البـــاب الاول

تركيب الذرة

Structure of the atom

قوانين الإتحاد الكيميائى .

النظرية الذرية لدالتون .

ظاهرة التفريغ الكهربى (الأشعة المهبطية وخواصها) .

الأشعة الموجبة والبروتون .

نموذج طومسون الذرى .

تجربة طومسون لقياس نسبة شحنة الإلكترون إلى كتلته .

تجربة ميليكان لقياس شحنة الإلكترون .

تجربة رونتجن والأشعة السينية وخواصها .

ظاهرة النشاط الإشعاعى .

أهمية ظاهرة النشاط الإشعاعى فى معرفة مكونات الذرة .

نموذج رذفورد لبناء الذرة .

فروض نظرية رذرفورد والصعوبات التى واجهتها .

الطيف الذرى .

موزلى والعدد الذرى .

نظرية الكم لبلانك .

نظرية بوهر الذرية .

نموذج بوهر الخاص لذرة الهيدروجين .

طاقة الإلكترون وطيف ذرة الهيدروجين .

الطبيعة الموجية للإلكترونات .

أعداد الكم .

سعة المدارات ومبدأ باولى للإستثناء .

أشكال المدارات .

التركيب الإلكترونى للعناصر وقاعدة هوند .

الجدول الدورى وتوزيع الإلكترونات .

الجدول الدورى للعناصر .

التدرج فى الخواص الفيزيائية والكيميائية فى الجدول الدورى للعناصر .

أمثلة محلولة .

الأسئلة .

تركيب الذرة : Structure of the atom

عرف قديما أن المادة تتكون من جزيئات متناهية فى الصغر ، هذه الجزيئات سميت بالذرات ، وهذه الذرات صلبة وذات كتلة ، ولا يمكن اختراقها ، ومتحركة ، ولا تفنى . وقبل الحديث عن تركيب الذرة لابد من توضيح بعض قوانين الإتحاد الكيميائى .

قوانين الإتحاد الكيميائى :

(١) قانون بقاء المادة :

أوضح لا فوزية عام ١٧٧٠م أن هناك علاقة تربط بين أوزان المواد الناتجة من التفاعل ، حيث قام بإجراء عدة تجارب . مثال ذلك : لو أخذنا خمس جرامات من الصوديوم وخمس جرامات من الكبريت وأجرينا تفاعل بينهما للحصول على كبريتيد الصوديوم فإننا نجد أن وزن المادة الناتجة عشر جرامات ، وهذا يؤكد قانون بقاء المادة والذى ينص على أن : «المادة لا تفنى ولا تستحدث» .

(٢) قانون النسب الثابتة :

أوضح قانون النسب الثابتة أن المركب الكيميائى ينتج عن إتحاد عناصره بنسبة وزنية ثابتة مهما اختلفت طرق تحضيره . ولاحظ ذلك دالتون . أى أنه قد يتحد عنصران ويتكون لهما أكثر من مركب واحد ومن أمثلة ذلك :

١ - تحضير أكسيد النحاس CuO يتم بعدة طرق هى :

(أ) بتسخين النحاس فى الهواء لمدة طويلة :

$$2Cu + O_2 \xrightarrow{\Delta} 2CuO$$

(ب) بتسخين نترات النحاس :

$$2Cu(NO_3)_2 \xrightarrow{\Delta} 2CuO + 4NO_2 + O_2$$

(جـ) بتسخين كربونات النحاس :

$$CuCO_3 \xrightarrow{\Delta} CuO + CO_2$$

(د) بتسخين هيدروكسيد النحاس :

$$Cu(OH)_2 \xrightarrow{\Delta} CuO + H_2O$$

نلاحظ أننا لو أخذنا عينات موزونة من أكسيد النحاس الناتج من هذه الطرق المختلفة وأمررنا على كل منها كمية زائدة من غاز الهيدروجين وذلك لإتمام عملية الاختزال كما يلى :

ثم وزنا النحاس الناتج فى كل حالة . سنجد أن النحاس يتحد مع الأكسجين بنسبة ثابتة هى ٨ : ٨ : ٣١ بغض النظر عن الطريقة التى يتم بها التحضير .

$$CuO + H_2 \longrightarrow Cu + H_2O$$

ولاحظ بروست عام ١٧٩٩م أن هذه العملية تنطبق على جميع المركبات المتكونة من إتحاد العناصر مع بعضها البعض . وبذلك يكون قانون النسبة الثابتة كما يلى :

«كل مركب كيميائى مهما إختلفت طرق تحضيره فإنه يتكون دائما من نفس العناصر متحدة مع بعضها البعض بنسبة وزنية ثابتة» .

(٢) قانون النسب المتضاعفة :

(أ) يتحد الكربون مع الأكسجين لتكوين كلا من أول وثانى أكسيد الكربون كما يلى :

نلاحظ أن الكربون يتحد مع الأكسجين لتكوين أول أكسيد الكربون بنسبة ٣ : ٤ وزنا ، بينما فى تكوين ثانى أكسيد الكربون بنسبة ٣ : ٨ وزنا ، وبهذا تكون النسبة بين أوزان

الأكسجين التى تتحد بوزن ثابت من الكربون هى ١ : ٢ أى نسبة عددية بسيطة :

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2$$

$$2C + O_2 \longrightarrow 2CO$$

(ب) يتحد النيتروجين مع الأكسجين لتكوبين عدة أكاسيد مختلفة كما يلى :

نلاحظ أن النسبة بين أوزان الأكسجين التى تتحد بوزن ثابت من النيتروجين هى 1 : 2 : 3 : 4 : 5 وهى نسبة عددية بسيطة كما يلى :

اسم المركب	القانون الكيميائى	النسبة بين وزنى النيتروجين والأكسجين
أكسيد النيتروز	N_2O	4 : 7
أكسيد النيتروجين	NO	8 : 7
ثالث أكسيد النيتروجين	N_2O_3	12 : 7
ثانى أكسيد النيتروجين	NO_2	16 : 7
خامس أكسيد النيتروجين	N_2O_5	20 : 7

وهذه الحقيقة اكتشفها دالتون ووضعها فى قانون النسب المتضاعفة كما يلى :

«إذا إتحد عنصران A, B ونتج عن إتحادهما عدة مركبات مختلفة ، فإن النسبة بين أوزان أحدهما (B) التى تتحد بوزن ثابت من العنصر الآخر (A) هى نسبة عددية بسيطة» .

ويمكن شرح القانون بصورة أبسط كما يلى :

$$A_1 + B_1 \longrightarrow A_1B_1$$

$$A_2 + B_2 \longrightarrow A_2B_2$$

$A_3 + B_3 \longrightarrow A_3B_3$

$A_4 + B_4 \longrightarrow A_4B_4$

بحيث أن $A_1 = A_2 = A_3 = A_4$ = كمية وزنية ثابتة فإنه حسب قانون النسب المتضاعفة نجد أن : $B_1 : B_2 : B_3 : B_4$ تساوى 1 : 2 : 3 : 4 أى نسبة عددية بسيطة .

ولتفسير هذه القوانين للإتحاد الكيميائى وضع دالتون نظريته .

فروض النظرية الذرية لدالتون :

١ – تتكون المادة من دقائق ضغيرة لا تتجزأ ، وهى ثابتة ولا تفنى ، ولا تستحدث ، ولا ترى تسمى ذرات .

٢ – ذرات المادة الواحدة متشابهة فى الخواص من حيث الكتلة والشكل والحجم ولكنها تختلف عن ذرات المواد الأخرى .

٣ – الذرة هى أصغر جزء من المادة يمكن أن يشترك فى التفاعل الكيميائى .

٤ – المركبات الكيميائية تنتج عن إتحاد ذرات العناصر مع بعضها البعض بنسب وزنية ثابتة .

٥ – التفاعل الكيميائى عبارة عن إتحاد بين ذرات المواد بأعداد صحيحة وثابتة لتكوين الذرة المركبة .

أخطاء نظرية دالتون :

لقد حدثت إكتشافات علمية هامة فى نهاية القرن التاسع عشر ومنها أن الذرة ليست أصغر جزء من المادة ولكن هناك جسيمات أصغر منها ، وأيضًا ثبت أن الذرة ليست مصمته ولكن معظمها فراغ ، وأيضا ثبت أن ذرات العنصر الواحد ليست متشابهة ولكن قد تختلف عن بعضها .

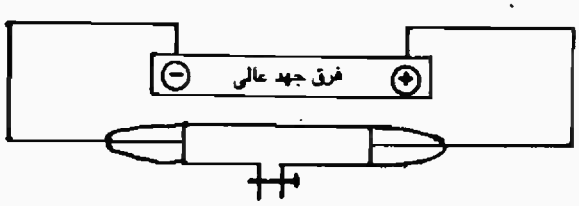
الظواهر التى ساعدت على إكتشاف مكونات الذرة :

(أ) ظاهرة التفريغ الكهربى خلال الغازات .

(ب) ظاهرة النشاط الإشعاعى .

أولا : ظاهرة التفريغ الكهربى « الأشعة المهبطية » :

وذلك بإمرار تيار كهربى خلال الغازات المخلخلة يتم فى أنابيب التفريغ . وهى مفرغة جزئيا من الهواء ، وطولها (40) سم – تحمل قطبين موجب وسالب ، وفرق الجهد بينهما فى حالة السكون يساوى (50,000) فولت . ويتم خفض ضغط الغاز الذى يملأ الأنبوبة تدريجيا بواسطة مضخة تفريغ . وعند إمرار تيار كهربى عالى الجهد فى الأنبوبة ، يبدأ الغاز بالإشعاع ثم يتلون ما بين القطبين بلون مميز يعتمد على نوع الغاز بالإشعاع ثم يتلون ما بين القطبين بلون مميز يعتمد على نوع الغاز الموجود فى الأنبوبة . كما ينبعث من المهبط (الكاثود) إشعاعات تسبب توهجا وتألقا لجدار الأنبوبة المقابلة له نتيجة لإظطدامها كما فى شكل (١) :



شكل (١) أنبوبة التفريغ الكهربى

خواص الأشعة المهبطية (الكاثودية) :

١ - **تسير أشعة المهبط فى خطوط مستقيمة :** والدليل على ذلك أنه إذا تعرض مسار الأشعة لأى جسم ذا شكل معين نلاحظ تكوين ظل لهذا الجسم على جدار الأنبوبة .

٢ - **لها كمية حركة**: فإذا اصطدمت هذه الأشعة بعجلة خفيفة من (الميكا) موضوعة فى مسارها فإنها تحركها نحو المصعد . وعند عكس إتجاه التيار الكهربى نلاحظ أن العجلة تتحرك فى إتجاه مضاد للإتجاه الأول وهذا يثبت أن هذه الأشعة عبارة عن دقائق مادية لها كتلة وسرعة وأنها تنبعث من المهبط .

٣ - **تتأثر بالمجالين المغناطيسى والكهربى**: عند التأثير على شعاع من أشعة المهبط بمجال مغناطيسى ينحرف الشعاع عن مساره المستقيم ويتحرك فى مسار دائرى . وعند التأثير عليه بمجال كهربى ينجذب الشعاع ناحية القطب الموجب وتزداد سرعتها الإبتدائية .

٤ - **لها تأثير حرارى**: فعند وضع سلك رقيق من البلاتين فى مركز تجمع أشعة صادرة من مهبط مقعر فإنه يتوهج لدرجة البياض . وهذا دليل على أن أشعة المهبط لها تأثير حرارى .

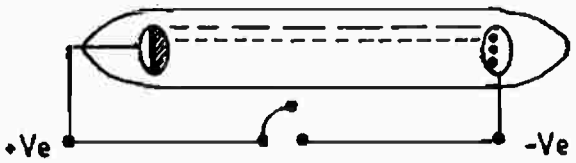
٥ - **لها القدرة على النفاذ**: تنفذ أشعة المهبط خلال بعض المعادن مثل الألومنيوم وتتوقف قوة النفاذ على سمك هذه المعادن .

٦ - **لها تأثير على بعض العناصر الثقيلة**: إذا سقطت أشعة المهبط على بعض العناصر ذات الوزن الذرى الكبير مثل البلاتين (الوزن الذرى ١٩٥٫٠٩) أو التنجستين (الوزن الذرى ١٨٣٫٨٥) تنبعث أشعة جديدة غير مرئية تسمى الأشعة السينية أو أشعة أكس .

ولقد إتضح من تجارب طومسون أن أشعة المهبط تتكون من جسيمات تحمل الشحنة الكهربية السالبة وأن كتلة الجسم الواحد تساوى ١٨٣٨ / ١ تقريبا من كتلة ذرة الهيدروجين . وهذا الجسيم هو الوحدة السالبة الداخله فى ذرات جميع العناصر ويسمى إلكترون . وبذلك يمكن القول بأن أشعة المهبط عباره عن إلكترونات ثابتة الكتلة والشحنة وأن الإلكترون هو الوحده البنائية السالبة فى تركيب ذرات جميع العناصر . كما أنه يمكن القول بأن أشعة المهبط لا تعتمد على نوع الغاز المستعمل فى أنبوبة التفريغ ولا تعتمد أيضًا على نوع الأقطاب المستخدمة .

الأشعة الموجبة والبروتون :

حيث أن الذرة متعادلة كهربيا ، وتم إكتشاف الإلكترون . إتجه البحث إلى وجود شحنة موجبة وفى عام ١٨٨٦ لاحظ جولد شتاين مايلى : إذا ما اتخذ من قرص مثقوب قطبا سالبا وتحت ضغط واحد مم زئبق فى جهاز كروكس . أنه يوجد وهج يظهر على جدار الأنبوبة خلف الكاثود . مما يدل على وجود أشعة تمر خلال الثقوب الموجودة وسماها الأشعة القنوية أو الأشعة الموجبة كما فى الشكل (٢) .



شكل (٢)

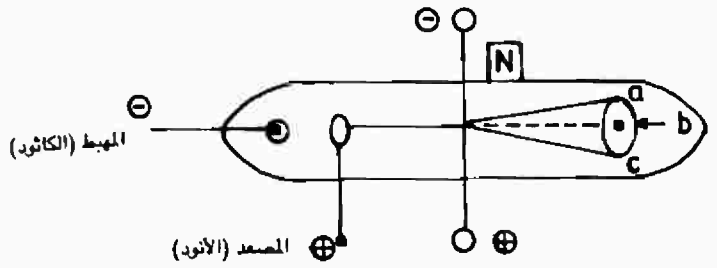
وتتميز الأشعة الموجبة بأنها تنحرف تحت تأثير المجال الكهربى والمغناطيسى فى إتجاه وبمقدار يدل على إنها موجبة وتتكون من جسيمات لها نفس كتلة ذرات وجزيئات الغاز العادية ولهذا سميت بالأشعة الموجبة .

نموذج طومسون الذرى :

افترض طومسون أن الذرة تتكون من نواة ذات شحنة موجبة يحيط بها الإلكترونات ذات الشحنة السالبة بحيث أن عدد الشحنات الموجبة يساوى عدد الشحنات السالبة وبهذا تكون الذرة متعادلة كهربائيا . وافترض أيضًا أن إختلاف ذرات العناصر إنما هو إختلاف فى حجم النواة وفى قيمة الشحنة والسالبة فى الذرة . وقد اقترح أحد العلماء بعد ذلك تعديلا على نموذج طومسون حيث وضح أنه بإمكان الإلكترونات أن تبتعد قليلا عن النواة وذلك تحت تأثير قوى خارجية ولكن رغم إبتعاد الإلكترونات عن النواة فإنها تبقى ضمن المجال الكهربى للنواة .

تجربة طومسون لقياس نسبة شحنة الإلكترون إلى كتلته :

لإيجاد الشحنة النوعية للإلكترون . أى لإيجاد قيمة e /m حيث (e) هى شحنة الإلكترون و (m) هى كتلته . فقد إستطاع طومسون من خلال تجربته أن يعين القيمة العددية لنسبة شحنة الإلكترون إلى كتلته بواسطة استخدام انحراف مسار شعاع المهبط فى أنبوبة تفريغ كهربى بمجالين مغناطيسى كثافة فيضه (B) . متعامد على مجال كهربى شدتـه (E) كما فى شكل (٣) :



شكل (٣) : تجربة طومسون لقياس $\frac{e}{m}$

أولا : فى غياب المجالين الكهربى والمغناطيسى يتحرك شعاع الإلكترونات فى خط مستقيم عند النقطة (b) .

ثانيا : بالتأثير بمجال مغناطيسى كثافة فيضه (B) ينحرف شعاع الإلكترونات فى مسار دائرى نصف قطره (r) بتأثير القوة المغناطيسية فى إتجاه متعامد على كل من إتجاه الشعاع والمجال المغناطيسى ومقدارها BeV حيث V هى سرعة الإلكترونات .

$$Be\ v = m\ v^2 / r \quad \ldots\ldots (1)$$

$$\therefore\ e / m = v / Br \quad \ldots\ldots (2)$$

ثالثا : بالتأثير بمجال كهربى شدته (E) متعامد على المجال المغناطيسى بحيث يعيد شعاع الإلكترونات إلى مساره المستقيم عند النقطة (b) حيث تتساوى القوتين الكهربية والمغناطيسية

(شكل ٢ C) كالآتى :

$Be\ v = Ee$ ..... (3)

$v = B / E$ ..... (4)

وبالتعويض عن v فى المعادلة (٢) نجد أن :

$e / m = E / B^2 r$ ..... (5)

وقد حددت هذه القيمة بالمقدار ١٫٧٥٧٧ × ١٠^٨ كولوم / جم ومن المؤكد أن هذه القيمة ثابتة بغض النظر عن مادة المهبط والغاز المستخدم فى أنبوبة التفريغ .

إذا ما يستنتج من تجربة طومسون هو أن الإلكترون إحدى المكونات الأساسية لذرات جميع المواد .

تجربة ميليكان لقياس شحنة الإلكترون :

تمكن ميليكان عام ١٩٠٩ من تقدير شحنة الإلكترون ، حيث إنها إحدى الثوابت الفيزيائية الأساسية ، وفكرة هذه التجربة هى أن تسقط قطرة من الزيت (زيت الأبيزون) بين صفيحتين عموديتين لمكثف ويتتبع مسار قطرة الزيت على فترات منتظمة كما يلى :

أولا : فى حالة عدم وجود مجال كهربائى بين الصفحتين تكون القوى المؤثرة على حركة القطرة هى : وزنها ، قوة الدفع إلى أعلى نتيجة لإزاحة الهواد – بالإضافة إلى مقاومة الهواء لحركة القطرة نتيجة للزوجته .

فإذا كان نصف قطر القطرة r, g عجلة الجاذبية الأرضية وكثافة الزيت هى ρ فإن :

القوة نتيجة لوزن القطرة = $4 / 3\ \pi r^3 \rho g$

قوة دفع الهواء للقطرة إلى أعلى = $4 / 3\ \pi r^3 \rho_o g$

حيث ρ_o كثافة الهواء .

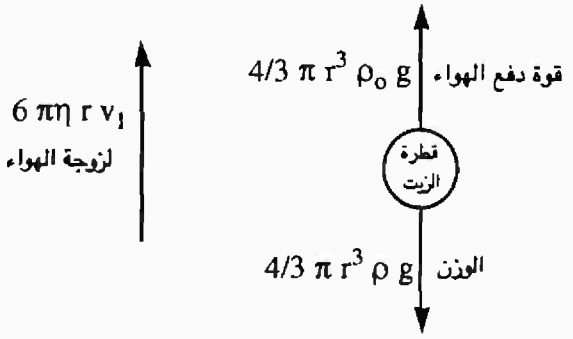
وحسب قانون ستوك للزوجة تكون مقاومة الهواء نتيجة للزوجة هى $6\pi\eta r v_1$. ودائما هذه القوة تكون عكس إتجاه حركة القطرة . مع العلم بأن v_1 = سرعة القطرة و η (إيتا) معامل لزوجة الهواء .

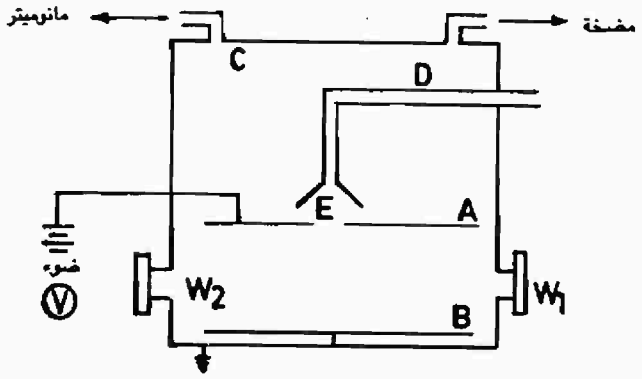
وعندما تصبح سرعة القطرة منتظمة فإن محصلة القوى الواقعة عليها تساوى صفر أى أن

$$4/3\ \pi r^3 \rho g = 4/3\ \pi r^3 \rho_o g + 6\pi \eta r v_1$$

$$4/3\ \pi r^3 \rho g - 4/3\ \pi r^3 \rho_o g + 6\ \pi\eta r v_1$$

$$4/3\ \pi r^3\ g\ (\rho - \rho_o = 6\ \pi\eta r v_1$$





شكل (٤) تجربة ميليكان لتعيين شحنة الالكترون

وهذه التجربة موضحة كما فى شكل (٤) ، هذا الجهاز من صفيحتين معدنيتين A, B مثبتتين بداخل إناء C مملوء تحت ضغط منخفض ، ويمكن تنظيم درجة الحرارة الداخلية بواسطة ترموستات فتحته العليا متصلة بطرف بطارية ذات جهد بينما الطرف الآخر والصفيحة السفلى متصلة بالأرض ويستخدم جهاز رش D لكى يخرج منه رذاذ دقيق جدا من الزيت . نحصل على قطرة صغيرة من الزيت لتمر خلال الفتحة E وتدخل الفراغ بين الصفيحتين ونلاحظ حركة هذه القطرة من خلال منظار عن طريق الشباك الداخل منه الفتحة (W_2) فى الجهاز . وبذلك يمكن حساب الزمن اللازم لسقوط القطرة المضاءة بين القطبين تحت تأثير الجاذبية الأرضية ولزوجة الهواء الموجود داخل الجهاز نعود إلى كيفية تعيين شحنة الإلكترون .

حالة وجود مجال كهربى بحيث يكون جهدا الصفيحة (A) موجبا . نجد أن :

قطرة الزيت تتغير وذلك لأن القطرة تحمل شحنة مقدارها (Q) وبالتالى تؤثر عليها للمجال الكهربى مقدارها $F = QE$.

حيث E شدة المجال الكهربى ، V فرق الجهد بين الصفيحتين ، d المسافة بين الصفيحتين فإذا كانت الشحنة (Q) على القطرة سالبة فإنها تتحرك إلى أعلى بسرعة ما وتكون محصلة القوى المؤثرة عليها أيضًا تساوى صفرا أى :

$$4/3\,\pi r^3 \rho_o g + QE = 4/3\,\pi r^3 \rho g + 6\pi\eta r v_2$$

$$4/3\,\pi r^3 g(\rho - \rho_o + 6\pi\eta r V_2 = QE \quad \ldots\ldots (a)$$

$$4/3\,\pi r^3 g(\rho - \rho_o) = QE - 6\pi\eta r v_2 = 6\pi\eta r v1$$

وذلك من المعادلة (a)

أى $QE - 6\,\pi\eta r v_2 = 6\,\pi\eta r v_1$

$\therefore QE = 6 \pi \eta r (v_1 + v_2)$

$\therefore Q = 6 \pi \eta r (v_1 + v_2) / E$

حيث v_1 ، v_2 يمكن تعيينها بحساب الزمن اللازم لقطع مسافة معينة أثناء التحرك بالسرعة المطلوبة تعيينها . ونصف القطر للقطرة يمكن تعيينه من المعادلة (a) كما يلي

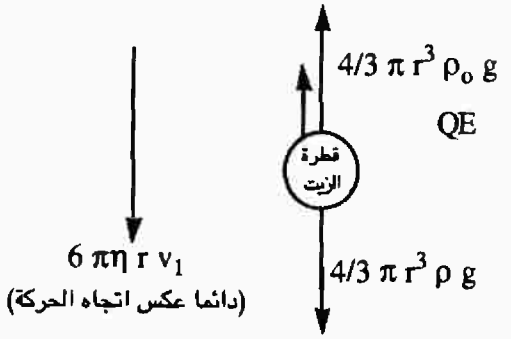
$r^2 = 9 / 2 [\pi v_1 / (\rho - \rho_o)] g$

وقد وجد ميليكان أن الشحنة (Q) يمكن التعبير عنها دائما بالمعادلة : $Q = ne$ عدد صحيح و (e) تمثل الشحنة الدولية المكافئة لشحنة الإلكترون وهى :

كولوم $e = 1,594 \times 10^{-19}$

وحدة الكترو مغناطيسية $e, m, u = 1,591 \times 10^{-20}$

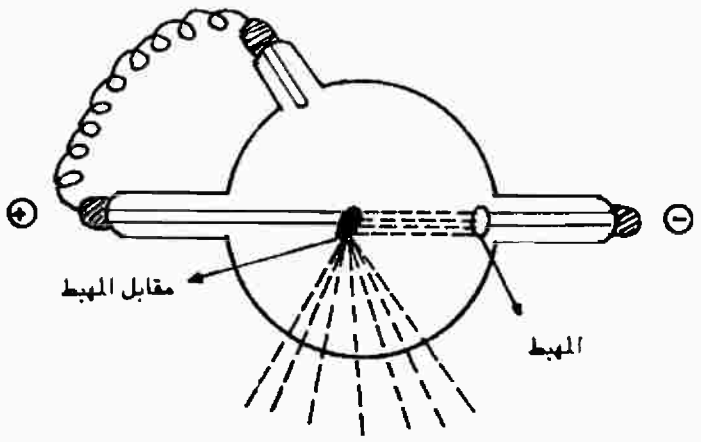
وحدة الكتروستاتيكية $e, s, u = 4,773 \times 10^{-10}$



تجربة رونتجن والأشعة السينية (أشعة X) :

عند دراسة الأشعة المهبطية أتضح لكثير من الباحثين وجود أنواع متعددة من الإشعاعات تصدر عن عناصر لها طبيعة الإشعاع الذاتى . وقد لاحظ رونتجن أن لوحا فوتوغرافيا موضوعا بالقرب من مواد كيميائية معينة قد تأثر . كما لاحظ أن التأثير لم يتوقف حتى بعد أن

وضع حاجزا ورقيا بين اللوح الوتوغرافى والمواد الكيميائية . ولقد فسر رونتجن ذلك بأن نوع من الإشعاعات ينبعث من الأجسام التى تعترض طريق الأشعة المهبطية التى لا تتأثر بالمجال المغناطيسى ، مما يدل على أنها متعادلة ولها قدرة كبيرة علي اختراق الأجسام التى تعترض طريقها كالورق والخشب إلا أنها لا تخترق العظام وبعض الفلزات ، كما أنها تؤين الغازات التى تمر بها . أى يمكن إستنتاج أن من خواص أشعة المهبط أنه عندما تصطدم هذه الأشعة ببعض المواد مثل التنجستين تنبعث أشعة أخرى غير مرئية أطلق عليها الأشعة السينية كما فى شكل (٥) .



شكل (٥) جهاز الأشعة السينية

خواص الأشعة السينية :

١ - موجات كهرومغناطيسية (ليست جسيمات مادية) تسير بسرعة الضوء ٣ × ١٠١٠ سم / ثانية ، ولها طول موجى قصير وتردد كبير .

٢ - تخترق الأجسام غير المنفذة للضوء وتتوقف قوة نفاذها على سمك وكثافة المادة .

٣ - تؤثر فى الألواح الفوتوغرافية الحساسة لذلك تستخدم فى الأغراض الطبية .

٤ - لها تأثير فسيولوجى على الخلايا الحية .

٥ – لها القدرة على تأين الغازات عندما تمر بها .

٦ – لا تتأثر بالمجالات المغناطيسية أو الكهربية مما يدل على أنها موجات وليست دقائق مشحونة .

إذن كل ما سبق يمكننا إستنتاج أن ظاهرة التفريغ الكهربى خلال الغازات أدت إلى :

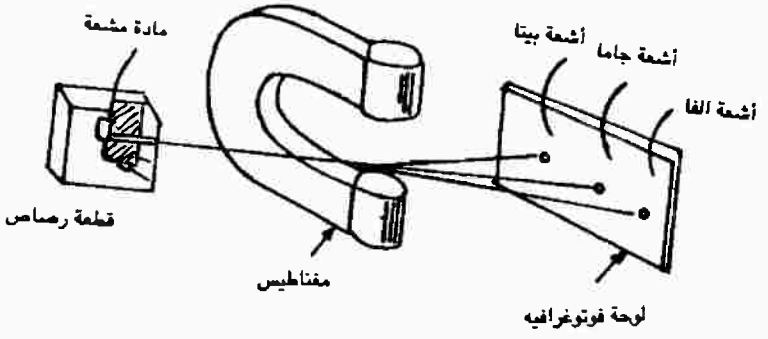
أ – إكتشاف أشعة المهبط (الإلكترونات) .

ب – إكتشاف الأشعة القنوية .

جـ – إكتشاف الأشعة السينية .

ظاهرة النشاط الإشعاعى :

اكتشف العالم بيكريل عام ١٨٩٦ أن هناك بعض عناصر موجودة فى الطبيعة تصدر عنها إشعاعت تلقائية مثل أملاح اليورانيوم فتنبعث إشعاعات تؤثر فى ألواح التصوير . فمثلا عند وضع قطعة من عنصر الراديوم المشع داخل تجويف فى كتلة من الرصاص ثم تعرض الأشعة التلقائية الناتجة لمجال مغناطيسى أو كهربائى عمودى عليها نلاحظ أن حزمة الأشعة تتحلل إلى ثلاثة أنواع من الإشعاعات كما فى شكل (٦) .



شكل (٦) مسار اشعاعات (α ، β ، δ) فى مجال معناطيسى

النوع الأول : أشعة تنحرف ناحية القطب السالب مما يدل على أنها موجبة الشحنة . وقد

اتضح أن كل دقيقة منها تمثل نواة ذرة الهليوم . وعلى ذلك فإن كتلتها تعادل أربعة أمثال ذرة الهيدرورجين ، وقدرتها على النفاذ خلال الأجسام الصلبة قليلة على الرغم من قدرتها الفائقة على تأين الغاز التى تمر بها . وهذه هى دقائق ألفا (α) .

النوع الثانى : أشعة تنحرف ناحية القطب الموجب مما يدل على إنها سالبة الشحنة ، وقد اتضح أن كتلته كل دقيقة منها تساوى كتلة الإلكترون ، وهذه هى دقائق بيتا (β) .

النوع الثالث : عبارة عن موجات كهرومغناطيسية لا تتأثر بالمجالين الكهربى والمغناطيسى ، مما يدل على إنها غير مشحونة ، هذه هى موجات جاما (δ) .

والجدول الموضح بعد يوضح أهم الفروق بين خواص دقائق ألفا وبيتا وموجات جاما .

أهمية ظاهرة النشاط الإشعاعى فى معرفة مكونات الذرة :

أدت هذه الظاهرة الطبيعية إلى مايلى :

١ - إكتشاف النيوترون :

اكتشف شادويك عام ١٩٣٢ أنه عند قذف عنصر البريليوم بدقائق الفا ، فإنه تنبعث جسيمات جديدة ، لها القدرة الكبيرة على النفاذ ، ولا تحمل شحنة كهربية ومتساوية فى الوزن، وكتلة الجسم الواحد أكبر قليلا قليلا من كتلة البروتون ، ويطلق عليها أسم نيوترون وهو الوحدة البنائية المتعادلة التى تدخل فى بناء جميع الذرات ماعدا الهيدروجين كما يلى :

$$^{9}_{4}B + ^{4}_{2}He \rightarrow ^{12}_{6}C + ^{1}_{0}n$$

٢ - تأكيد اكتشاف البروتون :

صوب رذرفورد كمية كبيرة من دقائق ألفا على غاز النيتروجين ، فلاحظ إنطلاق دقائق ذات

وجه المقارنة	دقائق ألفا (α)	دقائق بيتا (β)	دقائق جاما (δ)
طبيعتها وشحنتها	دقائق مادية موجبة الشحنة	دقائق مادية سالبة الشحنة	ليست دقائق ولكنها موجات
كتلتها	تساوى كتلة أربع ذرات من الهيدروجين أو كتلة نواة ذرة الهليوم	تساوى ١/١٨٤٠ من كتلة ذرة الهيدروجين أى أنها الكترونات	ليست لها كتلة لأنها موجات كهرومغناطيسية
تأثرها بالمجالين الكهربى والمغناطيسى	تنحرف فى اتجاه يدل على أنها موجبة التكهرب (+)	تنحرف فى إتجاه مما يدل على أنها سالبة التكهرب (-)	لا تنحرف مما يدل على أنها غير مشحونة
سرعتها	١/١٠ من سرعة الضوء	٩ر٠ من سرعة الضوء	تساوى سرعة الضوء
قدرتها على النفاذ	لها قدرة ضعيفة	لها قدرة متوسطة	لها قدرة كبيرة جدا
قدرتها على تأين الغازات	لها قدرة كبيرة	لها قدرة متوسطة	لها قدرة ضعيفة
تأثيرها	جميعها تؤثر فى لوح التصوير الحساسة وتحدث وميضا إذا سقطت على بعض المواد الكيميائية .		

طاقة عالية جدا تفوق طاقة دقائق ألفا ، كما لاحظ تكوين نويات ذرات عنصر جديد هو نظير الأكسجين .

وعند تقرير كتلة وشحنة الدقائق الناتجة تبين إنها عبارة عن نويات الهيدروجين . أى

بروتونات وبذلك تأكد وجود البروتونات فى نويات ذرات جميع العناصر كما يلى :

$$^{14}_{7}N + ^{4}_{2}He \rightarrow ^{17}_{8}O + ^{1}_{1}H$$

إن ظاهرة النشاط الإشعاعى الطبيعى يمكن تفسيرها ، بأن العناصر ذات النشاط الإشعاعى غالبا تكون ذات أوزان ذرية كبيرة ، كما أن ذراتها غير ثابتة ، لأن عدد النيترونات فى أنويتها كبيرة بالنسبة لعدد البروتونات بها ، ولذا تحاول أن تصل إلى حالة الاستقرار كما فى العناصر غير المشعة . وذلك بأن تفقد بعض محتويات أنويتها فى صورة جسيم ألفا أو جسيم بيتا مع انطلاق طاقة هائلة هى موجات جاما ، فيتحول العنصر إلى عنصر آخر ويستمر فقد هذه الجسيمات حتى يتحول العنصر المشع فى النهاية إلى عنصر ثابت أقل فى وزنه الذرى من العنصر المشع فمثلا عنصر اليورانيوم المشع يتحول بمرور الزمن إلى عنصر آخر غير مشع هو الرصاص .

مما سبق دراسته عن ظاهرتى نشاط التفريغ الكهربى خلال الغازات والنشاط الإشعاعى . توصل العلماء إلى كشف معظم مكونات الذرة وذلك بالحقائق الآتية :

١ - لم تعد الذرة هى أصغر وحدة بنائية .

٢ - الإلكترونات هى وحدة بنائية فى ذرات جميع العناصر وتمثل الجزء السالب من الذرة .

٣ - البرتون هو أصغر وحدة بنائية موجبة فى ذرة الهيدروجين .

٤ - النيوترون وهو الوحدة البنائية غير المشحونة كهربيا ويوجد فى ذرات جميع العناصر ماعدا الهيدروجين العادى .

نموذج رذرفورد لبناء الذرة :

صوب رذرفورد عام ١٩٠٠ حزمة من أشعة ألفا الصادرة من عنصر الراديوم على صفيحة معدنية رقيقة جدا لفلز ثقيل وهو الذهب ، وبدراسة سلوك الأشعة بعد إختراقها ذرات الصفيحة

إكتشفت رذرفورد ما يلى :

١ – أن نسبة كبيرة من دقائق ألفا مرت خلال صفيحة الذهب دون إنحراف أى لم يتعرضها عائق مما يدل على إنها مرت فى فراغ .

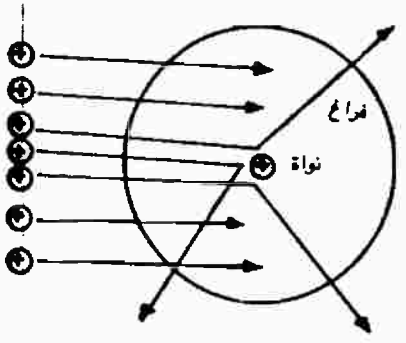
٢ – أن نسبة قليلة من دقائق ألفا ، قد إنحرفت عن مسارها الأصلى مما يدل على إنها قد إقتربت من مجال موجب قوى فتنافرت معه .

٣ – أن نسبة قليلة جدا من دقائق ألفا (١٠٠٠٠ / ١) تقريبا قد إرتدت ، مما يدل على إنها إصطدمت بجسيم له كتلة كبيرة وحجمه صغير بالنسبة لحجم الذرة . (شكل ٧) .

فروض نظرية رذرفورد :

إستنتج رذرفورد من تجربته السابقة عدة فروض هى :

١ – تتركب الذرة من نواة تحتوى على البروتونات والنيترونات وأن معظم كتلة الذرة مركزة فى النواة.



شكل (٧)

٢ – الذرة معظمها فراغ ، وحجم النواة صغير جدا بالنسبة لحجم هذا الفراغ .

٣ – توجد الإلكترونات فى مدارات حول النواة ، وعدد هذه الإلكترونات مساوى لعدد البرتونات . ولذا تكون الذرة متعادلة كهربيا .

٤ – الذرة ديناميكية فى تكوينها ، حيث أن الإلكترونات تدور بسرعة كبيرة حول النواة .

٥ – يرجع ثبات الذرة لوجودها تحت تأثير قوتين متساويتين ومتضادتين فى الإتجاه ، هما : قوة الطرد المركزية الناشئة عن سرعته دوران الإلكترونات ، وقوة الجذب بين الإلكترونات والنواة .

أهم الصعوبات التى واجهت ذرة رذرفورد ما يلى :

(١) من المعروف أن أى جسم متحرك ، ويحمل شحنة لابد وأن يفقد بعضا من طاقته ، وحيث أن الإلكترونات تدور بإستمرار فتبعا لقوانين الحركة يفقد الإلكترون أثناء دورانه بعضا من طاقة حركته على صورة طيف مستمر خطى ثابت خاص به .

(٢) عندما تقل طاقة الإلكترون فإن سرعته تنقص تدريجيا وتتغلب قوة الجذب على قوة الطرد المركزية فيقترب الإلكترون تدريجيا من النواة حتى يلتصق بها فيتغير تركيب الذرة ، وهذا فى الواقع لا يحدث .

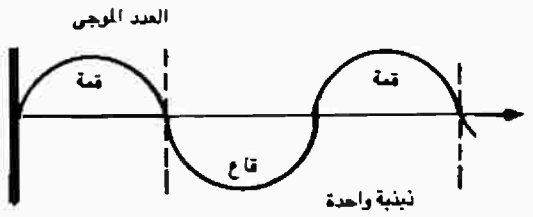
الطيف الذرى :

من المعلوم أن الضوء المنبعث من أى مصدر طبيعى أو صناعى ، يمثل نوعا من الطاقة له طبيعة مزدوجة مادية وأخرى موجية ، وهذه الأمواج كهرومغناطيسية ، لا تجتاح إلى وسط مادى لينقلها (شكل ٨) . وتتميز بالخواص التالية :

١ – التردد ويرمز له بالرمز (ν) وهو يمثل عدد الذبذبات فى الثانية الواحدة ، ويتناسب طرديا مع طاقة الموجة ، أى كلما زاد تردد الموجة زادت طاقتها وعلى العكس .

٢ – طول الموجة ويرمز لها بالرمز (λ) وتمثل بالأنجستروم ^{0}A . بين قمتين متتاليتين أو قاعدتين متتاليتين ، ويتناسب مقدارها عكسيا مع طاقة الموجة ، ويلاحظ أن طاقة الموجة الطويلة تكون صغيرة بينما طاقة الموجة القصيرة تكون كبيرة . وأيضًا فإن مقلوب طول الموجة يسمى بالعدد الموجى أى :

$\bar{\upsilon} = 1/\upsilon$



شكل (٨) : النبذبات

٣ – سرعة الموجة ويرمز لها بالرمز (C) وهى تمثل المسافة التى تقطعها الموجة فى الثانية الواحدة .

٤ – سعة الموجة وهى تعبر عن مقدار الإرتفاع أو الإنخفاض عند خط سير الموجة ، أو بمعنى آخر فإنها تمثل نصف المسافة العمودية بين قمة الموجة وقاعها . وهذه الخاصية تحدد شدة الإضاءة .

٥ – والعلاقة التى تجمع الخواص الموجية السابقة مع بعضها البعض هى :

$\bar{\upsilon} = C/\lambda e$

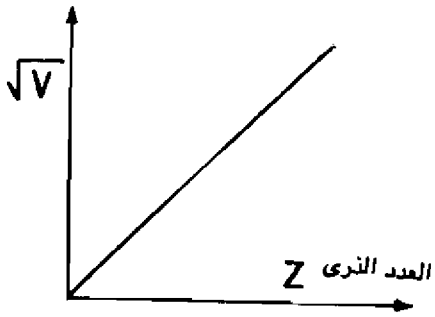
ومن ذلك فإن سرعة الموجة تساوى حاصل ضرب التردد فى طولها الموجى .

مما سبق يمكن القول بأنه عندما تتعرض ذرة ما لمجال كهربى قوى أو تصطدم بإلكترون ، أو بذرة أخرى تسير بسرعة عالية ، كما يحدث فى أنابيب التفريغ الكهربائى ، فإن أحد الكتروناتها ينتقل من مداره العادى إلى مدار آخر ذو طاقة أعلى . وعندما يعود الإلكترون إلى

مستوى طاقته الطبيعى ، فإنه تحدث عملية إشعاع أو إنبعاث للطاقة المكتسبة على صورة ضوء . وطبيعة هذه الإشعاعات (الضوء) عبارة عن موجات كهرومغناطيسية ، تنبعث على هيئة نبضات تسمى فوتونات ، وهذه الفوتونات تتحرك بسرعة الضوء وكل منها يناظر طاقة قدرها h υ حيث h مقدار ثابت يسمى ثابت بلانك وقيمته ٦٫٦٢٥ × ١٠$^{-٣٤}$ جول / ثانية . وهذا الطيف الذى ينبعث من الأجسام ، ما هو إلانتيجة لتغيرات فى مستويات الطاقة .

موزلى والعدد الذرى :

لاحظ موزلى عام ١٩١٣ أن ذبذبة خط الأشعة السينية الصادرة عن عنصر ما . تختلف عن ذبذبة خط الأشعة الصادرة عن عنصر آخر ، وأن ذبذبة الخط تزداد بالتدريج من عنصر إلى آخر وذلك بزيادة الوزن الذرى للعناصر ، وقد بين موزلى العلاقة بين الجذر التربيعى لذبذبة خطوط العناصر المختلفة والعدد الذرى لها بأنها علاقة مستقيمة كما فى شكل (٩) التالى :



شكل (٩) : العلاقة بين العدد الذرى والجذر التربيعى للذبذبة

ولقد فسر موزلى ذلك بأن فى الذرة كمية أساسية تزداد بالتدريج من عنصر إلى آخر وهذه الكمية لا يمكن أن تكون غير الشحنة الموجبة الموجودة فى النواة . ومن الرسم أمكن إيجاد الشحنة . وذلك بمعرفة ذبذبة الأشعة السينية الصادرة عن ذلك العنصر عند إستعمالها هدفا للأشعة المهبطية والعلاقة الرياضية هى :

$$V = a (z - b)$$

حيث V تساوى الجذر التربيعى لذبذبة الأشعة السينية و Z هو العـدد الذرى ، و (a, b) ثوابت لكل مجموعة من مجاميع الأشعة السينية .

نظرية الكم لبلانك : The quantum Theory

أعلن العالم بلانك عام ١٩٠٠ أن الطاقة الإشعاعية تنبعث أو تمتص على صورة وحدات صغيرة متتابعة غير قابلة للإنقسام ويسمى كل منها كم أو فوتون . والفوتون له طاقة محددة تعتمد على تردد الأشعة حيث $E = h\gamma$ ، ويعرف h بثابت بلانك .

ويساوى ٦٫٦٢٥ × $١٠^{-٣٤}$ جول / ثانية . وإذا مر شعاع من الضوء الأبيض خلال منشور زجاجي ليسقط على شاشة بيضاء فى الجهة المقابلة يظهر ما يسمى بالطيف المستمر وهو أشبه بشريط ملون به كل ألوان الطيف المعروفة من البنفسجى إلى الأحمر وليس به مسافات مظلمة (سوداء) . بالإضافة إلى الأشعة الغير منظورة وهى الأشعة فوق البنفسجية وتحت الحمراء . وقد لوحظ أن الأجسام الصلبة أو السائلة المشحونة إلى درجة البياض (مثل فتيل المصباح الكهربى أو الفلزات المنصهرة) تعطى دائما طيفا مستمرا ، أما الغازات أو الأبخرة الساخنة لدرجة التوهج (كما فى أنابيب التفريغ أو أبخرة الفلزات) فإنها تعطى طيفا فى صورة خطوط أو مجموعات من الخطوط تفصل بينها مسافات مظلمة . ويتوقف عدد هذه الخطوط وأطول موجاتها على نوع الغاز أو البخار المسخن . فإذا سخنت بلورة من كلوريد البوتاسيوم فى لهب بنزين . فإن البوتاسيوم يعطى طيفا يتكون من ثلاثة خطوط إثنان لونهما أحمر والثالث بنفسجى ، أما كلوريد الكالسيوم فيعطى عددا من الخطوط الحمراء والصفراء والخضراء ويسمى هذا النوع من الطيف بالطيف غير المستمر أو الطيف الخطى . وهو مميز للعنصر المنبعث ، ولذلك يستخدم كأحد الوسائل لتحليل الفلزات .

وقد فشلت نظرية رذرفورد فى إيجاد تفسير للطيف الخطى . لأنه طبقا للنظرية الكهرومغناطيسية التى تنص على أنه إذا تحرك جسيم مشحون بشحنة كهربية بحيث تكون

الحركة دائرية سريعة حول جسيم آخر مشحون بشحنة مضادة . فإن الجسم المتحرك تنبعث منه أشعة كهرومغناطيسية يتوقف ترددها على عدد الدورات فى الثانية . وبتطبيق ذلك على الإلكترونات نجد أن الإلكترون سوف يفقد تدريجيا طاقته على صورة طاقة إشعاعية . وبذلك تناقص سرعته وينجذب بالتدريج إلى النواة . وهذا غير صحيح لأن السرعة الدورانية للإلكترونات إذا تناقصت تدريجيا . فإن تردد الأشعة المنبعثة سوف يتناقص أيضا تدريجيا فيحصل على طيف مستمر . وهذ يخالف الواقع وأهم من ذلك فإن الإلكترون فى النهاية سوف يسقط فوق النواة فيتلاشى كيان الذرة .

ولقد أيد إينشتاين عام ١٩٠٥ نظرية الكم لبلانك ، وأعلن أن الإشعاع يتكون من نفس الكمات التى سماها الفوتونات وتنتقل فى الفراغ بسرعة الضوء فإرتفعت نظرية الكم لبلانك إلى مرتبة القواعد الأساسية لعلم الفيزياء الذرية ، وأصبح الضوء طبقا لمبدأ الكم ، ليس تدفقا مستمرا من الطاقة بل ينتقل فى الفضاء فى كمات متقطعة . وبذلك أثبتت الأبحاث التى قام بها بلانك وإينشتاين .أن الطاقة والإشعاعات مكونة من وحدات غير قابلة للتجزئة وهى تشبه فى ذلك ذرية المادة وأن الذرة لا تستطيع أن تشبع أى كمية تصلها من الطاقة بل تنتظر حتى يتكون كمية معينة من الطاقة تشعها على هيئة كمية . ومن مجموع الكمات يتكون الشعاع .

ولقد لاحظ إينشتاين مستفيدا من نظرية الكم . أن طاقة الحركة للإلكترونات المتحررة لا تساوى طاقة الضوء الساقط ، ولكنها دائما أقل بمقدار يكافئ الشغل اللازم لتحرير الإلكترون من جذب النواة لها ، كما لاحظ إينشتاين أيضا أن سرعة الإلكترونات المنبعثة تعتمد على تردد الضوء الساقط ، بينما يتناسب عددها مع شدة الضوء الساقط أى :

$$h\upsilon = W + 1/2\ m\ v2$$

حيث تمثل $h\upsilon$ طاقة الفوتون الساقط . وتمثل W الشغل اللازم لتحرير الإلكترونات وتمثل $1/2\ m\ v^2$ طاقة الحركة للإلكترونات المنبعثة .

نظرية بوهر الذرية : Bohr's Theory

وضع بوهر عدة فروض توضح القوانين العلمية الداخلية للذرة لتفسير استقرار النظام الذرى الذى وصفه رذرفورد وتتخلص فروض نظرية بوهر فيما يلى :

١ - تدور الإلكترونات حول النواة فى مدارات دائرية مغلقة تسمى مستويات الطاقة :
K. L. M. N. O .....

٢ - يختص كل مستوى طاقة بكمية خاصة من تزيد كلما بعد عن النواة .

٣ - عندما يدور الإلكترون فى إحدى مستويات الطاقة الثابتة فإنه لا يشع طاقة ، ولا يمتص طاقة . وتظل طاقة الذرة ثابتة لا تتغير .

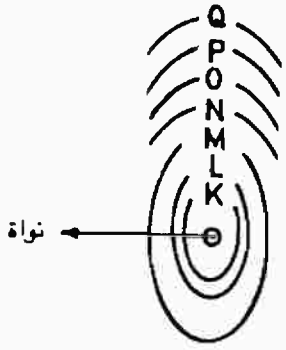
٤ - قد ينتقل الإلكترون من مستوى طاقة إلى مستوى آخر عند إثارة الذرة .

٥ - عندما ينتقل الإلكترون من مستوى طاقة خارجى إلى مستوى طاقة داخلى فإن الذرة تشع طاقة تساوى الفرق تساوى بين طاقتى المستويين ، وتخرج الطاقة فى صورة إشعاع مميز يعطى خطا طيفيا فى طيفالإشعاع الذرى .

٦ - عندما يقفز الإلكترون من مستوى طاقة منخفض إلى مستوى طاقة أعلى يمتص إشعاع نو وحدة معينة ، أى نو كمية معينة من الطاقة ويظهر خط إمتصاص فى طيف الإمتصاص الذرى .

ولذا يعرف الكوانتم بأنه كمية الطاقة اللازمة لنقل إلكترون من مستوى طاقته إلى مستوى يعلوه مباشرة . وإذا عاد إلى مستواه يفقده هذا الكم من الطاقة .

٧ - عدد مستويات الطاقة الثابتة حول النواة لا يزيد عن (٧) كما فى شكل (١٠) .



شكل (١٠) : نموذج ذرة بوهر

الإعتراضات على نظرية بوهر :

١ – بين بوهر فى إفتراضاته أن النواة ثابتة ، على أن هذا غير صحيح من وجهة النظر الحديثة .

٢ – النتائج التى توصل إليها بوهر فسرت أطياف الذرات الأخرى . ومن المعلوم أن نظرية بوهر نجحت فى تفسير خطوط الطيف للذرات المشابهة للهيدروجين مثل الهيليوم والليثيوم .

٣ – افترض بوهر أن المدارات دائرية ، إلا أن سمرفليد عام ١٩١٦ أوضح أن المدارات إهليليجية ، والمدار الدائرى ما هو إلا وضع خاص من الأوضاع المحتملة .

٤ – خطوط الطيف لذرات العناصر ليست بسيطة كما كان الإعتقاد سائداً ولكنها أكثر تعقيدا ، خصوصا عند وجود مجال مغناطيسى مما إستوجب مؤخرا إقتراح مستويات طاقة فرعية ضمن المدارات الرئيسية .

نموذج بوهر الخاص بذرة الهيدورجين :

تمكن بوهر من تطبيق نظريته على ذرة الهيدروجين ويمكن تلخيص فروض نموذج بوهر لذرة الهيدروجين كما يلى :

١ - تتكون الذرة من نواة مركزية فى داخلها بروتونات ، ونيترونات ، كما تتكون من إلكترونات سالبة مساوية لعدد البروتونات ، وتدور حول النواة فى مدارات دائرية على أن كل منها يمثل مستوى معين من الطاقة تزداد كميتها كلما ابتعدنا عن النواة .

٢ - مادام الإلكترون موجود فى أى مدار من المدارات المسموح بها فلا زيادة أو نقصان فى طاقته لأنه يكون واقعًا تحت تأثير قوتين تلغى إحدهما الأخرى ، وهما قوة الطرد المركزى ، وقوة التجاذب الكهربى أى أن :

$$m v^2 / r = K Z e^2 / r^2$$

حيث أن K مقدار ثابت . و m كتلة الإلكترون . و v سرعة الإلكترون . و r نصف قطر المدار الذى يدور فيه . و z العدد الذرى . و e شحنة الإلكترون .

٣ - أن المدارات التى يسمح للإلكترون بالتحرك فيها هى المدارات التى تسمح بأن يكون العزم الزاوى للإلكترون فيها مساويا لكمية ثابتة أو أحد مضاعفاتها أى أن :

$$m v^2 / r = n h / 2\pi$$

حيث n عدد صحيح . و h ثابت بلانك .

٤ - طاقة الإلكترون فى أى مدار من المدارات هى مجموع طاقتى الوضع والحركة له أى أن :

الطاقة الكلية = طاقة الحركة + طاقة الوضع

$$E = 1/2 m v^2 + K Z e^2 / r$$

٥ - يمكن للإلكترون أن ينتقل من مدار إلى اخر عندما يفقد أو يكتسب كمية من الطاقة تعادل الفرق بين طاقتى المدار الذى ابتداء منه والمدار الذى انتهى إليه أى :

$\Delta H = H2 - H1 = h\nu = E_i - E_f = h\nu$

حيث E_f ، E_i تمثل مستويات الطاقة العليا والأقل على التوالى .

طاقة الإلكترون وطيف ذرة الهيدروجين :

استعان بوهر بنموذج رذرفورد للذرة الذى ينص على ذرة الهيدروجين تحتوى على نواة تحمل شحنة موجبة وإلكترون خارج النواة ، موجود فى مدار دائرى حولها حيث أن العدد الذرى مساويا للوحدة . وعلى فرض صلاحية قانون كولوم للقوة ، وكولوم للقوة ، وكذلك قوانين نيوتن للحركة فى المجالات الذرية ، فإن مسار الإلكترون حول النواة يكون قطعا ناقصا .

وكتقريب أولى إفترض أن القطع الناقص عبارة عن دائرة . نصف قطرها (r) ، تتوسطها شحنة الإلكترون ، فإن قوة التجاذب طبقا لقانون كولوم هى :

$F = - K Z e^2 / r^2$ ..... (1)

حيث K مقدار ثابت .

ومن قانون نيوتن الثانى للحركة نجد أن :

$F = - m v^2 / r = (mg)$ ..... (2)

حيث أن m كتلة الإلكترون . و g العجلة الطاردة المركزية و v سرعة الإلكترون . والإشارة السالبة تدل على أن العجلة تتجه نحو المركز .

ومن تساوى القوتين نجد أن :

$K Z e^2 / r^2 = m v^2 / r$

$\therefore m v^2 = K Z e^2 / r$ ..... (3)

حيث Z = 1 لذرة الهيدروجين .

ويمكن الحصول على طاقة وضع الإلكترون Ep بالمقدار :

$E_p = - K e^2 / r$ ..... (4)

أما طاقة حركة الإلكترون E_k فهى :

$E_k = 1/2\ m\ v^2$

الطاقة الكلية للإلكترون En هى :

$E_n = E_p + E_k$

$= \frac{1}{2} mv^2 - K e^2 / r = \frac{1}{2} Ke^2 / r - Ke^2 / r$

$E_n = - \frac{1}{2} K e^2 / r$ ..... (5)

يلاحظ أن الطاقة = صفر عندما يكون نصف قطر النواة مساويا مالا نهاية .

ولتفسير طيف ذرة الهيدروجين أدخل بوهر فروض أساسية هى :

أولا : المدارات المسموح بها من بين جميع المدارات هى فقط تلك التى تكون كمية حركة الإلكترونات بها عبارة عن مضاعف صحيح للمقدار . $h / 2\pi$

أى أن :

$m\ v\ r = n\ h / 2\pi$ ..... (6)

حيث n عدد صحيح موجب .

ثانيا : كلما انبعث أو امتصت طاقة إشعاعية من ذرة فإن هذه الطاقة تنبعث أو تمتص على صورة كم كامل مقداره $h\upsilon$ وهو مقدار التغير فى طاقة الذرة وبناء عليه فإن :

$h\upsilon = E_i - E_f$

حيث E_i هى الطاقة الإبتدائية . و E_f هى الطاقة النهائية . و υ تردد الإشعاع المنبعث أو المتص بواسطة الذرة . و h ثابت بلانك .

فإذا كان $E_i < E_f$ عند ذلك تنبعث طاقة من الذرة .

$E_i > E_f$ عند ذلك تمتص الطاقة .

وطبقا لفروض بوهر فإن الذرة تشع طاقتها فقط عندما ينتقل إلكترون من مداره إلى مدار أقل طاقة .

ولحساب أنصاف أقطار المدارات المسموح بها : بحذف r من المعادلتين (٣) ، (٦) نحصل على :

$r = (h^2 / K\,4\,\pi^2\,m\,e^2)\,n^2$ ..... (7)

عندما تكون n = 1 نحصل على أصغر المدارات ومقداره من القيم التجريبية

r_1 ٠٫٥٢٩ × ١٠$^{-١٠}$

وواضح من المعادلة (٧) أن أنصاف الأقطار تزداد بزيادة قيم (n) .

ويمكن الحصول أيضًا على الطاقة الكلية للإلكترون En بدلالة العدد الكمى الأساسى n

من المعادلتين (٥) ، (٧) بالتعويض عن قيمة r كما يلى :

$E_n = - K^2\,(2\,\pi^2\,m\,e^4 / h^2)\,1 / n^2$ ..... (8)

ثانيا : يمكن إيجاد تردد الطيف المنبعث من ذرة الهيدروجين ، عندما ينتقل الإلكترون من المدار n_i إلى المدار n_f حيث أن :

$$\upsilon = E_i - E_f / h$$

$$\upsilon = K^2 (2 \pi^2 m e^4 / h^3)(1 / n_f^2 - 1 / n_i^2) \quad \ldots\ldots (9)$$

والعدد الموجى للإشعاع المنبعث هو :

$$\bar{\upsilon} = \upsilon / c$$

حيث c هى سرعة الضوء .

ويعطى العدد الموجى بالمعادلة :

$$\upsilon = K^2 (2 \pi^2 m e^4 / h^3 c) (1 / n^2 f - 1 / n^2 i)$$

وهذه المعادلة تشبه تماما معادلة بالمر وذلك بمقارنة قيمة المقدار الثابت فى هذه المعادلة مع ثابت ريدبرج (R) أى :

$$R = K^2 (2 \pi^2 m e^4 / h^3 c) = 1.0974 \times 10^{-5} Cm^{-1}$$

وعلى ذلك فإن نظرية بوهر تمكننا من حساب نصف قطر المدار وكمية الطاقة المتصة أو المشعة نتيجة لقفز الإلكترون من مستوى طاقة إلى آخر ، ثم حساب العدد الموجى للأشعة التى تصاحب هذه الطاقة المتصة أو المشعة من النظام الذرى ، وكذلك ثابت ريدبرج .

طيف ذرة الهيدروجين : Spectrum of hydrogen atom

على الرغم من أن ذرة الهيدروجين هى أبسط الذرات إذ تتكون من برتون يدور حوله إلكترون واحد إلا أن طيفها يتكون من خمس مجموعات من الخطوط هى :

١ – مجموعة ليمان : وتظهر فى منطقة الأشعة فوق البنفسجية .

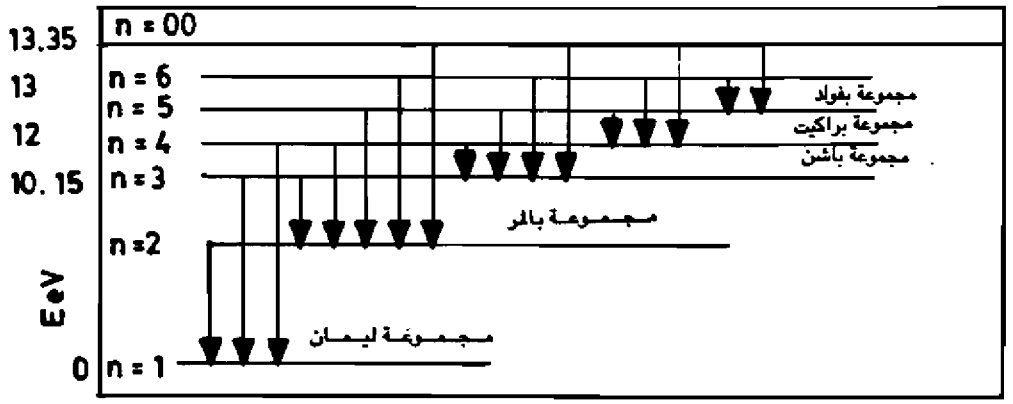
٢ – مجموعة بالمر : وتظهر فى منطقة الضوء المنظور .

٣ – مجموعة باشن : وتظهر فى منطقة الأشعة تحت الحمراد .

٤ – مجموعة براكيت : وتظهر فى منطقة الأشعة تحت الحمراء .

٥ – مجموعة بفند : وتظهر فى منطقة الأشعة تحت الحمراء .

وقد أوضح بوهر أن إلكترون ذرة الهيدروجين يمكن أن ينتقل من مستواه الأدنى إلى مستوى أعلى من مستويات الطاقة وعددها غير محدد إذا ما أعطى الطاقة اللازمة لذلك ، وأنه لا يمكن إثارة مجموعة من الذرات بنفس الدرجة فى نفس اللحظة ، ففى بعض الذرات ينتقل الإلكترون من المستوى الأول إلى الثانى ، وفى البعض الآخر ينتقل عدة مستويات إلى أعلى . وكذلك عند عودة الإلكترون إلى مستواه الأدنى فإنه يمكن أن يسقط فى أى مستوى ذو طاقة أقل . وبالتالى فإن هناك إحتمالات كثيرة لإنتقال الإلكترون من بين المستويات المختلفة ، فإذا سقط الإلكترون من أى مدار خارجى إلى المدار الأول فإنه يعطى خطا من .



شكل (١١) : مستويات الطاقة فى ذرة الهيدروجين وطيف هذه الذرة

خطوط ليمان ، وإذا سقط إلى المدار الثانى فإنه يعطى خطا من خطوط بالمر وهكذا كما فى الرسم شكل (١١) والجدول .

كما يوضح الجدول التالى مجموعات الطيف فى ذرة الهيدروجين :

اسم المجموعة	n_1	n_2	طول الموجه للخط الأول في المجموعة A^o	منطقة الطيف
ليمان	1	2, 3, 4	1.216	فوق البنفسجية المرئية
بالمر	2	3, 4, 5	6.563	فوق البنفسجية المرئية
ياشن	3	4, 5, 6	18.751	تحت الحمراء
براكين	4	5, 6, 7	45.500	تحت الحمراء
بوفند	5	6, 7, 8	75.980	تحت الحمراء

الطبيعة الموجية للإلكترونات : The wave nature of electrons

أثبت دى بروجلى عام ١٩٢٤ بطريقة نظرية أنه عندما يتحرك جسم صغير مثل الإلكترونات بسرعة كبيرة ، فإن حركته تكون مصحوبة بموجات يتناسب الطول الموجى لها λ تناسبا عكسيا مع كمية الحركة لهذا الجسيم أى أن :

$$\lambda \alpha \ 1 / mv$$

$$\therefore \ \lambda = h / mv$$

حيث m كتلة الجسم . و v سرعته . و h ثابت بلانك . و mv عبارة عن كمية التحرك لهذا الجسم .

ويعبر كميا عن هذا المبدأ بالعلاقة :

$$h \approx \Delta P \, . \, \Delta q$$

حيث ΔP ، $q\Delta$ عدم التأكد فى كمية التحرك والمكان ، h ثابت بلانك .

ولقد وجد أن الإلكترون أو البرتون لا تظهر عليه خواص الجسيم والموجة فى نفس الوقت .

فلو أجريت تجربة تكون كمية P فيها محددة بالضبط (ΔP تكون صغيرة جدا) فإن q تكون غير مؤكدة (ΔP تكون كبيرة جدا) وهذه هى التجربة الخاصة بالجسيم .

أما تجربة الموجه فتكون q محددة بالضبط ولكن p لا معنى لها ، وحيث أن

$p = mv$ (كمية التحرك) تصبح المعادلة السابقة :

$$\Delta v \cdot \Delta q = h / m$$

والقيمة h / m تصبح صغيرة جدا ، وتقترب من الصفر للجسيمات ذات الحجم الميكروسكوبى ، وعليه تكون كمية التحرك والمكان لا وجود لها ، وبعيدة عن مجال الإحساس ويتضح من ذلك أنه لا يمكن تحديد مسار الإلكترون فى مدار الذرة تحديدا تماما .

ولقد أمكن إستنتاج علاقة تثبت أن الإلكترون موجة صافية أو سحابة ذات شحنة سالبة وسميكة فى بعض أجزاء منها . ولقد لوحظ أن كثافة الشحنة السالبة للإلكترون تكون كبيرة كلما إقترب من النواة . وحيث أن الإحتمال الأكبر لوجود الإلكترون فى منطقة معينة يتناسب مع كثافة الشحنة السالبة أو سمكها فإن إحتمال وجود الإلكترون يزداد كلما قرب من النواة . ويمكن إعتبار الإلكترون نو خاصية جسيمية فى بعض الأحيان : التأين ، جهد التأين ، والميل الإلكتروني ، وكذلك نو خاصية موجية (تفسير نظريات الترابط الكيميائية المشتركة الحديثه) .

ويعتبر العالم شرودنجر هو أول من وضع معادلة موجية لوصف حركة الإلكترون داخل الذرة وتعتمد هذه المعادلة على مبدأين هامين هما :

١ - إعتبار حركة الإلكترون حركة موجية .

٢ - يعتمد مدى معرفتنا لحركة الإلكترون على مبدأ الإحتمال وعدم التأكد . والمعادلة الموجية التى تمثل صحيحا حركة الإلكترون داخل الذرة وهى معادلة شرودنجر . وهى تحدد

خواص الإلكترون ذى الطبيعة المزدوجة . وترتبط مستويات الطاقة المسموح بها لهذا الإلكترون بأماكن إحتمال تواجده فى الفراغ حول النواة والمعادلة هى :

$$\delta^2 \varphi / \delta^2 x + \delta^2 \varphi / \delta^2 y + \delta^2 \varphi / \delta^2 z + 8 \pi m / h^2 (E - v) \varphi = 0$$

ويمثل الشق الأول من هذه المعادلة تفاضل الدرجة الثانية للدالة يساوى (Ψ) بالنسبة للإحداثيات x, y, z), (E) , الطاقة الكلية للإلكترون (v) طاقة وضع الإلكترون (μ) الكتلة المختزلة والتى تساوى :

$$\mu = m_1 m_e / m_1 + m_e$$

حيث (m_e, m_1) تمثل كتلة النواة والإلكترون على التوالى .

وحل هذه المعادلة قد أعطى قيما عددية خاصة بالإلكترون يمكن التأكد منها بالتجربة ومنها طاقة الإلكترون (E) ، وكثافة الإحتمال (φ^2) لتواجده فى الفراغ . ولقد تبين توافق كبير بين القيم النظرية والعملية ، ومما يؤكد صحة إفتراض المعادلة وقبولها .

بإستخدام معادلة شرودنجر كان فى الإمكان تحديد أشكال الافلاك المختلفة وأحجامها على أن المدارات أو الفلك هنا لا يعنى مسار الحركة فى مستوى واحد كما حدده بوهر ، وإنما هو توزيع لإحتمالات تواجد الإلكترون فى الفراغ حول النواة تبعا للإحداثيات (x, y, z) معا وتبعا لمستويات محددة من الطاقة .

أعداد الكم : Quantum Numbers

١ - عدد الكم الرئيسى (n) : Principal quantum number

عدد الكم الرئيسى (n) يدل على مستوى الطاقة فى الذرة ويأخذ قيم صحيحة موجبة ماعدا الصفر (1.2.3.4...) ويمكن للإلكترون أن ينتقل من مستوى داخلى إلى آخر خارجى . وفى بعض الأحيان يتم طرد الإلكترون وحدوث التأين . ويقابل إنتقال الإلكترون من مستوى طاقة

معين إلى آخر طيف يتكون من بعض الخطوط الدقيقة الملاحقة لبعضها وذلك يدل على أن هناك إختلافا فى طاقات إرتباط بعض الإلكترونات فى مستوى الطاقة المعين . وتعرف المدارات الرئيسية بحروف كما يلى :

المدار	K	L	M	N	O	P	Q
عدد الكم الرئيسى	1	2	3	4	5	6	7

مما سبق نجد أن عدد الكم الأساسى يعرف حجم المدار الإلكترونى .

٢ - عدد الكم الثانوى (l) : Azimuthal quantum number

ويدل على شكل المدار . حيث يتم توزيع الإلكترونات فى مدارات فرعية يعتمد عددها على قيمة عدد الكم الرئيس حيث أن $l = n - 1$. وهو يأخذ القيم ((n - 1) ..... 3, 2, 1, 0) ويتم توزيع الإلكترونات الموجودة فى مستوى الكم الأساسى إلى مستويات فرعية يعبر عنها بالرموز S, P, d, f ويمكن تلخيص ذلك فيما يلى :

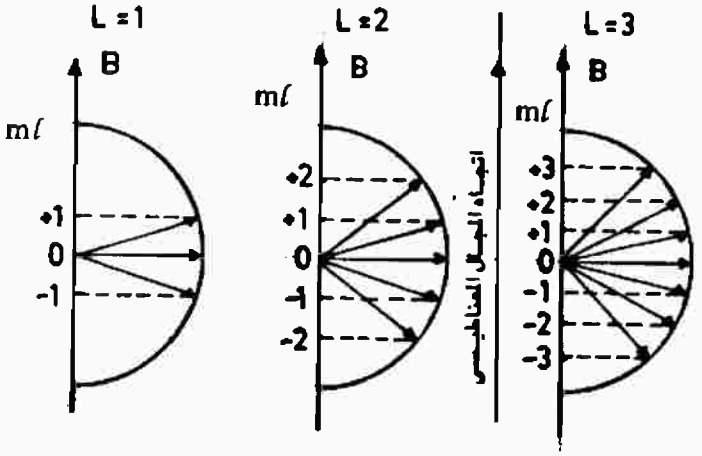
اسم الطبقة الرئيسية	عدد الكم الرئيسى n	عدد الكم الثانوى ℓ	عدد أشكال المدارات الفرعية
K	1	0	S
L	2	0.1	S.P
M	3	0.1.2	S.P.d
N	4	0.1.2.3	S.P.d.f
O	5	0.1.2.3.4	S.P.d.f.g

وهكذا نجد فى الطبقة (K) حيث $n = 1$ أن $l = 0$ أى مدارا واحدة دائرى الشكل وهو 1S . أما فى الطبقة (L) حيث $n = 2$ ، $\ell = 0,1$ نجد مدارين فرعيين هما 2S, 2P . وهكذا نرى إن

إدخال مفهوم العدد الكمى الثانوى (ℓ) يتيح المجال أمام تضاعف وإزدياد عدد المدارات بحيث يسهل تفسير التعقيد الملاحظ على خطوط الطيف . إلا أن تحليلا أعمق وأدق لهذه الخطوط يظهر الجديد بها . بمعنى إننا نستطيع القول بأن تحديد عدد الكم الرئيسى وعدد الكم الثانوى لا يكفى لتحديد وضع الإلكترون . إذ يجب أن نأخذ بعين الإعتبار التوجه الفراغى لمستوى المدار وكذلك جهة دوران الإلكترون حول نفسه التى يمكن لها أن تتوافق وجهة دورانه حول النواة أو أن تعاكسها . ويؤدى ذلك إلى تحديد عددين كميين جديدين .

٢ - عدد الكم المغناطيسى (m) أو (m_ℓ) : Magentic quantum number

يحدد عدد الكم المغناطيسى إتجاه عزم الإلكترون بالنسبة لإتجاه المجال المغناطيسى الخارجى ، وإنحراف المدار الإلكترونى بالنسبة له ، ويرمز له بالرمز (m) . ونلاحظ فى حالة عدم وجود مجال مغناطيسى خارجى . فإن مستوى طاقة الإلكترونات يحدد فقط حجم المدار وشكله ، ولكن عند إضافة مجال مغناطيسى فإن هذا المستوى من الطاقة سوف يتغير بمقدار كمية الطاقة المضافة ، وبالتالى تتغير الزاوية بين محور الذرة واتجاه المجال . وعدد الكم المغناطيسى عبارة عن مقياس لمساقط ℓ على إتجاه المجال المغناطيسى وعددها $m = 2\ell + 1$ وتبدأ من l- مارة بالصفر إلى l+ كما فى شكل (١٢) كما يلى :



شكل (١٢) : عدد الكم المغناطيسى

٤ - عدد الكم المغزلى (s) أو (ms) : Spin quantum number

وجد أن الإلكترون يدور فى مداره حول النواة ، وأيضًا يدور حول نفسه ، ويؤدى هذا الدوران إلى احداث مجال مغناطيسى يكسب الإلكترون نتيجة له عزما مغناطيسيا وميكانيكيا . ويتخذ جهتين هما (+1/2 , -1/2) والسبب فى ذلك يعود إلى أن الإلكترون السالب وهو يتحرك حول النواة الموجبة يدور حول نفسه بصورة مغزلية وهذه الحركة المغزلية تجعله وكأنه مغناطيس صغير يتجه بإتجاه المجال المغناطيسى المؤثر أو يعاكسه .

سعة المدارات :

نلاحظ من الجد ول الموضح بعد أم كل مدار رئيس يتسع لعدد محدد من الإلكترونات يساوى ($2n^2$) . فالمدار الأول يتسع لإلكترونين أما المدار الثانى فيتسع لثمانية إلكترونات ، والثالث لثمانية عشر وهكذا .

كما يتضح أيضا أن كل مدار رئيسى يتضمن عددا من المدارات الفرعية تساوى رقمه . فالمدار الرئيسى الأول يتكون من مدار فرعى واحد من نوع (S) ويتسع لإلكترونين ، ويتكون المدار الرئيسى الثانى من مدارين فرعيين (S, P) يسع (P) لستة إلكترونات . أما المدار الرئيسى الثالث فيتكون من ثلاثة مدارات فرعية : (S, P, d) ويسع (d) لعشرة إلكترونات . أما المدار الرئيسى الرابع فيتضمن أربع مدارات فرعية (S, P, d, f) حيث يسع (f) لأربعة عشر إلكترونا .

مبدأ باولى للإستثناء : Pauli exclusion principle

ينص مبدأ باولى للإستثناء على أنه «فى ذرة ما لا يمكن أن يوجد إلكترونان لهما نفس أعداد الكم الأربع على الأقل يكون لفها الذاتى متعاكس» . فمثلا الإلكترونان الموجودان فى المدار الأول (S) نجد أعداد الكم لهما هى :

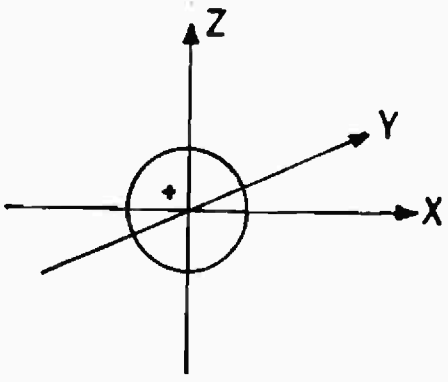
$S = +\frac{1}{2}$	$m = 0$	$\ell = 0$	$n = 1$	الالكترون الأول
$S = -\frac{1}{2}$	$m = 0$	$\ell = 0$	$n = 1$	الالكترون الثانى

المدار	عدد الكم الرئيسى n	عدد الكم الثانوى ℓ	عدد الكم المغناطيسى m	عدد الكم المغزلى ms أو S	عدد الالكترونات فى المدارات الفرعية	العدد الكلى للالكترونات
K	1	0(S)	0	$+\frac{1}{2}$	1	2
	1	0	0	$-\frac{1}{2}$	1	
L	2	0(S)	0	$+\frac{1}{2} - \frac{1}{2}$	2	8
	2	1(P)	-1	$+\frac{1}{2} - \frac{1}{2}$	2	
	2	1	0	$+\frac{1}{2} - \frac{1}{2}$	2	
	2	1	+1	$+\frac{1}{2} - \frac{1}{2}$		
M	3	0(S)	0	$+\frac{1}{2} - \frac{1}{2}$	2	18
		1(P)	-1	$+\frac{1}{2} - \frac{1}{2}$	2	
		1	0	$+\frac{1}{2} - \frac{1}{2}$	2	
		1	+1	$+\frac{1}{2} - \frac{1}{2}$	2	
		2(d)	-2	$+\frac{1}{2} - \frac{1}{2}$	2	
		2	-1	$+\frac{1}{2} - \frac{1}{2}$	2	
		2	0	$+\frac{1}{2} - \frac{1}{2}$	2	
		2	+1	$+\frac{1}{2} - \frac{1}{2}$	2	
		2	+2	$+\frac{1}{2} - \frac{1}{2}$	2	
N	4	0(S)	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	32
		1(P)	-1.0, +1	$+(\frac{1}{2})^3, -(\frac{1}{2})^3$	6	
		2(d)	-2, -1.0, +1+2	$+(\frac{1}{2})^5, -(\frac{1}{2})^5$	10	
		3(f)	- 3, -2, 1, -0, +1, +2, +3	$+(\frac{1}{2})^5, -(\frac{1}{2})^5$	14	

ونلاحظ أنهما اتفقا فى عدد الكم الرئيسى والثانوى والمغناطيسى ولكنهما إختلفا فى عدد الكم المغزلى .

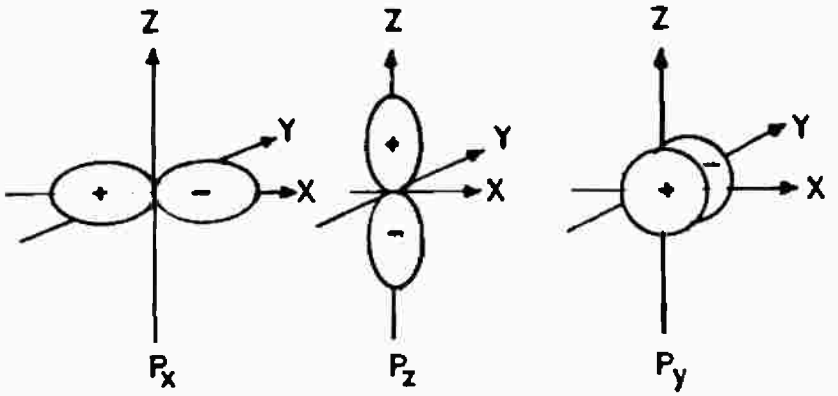
أشكال المدارات الذرية : Shapes of atomic orbitals

يتضح لنا مما سبق أن عدد الكم الرئيسى يحدد حجم المدار ، أما عدد الكم الثانوى فيحدد شكل المدار ، وعدد الكم المغناطيسى يوضح الإنحراف وعدد الكم المغزلى يحدد دوران الإلكترون حول نفسه . وعندما تكون n = 1 يوجد قيمة واحدة لعدد الكم الثانوى وهو ℓ = صفر . أى أن الشكل الموجى الوحيد المحتمل هو S والمدار S له شكل دائرى تقع النواة فى مركزه كما فى الشكل التالى (١٣) .



(١٣) الشكل الخارجى للمدار (S)

أما إذا كانت n = 2 فإن قيم ℓ = صفر ، ١ ، وإذا كانت ℓ = 1 فإن m تكون لها القيم -١ ، صفر ، + ١ أى يكون هناك شكلان موجهان وهما 2P, 2S . ويلاحظ أن 2P له ثلاثة أفلاك وهى ($2P_x$, $2P_y$, $2P_z$) وهذه الأفلاك الثلاثة متساوية فى طاقاتها . ولذلك فإن قوى التنافر الكهروستاتيكى بين الموجات الإلكترونية فى الأفلاك الثلاث تؤدى إلى أن تصبح متباعدة ممتدة بعيدا عن النواة على إمتداد المحاور الثلاثة المتعامدة ، والأفلاك الثلاثة كما فى الشكل التالى (١٤) .

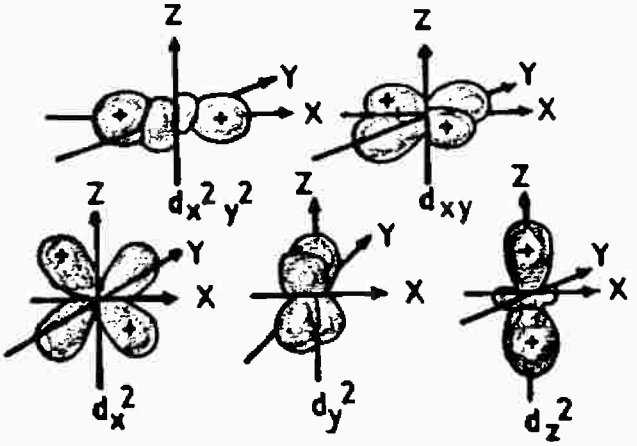


شكل (١٤) الشكل الخارجى للمدار (P)

أما إذا كانت n = 3 فإن ℓ تكون لها ثلاثة قيم هى (صفر ، 1 ، 2) أى أنه يوجد ثلاث أشكال موجبة هى (S, P, d) وعندما تكون ℓ = 2 أى الشكل الموجى d . فإنه يوجد خمسة أفلاك ممكنة ، وعلى أساس أن قيم m = -2 ، صفر ، + 1 ، + 2 وهى أفلاك 3d ويرمز لها بالرموز الآتية :

$3dxy, 3dyz, 3dzx, 3dz^2, 3dx^2, 3dy^2$

والأشكال الهندسية لهذه الأفلاك كما يلى فى الشكل التالى :



شكل (١٥) الأشكال الخارجية للمدار (d)

الترتيب الإلكتروني : Electron configusation

يتم الترتيب الإلكتروني للعناصر طبقا لمبادىء أساسية وهى مبدأ الطاقة ومبدأ باولى وقاعدة هوند التى تساعد فى وضع الإلكترون فى الذرة طبقا لعدة قواعد وهى :

١ - تميل الإلكترونات إلى أن تتفادى على قدر الإمكان وجودها فى نفس المدار .

٢ - الإلكترونات الموجودة فى مدارات متكافئة تميل إلى إكتساب نفس الدوران المغزلى .

٣ - إن كل غلاف إلكترونى له القابلية على أن يتواجد فيه أقصى عدد من الإلكترونات مقداره ($2n^2$) حيث n تعبر عن عدد الكم الرئيسى أى رقم المدار . وأن عدد من الإلكترونات يتوزع فى مسارات (S, Pd, f) بحيث أن العدد الموجود فى كل مسار يحدده ما يسمى بسعة التماسك الإلكترونى .

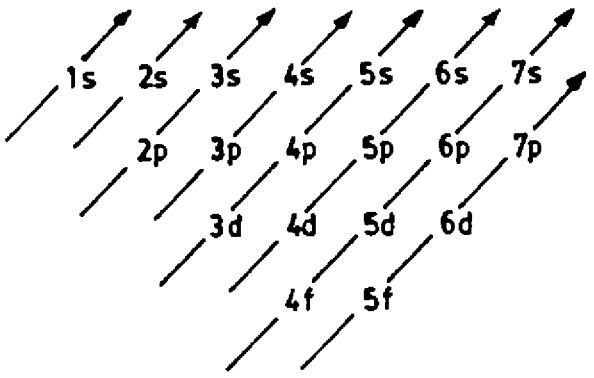
٤ - يمكن للفلك أن يحتوى إلكترون واحد أو إثنين على الأكثر بحيث أن الكترونان قد يشغلان نفس المسار إذا كانت حركة دورانها المغزلية متضادة ، ومثل هذان الإلكترونين اللذان يشغلان نفس الفلك فى الحركة المغزلية ؛ يطلق عليهما بأنهما متزاوجان .

٥ - تنتقل الإلكترونات إلى الأفلاك ذات الطاقة الأقل بحيث يكون الترتيب كما يلى :

$$1S < 2S < 2P < 3S < 3P < 4S < 3d < 4P < 5S < 4d < 6S < 4f < 5d$$

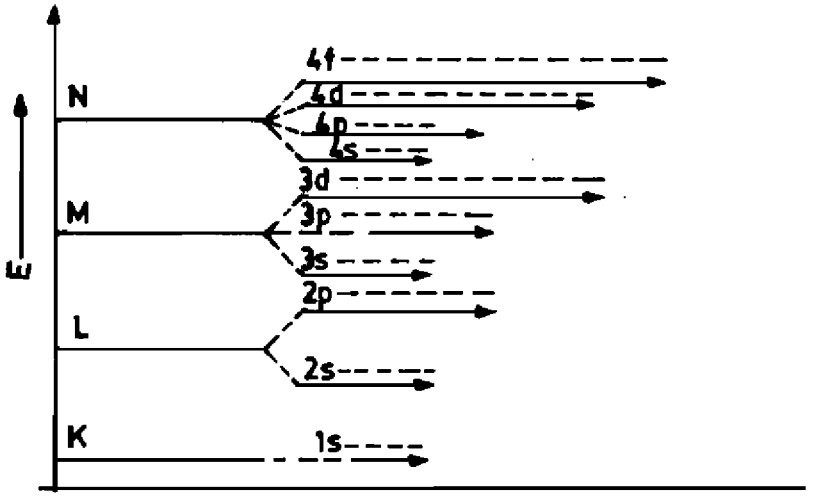
٦ - تفضل الإلكترونات أن تكون منفردة فى نفس مستوى الطاقة حتى تصبح متزاوجة بعد ذلك .

٧ - يمكن ملئ بعض المدارات الموجودة فى مستوى طاقة أعلى قبل التى توجد وهذه طريقة مبسطة لمعرفة تدرج المدارات وأولوياتها فى ملء الإلكترونات كما فى شكل (١٦) كما يلى :



شكل (١٦) : طريقة ملأ المدارات

والشكل التالى يوضح مستوى الطاقة النسبى للمدارات الرئيسية والفرعية لذرة ما فى حالتها الطبيعية مرتبة ترتيبا تصاعديا كما يلى فى شكل (١٧) .



شكل (١٧) : ترتيب المدارات الفرعية والأساسية

التركيب الإلكترونى للعناصر : Electronic configusation of elements

طبقا للقواعد السابقة فى ملأ المدارات بالإلكترونات . ويمكن توزيع الإلكترونات على المدارات المختلفة كما يلى : ولنبدأ بالهيدروجين حيث أن العدد الذرى له واحد . وعلى هذا فلا

يوجد سوى إلكترون واحد فى المدار (S) أى ($1S^2$) . وبعد ذلك يأتى الهليوم حيث أن العدد الذرى إثنين أى ($1S^2$) وعلى ذلك فإن التوزيع الإلكترونى لكلا من الهيدروجين والهليوم كما يلى

$_1H = 1S^1$

$^2He = 1S^2$

ثم يلى ذلك الليثيوم ($_3Li$) ويعبر عنه كما يلى :

$_3Li = 1S^2 . 2S^1$

ثم البريليوم ($_4Be$) ويعبر عنه كما يلى :

$_4Be = 1S^2 . 2S^2$

وعلى ذلك يمكن التعبير عن التوزيع الإلكترونى لبقى العناصر بالدورة الأولى كما يلى :

$_5B = 1S^2 . 2S^2 . 2P_x^1$

$_6C = 1S^2 . 2S^2 . 2P_x^1 . 2P_y^1$

$_7N = 1S^2 . 2S^2 . 2P_x^1 . 2P_y^1 . 2P_z^1$

$_8O = 1S^2 . 2S^2 . 2P_x^2 . 2P_y^1 . 2P_z^1$

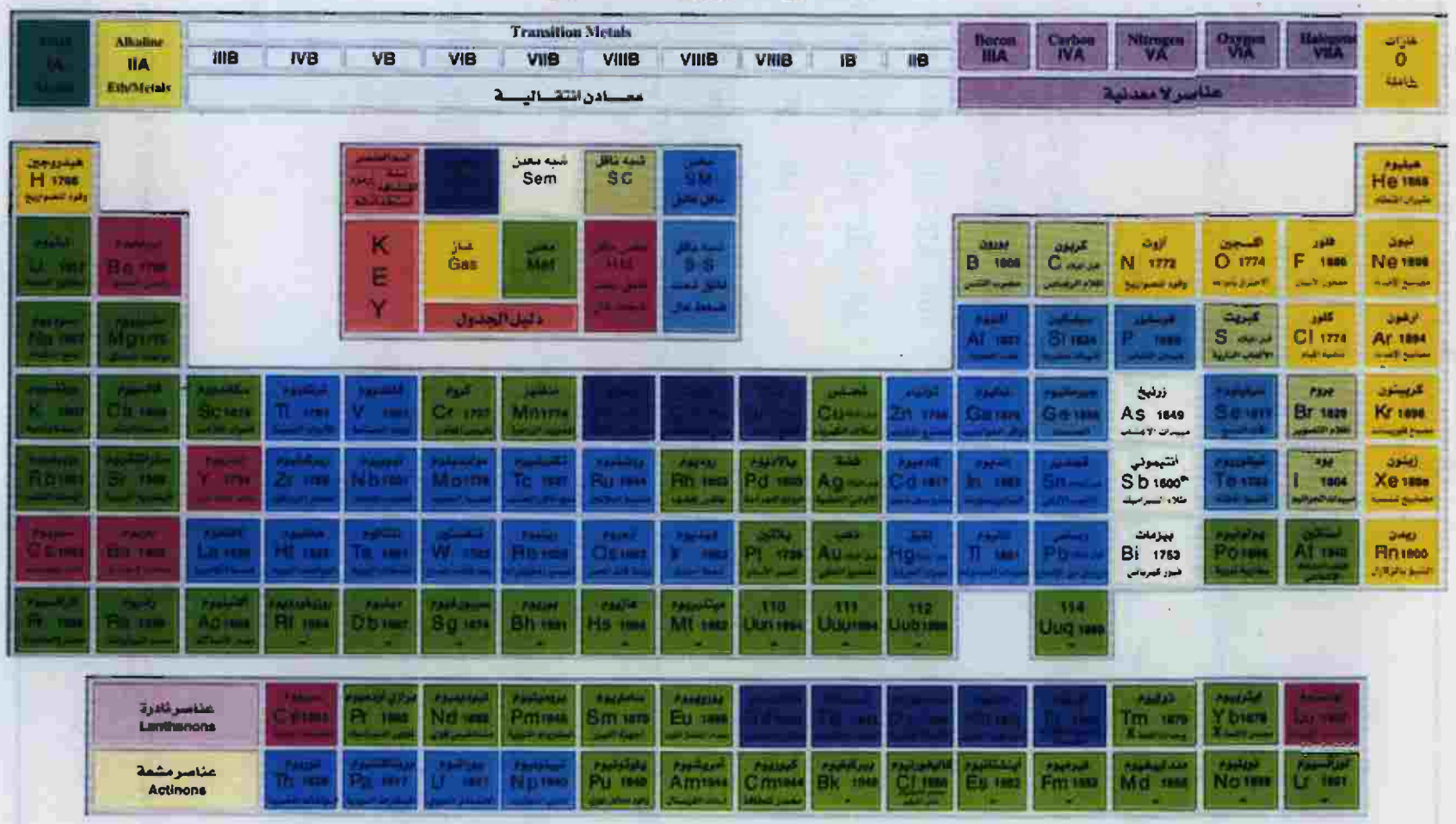
$_9F = 1S^2 . 2S^2 . 2P_x^2 . 2P_y^2 . 2P_z^1$

$_{10}Ne = 1S^2 . 2S^2 . 2P_x^2 . 2P_y^2 . 2P_z^2$

الجدول الدورى للعناصر : The Periodic table of elements

نلاحظ من هذا الجدول أن أنواع العناصر يمكن تقسيمها إلى أربعة أقسام :

الجدول الدورى للعناصر



١ - الغازات الخاملة :

حيث يكون تركيبها الإلكتروني مكتمل دائما ولا توجد بها إلكترونات مفردة ولذلك فليس لها القدرة على تكوين مركبات مع غيرها من العناصر .

٢ - العناصر العادية :

وتشمل هذه العناصر الدورة الأولى والثانية القصيرتين ، والعناصر التى يقع ترتيبها فى الجدول الدورى قبل الغازات الخاملة بسبع عناصر وبعدها بعنصرين ، وتمتاز هذه العناصر بأنها تحتوى على عدد محدد من إلكترونات التكافؤ ، وتكون أيوناتها البسيطة غير ملونة .

٣ - العناصر الانتقالية :

وتتميز هذه العناصر بأنها متعدد التكافؤ نظرا لعدم إكتمال المدارات (d) ، كما أنها تتميز بأن أيوناتها ملونة ولها خواص بارا مغناطيسية وتنقسم إلى ثلاث سلاسل :

(أ) السلسلة الأولى : وتبدأ بعنصر (Sc) وتنتهى بعنصر (Zn) وفيها يمتلىء المدار 3d .

(ب) السلسلة الثانية : وتبدأ بعنصر (Y) ، وتنتهى بعنصر (Cd) وفيها يمتلئ المدار 4d.

(ت) السلسلة الثالثة : وتبدأ بعنصر (La) ، وتنتهى بعنصر (Hg) وفيها يمتلىء المدار 5d .

٤ - العناصر الإنتقالية الداخلية :

وتشبه العناصر الإنتقالية فى كونها تكون أيونات ملونة ، لها خواص بارامغناطيسية ، متعددة التكافؤ ويرجع تعدد التكافؤ إلى عدم إمتلاء المدارات d ، f .

(أ) السلسلة الأولى : وتمتلىء فيها الطبقة 4f وتبدأ بعنصر (Cs) وتنتهى بعنصر (Lu) .

(ب) السلسلة الثانية : وتمتلىء فيها الطبقة 5f وتبدأ بعنصر Th .

الخواص الدورية للعناصر : Periodic properties of elements

١ - الخواص الفلزية واللافلزية :

نلاحظ أن الدورة تبدأ بفلز قوى وبزيادة العدد الذرى تقل الصفة الفلزية تدريجيا فى الدورة ، وتظهر معها الصفة اللافلزية التى تزداد تدريجيا حتى نهاية الدورة . بينما يتضح أن الخاصية الفلزية تزداد بزيادة العدد الذرى فى المجموعات الرأسية وتقل بزيادة العدد الذرى الصفة اللافلزية ، مما سبق يتضح أن الخاصية الفلزية تزداد بزيادة العدد الذري فى المجموعات الرأسية وتقل بزيادة العدد الذرى فى الدورات الأفقية والعكس صحيح بالنسبة للخاصية اللافلزية .

ونتيجة لهذا التدرج نجد أن العناصر الفلزية القوية تشغل الركن الأيمن السفلى من الجدول وأقواها عنصر السيزيوم ، بينما العناصر الفلزية تشغل الركن الأيسر العلوى من الجدول وأقواها عنصر الفلور . أما العناصر الموجودة فى وسط الجدول فلها صفات فلزية ولا فلزية مثل البريليوم والسليكون والجيرمانيوم وغيرها وتسمى هذه العناصر بأشباه الفلزات .

٢ - الخواص الكهروكيميائية :

المقصود بالخاصية الكهروكيميائية هى ميل ذرات العناصر لتكوين الأيونات الموجبة أو السالبة ، ونلاحظ أن ذرات الفلزات تميل إلى فقد الإلكترونات والتحول إلى أيونات موجبة مثل :

$$Na \rightarrow Na^{+} + e^{-}$$

بينما ذرات اللافلزات تميل إلى إكتساب الإلكترونات والتحول إلى أيونات سالبة مثل :

$$Cl + e^{-} \rightarrow Cl^{-}$$

وفى الجدول الدورى نجد أن الدورة تبدأ بفلز ذرة كهربية موجبة عالية لسهولة فقد إلكترون التكافو ، ثم تقل الخاصية الكهربية الموجبة بزيادة العدد الذرى تجاه الوسط ، ثم تبدأ الخاصية

الكهروكيميائية السالبة وتزيد تدريجيا تجاه مجموعة الهالوجينات . بينما نجد أن الخاصية الكهربية الموجبة تزداد بزيادة العدد الذرى فى المجموعة الواحدة والعكس صحيح بالنسبة للخاصية الكهربية السالبة التى تزداد بنقص العدد الذرى فى المجموعة الرأسية الواحدة . ويلاحظ فى مجموعة فلزات الإقلاء زيادة الكهربية الموجبة بزيادة العدد الذرى حتى عنصر الفرنسيوم وهو أقواها فى الكهربية الموجبة .

أما الهالوجينات تقل فيها السالبية الكهربية بزيادة العدد الذرى ، فالفلور أصغرها فى العدد الذرى وأعلاها فى الكهربية السالبة .

٣ - الخواص القاعدية والحمضية :

من المعلوم أن أكاسيد الفلزات قاعدية بعضها يذوب فى الماء مكونة هيدروكسيدات قلوية ، أما أكاسيد اللافلزات فبعضها حمضية وما يذوب منها فى الماء يكون أحماضا .

ويلاحظ فى الجدول الدورى أن تدرج الخاصية الحمضية والقاعدية يطابق التدريج فى الخاصية الكهروكيميائية .

فالخاصية القاعدية فى مجموعة الأقلاء أعلى ما يمكن ، وتنقص بانتظام فى إتجاه وسط الجدول ، حيث تظهر معها الخاصية الحمضية فى العناصر التى لها صفات فلزية ولا فلزية ، وبذلك يكون لأكاسيدها خواص حمضية وقاعدية تعرف هذه بالعناصر المترددة ، ثم تزداد الخاصية الحمضية بإنتظام نحو عناصر الهالوجينات .

وفى المجموعة الواحدة تزداد الخاصية القاعدية بزيادة العدد الذرى ثم تزداد الخاصية الحمضية بنقص العدد الذرى .

٤ - التأكسد والإختزال :

يمكن ملاحظة بعض التدرج فى خاصية الأكسدة والإختزال كما يلى :

١ - الفلزات القلوية والعناصر الأرضية جهد أكسدتها عالى ولذلك تعتبر فلزات مختزلة شديدة .

٢ - بزيادة العدد الذرى تدريجيا فى الدورة الواحدة من فلزات الأقلاء إلى الهالوجينات يقل جهد التأكسد فتقل قدرة العناصر على الإختزال وتزداد قدرتها على الأكسدة ، وبذلك تتغير من مختزلة شديدة ← مختزلة أقل ← مختزلة ضعيفة ← مؤكسدة أقوى ← مؤكسدة شديدة مثل الهالوجينات .

٣ - فى المجموعة الواحدة وبزيادة العدد الذرى نجد أن الأكسدة والإختزال تتغير تغيرا منتظما كما فى مجموعة الهالوجينات تزداد قوة الأكسدة تدريجيا بنقص العدد الذرى ، حيث الفلور أقواهم أكسدة ، بينما فى المجموعات الأولى والثانية تزداد قوة الإختزال بزيادة العدد الذرى (بإستثناء الليثيوم) حيث الروبيديوم والريديوم شديدى الإختزال .

التدرج فى الخواص الذرية :

١ - الحجوم الذرية وأنصاف أقطار الذرات :

بواسطة إستخدام أشعة اكس وذلك بمقياس أطوال الروابط التساهمية أو الفلزية يمكن حساب نصف قطر الذرة المساهمة وهو عبارة عن منتصف المسافة بين أنوية ذرتين متحدتين برباط تساهمى ، كما يمكن إيضاح حساب نصف قطر الذرة الفلزى وهو عبارة عن منتصف المسافة بين مركزى ذرتين متجاوتين ومتلامستين فى فلز . وتتراوح أنصاف الأقطار لمختلف الذرات .

$r_H \approx 0.37\ A^0$ إلى $r_{cs} = 2.35\ A^0$ وبمعرفة نصف القطر (r) يمكن حساب حجم الذرات من العلاقة :

$$V = 4 / 3\ \pi\ r^3$$

وفى الجدول الدورى نجد أنصاف أقطار الذرات أو الحجوم الذرية تتناقص بصورة دورية كلما إتجهنا من اليسار إلى اليمين فى الدورة الواحدة نظرا لزيادة العدد الذرى كما أن الحجوم الذرية بصورة دورية للمجموعة الواحدة كلما إتجهنا من أعلى إلى أسفل فى المجموعة الواحدة .

٢ - طاقة التأين : Ionization energy

تعرف طاقة التأين (جهد التأين) بأنها الطاقة اللازمة لفصل إلكترون فصلا تاما عن الذرة . ويقاس بالإلكترون فولت . ونلاحظ فى أى دورة يزداد جهد التأين كلما إتجهنا من اليسار إلى اليمين ، أما بالنسبة للمجموعة فإن جهد التأين يقل كلما إتجهنا من أعلى إلى أسفل المجموعة . ومن المعلوم أنه كلما قل جهد التأين لأحد العناصر تزداد الصفة الفلزية أو القوة الإختزالية له ، وكلما زاد جهد التأين لعنصر يزيد من الصفة اللافلزية ، أو القوة المؤكسدة له .

وفيما يلى جدول بجهد التأين لبعض العناصر مقاساً بالكيلوسعر / مول :

العنصر	Be	B	C	N	O	Ne
جهد التأين	215	191	260	336	314	497
العنصر	Mg	AL	Si	P	S	Ar
جهد التأين	175	138	188	242	239	363
العنصر	Ca	Ga	Ge	As	Se	Kr
جهد التأين	141	138	183	227	227	323

٢ - السالبية الكهربية : Electronegativity

يعبر بالسالبية الكهربية عن قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة التى تربطها مع ذرة أخرى . ويتناسب مقدار السالبية الكهربية تناسبا طرديا مع شحنة النواة الموجبة ، وعكسيا مع نصف قطر الذرة أو الأيون وعلى ذلك فالسالبية الكهربية تزداد فى الدورة الواحدة كلما إتجهنا من اليسار إلى اليمين ، أما بالنسبة للمجموعة فإن السالبية الكهربية تتناقص كلما إتجهنا من أعلى إلى أسفل نتيجة لإزدياد نصف القطر . ومن المعلوم أنه كلما قلت السالبية الكهربية زاد نشاط العنصر الفلز .

أمثلة محلولة

مثال (١) :

تبقى بعد إنفجار 20 ملل من مزيج الأكسجين والهيدروجين حوالى 3.2 ملل أكسجين ، أوجد حجم الهيدروجين والأكسجين فى المزيج قبل الإنفجار ، وما النسبة المئوية الحجمية للهيروجين والأكسجين فى الحجم الذرى للمزيج .

الحـــل

حجم المزيج الداخل فى التفاعل = 3.2 - 20 = 16.8

ولتعيين حجم الهيدروجين والأكسجين فى المزيج تكتب معادلة تكوين الماء

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

وهذه ثلاثة حجوم تتفاعل . أى حجمين من الهيدروجين وحجم من الأكسجين

∴ حجم الأكسجين الموجود 16.8 ملل مزيج هو :

$$\frac{16.8}{3} = 5.6\ O_2$$

وحجم الهيدروجين $\frac{16.8}{3} \times 2 = 11.2\ H_2$

النسبة المئوية الحجمية للهيدروجين = $\frac{11.2}{20} \times 100\ \% = 56\ \%$

النسبة المئوية الحجمية للأكسجين = $\frac{8.8}{20} \times 100\ \% = 44\ \%$

مثال (٢) :

عند تفاعل أحد أكاسيد النيتروجين مع الكربون نحصل على ثانى الكربون والنيتروجين حيث

تكون حجوم أكسيد النيتروجين وثانى أكسيد الكربون والنيتروجين متحدة مع بعضها بنسبة 1 : 0.5 : 1 . أوجد صيغة أكسيد النيتروجين .

الحـــل

$N_xO_y : CO_2 : N_2 = 1 : 0.5 : 1 = 2 : 1 : 2$

∴ المعادلة تكون $2N_xO_y + C \rightarrow CO_2 + 2\,N_2$

ومن هذه المعادلة يتضح أن

$X = 2 \quad , \quad Y = 1$

أى أن صيغة أكسيد النيتروجين هى N_2O وتكون المعادلة

$2N_2\,O + C \rightarrow CO_2 + 2B_2$

مثـــال (٣) :

إحسب تردد ضوء معين ذو طول موجى مقداره 408 نانومتر

الحـــل

$\gamma = c / \lambda$

$\lambda = 408 \times 10^{-9}$ m

$$\therefore \gamma = \frac{3 \times 10^8}{408 \times 10^{-9}} = 7.35 \times 10^{14}$$

مثـــال (٤) :

إحسب طاقة فوتون ما إذا علمت أن طوله العصبى مقداره 671 نانومتر .

الحـــل

$$\gamma = \frac{C}{\lambda} = \frac{3 \times 10^{8}\ m/s}{6.71 \times 10^{-7}\ m} = 4.47 \times 10^{14}$$

$$E = h\gamma$$

$$\therefore E = 6.63 \times 10^{-34} \times 4.47 \times 10^{14}$$

$$= 2.96 \times 10^{-19}\ J.$$

مثـــال (٥) :

إحسب طول موجة الضوء المنبعث عندما ينتقل إلكترون بين مستوى الطاقة الرابع إلى مستوى الطاقة الثانى داخل ذرة الهيدروجين .

الحـــل

$$\therefore E_2 = -\left(\frac{R_H}{4^2}\right) \quad , \quad E_1 = -\left(\frac{R_H}{2^2}\right)$$

$$\therefore E_2 - E_1 = -\frac{R_H}{16} - \left(-\frac{R_H}{4}\right)$$

$$= \frac{R_H}{4} - \frac{R_H}{16} = R_H\left(\frac{1}{4} - \frac{1}{16}\right)$$

$$\therefore h\gamma = R_H\left(\frac{1}{4} - \frac{1}{16}\right) = \frac{3R_H}{16}$$

وذلك لأن الفرق فى الطاقة يساوى طاقة الفوتون الناتج

بالقسمة على h مكن استنتاج قيمة التردد γ

$$\gamma = \frac{3R_H}{16\,h} = \frac{3}{16} \times \frac{2.180 \times 10^{18}\ J}{6.63 \times 10^{-34}} = 6.17 \times 10^{14}$$

$$\lambda = C / \gamma$$

$$\therefore \lambda = \frac{3 \times 10^{-8}}{6.17 \times 10^{-14}}$$

$$= 4.89 \times 10^{-7} \text{ m}$$

$$= 486 \text{ m.}$$

مثـــال (٦) :

إحسب العدد المـوجى $\bar{\gamma}$ لخطـوط الطيـف المنبعثة نتيجة الانتقـال الإلكترونـى من مستوى الطاقــة $n = 2, 3, 4$ إلى مستوى الطاقة $n = 1$.

الحـــل

١ – عندما ينتقل الإلكترون من $n = 2$ إلى $n = 1$.

$$\therefore \bar{\gamma} = 109678 \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2}\right)$$

$$= 109678 \left(1 - \frac{1}{4}\right) = 82259 \text{ cm}^{-1}$$

٢ – عندما ينتقل الإلكترون من $n = 3$ إلى $n = 1$

$$\bar{\gamma} = 109678 \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{3^2}\right)$$

$$= 109678 \left(1 - \frac{1}{9}\right) = 97492 \text{ cm}^{-1}$$

٣ – عندما ينتقل الإلكترون من $n = 4$ إلى $n = 1$

$$\bar{\gamma} = 109678 \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{4^2}\right) = 102823 \text{ cm}^{-1}$$

مثـــال (٧) :

إحسب طول موجة إلكترون يتحرك بطاقة حركية مقدارها 4000 ev .

الحـــل

$$E = (4000\ ev) \times (1.6022 \times 10^{-19}\ J / ev) = 6.409 \times 10^{-15}\ J$$

حيث m كتلة الإلكترون وتساوى 9.11×10^{-31} Kg

$$\therefore E = \frac{1}{2} mv^2$$

$$V = \left(\frac{2E}{m}\right)^{\frac{1}{2}} = \frac{2 \times 6.409 \times 10^{-15}\ J}{9.11 \times 10^{-31}\ Kg}$$

$$= (1.407 \times 10^{16}\ m^2 / S^2) = 1.186 \times 10^{8}\ ms^{-1}$$

$$\therefore \lambda = \frac{h}{m\gamma} = \frac{6.63 \times 10^{-34}\ J.S}{9.11 \times 10^{-31}\ Kg \times 1.186 \times 10^{8}\ m / S}$$

$$= 0.06135 \times 10^{-10}\ \frac{Kg\ .\ m^2.\ S}{Kg\ .\ m.\ S^{-1}}$$

$$= 0.06135 \times 10^{-10}\ m = 0.06135\ A^{o}$$

مثـــال (٨) :

وجد فى ذرة الهيدروجين المثارة أن عدد الكم الرئيسى يساوى 5 فأوجد (أ) عدد الكم الجانبى وعدد الكم المغناطيسى عندما تكون $\ell = 3$.

(ب) إحسب الطاقة اللازمة لإنزاع هذا الإلكترون من الذرة .

(جـ) إحسب الطاقة اللازمة لإنزاع إلكترونى فى مستوى الطاقة الخامس فى أيون He^{+} .

الحـــل

(أ) ℓ عندما تكون $n = 5$ هى : 0, 1, 2, 3, 4 حيث ℓ نأخذ القيم $0, 1, 2, \ldots (n - 1)$

و m نأخذ القيم $+\ell, 0, -\ell$ وعندما تكون $\ell = 3$

$\therefore$ m $-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$

(ب) $\Delta E = E_2 - E_1$, $E = - R_H \left(\frac{Z}{n}\right)^2 = - 13.6$ eV

$$E_5 = - R_H \left(\frac{Z}{n}\right)^2 = - \frac{13.6 \text{ eV}}{25} = 0.544 \text{ eV}$$

حيث $z = 1$ لذرة الهيدروجين

نحسب بعد ذلك طاقة الإلكترون E_∞ عندما يكون $n = \infty$

$$E_\infty = \left(\frac{-13.6 \text{ eV}}{\infty}\right) = \text{Zero}$$

بطرح E_5 من E_∞ تنتج طاقة التأين

$\Delta E = \text{Zero} - (- 0.544) = + 0.544$ ev.

(جـ) يمكن الحصول على طاقة تأين إلكترون أيون He^+

$$E_5 = - 13.6 \left(\frac{2}{5}\right)^2 = - 2.18 \text{ eV}$$

حيث $Z = 2$ للهيليوم

$\therefore \Delta E = \text{Zero} - (- 2.18) = + 2.18$ eV وتكون طاقة التأين هى

مثـــال (٩) :

أكتب الصيغة المختصرة للتركيب الإلكترونى للحديد (Z = 26)

الحـــل

الصيغة الوضعية للتركيب الإلكترونى لعنصر هى

$1S^2, 2S^2, 2p^6, 3S^2, 3p^6, 3d^6, 4S^2$

وتكون الصيغة المختصرة هى $[Ar]\ 3d^6, 4S^2$

مثـــال (١٠) :

اكتب التركيب الالكترونى لعنصر الينوبيوم Nb (Z = 41) حسب قاعدة البناء :

الحـــل

يكون ترتيب ملء المدارات كالآتى :

1S, 2S, 2p, 3S, 3p, 4S, 3d, 4p, 5S, 4d

وعلى ذلك يكون التركيب الالكترونى لهذا العنصر هو :

$1S^2, 2S^2, 2p^6, 3S,^2\ 3p^6, 3d^{10}, 4S^2, 4p^6, 5S^2, 4d^3$

مثـــال (١١) :

بين حالة التركيب الإلكترونى من حيث الاستقرار أو الإثارة وهو كما يلى :

$1S^2, 2S^2, 2p^2, 4S^1$

الحـــل

هذا التركيب يحتوى على سبع إلكترونات ، ومثل هذه الذرة **لابد أن يكون تركيبها فى حالة** الإستقرار هو . $1S^2, 2S^2, 2p^3$ **وبالتالى فالتركيب الموضح يدل على أن هناك إلكترون إنتقل من** أحد مدارات **2p إلى مدار 4S وعلى** ذلك يمثل حالة الإثارة .

الأسئلـــة

١ - أذكر كل من :

أ - قانون النسب الثابتة

ب - قانون النسب المتضاعفة .

٢ - ماهى فروض النظرية الذرية لدالتون وما هى أخطاء هذه النظرية ؟

٣ - أشرح أهم الظواهر التى ساعدت على إكتشاف مكونات الذرة ؟

٤ - أكتب مذكرات مختصرة عن :

أ - خواص الأشعة المهبطية .

ب - الأشعة الموجبة والبروتون .

٥ - إشرح تجربة طومسون لقياس نسبة شحنة الإلكترون إلى كتلته ؟

٦ - وضح تجربة مليكان لقياس شحنة الإلكترون .

٧ - أذكر خواص الأشعة السينية .

٨ - أشرح أهمية ظاهرة النشاط الإشعاعى فى معرفة مكونات الذرة .

٩ - ماهى فروض نظرية رذرفورد وماهى أهم الصعوبات التى واجهتها .

١٠ - تحدث بإختصار عن :

١ - نظرية الكم

٢ - نظرية بوهر

١١ - بين كيف يمكن تعيين طاقة الإلكترون ؟

١٢ - بين أهم المجموعات الطيفية فى طفيف ذرة الهيدروجين ؟

١٣ - أذكر أعداد الكم الأربعة .

١٤ - أكتب مذكرات عن :

أ - مبدأ باولى للإستثناء .

ب - أشكال المدارات .

جـ - قاعدة هوند .

١٥ - بين بالتفصيل الخواص الدورية للعناصر فى الجدول الدورى ؟

١٦ - أى من التراكيب الإلكترونية الآتية تمثل الحالة المستقرة ، أو الحالة المنارة :

(أ) $1s^2, 2s^2, sp^4$

(ب) $1S^2, 2S^2, 2p^6, 3d^3, 3S^2$

(جـ) $1S^2, 2S^2, 2p^6, 3S^2, 3p^6, 3d^2$

(د) $1S^2, 2p^1$

١٧ - ماهو الأيون الذى يحتوى على خمسة إلكترونات منفردة فى الحالة المستقرة مما يلى :

$Cr^{+3}, Fe^{3+}, Mn^{+3}, Ni^{+2}, Cu^{2+}$

١٨ - أكتب التركيب الإلكترونى لكل من : Ti^{+3}, v^{+3}, Cr^{+3}

١٩ - أكتب الصيغة الوضعية أو المختصرة للتركيب الإلكترونى للعناصر الآتية :

Ba, Pb, Te, La, I, Xe.