**) رقمه الكمى (١) لذلك طبقاً للعلاقة ($2n^2$) يتشبع بعدد (٢ × $١^{٢}$) = ٢ إلكترون .
- المستوى الثانى (**L**) رقمه الكمى (٢) لذلك طبقاً للعلاقة ($2n^2$) يتشبع بعدد (٢ × $٢^{٢}$) = ٨ إلكترون
- المستوى الثالث (**M**) رقمه الكمى (٣) فطبقا للعلاقة ($2n^2$) يتشبع بعدد (٢ × $٣^{٢}$) = ١٨ إلكترون .
- المستوى الرابع (**N**) رقمه الكمى (٤) فطبقا للعلاقة ($2n^2$) يتشبع بعدد (٢ × $٤^{٢}$) = ٣٢ إلكترون .
- ولاينطبق القانون ($2n^2$) على مستويات الطاقة الأعلى من المستوى الرابع فالمستوى الخامس مثلاً يتشبع نظرياً بعدد خمسون إلكترون والسادس يتشبع بعدد (٧٢) إلكترون وهكذا . . . . . إلا أن الذرة تكون غير مستقرة لأنه لو زاد عدد إلكترونات أى مستوى عن (٣٢) إلكترون تصبح الذرة غير مستقرة .

WWW.ALMO3LM.COM

رسم تخطيطى يوضح العلاقة بين مستويات الطاقة الأساسية والمستويات الفرعية، الأوربيتالات والإلكترونات التى تشبع كل منها

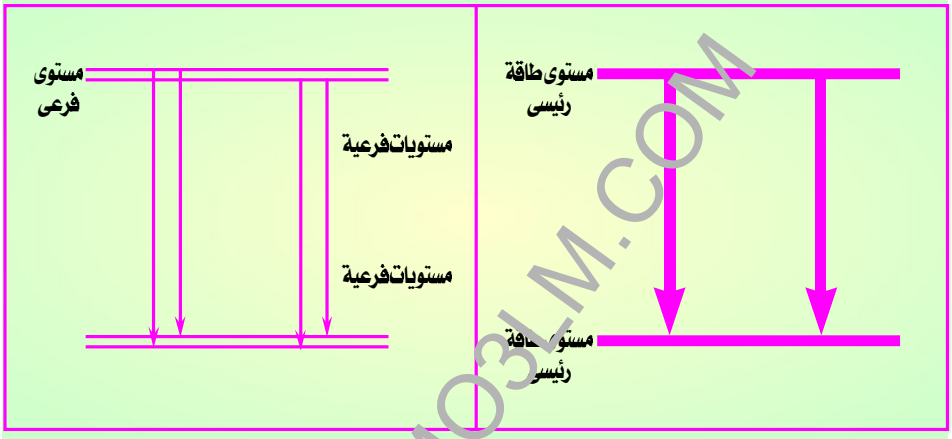


WWW.ALMO3LM.COM

● **ملحوظة**: عدد الكم الرئيسى دائماً عدد صحيح يأخذ القيم ١ ، ٢ ، ٣ ، ٤ ، . . . . . ولا يأخذ القيمة (صفر) أو قيماً غير صحيحة .

٢.عدد الكم الثانوى Subsidiary quantum number (l):

● باستخدام «سمر فيلد» لجهاز المطياف (الإسبكتروسكوب) وهو جهاز له قدرة عالية على تحليل الألوان أو الأطياف اكتشف أن الخط الطيفى الواحد لكل مستوى طاقة رئيسى والذى كانت تبينه أجهزة التحليل القديمة هو فى الواقع عدد من خطوط الطيف الدقيقة أطلق عليها «سمر فيلد» اسم مستويات الطاقة الفرعية وأعطاها الرموز (S ، P ، d ، f) .



● مستويات الطاقة الفرعية لنفس المستوى الرئيسى تختلف عن بعضها اختلاف طفيف فى الطاقة ويمكن ترتيبها حسب طاقتها كما يلى :

(f > d > p > s) .

● عدد مستويات الطاقة الفرعية لكل مستوى طاقة رئيسى تساوى رقمة الكمى حتى المستوى الرابع .....

أمثلة :

مستوى الطاقة الرئيسى **(k)** له رقم الكم (١) لذلك يكون له مستوى طاقة فرعى واحد **(1S)** .

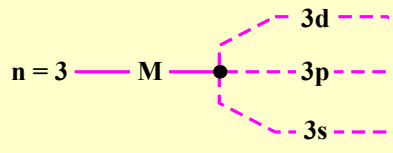
n = 1 _____ **K** _____ _ _ **1S** _ _ .

مستوى الطاقة الرئيسى **(L)** له رقم الكم (٢) لذلك يكون له مستويان فرعيان

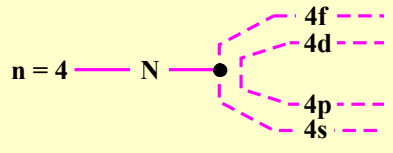
n = 2 ——— **L** ——— **2p** ----- **2s** ----- **(2p ، 2s)**

WWW.ALMO3LM.COM

مستوى الطاقة الرئيسى (M) له رقم الكم (٣) لذلك يكون له ثلاث مستويات فرعية (3d ، 3p ، 3s)

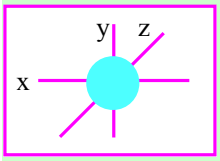


مستوى الطاقة الرئيسى (N) له رقم الكم (٤) لذلك يكون له أربع مستويات فرعية هى (4f ، 4d ، 4p ، 4s)



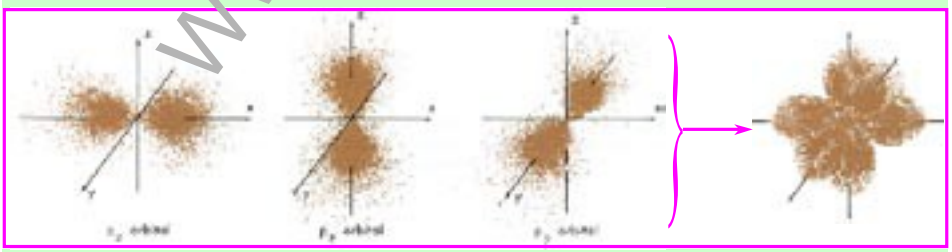
٣.عدد الكم المغناطيسى Magnetic quantum number (m):

● مع استمرار المحاولات واستخدام مجال مغناطيسى قوى استطاع العلماء اكتشاف أن كل خط طيفى يُمثل مستوى طاقة فرعى ينقسم بدوره إلى عدد فردى من الخطوط سميت بالأوربيتالات . أى أن عدد الكم المغناطيسى يمثل عدد الأوربيتالات لكل مستوى طاقة فرعى .



● **المستوى الفرعى (s)**:له أوربيتال واحد كروى متماثل من جميع الاتجاهات حول النواة .

● **المستوى الفرعى (p)** : يحتوى على ثلاث أوربيتالات تتخذ محاورها الإتجاهات الفراغية الثلاث (x ، y ، z) لذا تتخذ الرموز p_x ، p_y ، p_z وهى متعامدة على بعضها وتأخذ الكثافة الإلكترونية لكل أوربيتال شكل كمثرتين متقابلتين عند الرأس dumb-bells فى نقطة تنعدم عندها الكثافة الإلكترونية وأوربيتالات مستوى الطاقة الفرعى (p) متكافئة أو متساوية فى الطاقة .



● **المستوى الفرعى (d)** : يحتوى على خمسة أوربيتالات أما المستوى الفرعى **(f)** فيحتوى على سبعة أوربيتالات .

WWW.ALMO3LM.COM

٤.عدد الكم المغزلى (Spin quantum number (m_s) :

يحدد عدد الكم المغزلى (m_s) نوعية حركة الإلكترون حول محوره (الحركة المغزلية) والتى قد تكون فى إتجاه دوران عقارب الساعة أو عكس اتجاه دوران عقارب الساعة فينشأ عن ذلك مجالين مغناطيسين متعاكسين يعملا على تلافى قوى التنافر بين الالكترونين الموجودين فى نفس الأوربيتال لذلك توجد الإلكترونات فى الأوربيتالات فى حالة ازدواج على النحو التالى : ⇅

● **العلاقة بين رقم المستوى الأساسى، المستويات الفرعية، الأوربيتالات.**

ـ عدد مستويات الطاقة الفرعية للمستوى الأساسى المنتمية له تساوى رقمه الكمى فالمستوى الأول **(k)** له مستوى فرعى واحد والمستوى الثانى **(L)** له مستويان فرعيان وهكذا حتى المستوى الرابع (N) . . . . .

ـ عدد أوربيتالات المستوى الأساسى يساوى مربع رقمه الكمى (n^2) حتى المستوى الرابع . فالمستوى الأول **(k)** له أوربيتال واحد هو (1s) .

والمستوى الثانى **(L)** له أربع أوربيتالات هى $2s$ ، $2p_x$ ، $2p_y$ ، $2p_z$.

والمستوى الثالث **(M)** له تسع أوربيتالات هى $3S$ ، $3p_x$ ، $3p_y$ ، $3p_z$. بالإضافة إلى عدد خمسة أوربيتالات لمستوى الطاقة الفرعى **(3d)** .

ـ عدد الإلكترونات التى يمكن أن يتشبع بها المستوى الأساسى يساوى ضعف مربع رقمه الكمى ($2n^2$) .

● **مثال:** المستوى الثانى **(L)** مثلاً يتشبع بعدد ثمانية إلكترونات موزعة على النحو التالى : $2s^2$ ، $2p_x^2$ ، $2p_y^2$ ، $2p_z^2$.

ملاحظة: الرقم الذى يسبق رمز المستوى الفرعى يدل على مستوى الطاقة الأساسى التابع له المستوى الفرعى والرقم الذى يعلو رمز المستوى الفرعى يدل على عدد الإلكترونات الموجودة بأوربيتالات المستوى الفرعى .

مثال: $3S^2$ الرقم (٣) يعنى أن مستوى الطاقة الفرعى **(S)** ينتمى لمستوى الطاقة الرئيسى الثالث **(M)** والرقم (٢) الذى يعلو الرمز **S** يدل على أن المستوى الفرعى **(S)** يحتوى على إلكترونين .

WWW.ALMOSLM.COM

أعداد الكم

- عدد الكم الرئيسى (n)
- عدد الكم الثانوى (l)
- عدد الكم المغناطيسى (m)
- عدد الكم المغزلى (m_s)

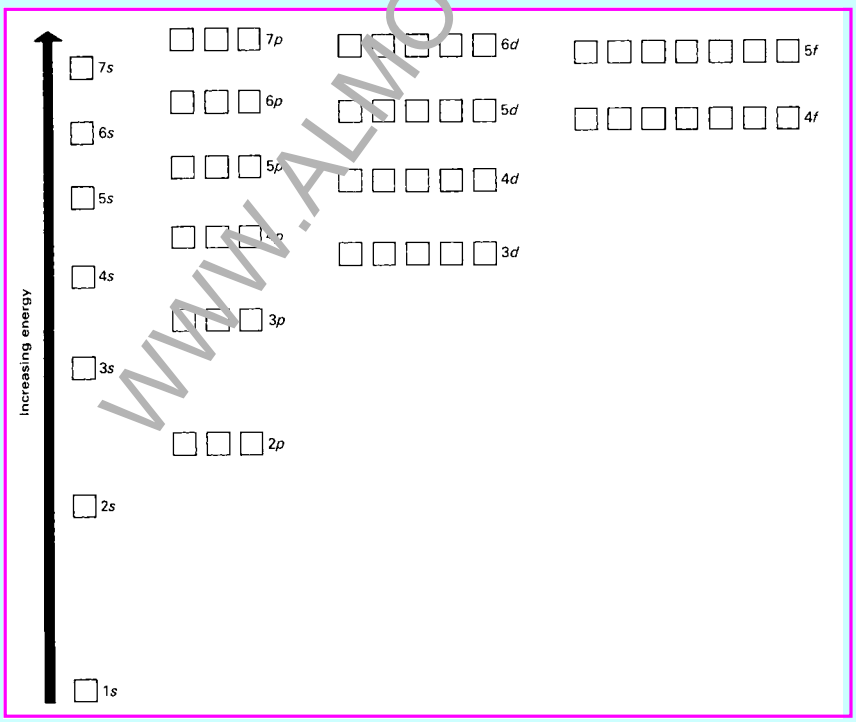
● **قواعد توزيع الإلكترونات** : تخضع عملية توزيع الإلكترونات فى مستويات الطاقة الفرعية والأوربيتالات لقواعد خاصة أهمها :

١ـ **مبدأ البناء التصاعدى Auf-bou principle** : يختص هذا المبدأ بملىء مستويات الطاقة الفرعية بالإلكترونات والتى تختلف عن بعضها اختلاف طفيف فى الطاقة لذا يكون الترتيب الحقيقى للطاقة فى الذرة حسب ترتيب المستويات الفرعية لها .

وينص مبدأ البناء التصاعدى على :

لابد للالكترونات أن تملأ المستويات الفرعية ذات الطاقة المنخفضة أولاً ثم المستويات الفرعية ذات الطاقة الأعلى .

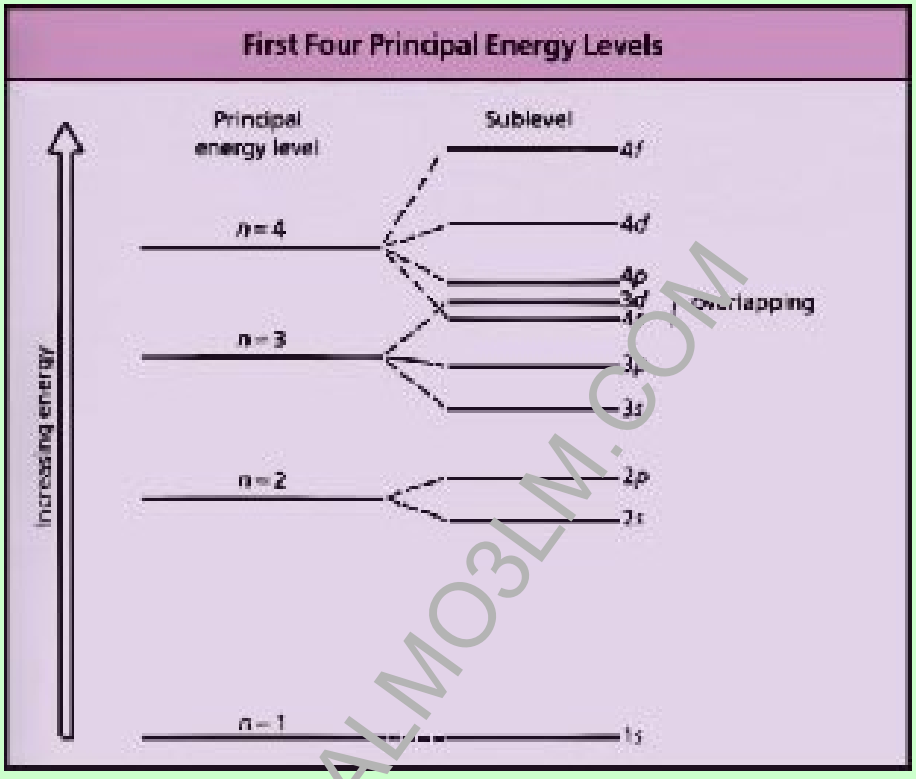
رسم تخطيطى لطريقة ملء مستويات الطاقة الفرعية بالإلكترونات طبقاً لمبدأ البناء التصاعدى



WWW.ALMO3LM.COM

وتترتب المستويات الفرعية تصاعدياً كما يلى :

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



يلاحظ من الشكل التخطيطى لمستويات الطاقة أن المستوى الفرعى **4S** التابع لمستوى الطاقة الرئيسى **(N)** الأعلى طاقة تشغله الإلكترونات قبل أن تشغل أوربيتالات مستوى الطاقة الفرعى **(d)** التابع لمستوى الطاقة الرئيسى **(M)** الأقل طاقة .

● **تدريب**: يبين التوزيع الإلكترونى لذرات العناصر التالية :

$_{11}Na$ ، $_{19}K$ ، $_{20}Ca$ ، $_{26}Fe$ ، $_{30}Zn$

الحل

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

$_{19}k\ 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1$

$_{20}Ca\ 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2$

$_{26}Fe\ 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^6$

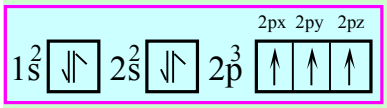
$_{30}Zn\ 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}$

WWW.ALMO3LM.COM

٢. قاعدة هوند Hund's rule : لا يحدث ازدواج بين إلكترونين فى مستوى فرعى واحد إلا بعد أن تشغل الإلكترونات أوربيتالاته فرادى أولاً .

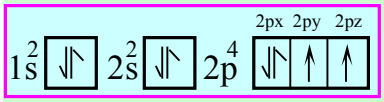
أمثلة :

١. التركيب الإلكترونى لذرة النيتروجين $_7N$



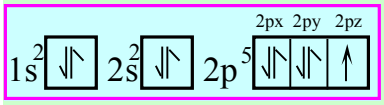
يتضح من التركيب الإلكترونى لذرة النيتروجين أن الإلكترونات تشغل أوربيتالات مستوى الطاقة الفرعى **2p** فرادى لأن هذا أفضل لها من حيث الطاقة .

٢. التركيب الإلكترونى لذرة الأكسجين $_8O$:



يتضح من التركيب الإلكترونى لذرة الأكسجين أن الإلكترون الثامن ازدوج مع الإلكترون الموجود فى الأوربيتال $2p_x$ ولم ينتقل لمستوى طاقة أعلى (3S) لأن هذا أفضل للإلكترون من حيث الطاقة طبقاً لقاعدة هوند .

٣. التركيب الإلكترونى لذرة الفلور $_9F$:



الإلكترون التاسع فى ذرة الفلور يزدوج أيضا ولا ينتقل إلى مستوى طاقة أعلى لأن هذا أفضل له من حيث الطاقة .

● **ملحوظة** : وهكذا نرى من دراستنا السابقة فى المرحلة الاعدادية ومن دراستنا الحالية للتركيب الإلكترونى لذرات العناصر أنه أصبح من الممكن التعبير عن التركيب الإلكترونى للذرة بثلاث طرق فمثلاً ذرة النيتروجين لها سبعة إلكترونات يمكن التعبير عن توزيعها الإلكترونى بإحدى الطرق الآتية :

● 2 5 هذا التوزيع يوضح عدد الإلكترونات فى مستوى الطاقة ككل

● $1s^2, 2s^2, 2p^3$ وهذا التوزيع الإلكترونى يوضح توزيع الإلكترونات فى مستويات الطاقة الفرعية باتباع مبدأ البناء التصاعدى .

● $1s^2, 2s^2, 2p_x^1, 2p_y^1, 2p_z^1$ وهذا التوزيع الإلكترونى لذرة النيتروجين يوضح توزيع الإلكترونات فى الأوربيتالات حسب قاعدة هوند وهذا بالطبع أفضل طرق التوزيع الإلكترونى .

WWW.ALM03LM.COM

الفهـــــرس

- مقدمة:

- البـــاب الأول: ٣

بنية الذرة

- البـــاب الثـانى: ٣٠

تصنيف العناصر والجدول الدورى الطويل

- البـاب الثـالث: ٨٤

الاتحاد الكيميائى

- البـــاب الرابع: ١١٥

العناصر المثالية فى بعض المجموعات المنتظمة بالجدول الدورى

- البـاب الخـامس: ١٥١

العناصر الانتقالية

- البـاب الســادس: ٢٠٣

الاتزان الكيميائى والاتزان الأيونى وتطبيقاته

- البـاب الســابع: ٢٣٦

التحليل الكيميائى والتحليل الوصفى

- البـاب الثـامن: ٢٦٨

الكيمياء الكهربية

- البـاب التـاسع: ٣١١

الكيمياء العضوية

- البـاب العـاشـر: ٤٩٤

كيمياء التغذية

- امتحانات الثانوية العامة ٥٣٤

WWW.ALMOSLIM.COM