

الجمهورية الجزائرية الديمقراطية الشعبية

République Algérienne Démocratique et Populaire

Ministère de l'Enseignement Supérieure
et de la Recherche Scientifique

Ecole normale supérieure

Vieux Kouba – Alger

Departement de science physique

وزارة التعليم العالي والبحث العلمي

المدرسة العليا للأساتذة

القبّة – الجزائر



بنية المادة (الكيمياء العامة)

دروس بنية المادة لطلبة السنة الأولى علوم دقيقة

والسنة الأولى بيولوجيا

من إعداد د.: بوتمتام ليلي

أستاذة محاضرة (ب)

السنة الدراسية 2023-2024

مقدمة

بههدف إثراء أكثر في مقرر بنية المادة، جاءت أهمية تقديم هذه المطبوعة للطلبة الجامعيين في مرحلة التدرج، والموجه لطلبة السنة الأولى علوم فيزيائية ورياضيات (حاليا) وكذا طلبة سنة أولى بيولوجيا (في بعض الفصول)، آخذين بعين الاعتبار حاجة الطلبة إلى توفر مثل هذه المطبوعة، حيث يمكن أن تكون مرجع للطلبة يستفيد منها للفهم أكثر محتوى المقرر.

قسمنا هذه المطبوعة إلى سبعة فصول، وهي أهم الفصول التي يتم تدريسها في مقرر بنية المادة لطلبة سنة أولى في جميع الجامعات وطبعا طلبة سنة أولى لمدرستنا.

يشمل الفصل الأول كمدخل للمقرر المفاهيم الأساسية في الكيمياء العامة، وذلك لوضع أرضية مشتركة للطلبة يسترجع فيها أهم مفاهيم التي تم التعرف عليها سابقا، حتى يمكن أن نبني عليها باقي المفاهيم الجديدة عليه.

أما الفصل الثاني وعنوانه البنية الدقيقة للذرة، يتعرف خلالها الطلبة على بنية الذرة ومكوناتها وكيف تم الكشف عن هذه المكونات تجريبيا.

الفصل الثالث وعنوانه مبادئ كيمياء الإشعاعات والنشاط الإشعاعي، يسترجع فيها الطالب أهم ما ورد عن النشاط الإشعاعي تاريخيا وعلميا.

ندخل في الفصل الرابع ليجد أغلبية الطلبة مفاهيم جديدة في فصل عنوانه النموذج الكمي للذرة، ويتعرف الطالب هنا على الذرة من الناحية الكمية، وأهم النماذج فيها، حيث يحل أهم النظريات المتعلقة بحركة ومسار الإلكترون في الذرة في نموذج بور.

أما الفصل الخامس يتعرف من خلاله على الجدول الدوري للعناصر الكيميائية بشكل مفصل، ليصبح متمكن في كيفية التوزيع الإلكتروني للعناصر وكذا قادر على تحديد موقع العناصر في الجدول الدوري.

الفصل السادس وعنوانه الرابطة الكيميائية والبنية الجزيئية، تعرف الطالب هنا على أنواع الروابط وكيفية إنشائها، كما يتعرف على الشكل الهندسي للجزيئات من خلال نظريتين وهما نظرية التهجين ونظرية التداخل الأزواج الإلكترونية لطبقة التكافؤ VSEPR للعالم جيليسيبي.

ختاما جاء الفصل السابع وعنوانه نظرية المدارات الجزيئية، لتعرف الطالب عن كيفية توزيع الإلكترونات للجزيئات البسيطة ثنائية الذرة

الفهرس

الفصل الأول

مفاهيم الأساسية في الكيمياء العامة

- 1-I-1- مقدمة.....1
- 1-I-2- المادة حالاتها وتحولاتها وخصائصها الفيزيائية والكيميائية.....1
- أ- المادة.....1
- ب- حالات المادة.....1
- ج- تحولات المادة.....3
- د- خصائص المادة.....3
- 1-I-3- مفهوم الطاقة.....4
- أ- أشكال الطاقة.....4
- 1-I-4- تحول طاقة - كتلة.....6
- 1-I-5- قوانين الكتلية - الحجمية.....6
- 1-I-5-1- القوانين الكتلية.....7
- أ- قانون انحفاظ كتلة - طاقة (قانون لافوازييه 1743-1794).....7
- ب- قانون النسب الثابتة (قانون بروسث 1801).....7
- ج- قانون المكافئات (قانون ريشتر 1762-1807).....8
- د- قانون المضاعفات (قانون دالتون 1766-1844).....8
- 1-I-6- النظرية الذرية الجزيئية.....9
- 1-I-6-1- مفهوم الكتلة الذرية.....9
- 1-I-6-2- مفهوم الكتلة الجزيئية.....9
- 1-I-6-3- مفهوم الكتلة المولية M10
- 1-I-6-4- مفهوم عدد المولات.....10
- 1-I-6-5- مفهوم الحجم الجزيئي المولي V_M10
- 1-I-7- الرموز والصيغ الكيميائية.....10
- 1-I-7-1- الرموز الكيميائية.....10

11.....	I-7-2- الصيغ الكيميائية
11.....	أ- الصيغ الأولية
11.....	ب- الصيغ الحقيقية
11.....	ج- الصيغ البنائية
13.....	I-8- المعادلات الكيميائية
13.....	I-9- كيفية كتابة صيغ المركبات الكيميائية

الفصل الثاني

البنية الدقيقة للذرة

15.....	II-1 مقدمة
15.....	II-2 الكشف عن مكونات الذرة
15.....	II-2-1 الكشف عن الإلكترون
15.....	أ- تجربة التحليل الكهربائي تجربة فاراداي (1791-1867)
15.....	ب- تجربة كروكس (1832-1919)
16.....	ج- تجربة ج.ج. طومسون (1856-1940)
18.....	د- تجربة ميليكان (1868-1953)
21.....	II-2-2 الكشف عن النواة
21.....	II-2-2-1 الكشف عن البروتونات
21.....	أ- تجربة غولدشتاين (1851-1931)
21.....	ب- تجربة رذرفورد (1871-1937)
21.....	ج- تجربة ويلسون (1869-1959)
21.....	II-2-2-2 الكشف عن النيوترونات
22.....	II-3- النظائر
22.....	II-3-1 مفهوم النظائر
22.....	II-3-2 طرائق المطيافية لتحديد الكتل الذرية
22.....	أ- مطيافية الكتلة
23.....	ب- مطيافية دامبستر Dempster

- 23.....Bainbridge ج- مطيافية بانيريدج
- 24.....3-3-II أهمية مطيافيتي دامبستر وبانيريدج

الفصل الثالث

مبادئ الإشعاعات والنشاط الإشعاعي

- 26.....1-III مقدمة
- 26.....2-III اكتشاف النشاط الإشعاعي
- 26.....3-III طبيعة الإشعاعات
- 28.....4-III العائلات المشعة
- 28.....4-III التفاعلات النووية والإشعاع الاصطناعي
- 28.....أ- التفاعلات النووية
- 29.....ب- الإشعاع الاصطناعي
- 29.....5-III قوانين النشاط الإشعاعي
- 29.....أ- قانون التناقص الإشعاعي
- 30.....ب- الفعالية الإشعاعية
- 30.....ت- الدور $t_{1/2}$ أو T
- 30.....ث- العمر الوسطي τ
- 31.....ج- وحدات الفعالية الإشعاعية
- 31.....6-III الطاقة النووية
- 31.....أ- النقص الكتلي Δm
- 31.....ب- طاقة الربط النووي E_1
- 31.....ت- طاقة الربط لكل نكليون $E_{1/A}$
- 32.....7-III الحصيلة الطاقوية لتفاعل النووي
- 32.....8-III تطبيق النشاط الإشعاعي في التأريخ

الفصل الرابع

النموذج الكمي للذرة

- 1-IV- مقدمة.....35
- 2-IV- الطيف الضوئي وخصائصه.....35
- 3-IV- النموذج الذري لبور Bohr.....36
- أ- علاقة نصف قطر مدارات r_n ذرة الهيدروجين حسب نظرية بور.....37
- ب- علاقة الطاقة الكلية لمدارات ذرة الهيدروجين حسب نظرية بور.....38
- 4-IV- نظرية بور على أشباه الهيدروجين.....42
- أ- علاقة أنصاف أقطار مدارات أشباه الهيدروجين حسب نظرية بور.....42
- ب- علاقة الطاقة الكلية لمدارات أشباه الهيدروجين حسب نظرية بور.....43
- ج- طاقة التشرذ.....45
- 5-IV- المفعول الكهروضوئي.....45
- 6-IV- النموذج الموجي للذرة ومعادلة شرودينجر.....46
- 1-6-IV الخواص الجسيمية والموجية للدقائق.....46
- أ- أمواج العالم دي برولي De Broglie.....47
- ب- مبدأ الشك (عدم اليقين) للعالم هايزنبرج Heisenberg.....47
- 2-6-IV معادلة شرودينجر Schrödinger.....47
- 7-IV الأعداد الكمية الأربعة.....48
- أ- العدد الكمي الرئيسي n49
- ب- العدد الكمي الثانوي l50
- ج- العدد الكمي المغناطيسي m50
- د- العدد الكمي المغزلي s51
- 8-IV التوزيع الإلكتروني.....52
- 1-8-IV مبدأ البناء التصاعدي (قاعدة كليشوفسكي).....52
- 2-8-IV مبدأ باولي للاستبعاد.....53
- 3-8-IV قاعدة هوند.....53

الفصل الخامس

الجدول الدوري للعناصر الكيميائية

- 1-V مقدمة.....55
- 2-V مكونات الجدول الدوري للعناصر.....56
- أ- الجدول العلوي.....56
- ب- الجدول السفلي.....56
- 3-V تقسيم عناصر الجدول الدوري للعناصر.....57
- أ- عناصر الفئة s57
- ب- عناصر الفئة p57
- ج- عناصر الفئة d57
- د- عناصر الفئة f57
- 4-V اسم عناصر كل فئة.....57
- أ- العناصر المثالية.....57
- ب- العناصر الخاملة.....58
- ج- العناصر الانتقالية الأساسية.....58
- د- العناصر الانتقالية الداخلية.....58
- 5-V دورية الخواص الذرية في الجدول الدوري للعناصر.....59
- أ- دورية نصف القطر الذري r59
- ب- دورية طاقة التشرد الأول E_I59
- ج- دورية الألفة الإلكترونية A59
- د- دورية الكهروسلبية χ60
- 6-V كيفية تحديد موقع العناصر في الجدول الدوري.....61
- أ- تحديد الدور (السطر).....61
- ب- تحديد العمود (المجموعة).....61

الفصل السادس

الرابطة الكيميائية والبنية الجزيئية

- 1-VI مقدمة.....63
- 2-VI الرابطة الكيميائية.....63
- أ- الروابط القوية.....63
- ب- الروابط الضعيفة.....64
- 3-VI أنواع الإلكترونات في الذرة.....65
- أ- الإلكترونات الداخلية.....65
- ب- الإلكترونات التكافؤ.....65
- 4-VI تمثيل لويس.....66
- أ- تمثيل لويس للذرات.....67
- ب- تمثيل لويس للجزيئات.....67
- 5-VI قاعدة ثمانية وثنائية.....67
- 6-VI مفهوم عزم ثنائي القطب.....68
- أ- علاقة عزم ثنائي القطب.....68
- ب- الصفة الشاردية.....69
- 7-VI نظرية الروابط التكافئية.....69
- أ- مفهوم التهجين.....71
- ب- أنواع التهجين.....71
- 8-VI نموذج التدافع الأزواج الإلكترونية لطبقة التكافؤ VSEPR.....76
- أ- كيفية تحديد ترميز جيليسيبي.....76
- ب- التنبؤ بالشكل الهندسي للجزيئات.....77

الفصل السابع

نظرية المدارات الجزيئية

- 1-VII مقدمة.....79
- 2-VII الأفلاك الجزيئية الرابطة والغير الرابطة.....79

- 79.....VII-2-1- جمع الدوال الموجية.
- 79.....VII-2-2- طرح الدوال الموجية.
- 80.....VII-3-3- تداخل المدارات الذرية حسب نظرية المدارات الجزيئية.
- 80.....VII-3-1- تداخل أفلاك s مع بعضها.
- 81.....VII-3-2- تداخل أفلاك p مع بعضها.
- 83.....VII-4- قواعد تحديد بناء المدارات الجزيئية.
- 83.....VII-5- رتبة الرابطة.
- 85.....VII-6- الخاصية البارامغناطيسية والخاصية الديامغناطيسية للمواد.
- 85.....أ- الخاصية البارامغناطيسية.
- 85.....ب- الخاصية الديامغناطيسية.

الفصل الأول

مفاهيم الأساسية في الكيمياء العامة

I-1- مقدمة:

الكيمياء هي دراسة المادة وتكوينها وخواصها واستخداماتها، وكيف تتغير وتتفاعل مع المواد الأخرى، والظروف التي تحدث فيها هذه التغيرات.

تُستخدَم الكيمياء في صناعة مواد جديدة من بينها المواد البلاستيكية، والألياف الاصطناعية، والسبائك المعدنية، والسيراميك، كما تساعدنا في فهم التفاعلات الكيميائية التي تحدث في جسم الإنسان، وتتيح لنا تطوير أدوية وعلاجات جديدة للأمراض، وتدخل الكيمياء في صناعة مستحضرات التجميل، والدهانات، وإضافات الأطعمة، والمفرقات النارية، والأسمدة، والوقود، والمطهرات وغيرها.

I-2- المادة حالاتها وتحولاتها وخصائصها الفيزيائية والكيميائية:

أ- المادة:

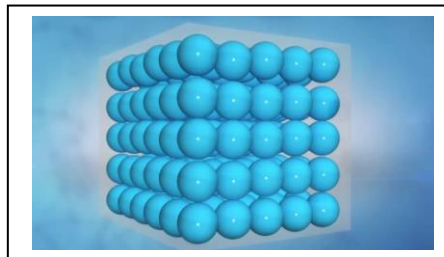
المادة في الفيزياء هي أي شيء له كتلة وحجم وكثافة، من الممكن أن تكون مرئية أو لا يمكن رؤيتها بالعين المجردة، أو غير مرئية إلا عند مُعالجتها باستخدام مواد أخرى، والمادة جزء من هذا الكون فكل شيء في الكون يتكون من مادة، كالأجسام والأشياء المحيطة بنا.

ب- حالات المادة:

يوجد للمادة ثلاث أنواع رئيسية من الحالات بالإضافة لحالة إضافية أخرى وهي البلازما.

• الحالة الصلبة

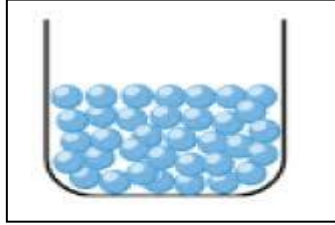
تتميز المواد الصلبة بوجود شكل محدد لها، أي لا يتغير حجمها لأنها غير قابلة للانضغاط كالكتاب، كما تتصف بترابط كبير بين جزيئاتها لهذا يكون من الصعب إحداث تغيير من شكلها أو حجمها، وذلك بسبب الحركة السريعة والصغيرة جداً لجزيئاتها، ويوجد نوعين من المواد الصلبة وهما المواد البلورية، والمواد الغير منتظمة.



الشكل (1): الحالة الصلبة.

• الحالة السائلة

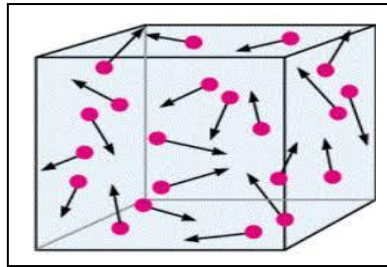
المادة السائلة من حالات المادة، ولكنها تختلف تماماً عن المادة الصلبة لأنها يمكن أن تغير من شكلها وحجمها بمنتهى السهولة، لهذا تأخذ شكل الإناء التي يتم وضعها به، وذلك بسبب تقارب جزيئاتها من بعضها ولكن بدون ترتيب محدد، ويكون لها حجم ثابت لو وضعت في أي وعاء، كما أنها لا تقبل الضغط.



الشكل (2): الحالة السائلة.

• الحالة الغازية

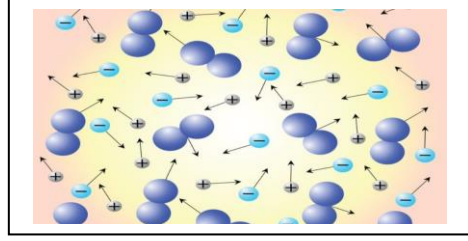
تتصف المادة الغازية بتباعد جزيئاتها عن بعضها البعض ولا يمكن التحكم بحجمها أو شكلها، وبسبب تباعد الجزيئات الخاصة بها يمكن أن يمر أي شيء من خلالها بسهولة نتيجة عدم وجود ترابط بين الجزيئات، وحركتها العالية، وتستجيب المادة الغازية للضغط، حيث يحدث تقارب للجزيئات بسبب هذا الضغط، ويزداد التصادم بين الجزيئات خاصة مع رفع درجة الحرارة عبر التسخين حتى مع ترك حجم الوعاء ثابتاً، فالمواد الغازية تملك طاقة حركية كبيرة تتمكن من كسر الروابط بين جزيئاتها.



الشكل (3): الحالة الغازية.

• حالة البلازما

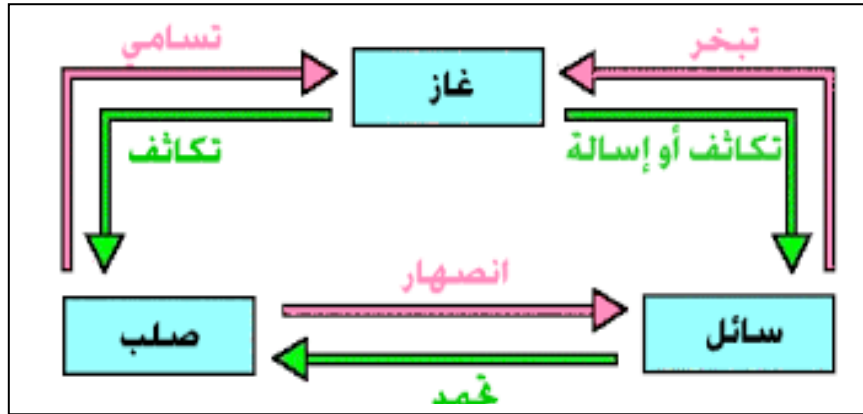
لا تعتبر حالة البلازما عن المواد الموجود على كوكب الأرض، ولكنها تعبر عن المواد المنتشرة في الكون، فهي عبارة عن جزيئات مشحونة بطاقة حركية كبيرة جداً، ويتم صنع إشارات مضيئة من غازات الأرجون Ar والهيليوم He وجعلهم في حالة البلازما من خلال استخدام الكهرباء، كما تُعد النجوم عبارة عن كرات من البلازما ولكنها ساخنة جداً.



الشكل (4): الحالة البلازما.

ج- تحولات المادة:

هي عبارة عن تغير فيزيائي حيث تتغير في المادة من شكل إلى آخر دون أي تغير في تركيبها الكيميائي أو لونها أو طعمها أو رائحتها، ويعتمد انتقال مادة ما من حالة لحالة على درجة الحرارة والضغط، وعندما تتغير حالة المادة قد يصاحب ذلك تولد أو فقد في الحرارة، إذ أن طاقة حركة جزيئاته تزداد أو تنقص خلال هذا التحول، وتتغير حالة المواد المختلفة عند درجات حرارة وضغط مختلفة، يمكن أن نلخص هذه التحولات في الشكل التالي:



الشكل (5): تحولات المادة.

د- خصائص المادة:

تسمى المعلومات التي تمكننا من تمييز مادة عن أخرى بالخصائص، يوجد نوعين منها وهي:

• الخصائص الفيزيائية:

هي خاصية للمادة التي لا ترتبط بتغيير في تركيبها الكيميائي، مثل الكثافة، اللون، الصلابة، نقاط الانصهار والغليان والتوصيل الكهربائي.

• الخصائص الكيميائية:

تُعرّف الخاصية الكيميائية بأنها خاصية غير مرئية للمادة يُمكن تحديدها بالحواس مثل شم رائحة مختلفة أو رؤية تشكل راسب أو سمع فرقعة، وهي تحدد سلوك المادة أثناء تفاعل كيميائي، ويمكن تعريفها أيضاً بأنها قدرة مادة على الاتحاد مع غيرها أو التحول إلى مادة أخرى.

I-3- مفهوم الطاقة:

يُمكن تعريف الطاقة، بشكلٍ عام، على أنها أي شيء لديه "إمكانية إحداث تغييرات"، أما التعريف الأكثر شيوعاً للطاقة هو العمل الذي يُمكن أن تقوم به قوة مُعينة.

أ- أشكال الطاقة:

يوجد للطاقة العديد من الأشكال، والتي تندرج جميعها ضمن فئتين رئيسيتين، هما: الطاقة الحركية، والطاقة الكامنة، وفيما يلي تفصيل لكلٍ منهما:

• **الطاقة الحركية:** هي الطاقة الناتجة عن حركة الأجسام وهي على أنواع:

- طاقة ناتجة عن حركة أجسام (لها كتلة وسرعة) والتي تعطى بالعلاقة:

$$E_c = \frac{1}{2} m \cdot v$$

حيث: E_c : الطاقة الحركية.

m : كتلة الجسم المتحرك.

v : سرعة الجسم المتحرك.

- **الطاقة الإشعاعية:** هي طاقة كهرومغناطيسية تنتقل، وتتحرك عبر الموجات المستعرضة،

وتشمل كلّ من: الضوء المرئي، والأشعة السينية، وموجات الراديو، وأشعة غاما، ويُعدّ ضوء،

وأشعة الشمس من الأمثلة على الطاقة الإشعاعية، وتعطى بالعلاقة التالية:

$$E = h \cdot \nu = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

حيث:

E : الطاقة الإشعاعية . h : ثابت بلانك $h = 6.62 \times 10^{-34} J \cdot s$

ν : تردد الأشعة وحدتها هرتز (s^{-1}). c : سرعة الضوء.

λ : طول موجة الأشعة.

- الطاقة الكهربائية: هي عبارة عن حركة الإلكترونات التي تُعدّ جسيمات صغيرة مشحونة، ومن الأمثلة على هذه الطاقة: البرق الذي يُعدّ طاقة كهربائية طبيعية.

- الطاقة الحرارية: هي الطّاقة الناتجة عن حركة الذرات، والجزيئات في المادة، إذ تزداد كمية الطّاقة الحرارية الناتجة كلّما زادت سرعة حركة هذه الجسيمات.

• الطاقة الكامنة: هي عبارة عن طاقة المخترنة في الأجسام في نظام محدد لنتج في نظام آخر، وهي أنواع:

- الطاقة الكامنة الثقالية وهي الطّاقة المخترنة، والكامنة في الأجسام نتيجة التّأثر بقوة الجاذبية، إذ تزداد هذه الطاقة بزيادة وزن الجسم، وارتفاعه عن الأرض، وتعطى بالعلاقة التالية:

$$E_{pp} = m \cdot g \cdot h$$

حيث:

E_{pp} : الطاقة الكامنة الثقالية.

h : ارتفاع الجسم.

g : تسارع الجاذبية الأرضية.

- الطاقة الكامنة المرورية وهي الطّاقة المخترنة في الأجسام نتيجة الضغط، والإستطالة، مثل الطّاقة المخترنة في الأشرطة المطاطية وناض، وتعطى بالعلاقة التالية:

$$E_{pc} = \frac{1}{2} K \cdot \Delta x^2$$

حيث:

E_{pc} : الطاقة الكامنة المرورية.

K : ثابت المرورية.

Δx : مقدار الاستطالة أو الضغط.

- الطاقة الكيميائية وهي الطّاقة المخترنة في روابط الجزيئات، والذرات، والتي من الممكن تحويلها إلى طاقة حرارية، ومثال عليها: طاقة البطاريات، والفحم، والكتلة الحيوية، والغاز الطبيعي.

- الطاقة النووية وهي الطّاقة المخترنة في نواة الذرة، والذي اكتشفها العالم أنشتاين، إذ يُؤدى دمج هذه المكونات، أو فصلها عن بعضها البعض إلى انبعاث كميات كبيرة من المواد الإشعاعية مشكّلة الطّاقة النووية، وعلاقتها هي:

$$\Delta E = m \cdot c^2$$

حيث:

ΔE : الطاقة النووية.

I-4- تحول طاقة - كتلة:

المؤشرات العلمية تشير إلى أن المادة والطاقة صورتان لشيء واحد، وبالإمكان تحويل احدهم إلى الآخر، حسب معادلة آينشتاين، إن فكرة تغيير الكتلة بتغيير حركة الجسم تعتبر احد الخطوات الأساسية في ظهور العلاقة بين الطاقة والكتلة، نعلم أن الكتلة ثابتة لا تتغير بتغير المكان أو الحالة، ذلك لان كمية الحركة أو السرعة تكون متناهية في الصغر في الظروف الاعتيادية بحيث لا تبدو محسوسة، ومع ذلك فان الحركة إذا كان كبيرا ويقترّب من سرعة الضوء فإنه يحدث تغييرا ملحوظا في الكتلة كما أثبتت ذلك التجارب العملية على الذرات، لقد بينت التجارب أن الجسم المنطلق بسرعة كبيرة جدا تزداد كتلته، فمثلا إذا تحرك بنصف سرعة الضوء فان كتلته تزداد بمقدار 1.15 مرة من كتلته وهو ساكن، والمعادلة الآتية تبين علاقة كتلة الجسم المتحرك مع كتلته وهو ساكن.

$$m = \frac{m_0}{\sqrt{1 - \frac{v^2}{c^2}}}$$

حيث: m : كتلة الجسم المتحرك. m_0 : كتلته وهو ساكن. v : سرعته. c : سرعة الضوء.

ننتهي إلى نتيجة أن معادلة اينشتاين تنطبق فقط على التفاعلات النووية.

I-5- قوانين الكتلية - الحجمية: في بنية المادة نتطرق فقط لقوانين الكتلية أما القوانين الحجمية تؤخذ في

مقرر ترموديناميك.

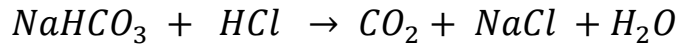
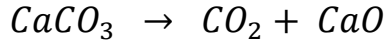
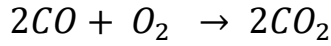
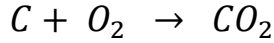
I-5-1- القوانين الكتلية:

أ- قانون انحفاظ كتلة - طاقة (قانون لافوازييه 1743-1794):

هو قانون ينص على الآتي: "عند حدوث أي تفاعل كيميائي فان مجموع كتل المواد المتفاعلة تساوي مجموع كتل المواد الناتجة عن التفاعل"، أي أن كتلة مواد التفاعل في نظام مغلق ستبقى ثابتة مهما حدث داخله فالمادة لا تستحدث ولا تفتنى، وهو القانون الذي يستعمل في عملية موازنة معادلات التفاعل.

ب- قانون النسب الثابتة (قانون بروست 1801):

هو قانون يبيّن أن: "نسبة كتل العناصر في المركب النقي ثابتة مهما كانت طريقة صنعه"، مثلاً نسبة عنصر الكربون في مركب ثاني أكسيد الكربون 27.27% مقابل نسبة عنصر الأكسجين فيه 72.73% في كل التفاعلات التالية:



من هنا توصل بروست إلى إعطاء مفهوم المكافئ الغرامي والكتلة المكافئة، حيث بين التحليل الكيميائي أن:

1.008 غ من الهيدروجين H يتحد مع 8 غ من الأكسجين O لإعطاء الماء H_2O .

1.008 غ من الهيدروجين H يتحد مع 4.67 غ من الأزوت N لإعطاء الماء NH_3 .

1.008 غ من الهيدروجين H يتحد مع 16 غ من الكبريت S لإعطاء الماء H_2S .

1.008 غ من الهيدروجين H يتحد مع 35.5 غ من الكلور Cl لإعطاء الماء HCl .

- المكافئ الغرامي: هو عدد الغرامات من العنصر اللازم لإتحاد مع 1.008 غ من الهيدروجين، وعليه فإن المكافئ الغرامي للأكسجين، الأزوت، الكبريت والكلور هي على التوالي 8 غ، 4.67 غ، 16 غ و 35.5 غ.

- الكتلة المكافئة: هي عدد الأجزاء الكتلية من العنصر اللازمة لإتحاد مع جزء واحد من الهيدروجين، إذن الكتلة المكافئة للأكسجين، الأزوت، الكبريت والكلور هي على التوالي 8، 4.67، 16 و 35.5.

• ملاحظات:

❖ يمكن تحديد المكافئ الغرامي والكتلة المكافئة للعناصر انطلاقاً من عنصر الأكسجين حيث:

✓ المكافئ الغرامي هو عدد الغرامات من العنصر اللازم لإتحاد مع 8 غ من الأكسجين.

✓ الكتلة المكافئة هي عدد الأجزاء الكتلية من العنصر اللازمة لإتحاد مع 8 أجزاء من

الأكسجين.

❖ يمكن إيجاد الكتلة المكافئة ε للمركبات وذلك حسب نوعها كمايلي:

✓ الأحماض $\varepsilon = \frac{M}{n_H}$ حيث: M : الكتلة المولية للحمض و n_H : عدد H المستبدلة.

✓ المؤكسدات والمرجعيات $\varepsilon = \frac{M}{n_e}$ حيث: M : الكتلة المولية للمؤكسد أو المرجع و n_H :
عدد الإلكترونات المستبدلة.

✓ الأملاح والقواعد $\varepsilon = \frac{M}{y.B}$ حيث: M : الكتلة المولية للملح أو القاعدة، y : عدد ذرات
المعدن في المركب و B : تكافؤ المعدن.

ج- قانون المكافئات (قانون ريشتر 1762-1807):

ينص على " تتحد العناصر فيما بينها بكميات معينة تتناسب مع كتلتها المكافئة ومع كتلتها المولية"
ويعبر عليها بالعلاقة:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\varepsilon_1}{\varepsilon_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

حيث: m_1, ε_1, M_1 الكتلة المولية، الكتلة المكافئة وكتلة المادة الأولى.

m_2, ε_2, M_2 الكتلة المولية، الكتلة المكافئة وكتلة المادة الثانية.

د- قانون المضاعفات (قانون دالتون 1766-1844):

ينص على: "عند اتحاد عنصران كيميائيان، وتكوين أكثر من مركب واحد، فإن الكتل المختلفة من
أحد العنصرين التي تتحد مع كتلة ثابتة من العنصر الآخر تكون نسبة عددية صحيحة وبسيطة"
مثال: عند اتحاد عنصران الأكسجين والنيتروجين وتكوين أكثر من مركب تسمى أكاسيد النتروجين يكون
فيها كتلة النتروجين ثابتة وكتلة الأكسجين متغيرة كما يلي:

N_2O : هو إتحاد 28 غ من N مع 16 غ من O .

N_2O_2 : هو إتحاد 28 غ من N مع 32 غ من O .

N_2O_3 : هو إتحاد 28 غ من N مع 48 غ من O .

N_2O_4 : هو إتحاد 28 غ من N مع 64 غ من O .

N_2O_5 : هو إتحاد 28 غ من N مع 80 غ من O .

نلاحظ أن كتل الأكسجين (16، 32، 48، 64، 80) هي عبارة عن مضاعفات للعدد 16 وتكون

نسب عددية صحيحة وبسيطة (1، 2، 3، 4، 5) نقول أن أكاسيد النتروجين تحقق قانون المضاعفات
لدالتون.

I-5-2- القوانين الحجمية: يؤخذ بالتفصيل في المقرر ترموديناميك ك132.

6-I - النظرية الذرية الجزيئية:

1-6-I - مفهوم الكتلة الذرية: هي كتلة ذرة واحدة من عنصر، والتي حددت بنسبة لعنصر آخر معلوم كتلته الذرية، وقد مر على تحديد الكتل الذرية للعناصر المدونة في جدول الدوري على مراحل وهي:

- يعتبر العالم **دالتون** هو أول من استعمل مصطلح الذرة في تفسير بنية المادة ودراسة التفاعلات الكيميائية، فاختار لحساب الكتل الذرية النسبية للعناصر باستعمال كتلة ذرة الهيدروجين باعتباره أخف الذرات.

- في سنة 1906 ونظرا لأن معظم العناصر تكون أكاسيد آنذاك، تم حساب الكتل الذرية للعناصر باستعمال الكتلة الذرية للأكسجين.

- في سنة 1912 تم اختيار الكربون-12 في حساب الكتل الذرية للعناصر وهي المدونة في الجدول الدوري حاليا وتسمى الكتل الذرية النسبية لأنها حددت بنسبة للكربون-12، وذلك بالعلاقة التالية:

$$\text{الكتلة الذرية النسبية} = \frac{\text{كتلة ذرة واحدة من العنصر}}{\frac{1}{12} \text{ كتلة ذرة واحدة من كربون } 12}$$

وحدة الكتلة الذرية *uma* هي وحدة صغيرة للكتلة تستخدم للتعبير عن الكتل الذرية والكتلة الجزيئية، وهي تساوي 12\1 من كتلة ذرة الكربون-12. وعلى هذا وجد أن:

$$1 \text{uma} = 1.67 \times 10^{-27} \text{kg}$$

2-6-I - مفهوم الكتلة الجزيئية: هي مجموع الكتل الذرية للعناصر المكونة للجزيء.

3-6-I - مفهوم الكتلة المولية M : هي كتلة 1 مول من العنصر أو الجزيء أو الشاردة، و 1 مول هو عبارة عن عدد أفوغادرو منها، وعدد أفوغادرو هو $N_A = 6.023 \times 10^{23}$ ، إذا الكتلة المولية هي كتلة 6.023×10^{23} من عنصر أو جزيء أو شاردة.

4-6-I - مفهوم عدد المولات: هي كمية المادة التي تحتويها كتلة أو حجم معين من المادة رمزها n ، وتعطى بعدة علاقات حسب نوع المادة:

$$n = \left(\frac{m}{M}\right)_{\text{كل المواد}} = \left(\frac{V}{V_M}\right)_{\text{الغازات}} = \left(\frac{PV}{RT}\right)_{\text{الغازات المثالية}} = \left(\frac{N}{N_A}\right)_{\text{كل المواد}} = (C \cdot V)_{\text{المحاليل}}$$

I-6-5- مفهوم الحجم الجزيئي المولي V_M : هو الحجم الذي يشغله 1 مول من غاز، ويتغير









حسب الشروط التجريبية، حيث عند الشروط النظامية ($P = 1atm, T = 273K$) يكون

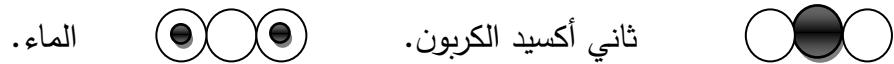
$$V_M = 22.4 \text{ l/mole}$$

I-7- الرموز والصيغ الكيميائية:

I-7-1- الرموز الكيميائية: اقترح دالتون رموز للعناصر والجزيئات التي كانت معروفة في عصره

كما يلي:

الأكسجين	الهيدروجين	الكربون	النيتروجين	الكبريت	الفوسفور	النحاس	الحديد
							



لكن أصبحت رموز مركبات متعددة الذرات متراكمة، لهذا رمز برزيليوس العناصر بالحرف الأول من اسمها اللاتني وإذا اشتركت في الحرف الأول نظيف لها حرف ثاني من اسمها، بحيث الحرف الأول يكتب بأحرف طباعة كبيرة أما الحرف الثاني إذا وجد يكتب بأحرف طباعة صغيرة.

مثال:

هيدروجين	أكسجين	نيتروجين	كربون	كالسيوم	كوبلت	كلور	هيليوم	كبريت	نحاس	فلور	حديد
H	O	N	C	Ca	Co	Cl	He	S	Cu	F	Fe

I-7-2- الصيغ الكيميائية: هي صيغة رمزية توضح عدد ونوع الذرات الموجودة في الجزيء الواحد، مثلا

جزيء الماء H_2O يتركب ذرة واحدة من الأكسجين وذرتين من الهيدروجين.

يوجد ثلاثة أنواع من الصيغ الكيميائية وهي:

أ- الصيغة الأولية: هي صيغة رمزية تمثل أبسط نسبة عدد صحيح للذرات من كل عنصر، أي

أبسط صيغة تحقق نسب تواجد كل عنصر في المركب، مثلا صيغ الأولية للمركبات التالية C_2H_6

و C_2H_4 و N_2O_4 هي على التوالي CH_3 و CH_2 و NO_2 ، كما نلاحظ أن الصيغ الأولية قد تكون

صيغ غير موجودة في الحقيقة.

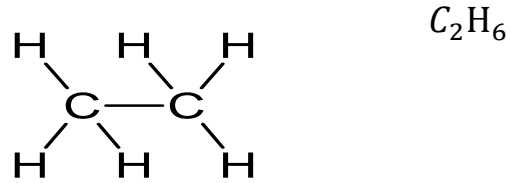
ب- **الصيغة الحقيقية:** هي صيغة رمزية تمثل العدد الفعلي للذرات في المركب، هناك علاقة بين الصيغة الأولية والحقيقية وهي:

$$\text{الصيغة الحقيقية} = (\text{الصيغة الأولية})_n$$

حيث: n : عدد الوحدات من الصيغة الأولية وتعطى بالعلاقة التالية:

$$n = \frac{\text{الكتلة المولية لصيغة الحقيقية}}{\text{الكتلة المولية لصيغة الأولية}}$$

ج- **الصيغة البنائية:** هي صيغة توضح طريقة ترتيب الذرات وارتباطها ببعضها البعض؛ أي توضح الروابط الكيميائية الموجودة في المركب.



مثال: مركب عضوي يحتوي على 40% من الكربون و53.33% أكسجين والباقي هيدروجين.

- أوجد الصيغة الأولية لهذا المركب.

- استنتج الصيغة الحقيقية له إذا كانت كتلته المولية له 60g/mole.

- أعط الصيغ البنائية الممكنة له.

الحل:

- **الصيغة الأولية:**

أولا نحسب نسبة تواجد الهيدروجين في المركب: $\%H = 100 - \%C - \%O = 100 - 40 - 53.33 = 6.64\%$

$$53.33 = 6.64\%$$

ثانيا نفرض أن صيغة المركب هو $C_xH_yO_z$ من علاقة النسب الثابتة فإن:

$$\frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{16z}{\%O}$$

نربط بين متغير x ومتغيرين y و z من العلاقة السابقة لنجد:

$$y = \frac{12 \cdot H\%}{C\%} x = 2x$$

$$z = \frac{12 \cdot O\%}{16 \cdot C\%} x = x$$

نعطي للقيمة x أصغر عدد صحيح غير معدوم بحيث تكون قيم y و z قيم صحيحة.

$$x = 1 \Rightarrow y = 2, z = 1$$

لتصبح الصيغة الأولية للمركب CH_2O وهي أبسط صيغة تحقق النسب المئوية المعطاة في

التمرين.

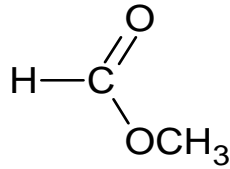
- الصيغة الحقيقية:

من العلاقة التالية نحسب عدد الوحدات من الصيغة الأولية:

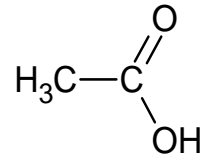
$$n = \frac{\text{الكتلة المولية لصيغة الحقيقية}}{\text{الكتلة المولية لصيغة الأولية}} = \frac{60}{30} = 2$$

إذن صيغة المركب هي: $(CH_2O)_2$ أي $C_2H_4O_2$

- الصيغة البنائية:



ميثانوات المثيل (أستر)



حمض إيتانويك

8-I- المعادلات الكيميائية:

- هي صورة توضح المواد الداخلة في التفاعل الكيميائي والمواد الناتجة من هذا التفاعل والتغير الذي يصاحب هذا التفاعل.

- يفصل بين المتفاعلات والنواتج بسهم، وعادة ما تكتب المواد المتفاعلة من الجهة اليسرى والمواد الناتجة من الجهة اليمنى، ونقرأ المعادلة من اليسار إلى اليمين.

المواد الناتجة → المواد المتفاعلة

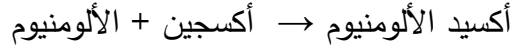
- من أهم خواص المعادلة الكيميائية أنها تمكننا من إيجاد العلاقات الكمية بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة من التفاعل.

- لإجراء الحساب الكيميائي المطلوب يشترط أن تكون المعادلة الكيميائية موزونة أي تخضع لقانون حفظ الكتلة.

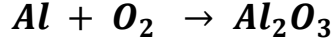
- إذا كانت هناك شروط خاصة لتفاعل كيميائي من درجة حرارة أو محفز أو ضغط تكتب فوق السهم.

• خطوات كتابة المعادلة الكيميائية:

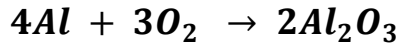
1- تكتب المواد المتفاعلة والمواد الناتجة لفظاً ويفصل بينهما سهم، مثلاً تفاعل الألومنيوم مع الأكسجين لتكوين أكسيد الألومنيوم.



2- تكتب المعادلة بالرموز والصيغ للمواد المتفاعلة والناتجة (معادلة غير موزونة)

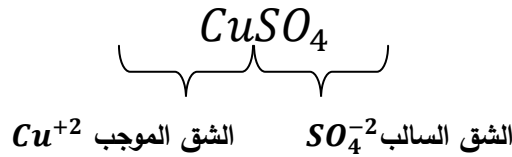


3- نوازن المعادلة وذلك بوضع معاملات بجوار المواد الداخلة والناتجة بحيث كما ذكرنا يكون عدد الذرات لعنصر ما متساوية عددياً في كلا الطرفين. (معادلة موزونة)



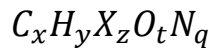
I-9- كيفية كتابة صيغ المركبات الكيميائية:

- المركبات الأيونية: هي مركبات تحتوي على شقين، شق سالب وشق موجب، حيث دائماً يكتب الشق الموجب يساراً والشق السالب يميناً، مثلاً:

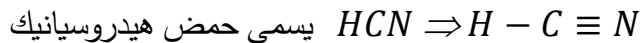


- المركبات العضوية: هي المركبات التي تحتوي أساساً على عنصرين الكربون والهيدروجين وتسمى الهيدروكربونات، أما إذا وجدت عناصر أخرى فهي تسمى الهيدروكربونات الغير متجانسة، أما عن طريقة كتابة المركبات العضوية ترتب كالتالي:

- عنصر الكربون وهو الأساس يكتب أولاً من اليسار.
- عنصر الهيدروجين يكتب بعده
- عناصر أحادية التكافؤ كالهالوجينات F, Cl, Br, I
- عناصر ثنائية التكافؤ كالأكسجين O والكبريت S .
- عناصر ثلاثية التكافؤ كالنتروجين N والفسفور P .



- هناك مركبات تكتب حسب ترابط عناصرها وعددها محدود من بينها:



الفصل الثاني

البنية الدقيقة للذرة

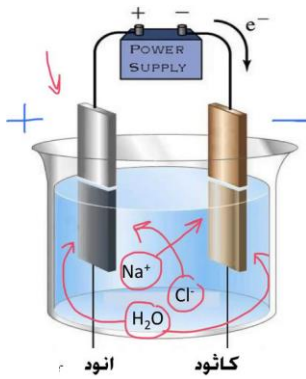
II-1 مقدمة:

تتكون المادة من مجموعة من الذرات، تتألف الذرة من نواة مركزية تحتوي على جسيمات مشحونة إيجاباً تدعى البروتونات وأخرى عديمة الشحنة تدعى النوترونات، تدور حول النواة غمامة إلكترونية تحتوي على عدد من الإلكترونات ذات الشحنة السالبة.

II-2 الكشف عن مكونات الذرة:

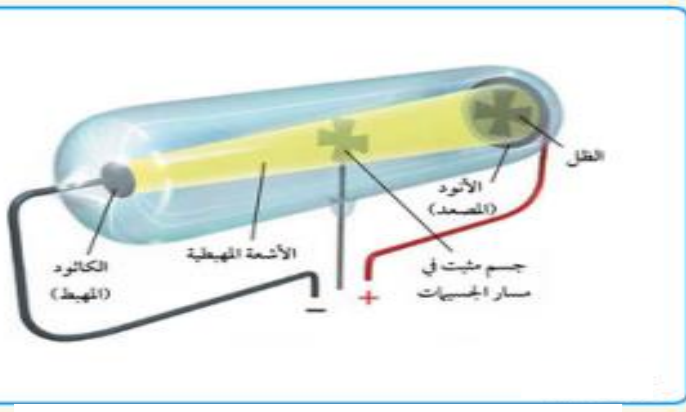
II-2-1 الكشف عن الإلكترون:

أ- تجربة التحليل الكهربائي تجربة فاراداي (1791-1867): تشير التفاعلات التي قام بها فاراداي إلى:



- وجود جسيم كهربائي يمكن أن يدخل إلى الأيون الموجب فيجعله ذرة متعادلة، أو ينزع من أيون السالب فيجعله ذرة متعادلة أيضاً، كما يمكن أن يضاف إلى ذرة متعادلة فتصبح سالبة الشحنة أو تنزع منها فتصبح موجبة الشحنة.
- استنتاج أن الجسيمات سالبة الشحنة.
- أطلق العالم ستوني **Stoney** على هذه الجسيمات اسم إلكترون، وفي عام 1891 تمكن من إيجاد شحنتها.

ب- تجربة كروكس (1832-1919):



الشكل (7): تجربة كروكس.

- في أنبوب زجاجي شفاف وضعت كمية من الغاز (نيون أو الهواء)، يربط الأنبوب إلى مولد كهربائي.
- عند فرق كون عادي وضغط عادي لا يحدث شيء.
- عند فرق كمون 1500 فولط وتفرغ الأنبوب من الغاز إلى ضغط 10 ملم زئبقي لوحظ لمعان حول المهبط.
- عند استمرار في تفرغ الغاز إلى الضغط 0.1 ملم زئبقي انتشر اللامعان في كل الأنبوب على شكل أشعة.

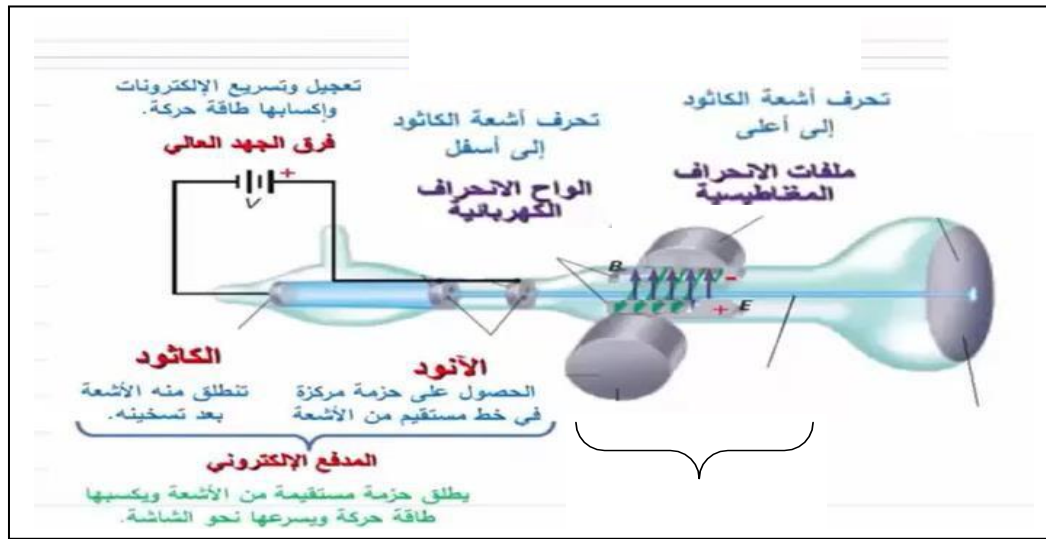
✓ خصائص هذه الأشعة:

- عند وضع حاجز (على شكل مروحية) بين المهبط والمصعد لوحظ سقوط ظل الحاجز على المصعد، أستنتج أن هذه الأشعة تصدر من المهبط وتسير في خطوط مستقيمة لهذا سميت بالأشعة المهبطية.

- تبدأ المروحية في الدوران، استنتج أن للأشعة طاقة حركية وعليه جسيماتها لها كتلة.
- لوحظ أن هذه الأشعة تنحرف نحو الصفيحة الموجبة لمكثفة، وعليه تبين أن جسيماتها تحمل شحنة سالبة وهي الإلكترونات.

ج- تجربة ج.ج. طومسون (1856-1940):

- شرح طومسون تأثير الحقل الكهربائي والحقل المغناطيسي على الأشعة المهبطية (الكاثودية).

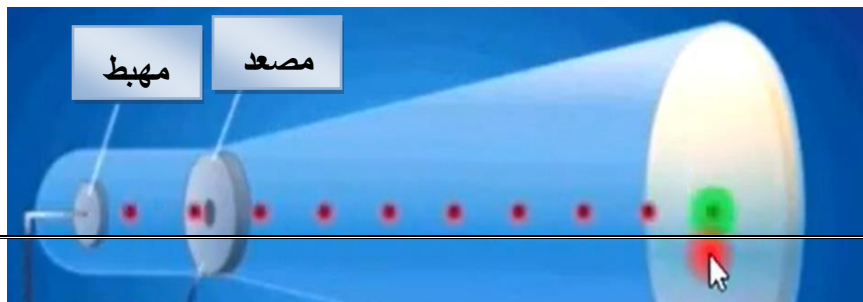


الشكل (8): تجربة ج.ج. طومسون

- الهدف من تجربة طومسون هو حساب الشحنة النوعية للإلكترون أي النسبة بين شحنة وكتلة الإلكترون $\frac{e}{m}$.

1- دون تأثير الحقل الكهربائي أو الحقل المغناطيسي:

الأشعة المهبطية لا تنحرف عند غياب الحقلين الكهربائي والمغناطيسي أي حركتها مستقيمة.

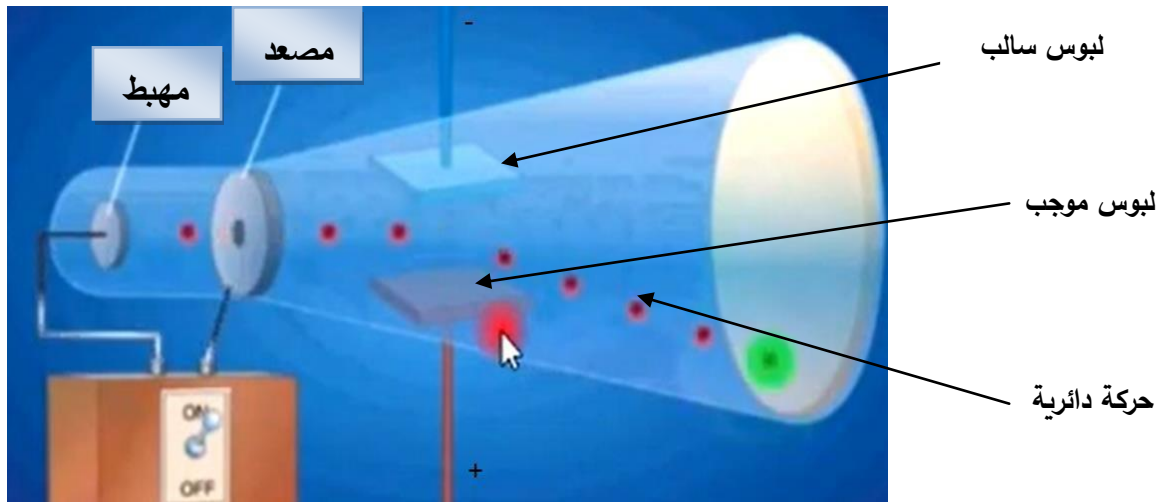


2- تأثير الحقل الكهربائي:

- عندما تخضع الأشعة المهبطية لحقل كهربائي تنحرف نحو اللبوس الموجب على شكل دائري

(قوس من الدائرة)، عندها تكون القوتين الكهربائية $F_e = e.E$ والطرء المركزي $F_R = \frac{m.v^2}{R}$ متساويتين.

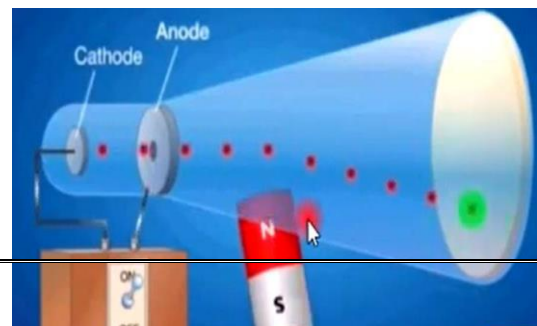
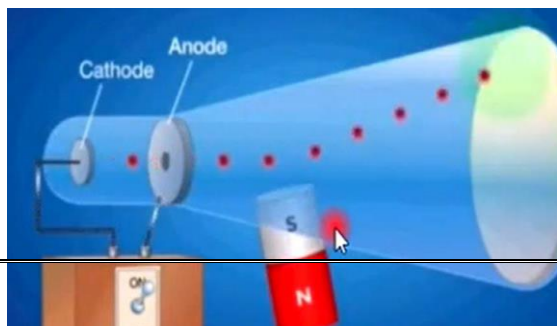
$$F_R = F_e \Rightarrow \frac{m.v^2}{R} = e.E \Rightarrow v^2 = \frac{e.E.R}{m} \dots \dots (1)$$



الشكل (10): تأثير الحقل الكهربائي على الأشعة المهبطية.

3- تأثير الحقل المغناطيسي:

- عندما نقرب من الأشعة المهبطية مغناطيس فإنها تنحرف حسب قطبه كم في الشكل:



4- تأثير الحقل الكهربائي والمغناطيسي معا:

- حتى نتمكن من حساب سرعة إلكترونات في الأشعة المهبطية، نطبق عليها حقل مغناطيسي بكيفية وقيمة محددتين حتى ينزع الانحراف، عندها تصبح القوتين المغناطيسية $F_m = e.B.v$ والكهربائية متساويتين.

$$F_e = F_m \Rightarrow e.E = e.B.v \Rightarrow v = \frac{E}{B} \dots \dots (2)$$

من (1) و(2) نجد:

$$\frac{E^2}{B^2} = \frac{e.E.R}{m} \Rightarrow \frac{e}{m} = \frac{E}{R.B^2}$$

- بمعرفة كل من قيمة الحقل الكهربائي E وقيمة الحقل المغناطيسي B ونصف قطر قوس

الانحراف R تمكن طومسون من حساب الشحنة النوعي للإلكترون ووجدها:

$$\frac{e}{m} = 1.758 \times 10^8 \text{ C/g}$$

د- تجربة ميليكان (1868-1953): تمكن ميليكان من تحديد شحنة الإلكترون وبالتالي حساب كتلته

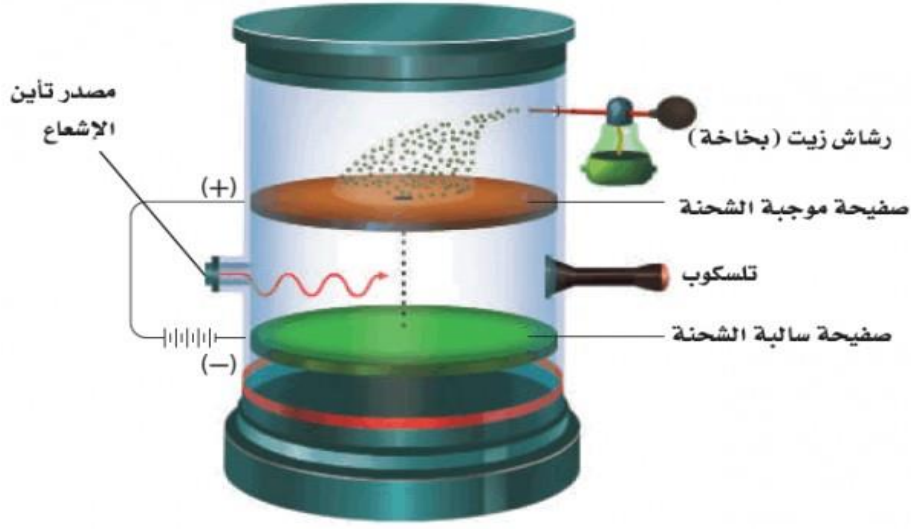
من نتائج تجربة طومسون.

✓ مبدأ التجربة:

• تأيين الهواء بأشعة غاما (γ) أو أشعة إكس (X)، فتلتصق أيونات الهواء المشحونة بالقطيرات الزيت فتتأين.

• عند دخول القطيرات المشحونة مجال كهربائي تتغير حركتها، حيث تتعلق سرعتها بعدد الشحن التي تحملها كل قطيرة.

- الدراسة الحركية للقطيرة تسمح بتعيين الشحنة المحمولة من قبل كل قطيرة.



الشكل (12): تجربة ميليكان.

- القوى المؤثرة على القطيرة مشحونة:

- قوة الثقل: اتجاهها دوما نحو الأسفل، علاقتها باعتبار أن القطيرة كروية الشكل هي:

$$P = m \cdot g = \rho \cdot V \cdot g = \frac{4}{3} \cdot \pi \cdot r^3 \cdot \rho \cdot g$$

حيث: ρ الكتلة الحجمية للزيت المستعمل. r : نصف القطر قطيرة الزيت.

- قوة ستوكس R : اتجاهها عكس اتجاه الحركة وتعطى بالعلاقة التالية: $R =$

$$6 \cdot \pi \cdot r \cdot \eta \cdot v$$

حيث: r : نصف القطر قطيرة الزيت. η : معامل لزوجة الزيت. v : سرعة القطيرة.

- دافعة أرخميدس A : اتجاهها دوما نحو الأعلى وتعطى علاقتها:

$$A = m' \cdot g = \rho' \cdot V \cdot g = \frac{4}{3} \cdot \pi \cdot r^3 \cdot \rho' \cdot g$$

حيث: ρ' الكتلة الحجمية للوسط (الهواء).

- القوة الكهربائية F_e : اتجاهها عكس اتجاه الحقل الكهربائي E وعلاقتها هي:

$$F_e = q \cdot E$$

حيث: q : شحنة القطيرة.

اصطلاحا اتجاه الحقل الكهربائي من اللبوس الموجب إلى اللبوس السالب وعليه اتجاه القوة الكهربائية من

اللبوس السالب إلى اللبوس الموجب.

✓ الدراسة العملية لتجربة ميلكان:

أ- ندرس حركة القطيرة في غياب الحقل الكهربائي:

حركة القطيرة هي حركة مستقيمة منتظمة لأن كتلتها صغيرة جدا وتسارعها يؤول للصفر.

$$\sum \vec{F} = \vec{0} \Rightarrow \vec{P} + \vec{R} + \vec{A} = \vec{0}$$

بالإسقاط على محور اتجاه الحركة وتعويض كل قوة بما تساويها نجد:

$$P - A - R = 0 \Rightarrow \frac{4}{3} \cdot \pi \cdot r^3 \cdot g \cdot (\rho - \rho') = 6 \cdot \pi \cdot r \cdot \eta \cdot v_0 \dots \dots \dots (1)$$

ب- ندرس حركة القطيرة في وجود حقل كهربائي: تكون اتجاه القوة الكهربائية حسب اتجاه الحقل إما نحو الأسفل أو نحو الأعلى، الحركة دوما مستقيمة منتظمة لنفس الأسباب السابقة.

$$\sum \vec{F} = \vec{0} \Rightarrow \vec{P} + \vec{R} + \vec{A} + \vec{F}_e = \vec{0}$$

$$P - A - R - F_e = 0 \Rightarrow \underbrace{\frac{4}{3} \cdot \pi \cdot r^3 \cdot g \cdot (\rho - \rho') - 6 \cdot \pi \cdot r \cdot \eta \cdot v}_{} = q \cdot E$$

$$6 \cdot \pi \cdot r \cdot \eta \cdot v_0 - 6 \cdot \pi \cdot r \cdot \eta \cdot v = q \cdot E$$

$$6 \cdot \pi \cdot r \cdot \eta \cdot (v_0 - v) = q \cdot E \Rightarrow q = \frac{6 \cdot \pi \cdot r \cdot \eta \cdot (v_0 - v)}{E}$$

نحسب من العلاقة (1) نصف قطر القطيرة:

$$(1) \Rightarrow 2r^2 g(\rho - \rho') = 9 \cdot \eta \cdot v_0 \Rightarrow r = \sqrt{\frac{9 \cdot \eta \cdot v_0}{2g(\rho - \rho')}}$$

- بعد تكرار التجربة عدة مرات وحساب شحنة القطيرة في كل مرة استنتج مايلي:

✓ قيمة الشحنة هي عبارة عن مضاعفات لقيمة عنصرية وهي أصغر شحنة يمكن أن تحملها القطيرة.

✓ تم حساب هذه القيمة وقد وجدت تساوي لـ $1.6 \times 10^{-19} C$ وهي شحنة الإلكترون.

✓ تمكن ميلكان من حساب كتلة الإلكترون من نتيجة طومسون حيث:

$$\frac{e}{m} = 1.758 \times 10^8 \Rightarrow m = \frac{e}{1.758 \times 10^8} = \frac{1.6 \times 10^{-19}}{1.758 \times 10^8} = 9.1 \times 10^{-28} g$$

$$m = 9.1 \times 10^{-31} kg$$

II-2-2 الكشف عن النواة:

II-2-2-1 الكشف عن البروتونات:

أ- تجربة غولدشتاين (1851-1931): استطاع العالم غولدشتاين سنة 1886 من اكتشاف أشعة موجبة الشحنة باستعمال أنبوب يشبه أنبوب كروكس، وقد تمكن وبنفس طريقة طومسون من حساب الشحنة النوعية لدقائق هذه الأشعة $\left(\frac{q}{m}\right)$ حيث وجدها أقل بآلاف المرات من الشحنة النوعية للإلكترون.

ب- تجربة رذرفورد (1871-1937): في عام 1918 قذف رذرفورد غاز النترجين بأشعة α فلاحظ أن بعض منها تحولت إلى الأكسجين وجسيم مشحون إيجاباً لا يختلف عن نواة الهيدروجين سماه البروتون (نسبة للكلمة الإغريقية بروتوس ومعناها الأول) وقد توصل إلى:

- الشحنة الموجبة تكون مرافقة مع الشاردة.
- يدخل البروتون في تركيب كل الذرات.

ج- تجربة ويلسون (1869-1959): بواسطة جهاز خاص تمكن ويلسون من إيجاد:

- شحنة البروتون وهي مساوية لشحنة الإلكترون.
- كتلة البروتون والتي تساوي 1836 مرة كتلة الإلكترون أي $1.672 \times 10^{-27} kg$.

II-2-2 الكشف عن النوترونات:

➤ تجربة شادويك: لقد تم اكتشاف النوترونات عام 1932 من طرف العالم شادويك، وذلك عندما قذف ذرات البيرييليوم بدقائق α فانطلقت جسيمات غير مشحونة لأنها لم تتأثر بالحقلين المغناطيسي والكهربائي أطلق عليها اسم النوترونات، وقد وجد أن كتلتها أكبر بقليل من كتلة البروتون وهي $1.674 \times 10^{-27} kg$

II-3- النظائر:

II-3-1 مفهوم النظائر: هي نكليدات نفس العنصر متماثلة في عددا الذري Z ومختلفة في عددها الكتلي بسبب اختلاف في عدد نوتروناتها، تختلف نظائر نفس العنصر في خصائصها الفيزيائية وتتشابه في الخصائص الكيميائية.



II-3-2 طرائق المطيافية لتعيين الكتل الذرية: تتم في كل مطيافية إيجاد عبارة الشحنة النوعية $\left(\frac{q}{m}\right)$ وبالتالي حساب الكتلة الذرية بمعرفة شحنتها.

أ- **مطيافية الكتلة:** تجرى التجربة في أنبوب انفرغ المهبطي حيث تخضع حزمة من الشوارد إلى حقل كهربائي فتتحرف.

لإيجاد عبارة الشحنة النوعية نبحث عن معادلة مسار حركة هذه الشورد التي تتحرك على محورين **على محور ox:** الحركة مستقيمة منتظمة معادلتها من الشكل:

$$x = v \cdot t \Rightarrow t = \frac{x}{v} \dots \dots (1)$$

على محور oy: الحركة مستقيمة متغيرة بانتظام معادلتها:

$$y = \frac{1}{2} a \cdot t^2$$

نبحث على عبارة التسارع a : تخضع الشوارد أثناء حركتها إلى قوتين الكهربائية والطردي المركزي مع إهمال قوة أمام القوتين الثقلي.

$$\sum \vec{F} = \vec{F}_e + \vec{F}_R = \vec{0} \Rightarrow F_e = F_R \Rightarrow q \cdot E = m \cdot a \Rightarrow a = \frac{q \cdot E}{m}$$

نعوض عبارة التسارع وعبارة الزمن لنجد عبارة المسار:

$$y = \frac{q \cdot E}{2 \cdot m \cdot v^2} x^2$$

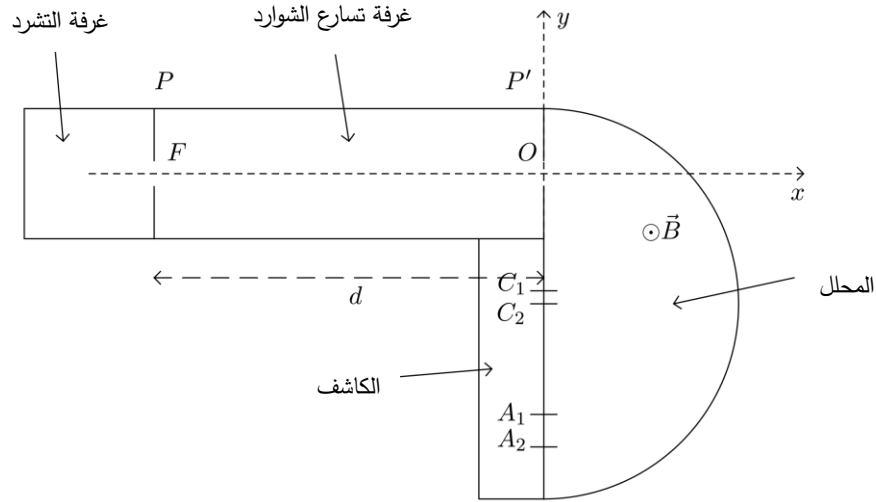
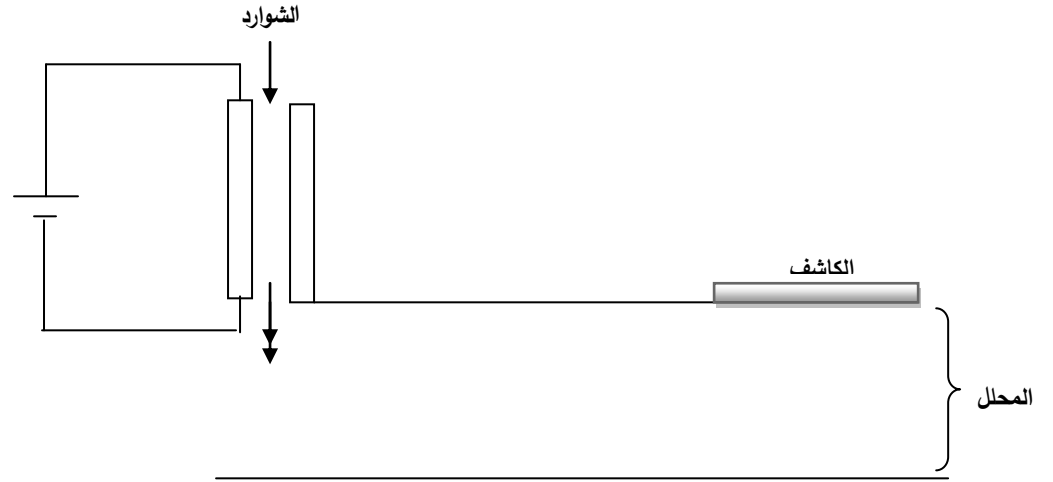
لحساب سرعة الشوارد نطبق عليها حقل مغناطيسي عمودي على الحقل الكهربائي وقيمته محددة حتى ننزع الانحراف حيث يصبح:

$$F_e = F_m \Rightarrow q \cdot E = q \cdot B \cdot v \Rightarrow v = \frac{E}{B}$$

نعوضها في عبارة المسار لنجد:

$$y = \frac{q \cdot B^2}{2 \cdot m \cdot E} x^2 \Rightarrow \frac{q}{m} = \frac{2 \cdot E \cdot y}{B^2 \cdot x^2}$$

ب- مطيافية دامبستر Dempster:

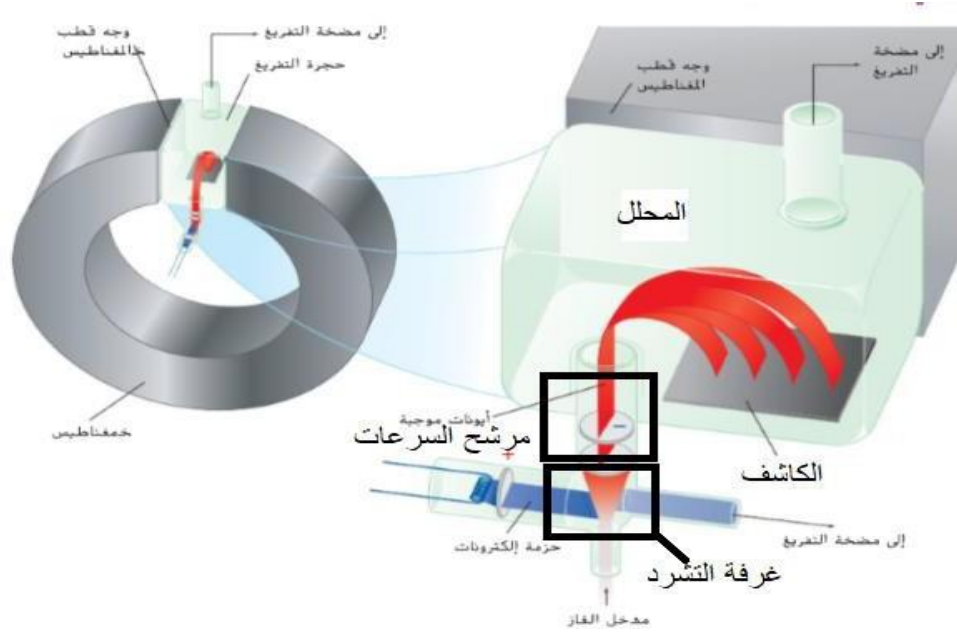


الشكل (13): مخططان لمطيافية دامبستر.

- تدخل الشوارد إلى المسرع فتتسارع.
- تخرج إلى المحلل بسرعات مختلفة حسب كتلتها فتخضع لقل مغناطيسي B .
- تنحرف على شكل دوائر بفعل قوتين قوة مغناطيسية وقوة الطرد المركزي حيث:

$$F_R = F_m \Rightarrow m \cdot \frac{v^2}{r} = q \cdot B \cdot v \Rightarrow \frac{q}{m} = \frac{v}{B \cdot r}$$

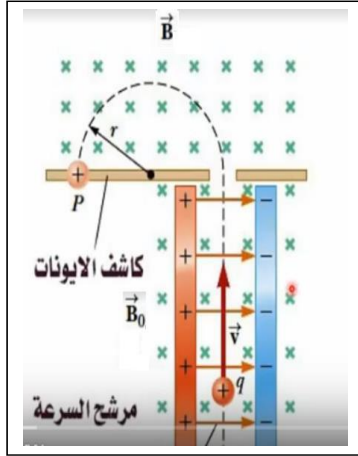
ج- مطيافية بانبريدج Bainbridge:



الشكل (14): مخطط مطيافية بانبريدج.

يتألف الجهاز من 4 أجزاء:

- غرفة التشرّد: تتشرّد فيها ذرات المراد دراستها.
- مرشح السرعة: تحدث فيها تسوية سرعات الشوارد المارة فيه، حيث تطبق عليها حقل كهربائي وحقل مغناطيسي متعامدين حتى يصبح:



$$F_e = F_m \Rightarrow q.E = q.B_0.v \Rightarrow v = \frac{E}{B_0}$$

فإن كل الشوارد تخرج من المرشح السرعة إلى المحلل تكون لها نفس السرعة حتى وإن اختلفت في الكتلة والشحنة.

- المحلل: تخضع الشوارد في المحلل إلى حقل مغناطيسي B فتتحرك حركة دائرية بفعل قوتين قوة الحقل المغناطيسي وقوة الطرد المركزي:

$$F_R = F_m \Rightarrow m.\frac{v^2}{r} = q.B.v \Rightarrow \frac{q}{m} = \frac{v}{B.r} = \frac{E}{B_0.B.r}$$

- الكاشف: يتم من خلاله معرفة عدد الشوارد المجمع (مجمع الشوارد) كذا أنصاف أقطار كل نوع شاري من الأثر عليه.

II-3-3 أهمية مطيافيتي دامبستر وبانبريدج:

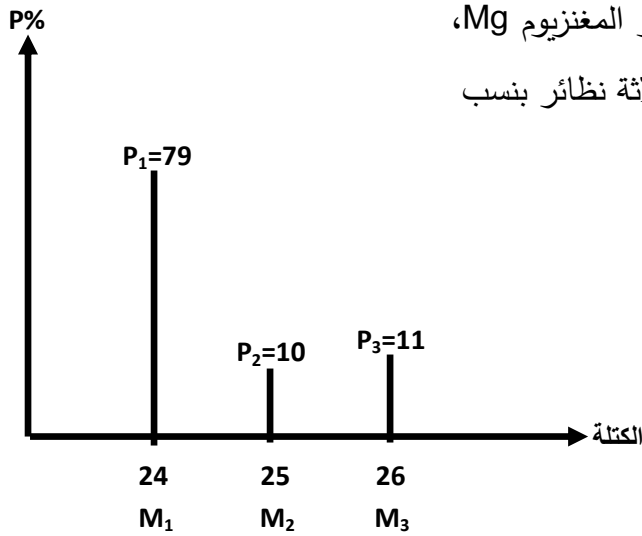
- تحديد عدد النظائر.
- إعطاء نسبة تواجد كل نظير.
- تعيين كتلة الذرية لكل نظير.

* **الكتلة الوسطية:** إذا كان لعنصر ثلاثة نظائر بنسب مختلفة فإن الكتلة الوسطية له يعطى بالعلاقة التالية:

$$M = \frac{M_1 \cdot P_1 + M_2 \cdot P_2 + M_3 \cdot P_3}{100}$$

حيث: $M_3 M_2 M_1$ كتل كل نظير.

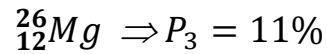
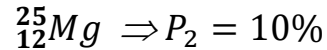
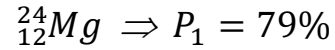
$P_1 P_2 P_3$ نسبة تواجد كل نظير.



الشكل المقابل يمثل مخطط لطيف كتلة عنصر المغنيزيوم Mg،

من خلال المخطط نلاحظ أن للعنصر المغنيزيوم ثلاثة نظائر بنسب

تواجد مختلفة وهي:



الفصل الثالث

مبادئ الإشعاعات والنشاط الإشعاعي

III-1 مقدمة:

النظائر المشعة هي الشكل غير المستقر للعنصر والتي ينبعث منها الإشعاع ليتحول إلى شكل أكثر استقراراً. ومن بين العناصر المدرجة في الجدول الدوري البالغ عددها 118 عنصراً، لا يوجد سوى 94 عنصراً طبيعياً، وفي حين أن هناك 254 نظير مستقر، وأكثر من 3000 نظير مشع معروف، 84 منها أكثر تواجداً، بحيث تختلف نكليات العنصر الواحد في خصائصه الفيزيائية، بعض منها لها خاصية إصدار إشعاعات من تلقاء نفسها تدعى نكليات مشعة، وبعضها لا تصدر إشعاعات تدعى نكليات مستقرة.

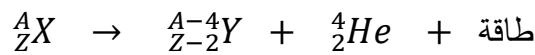
III-2 اكتشاف النشاط الإشعاعي:

أول من اكتشف النشاط الإشعاعي العالم هنري بكريل نتيجة اكتشافه لأشعة السينية الناتجة من تفكك كبريتات الأورانيوم واليوتاسيوم $K_2UO_2(SO_4)_2$ ، حيث في عام 1896م اكتشف هنري أن أحد أملاح الأورانيوم يصدر إشعاع لم تكن طبيعته واضحة في ذلك الوقت، وأثبت هنري أن الإشعاع الذي اكتشفه يصدر من جميع مركبات الأورانيوم وعن الأورانيوم الفلزي أيضاً، بما يعني أن مصدر الإشعاع هو ذرة الأورانيوم، واتضح له أن هذا الإشعاع يحدث بصورة تلقائية مستمرة لا تؤثر عليه المؤثرات الخارجية من ضغط ودرجة حرارة ولهذا سمي إشعاع الأورانيوم بإشعاع نشط وتسمى هذه الظاهرة النشاط الإشعاعي.

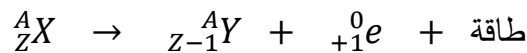
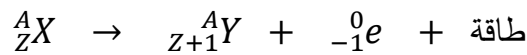
III-3 طبيعة الإشعاعات:

قسم العالم رذرفورد الأشعة إلى:

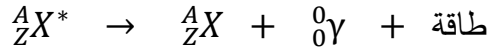
أ- إشعاعات α : هي عبارة عن نوى الهيليوم 4_2He ، تتميز بها النكليات الثقيلة ذات العدد الكتلي $A > 200$ ، يحدث وفق التفاعل النووي التالي:



ب- إشعاعات β : هي على نوعين إلكترون ورمزه ${}^0_{-1}e$ تتميز بها نكليات ذات $N > Z$ ، وبوزيتون ورمزه ${}^0_{+1}e$ تتميز بها نكليات الاصطناعية، يحدث وفق التفاعل النووي التالي:

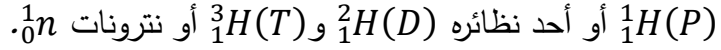


ج- إشعاعات γ : هي عبارة عن إشعاعات كهرومغناطيسية قد تكون ضوء أو أشعة X لا كتلة لها ولا شحنة لهذا تبقى Z و A ثابتتين، نرزم لها بـ ${}^0_0\gamma$ وتحدث وفق التفاعل النووي التالي:



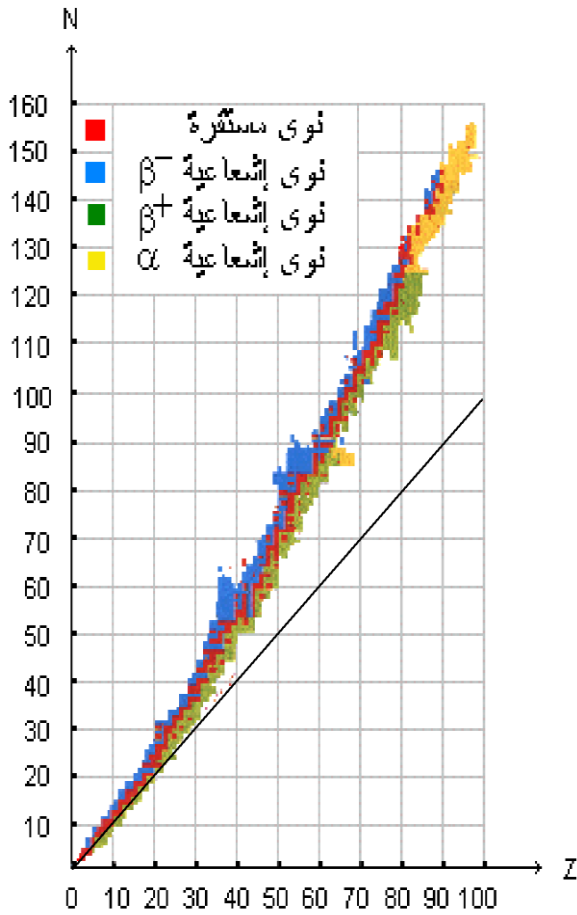
ملاحظة:

• أثناء التفاعل النووي يمكن أن تنتج مع الأشعة السابقة جسيمات أخرى مثل نواة البروتون



• نقول أن النواة A_ZX تشع طبيعيا إذا تحقق: $\frac{A-Z}{Z} = \frac{N}{Z} \geq 1.5$

مخطط (Z, N) أو مخطط سوقري:



الشكل (15): مخطط سوقري.

- الخط الأسود يمثل النوى المستقرة أو يسمى وادي الاستقرار، يكون عندها $Z = N$.

- من أجل $Z < 20$ تحقق جميع النوى العلاقة $Z = N$ وهي نوى مستقرة.

- من أجل $Z > 20$ نوى تقع فوق المستقيم $Z = N$.

- نوى الموجودة فوق وادي الاستقرار تنقسم إلى ثلاثة أنواع وهي:

• نوى مستقرة نوعا ما والتي يمثل عددها الذري يقارب عدد نوتروناتها والممثلة باللون الأحمر.

• نوى مشعة لـ β^- هي النوى التي لها فائض من النوترونات والممثلة باللون الأزرق.

• نوى مشعة لـ β^+ هي النوى التي لها فائض من البروتونات والممثلة باللون الأخضر.

• نوى مشعة لـ α وهي النوى الثقيلة $A > 200$ والممثلة باللون الأصفر.

III-4 العائلات المشعة:

- أ- عائلة الأكتينيوم Ac : هي كل العناصر المشعة التي يكتب عددها الكتلي بالعلاقة: $A = 4n + 3$
- ب- عائلة اليورانيوم U : هي كل العناصر المشعة التي يكتب عددها الكتلي بالعلاقة: $A = 4n + 2$
- ج- عائلة النيتونيوم Np : هي كل العناصر المشعة التي يكتب عددها الكتلي بالعلاقة: $A = 4n + 1$
- د- عائلة الثوريوم Th : هي كل العناصر المشعة التي يكتب عددها الكتلي بالعلاقة: $A = 4n$

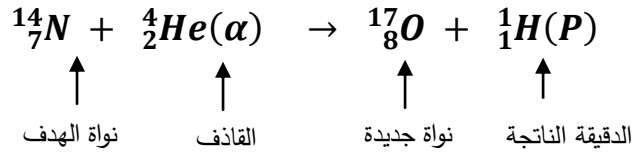
III-4 التفاعلات النووية والإشعاع الاصطناعي:

- أ- التفاعلات النووية: التفاعل النووي يتضمن تغيرا في نواة الذرة، وينتج عنه عناصر جديدة، كما ينتج منع طاقة كبيرة جدا.

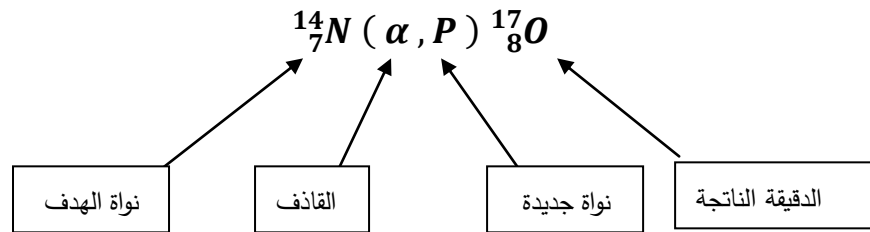
• طريقة كتابة تفاعل نووي:

يمكن كتابة التفاعل النووي بطريقتين هما:

- أولا:

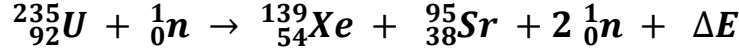


- ثانيا: تسمى الطريقة المختصرة.

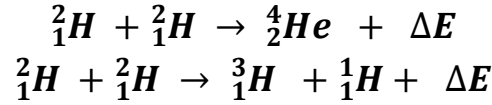


تتقسم التفاعلات النووية إلى قسمين هما:

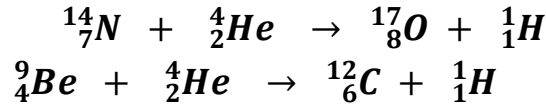
- **تفاعلات الانشطار:** هي انقسام نوى ثقيلة إلى نوى خفيفة محررة بذلك طاقة هائلة تسمى طاقة نووية التي تستغل في المفاعلات النووية مثل انشطار النووي لليورانيوم الذي يعطي طاقة كبيرة جدا:



- **تفاعلات الالتحام:** هي تفاعلات نوى خفيفة معطية نوى أثقل منها، وهي صعبة الحدوث لأنها تحتاج إلى طاقة كبيرة ودرجة حرارة عالية، تحدث مثل هذه التفاعلات على سطح الشمس أو على سطح كواكب المتوهجة مثل:



- ب- **الإشعاع الاصطناعي:** أغلب العناصر المشعة تحضر صناعيا عن طريق التفاعلات النووية، حيث يمكن صناعة عنصر أو نظيره بقذفه بدقائق مختلفة مثل:



III-5 قوانين النشاط الإشعاعي:

- أ- **قانون التناقص الإشعاعي:** يطبق قانون التناقص النووي على النكليدات المشعة طبيعيا واصطناعيا، ولا تتأثر بدرجة الحرارة ولا بالضغط ولا بالاتحاد الكيميائي، بل تتعلق بعدد النوى المشعة في العينة، حيث تعطى علاقة التناقص بـ:

$$-\frac{dN}{dt} = \lambda N$$

حيث: λ : ثابت التناقص أو التهاافت. N : عدد النوى.

$$\begin{aligned} -\frac{dN}{dt} = \lambda N &\Rightarrow \frac{dN}{N} = -\lambda dt \Rightarrow \int_{N_0}^{N_t} \frac{dN}{N} = -\lambda \int_0^t dt \Rightarrow \ln \frac{N_t}{N_0} = \\ &-\lambda t \Rightarrow \frac{N_t}{N_0} = e^{-\lambda t} \end{aligned}$$

$$N_t = N_0 e^{-\lambda t}$$

حيث: N_0 : عدد النوى الابتدائية. N_t : عدد النوى المتبقية عند اللحظة t .

بما أن هناك علاقة بين الكتلة وعدد النوى التي تحتويها، يمكن كتابة قانون التناقص النووي بدلالة الكتلة كما يلي:

$$\left. \begin{aligned} n &= \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A} \Rightarrow N = \frac{m \cdot N_A}{M} \\ n_0 &= \frac{m_0}{M} = \frac{N_0}{N_A} \Rightarrow N_0 = \frac{m_0 \cdot N_A}{M} \end{aligned} \right\} \frac{m \cdot N_A}{M} = \frac{m_0 \cdot N_A}{M} e^{-\lambda t} \Rightarrow \boxed{m = m_0 e^{-\lambda t}}$$

حيث: m_0 : الكتلة الابتدائية. m : الكتلة المتبقية عند اللحظة t .

ب- الفعالية الإشعاعية: هي عبارة عدد التهافت في واحدة الزمن، رمزها A تعطى بالعلاقة:

$$A = -\frac{dN}{dt} = \lambda N = \lambda N_0 e^{-\lambda t} \Rightarrow \boxed{A = A_0 e^{-\lambda t}}$$

حيث: A_0 : الكتلة الابتدائية. A : الكتلة المتبقية عند اللحظة t . $A_0 = \lambda N_0$

ت- الدور $t_{1/2}$ أو T : هو زمن تفكك نصف العدد الابتدائي من نكليدات المشعة وبقاء نصفها أي 50% منها:

$$N = \frac{N_0}{2} = N_0 e^{-\lambda t_{1/2}} \Rightarrow \frac{1}{2} = e^{-\lambda t_{1/2}} \Rightarrow \ln 2 = \lambda t_{1/2} \Rightarrow \boxed{t_{1/2} = \frac{\ln 2}{\lambda}}$$

ث- العمر الوسطي τ : هو زمن بقاء $\frac{1}{e}$ من عدد الأنوية الابتدائية لنكليدات مشعة أي بقاء 37% وتتكك 63% منها:

$$N = \frac{N_0}{e} = N_0 e^{-\lambda \tau} \Rightarrow \frac{1}{e} = e^{-\lambda \tau} \Rightarrow e^{-1} = e^{-\lambda \tau} \Rightarrow \lambda \tau = 1 \Rightarrow \boxed{\tau = \frac{1}{\lambda}}$$

ج- وحدات الفعالية الإشعاعية: يمكن قياس الفعالية الإشعاعية بالوحدات التالية:

dps : هي عدد تفكك في الثانية.

dpm : هي عدد تفكك في الدقيقة.

بكريل Bq : هي الوحدة الدولية وتمثل عدد تفكك في الثانية أي $1dps = 1Bq$.

كوري Ci : هي وحدة خاصة بالنشاط الإشعاعي حيث $1Ci = 3.7 \times 10^{10} Bq$.

6-III الطاقة النووية:

أ- النقص الكتلي Δm : أثبتت التجربة أن كتلة النواة دوما تكون أصغر من مجموع كتل

مكوناتها، والنقص المتلي بينها تعطى بالعلاقة التالية:

$$\Delta m = (Zm_p + Nm_N) - m_{\text{نواة}}$$

حيث: m_p : كتلة البروتون. m_N : كتلة النيوترون. $m_{\text{نواة}}$: كتلة النواة مجمعة.

ب- طاقة الربط النووي E_1 : طاقة الربط لنواة هي الطاقة التي تجعل مكوناتها في تماسك رغم

وجود بروتونات متشابهة الشحنة في حيز صغير، أي الطاقة التي تقدمها هذه النواة في حالة

راحة لتتفكك إلى مكوناتها وتعطى بعلاقة أينشتاين:

$$E_1 = \Delta m \cdot c^2 = \left[(Zm_p + Nm_N) - m_{\text{نواة}} \right] \cdot c^2$$

بحيث تؤخذ وحدات كل مقدار بالوحدة الدولية.

لما كانت طاقة $1uma$ هي $931.5 Mev$ يمكن تسهيل العلاقة لتصبح: $E_1 = \Delta m \times$

.931.5 (Mev)

بحيث تؤخذ وحدة الكتل ب uma .

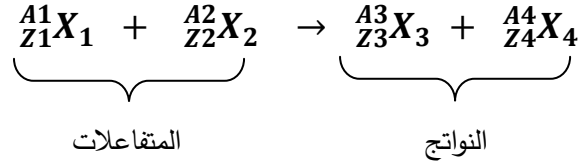
ت- طاقة الربط لكل نكليون $E_{1/A}$:

- نكليون والتي تسمى أيضا نوية هي عبارة عن مكونات النواة قد تكون بروتون أو نيوترون.
- طاقة الربط لكل نكليون أي طاقة الربط لكل مكون من مكونات النواة والتي تعطى بالعلاقة:

$$E_{1/A} = \frac{E_1}{A} \quad (A = Z + N)$$

- يمكن تحديد استقرار النواة من قيمة طاقة الربط لكل نكليون، حيث تكون النواة أكثر استقرار كلما كانت قيمة طاقة الربط لكل نكليون أكبر.

ث- طاقة المتحررة من تفاعل نووي $E_{lib} = |\Delta E|$: ليكن التفاعل النووي التالي:



- تغير طاقة التفاعل يوافق تغير في الكتلة، وتعطى بعلاقة أينشتاين:

$$\Delta E = \Delta m \cdot c^2 = \left(\sum m_{\text{نواتج}} - \sum m_{\text{مفاعلات}} \right) \cdot c^2$$

حيث: ΔE يكون سالب لأن المجموعة تفقد طاقة للوسط الخارجي.

- أما الطاقة المتحررة من تفاعل نووي سواء أن كان انشطار أو اندماج تعطى بنفس العلاقة السابقة فقط:

$$E_{lib} = |\Delta m| \cdot c^2 = \left| \sum m_{\text{نواتج}} - \sum m_{\text{مفاعلات}} \right| \cdot c^2 = |\Delta E|$$

$$E_{lib} = |\Delta m| \times 931.5 \quad (Mev) \quad \text{يمكن أن نكتب:}$$

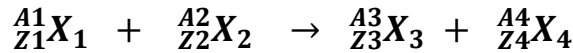
E_{lib} : تكون موجبة لأنها مكتسبة من طرف الوسط الخارجي.

يمكن حساب طاقة المتحررة من تفاعل نووي باستعمال طاقة الربط لنوى التفاعل وذلك بالعلاقة التالية:

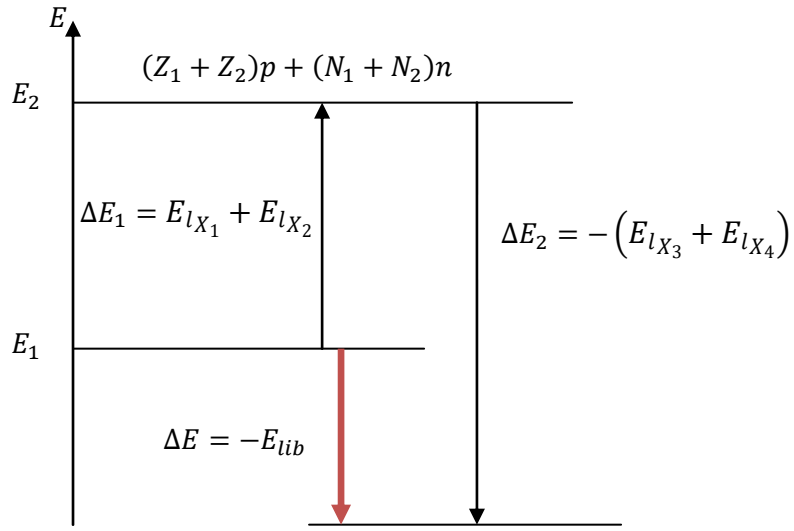
$$E_{lib} = (E_{lX_3} + E_{lX_4}) - (E_{lX_1} + E_{lX_2})$$

7-III الحصيلة الطاقوية لتفاعل النووي:

ليكن التفاعل النووي التالي:



مخطط الحصيلة الطاقوية لهذا التفاعل يكون كالتالي:



الشكل (16): مخطط الحويلة الطاقوية.

من المخطط استنتاج أن:

$$\Delta E = \Delta E_1 + \Delta E_2 = (E_{lX_1} + E_{lX_2}) - (E_{lX_3} + E_{lX_4}) = -E_{lib}$$

8-III تطبيق النشاط الإشعاعي في التأريخ:

يُمْكِن لتناقص الإشعاعي لبعض العناصر المشعة، الموجودة في الصخور أو الكائنات الميتة، من إيجاد عدة تقنيات للتأريخ، وذلك بمقارنة قياس نشاط أو كمية مادة عينة مع قياس عينة شاهدة من نفس الطبيعة، يُمكن تقدير عمر العينة.

- يقدر عمر المواد العضوية (بقايا الكائنات الحية) والتي يقارب عمرها 40000 سنة باستعمال الكربون 14 وهو نظير الكربون المشع تلقائياً عمره النصف يساوي 5700 سنة، حيث عند موت العضو فإن الكربون 14 لا يتجدد بل يبدأ في التناقص، نعتبر A_0 النشاط الابتدائي لكربون 14 لعينة جديدة لها نفس المواصفات العضو الميت (شاهد)، عند اللحظة t بعد يكون نشاط الكربون 14 في العضو الميت A حيث:

$$A = A_0 e^{-\lambda t} \Rightarrow \frac{A}{A_0} = e^{-\lambda t} \Rightarrow \ln \frac{A}{A_0} = -\lambda t \Rightarrow t = \frac{\ln \frac{A_0}{A}}{\lambda}$$

$$t = t_{1/2} \frac{\ln \frac{A_0}{A}}{\ln 2}$$

- تقدر عمر العينات التي يفوق عمرها أكثر من 40000 سنة باستعمال الأورانيوم 238 وهو نظير الأورانيوم المشع عمره النصف 4.468×10^9 سنة.
- أما الأرض والنيازك فتقدر عمرها باستعمال الروبيديوم 87 وهو نظير الروبيديوم المشع عمره النصف 9.98×10^9 سنة.

الفصل الرابع

النموذج الكمي للذرة

IV-1- مقدمة:

وصفَ النموذج الكمي أن الإلكترونات تمتلك خصائص موجبة جسيمية، كما يمتلك الإلكترون طاقة وتردد وطول موجي جميعها بنسب مُحددة.

لم يكن النموذج الكمي وافتراضه أو فهمه أمرًا سهلاً، ومع ذلك حقق هذا النموذج نجاحًا كبيرًا في معرفة، وتوقع أدق التفاصيل حول تركيب الذرة، لكن قبل النموذج كان من الصعب للغاية حساب تلك التفاصيل الخاصة بالذرة، إلا للذرات البسيطة.

يتوقع النموذج الكمي احتمالية وجود الإلكترونات في منطقة مُحددة، كما أنه تتبأ وفقًا لنموذج بور بأن المسافة الأعلى احتمالية بين الإلكترون ونواة ذرة الهيدروجين هي نصف القطر، لذلك يُمكن حساب احتمالية وجود الإلكترون عند نصف القطر فهي احتمالية مُحددة، كما يُمكن الاعتماد على التمثيل ثلاثي الأبعاد لمعرفة أي المناطق ذات الاحتمالات المتساوية.

الجدير بالذكر أن المنطقة صاحبة أعلى احتمالات لوجود الإلكترون تُعرف بالسحابة الإلكترونية، حيثُ تعكس مدى كثافة توزيع النقاط في النموذج أعلى احتمالية لوجود الإلكترون.

IV-2- الطيف الضوئي وخصائصه:

لقد مر مفهوم الضوء على عدة مراحل، وذلك على حسب نظرية وتجارب كل عالم، هذه المراحل هي:

- في سنة 600 م، اعتبر فيثاغورس أن الضوء هو سيل من الجسيمات التي تصدر من العين.
- في سنة 1000 م، اقترح العالم الحسين ابن الهيثم أن الضوء عبارة عن جسيمات تتطلق من الأجسام التي نراها.
- استغل العالم إسحاق نيوتن اقتراحات فيثاغورس والهيثم في تفسير ظاهرتي الانعكاس والانكسار، وفي سنة 1625 م أعطى العالم سنييل قوانين الانعكاس، وفي سنة 1637م وضع مع العالم ديكارت قواعد البصريات الهندسية، وفي سنة 1667م مع العالم فيرما.
- بقي القبول لدى العلماء لفرضيتين بدعم من تجارب نيوتن والآخرين سيد الموقف حتى عام 1678م؛ حيث اقترح الفيزيائي والفلكي الهولندي كرسيتيان هويجنس أن الضوء عبارة عن نوع من الأمواج، وتمكنت النظرية الموجية لهويجنس من تفسير ظاهرتي الانعكاس والانكسار للضوء.
- وفي سنة 1801 تمكن العالم توماس يونغ من إثبات أن الضوء موجة، عن طريق جعل الضوء يتداخل، الأمر الذي سوف يؤدي إلى انخفاض شدة الضوء (أو اختفائه بالكامل)، أو زيادة شدة

الضوء (أو تضاعف شدته) هاتين الظاهرتين يعرفان بالتداخل الهدام والتداخل البناء على الترتيب.

• في سنة 1873 نشر ماكسويل عمله في الكهرباء والمغناطيسية الذي دعم أيضاً النظرية الموجية للضوء.

• في فترة 1814-1820م تمكن العالم فرينل من إعطاء نظريات وقوانين رياضية حول ظاهرتي الحيود والتداخل باعتبار أن الضوء عبارة عن موجات، كما تمكنت النظرية الموجية للضوء من تفسير معظم الظواهر الضوئية، إلا أنها فشلت في تفسير بعض الظواهر، مثل: الظاهرة الكهروضوئية.

• في سنة 1905م تمكن العالم آينشتاين من تفسير الظاهرة الكهروضوئية مستعيناً بمفهوم تكميم الطاقة الذي وضعه العالم ماكس بلانك، وكنتيجة لتفسيره لهذه الظاهرة حاز على جائزة نوبل في الفيزياء عام 1921م، إلا أنه تسلّمها في عام 1922م.

• في سنة 2005م تم تفسير كل الظواهر الضوئية الملاحظة ولم يبق سوى تحديات جديدة. للإجابة عن ماهية الضوء، يمكن القول إنّ الضوء يُظهر سلوكاً موجياً في بعض الأحيان، وفي أحيان أخرى يُظهر سلوكاً جسيمياً، إلا أنه تعتبر هذين النظريتين متكاملتين وتستعمل معا في فهم التجارب الضوئية.

في الأخير اعتبر أن الضوء عبارة عن جسيمات صغيرة اسمها فوتونات تتحرك حركة موجية تعطي أمواج كهرومغناطيسية أعطى لها العالم ماكسويل معادلات خاصة سميت باسمه، وأن للضوء مميزات وهي:

- اللون - طول موجة λ - تردد ν - عدد موجي $\bar{\sigma}$.

3-IV- النموذج الذري لبور Bohr:

اعتمد بور استعمال ميكانيك الكم في دراسة أطياف ذرة الهيدروجين، حيث استطاع إيجاد علاقة تردداتها نظريا بعدما وجدها العالم بالمر تجريبيا، وذلك باقتراح 4 فرضيات وهي:

- يدور الإلكترون حول النواة في مدارات دائرية مغلقة.

- كل مدار دائري له طاقة معينة.

- عند انتقال من مدار إلى آخر فإن الإلكترون يمتص أو يبعث طاقة تعطى بالعلاقة التالية:

$$\Delta E = |E_2 - E_1| = h \cdot \nu = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

- تكميم العزم الزاوي أي:

$$m \cdot v \cdot r = n \frac{h}{2\pi}$$

بهذه الفرضيات بور تمكن من إيجاد:

أ- علاقة نصف قطر مدارات r_n ذرة الهيدروجين حسب نظرية بور:

يخضع الإلكترون أثناء دورانه حول النواة إلى قوتين متساويتين في القيمة ومتعاكسين في الاتجاه وهما:

- قوة الطرد المركزي ناتجة من دوران الإلكترون علاقتها:

$$F_R = m_e a_N = m_e \frac{v^2}{r}$$

- قوة كولوم ناتجة من تجاذب بين الإلكترون وبروتون علاقتها:

$$F_C = K \frac{e^2}{r^2}$$

$$F_R = F_C \Rightarrow m_e \frac{v^2}{r} = K \frac{e^2}{r^2}$$

$$r = \frac{K e^2}{m_e v^2} \dots \dots \dots (1)$$

نلاحظ من العلاقة (1) أنه لا يمكن تحديد قيم أنصاف أقطار ذرة الهيدروجين لأن قيمة سرعة

الإلكترون في كل مدار غير معلومة، لهذا نستعمل علاقة التكميم في تحديدها:

$$m_e v r = n \frac{h}{2\pi} \Rightarrow v = \frac{n \cdot h}{2\pi \cdot m_e r} \Rightarrow v^2 = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 \cdot m_e^2 r^2}$$

نعوض هذه العبارة في العلاقة (1) لتصبح:

$$r = \frac{K e^2}{m_e \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 \cdot m_e^2 r^2}} = \frac{4\pi^2 \cdot K e^2 m_e^2 r^2}{n^2 h^2 m_e}$$

$$\boxed{r = \frac{h^2}{4\pi^2 K e^2 m_e} n^2} \dots \dots \dots (2)$$

نعوض المقادير الثابتة في العلاقة (2) وهي:

$$e = 1.6 \times 10^{-19} \text{Cb} \quad h = 6.62 \times 10^{-34} \text{J.s} \quad \pi = 3.14$$
$$K = 9 \times 10^9 \text{N.m}^2/\text{Cb}^2 \quad m_e = 9.1 \times 10^{-31} \text{kg}$$

لنجد:

$$r = 0.53 \times 10^{-10} n^2 \text{ (m)}$$

$$r = 0.53 n^2 \text{ (A}^\circ\text{)}$$

نضع: $a_n = 0.53 \text{ A}^\circ$ و $r = r_n$ لتصبح العلاقة:

$$r_n = a_n \cdot n^2 \text{ (A}^\circ\text{)} \quad \dots \dots (3)$$

حيث: $1 \text{ A}^\circ = 10^{-10} \text{m}$

ب- علاقة الطاقة الكلية لمدارات ذرة الهيدروجين حسب نظرية بور:

يكتسب الإلكترون أثناء دورانه في المدار الموجود فيه لطاقة كلية تساوي مجموع طاقتيه الحركية

E_C والكامنة E_P حيث:

$$E_C = \frac{1}{2} m_e v^2$$

$$E_P = \int F_C dr = \int K \frac{e^2}{r^2} dr = Ke^2 \int \frac{dr}{r^2} = Ke^2 \left[-\frac{1}{r} \right]$$

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

$$E_T = E_n = E_C + E_P$$

$$E_n = \frac{1}{2} m_e v^2 - \frac{Ke^2}{r}$$

من العلاقة (1) نجد:

$$m_e v^2 = \frac{Ke^2}{r}$$

نعوض $m_e v^2$ في عبارة E_n لنجد:

$$E_n = \frac{1}{2} \frac{Ke^2}{r} - \frac{Ke^2}{r} = -\frac{1}{2} \frac{Ke^2}{r}$$

نعوض العلاقة (2) في عبارة E_n لنجد:

$$E_n = -\frac{1}{2} \frac{Ke^2}{\frac{h^2 n^2}{4\pi^2 Ke^2 m_e}}$$

$$E_n = -\frac{2\pi^2 K^2 e^4 m_e}{h^2} \cdot \frac{1}{n^2} \dots \dots (4)$$

نعوض المقادير الثابتة في العلاقة (4) لنجد:

$$E_n = -21.78 \times 10^{-19} \times \frac{1}{n^2} \text{ (Joule)}$$

بما أن $1 \text{ ev} = 1.6 \times 10^{-19} \text{ Joule}$ فإن:

$$E_n = -13.6 \times \frac{1}{n^2} \text{ (ev)} \dots \dots (5)$$

بوضع $E_H = -13.6 \text{ ev}$ نكتب:

$$E_n = E_H \times \frac{1}{n^2} \text{ (ev)} \dots \dots (6)$$

عند انتقال الإلكترون من مدار n_1 إلى مدار n_2 فإنه يمتص أو يصدر طاقة مقدارها هي:

$$\Delta E = |E_{n_2} - E_{n_1}| = E_H \left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right) \dots \dots \dots (7)$$

• علاقة ترددات الانتقال الإلكتروني في ذرة الهيدروجين:

عند امتصاص أو إصدار الإلكترون للطاقة أثناء انتقاله من مدار n_1 إلى مدار n_2 تكون مقدارها هي:

$$\begin{aligned} \Delta E &= |E_{n_2} - E_{n_1}| = h\nu \\ \Delta E &= -\frac{2\pi^2 K^2 e^4 m_e}{h^2} \left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right) = h\nu \\ \frac{2\pi^2 K^2 e^4 m_e}{h^2} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) &= h\nu \end{aligned}$$

$$\nu = \frac{2\pi^2 K^2 e^4 m_e}{h^3} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \times \frac{c}{c}$$

$$\nu = \underbrace{\frac{2\pi^2 K^2 e^4 m_e}{h^3 \cdot c}}_{R_H} \cdot c \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$R_H = 1.1 \times 10^7 m^{-1}$$

فتصبح العلاقة:

$$\boxed{\nu = R_H \cdot c \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)} \dots \dots \dots (8)$$

• علاقة العدد الموجي للانتقال الإلكتروني في ذرة الهيدروجين:

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = c \cdot \bar{\nu} \quad \left(\frac{1}{\lambda} = \bar{\nu} \right)$$

نعوض في العبارة (8) لنجد:

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

$$\boxed{\bar{\nu} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)} \dots \dots \dots (9)$$

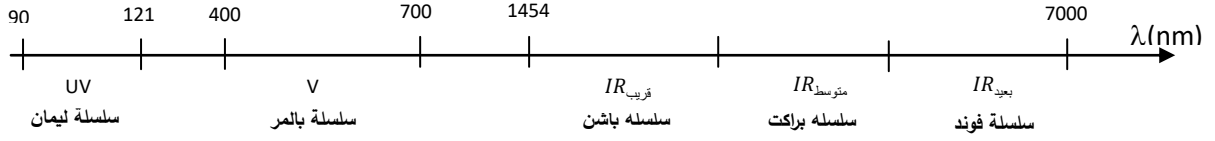
من خلال العلاقات (7) و(8) و(9) تمكنوا العلماء من تحديد مجالات الضوئية حيث أن:

- لما $n_1 = 1$ و $n_2 > 1$: قيم كل من الطاقات والترددات وأعداد الموجة تنتمي إلى سلسلة ليمان وأطوال الموجة تكون في المجال فوق البنفسجي UV.
- لما $n_1 = 2$ و $n_2 > 2$: قيم كل من الطاقات والترددات وأعداد الموجة تنتمي إلى سلسلة بالمر وأطوال الموجة تكون في المجال المرئي V.
- لما $n_1 = 3$ و $n_2 > 3$: قيم كل من الطاقات والترددات وأعداد الموجة تنتمي إلى سلسلة باشن وأطوال الموجة تكون في المجال تحت الأحمر القريب IR_{قريب}.
- لما $n_1 = 4$ و $n_2 > 4$: قيم كل من الطاقات والترددات وأعداد الموجة تنتمي إلى سلسلة براكت وأطوال الموجة تكون في المجال تحت الأحمر المتوسط IR_{متوسط}.

• لما $n_1 = 5$ و $n_2 > 5$: قيم كل من الطاقات والترددات وأعداد الموجة تنتمي إلى سلسلة فوند

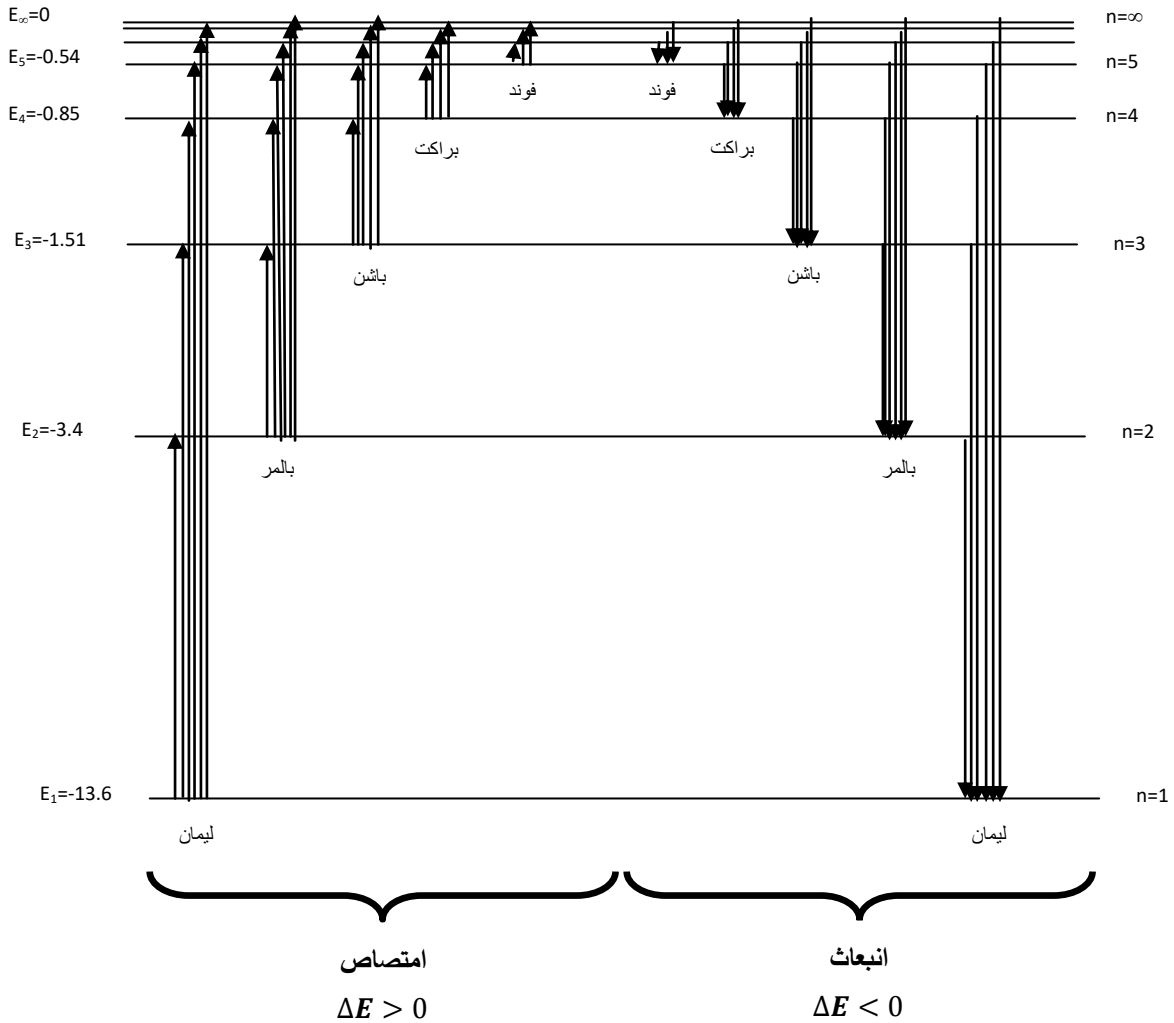
وأطوال الموجة تكون في المجال تحت الأحمر البعيد $IR_{\text{بعيد}}$.

بذلك يكون طيف الإشعاعات الضوئية لهذه السلاسل في الشكل التالي:



طيف الإشعاعات الضوئية لذرة الهيدروجين.

أما مخطط الطاقة لمدارات ذرة الهيدروجين تعطى في الشكل:



الشكل (18): مخطط طاقة لمدارات ذرة الهيدروجين.

4-IV- نظرية بور على أشباه الهيدروجين:

- أشباه الهيدروجين: هي كل الشوارد التي يكون عدد إلكترونات فيه يساوي الواحد، لهذا سميت بأشباه الهيدروجين.

مثلا: He^+ ، Li^{+2} ، B^{+3} ، Be^{+4} ، C^{+5}

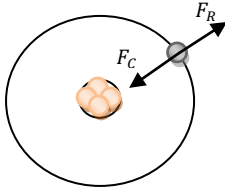
أ- علاقة أنصاف أقطار مدارات أشباه الهيدروجين حسب نظرية بور:

يخضع الإلكترون أثناء دورانه حول النواة إلى قوتين متساويتين في القيمة ومتعاكسين في الاتجاه وهما:

- قوة الطرد المركزي.

- قوة كولوم وعلاقتها في أشباه الهيدروجين تعطى بـ:

$$F_C = K \frac{Ze^2}{r^2}$$



$$F_R = F_C \Rightarrow m_e \frac{v^2}{r} = K \frac{Ze^2}{r^2}$$

$$r = \frac{K Ze^2}{m_e v^2} \dots \dots \dots (10)$$

نلاحظ من العلاقة (10) أنه لا يمكن تحديد قيم أنصاف أقطار أشباه الهيدروجين لأن قيمة سرعة

الإلكترون في كل مدار غير معلومة، لهذا نستعمل علاقة التكميم في تحديدها:

$$m_e v r = n \frac{h}{2\pi} \Rightarrow v = \frac{n \cdot h}{2\pi \cdot m_e r} \Rightarrow v^2 = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 \cdot m_e^2 r^2}$$

نعوض هذه العبارة في العلاقة (10) لتصبح:

$$r = \frac{K Ze^2}{m_e \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 \cdot m_e^2 r^2}} = \frac{4\pi^2 \cdot K Ze^2 m_e^2 r^2}{n^2 h^2 m_e}$$

$$r = \frac{h^2}{4\pi^2 K e^2 m_e} \frac{n^2}{Z} \dots \dots \dots (11)$$

نعوض المقادير الثابتة في العلاقة (11) لنجد:

$$r = 0.53 \times 10^{-10} \frac{n^2}{Z} (m)$$

$$r = 0.53 \frac{n^2}{Z} (A^\circ)$$

لتصبح العلاقة:

$$r_n = a_n \cdot \frac{n^2}{Z} (A^\circ) \dots \dots (12)$$

ب- علاقة الطاقة الكلية لمدرات أشباه الهيدروجين حسب نظرية بور:
يكتسب الإلكترون أثناء دورانه في المدار الموجود فيه لطاقة كلية تساوي مجموع طاقتيه الحركية E_C والكامنة E_P حيث:

$$E_C = \frac{1}{2} m_e v^2$$

$$E_P = -\frac{KZe^2}{r}$$

$$E_T = E_n = E_C + E_P$$

$$E_n = \frac{1}{2} m_e v^2 - \frac{KZe^2}{r}$$

من العلاقة (10) نجد:

$$m_e v^2 = \frac{KZe^2}{r}$$

نعوض $m_e v^2$ في عبارة E_n لنجد:

$$E_n = \frac{1}{2} \frac{KZe^2}{r} - \frac{KZe^2}{r} = -\frac{1}{2} \frac{KZe^2}{r}$$

نعوض العلاقة (11) في عبارة E_n لنجد:

$$E_n = -\frac{1}{2} \frac{KZe^2}{\frac{4\pi^2 KZe^2 m_e}{h^2 n^2}}$$

$$E_n = -\frac{2\pi^2 K^2 e^4 m_e}{h^2} \cdot \frac{Z^2}{n^2} \dots \dots (13)$$

نعوض المقادير الثابتة في العلاقة (13) لنجد:

$$E_n = -21.78 \times 10^{-19} \times \frac{Z^2}{n^2} (\text{Joule})$$

بما أن $1\text{ev} = 1.6 \times 10^{-19}\text{Joule}$ فإن:

$$E_n = -13.6 \times \frac{Z^2}{n^2} \text{ (ev)} \dots \dots (14)$$

بوضع $E_H = -13.6 \text{ ev}$ نكتب:

$$E_n = E_H \times \frac{Z^2}{n^2} \text{ (ev)} \dots \dots (15)$$

عند انتقال الإلكترون من مدار n_1 إلى مدار n_2 فإنه يمتص أو يصدر طاقة مقدارها هي:

$$\Delta E = |E_{n_2} - E_{n_1}| = E_H \cdot Z^2 \left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right) \dots \dots \dots (16)$$

• علاقة ترددات الانتقال الإلكتروني في أشباه الهيدروجين:

عند امتصاص أو إصدار الإلكترون للطاقة أثناء انتقاله من مدار n_1 إلى مدار n_2 تكون مقدارها هي:

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

$$\Delta E = -\frac{2\pi^2 K^2 e^4 m_e}{h^2} \cdot Z^2 \left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right) = h\nu$$

$$\frac{2\pi^2 K^2 e^4 m_e}{h^2} \cdot Z^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = h\nu$$

$$\nu = \frac{2\pi^2 K^2 e^4 m_e}{h^3} \cdot Z^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \times \frac{c}{c}$$

$$\nu = \underbrace{\frac{2\pi^2 K^2 e^4 m_e}{h^3 \cdot c}}_{R_H} \cdot c \cdot Z^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$R_H = 1.1 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$$

فتصبح العلاقة:

$$\nu = R_H \cdot c \cdot Z^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \dots \dots \dots (17)$$

• علاقة العدد الموجي للانتقال الإلكتروني في أشباه الهيدروجين:

$$v = \frac{c}{\lambda} = c \cdot \bar{\nu} \quad \left(\frac{1}{\lambda} = \bar{\nu} \right) \text{ نعلم أن:}$$

نعوض في العبارة (17) لنجد:

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

$$\bar{\nu} = R_H Z^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \dots\dots\dots(18)$$

ج- طاقة التشرد: هي الطاقة اللازمة لانتقال الإلكترون من مداره إلى خارج ذرة الهيدروجين أو

أشباهاها، أي من مدار n_1 إلى مدار $n_2 = \infty$.

نعوض $n_2 = \infty$ في العلاقة (16) لنجد:

$$\Delta E_I = - \frac{E_H \cdot Z^2}{n_1^2} \dots\dots\dots(19)$$

5-IV- المفعول الكهروضوئي:

المفعول الكهروضوئي هو ظاهرة انبعاث الإلكترونات من الأجسام الصلبة عند امتصاصها طاقة من الضوء، حيث تسمى الإلكترونات المنبعثة من هذه الظاهرة بالإلكترونات الضوئية.

في سنة 1887م لاحظ العالم هرتز أن السطح المعدني يصدر الكترونات عندما يسقط عليه أشعة ضوئية ذات ترددات عالية، وفي سنة 1905م وضع آينشتاين فرضيته بأن الضوء يسلك سلوك الجسيمات مثلما يسلك سلوك أمواج، وأطلق على هذه الجسيمات اسم الفوتونات، وبذلك تمكن من تفسير الفعل الكهروضوئي، وقد حاز على جائزة نوبل على إثر ذلك سنة 1921م.

جاء تفسير آينشتاين على ظاهرة الفعل الكهروضوئي باعتماد على فرضية الكم للعالم بلانك بالنحو

التالي:

- تحتوي المعادن على الكترونات انتقالية في شبكتها البلورية.

- عندما نعرض سطح معدن لضوء وحيد اللون ذو تردد ν ، فإن هذه الإلكترونات الانتقالية تمتص طاقة الضوء الإشعاعية إذا كان:

- $\nu < \nu_0$ لا يحدث شيء أي لا وجود لفعل الكهروضوئي.
- $\nu = \nu_0$ يتم اقتلاع الإلكترونات من الشبكة البلورية دون مغادرتها.
- $\nu > \nu_0$ يتم اقتلاع الإلكترونات من الشبكة البلورية بطاقة ترددها ν_0 والفائض يستعمل لحركة الإلكترونات ومغادرتها للشبكة البلورية.

عبر آينشتاين على ظاهرة الفعل الكهروضوئي بالعلاقة التالية:

$$h\nu = h\nu_0 + E_C$$

حيث:

$h\nu$: طاقة الأشعة الواردة على المعدن.

$h\nu_0$: طاقة الأشعة الصادرة وهي أصغر طاقة لإقتلاع الإلكترونات

من معدنه.

E_C : هي الطاقة الحركية التي يكتسبها الإلكترون لمغادرة الشبكة البلورية.

ν_0 : يسمى تردد الحدي أو العتبة وهو يتعلق بنوع المعدن وليس بشدة الضوء الوارد.

لقد أدت التجارب على ظاهرة الفعل الكهروضوئي إلى النتائج التالية:

- لا يقتلع إلكترون من معدنه إلا إذا بلغ تردد شعاع الوارد القيمة الحدية ν_0 الخاصة بالمعدن.
- ارتفاع مدة تسليط الأشعة الواردة على السطح المعدني يزيد من عدد الإلكترونات الصادرة.
- تزداد قيمة الطاقة الحركية للإلكترونات الصادرة بازدياد قيم تردد الأشعة الواردة.

6-IV - النموذج الموجي للذرة ومعادلة شرودينجر:

1-6-IV الخواص الجسيمية والموجية للدقائق:

ذكرنا أن للأشعة الكهرومغناطيسية خاصية موجية وخاصية جسيمية، لذا نقول أن لها خاصية مزدوجة، وعند تفسير الظواهر الضوئية نعتمد على إحدى هاتين الخاصيتين.

أ- أمواج العالم دي برولي De Broglie :

افتترض العالم دي برولي أن للإلكترون حركة موجية، وباعتماد على علاقتي آينشتاين وبلاك أستطاع أن يصيغ علاقته الآتية:

$$\left. \begin{array}{l} \text{علاقة بلانك} \quad \Delta E = h \cdot \frac{c}{\lambda} \\ \text{علاقة آينشتاين} \quad \Delta E = m \cdot c^2 \end{array} \right\} h \cdot \frac{c}{\lambda} = m \cdot c^2 \Rightarrow \boxed{\lambda = \frac{h}{m \cdot c}}$$

لقد عمم العالم دي برولي علاقته المستنتجة على كل جسم له كتلة m وسرعة v فإنه يشع بطول موجة λ سماها طول موجة دوبيري تعطى بالعلاقة:

$$\lambda_{\text{دوبيري}} = \frac{h}{m \cdot v}$$

$$\boxed{\lambda_{\text{دوبيري}} = \frac{h}{p}} \quad \text{نعلم أن } p = m \cdot v \text{ وهي كمية الحركة تصبح العلاقة:}$$

ب- مبدأ الشك (عدم اليقين) للعالم هايزنبرج Heisenberg :

انتقد العالم هايزنبرج نموذج بور وقد نص فرضيته كما يلي: "لا يمكن معرفة كل من موضع x وكمية حركة p لجسيم في نفس الوقت، حيث كلما زاد تأكذك من أحدهما، زاد مقدار الشك في الآخر"،

$$\boxed{\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}}$$

وقد عبر عن ذلك بالعلاقة:

حيث:

Δx : الارتياح المطلق للموضع.

Δp : الارتياح المطلق لكمية الحركة.

لما كان $m \cdot v = p$ وباعتبار أن الكتلة ثابتة فإن $\Delta p = m \cdot \Delta v$ نعوضها في العلاقة السابقة لنجد:

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

2-6-IV معادلة شرودينجر Schrödinger :

في ميكانيكا الكم، معادلة شرودنجر عبارة عن معادلة تفاضلية جزئية تصف كيفية تغير الحالة الكمية لنظام فيزيائي مع الزمن، وقد صاغها العالم النمساوي إرفين شرودنجر في أواخر عام 1925 ونشرها عام 1926، وتحل هذه المعادلة أهمية خاصة في ميكانيكا الكم حيث تعتبر بمثابة قانون التحريك الثاني لنيوتن الذي يعتبر أساسيا في الفيزياء الكلاسيكية.

عبر شرودنجر عن فرضية دي برولي فيما يتعلق بسلوك الموجة للمادة بشكل رياضي قابل للتكيف مع مجموعة متنوعة من المشاكل دون افتراضات إضافية، وقد اعتمد على صياغة رياضية، حيث يمكن اشتقاق انتشار الخط المستقيم لأشعة الضوء من حركة الموجة؛ عندما يكون الطول الموجي صغيراً مقارنة بأبعاد الجهاز المستخدم؛ وبنفس الطريقة بدأ شرودنجر في إيجاد معادلة موجية للمادة تعطي انتشاراً يشبه الجسيمات عندما يصبح الطول الموجي صغيراً نسبياً، ووفقاً للميكانيكا الكلاسيكية، إذا تعرض جزء من كتلة (m_e) لقوة بحيث تكون طاقتها المحتملة $E_T(x, y, z)$ ، في الموضع (x, y, z) ، ثم يكون فرق $E_T(x, y, z)$ والطاقة الحركية E_C تساوي ثابتاً، وعبر عنها بالعلاقة:

$$\frac{\delta^2}{\delta x^2} \psi + \frac{\delta^2}{\delta y^2} \psi + \frac{\delta^2}{\delta z^2} \psi + \left(\frac{8\pi^2 m_e}{h^2} \right) (E_T - E_C) \psi = 0$$

حيث:

ψ : هو تابع موجي للإلكترون، وهو حل للمعادلة ويعتبر تابع لـ (x, y, z) ولا يتعلق بالزمن t .

$\frac{\delta^2}{\delta x^2}$: هو المشتق الجزئي الثاني للدالة الموجية ψ على محور x .

$\frac{\delta^2}{\delta y^2}$: هو المشتق الجزئي الثاني للدالة الموجية ψ على محور y .

$\frac{\delta^2}{\delta z^2}$: هو المشتق الجزئي الثاني للدالة الموجية ψ على محور z .

قد وضع: $\nabla^2 = \frac{\delta^2}{\delta x^2} + \frac{\delta^2}{\delta y^2} + \frac{\delta^2}{\delta z^2}$ ويسمى ثابت لابلاس.

تصبح العلاقة:

$$\nabla^2 \psi_{x,y,z} + \left(\frac{8\pi^2 m_e}{h^2} \right) (E_T - E_C) \psi = 0$$

7-IV الأعداد الكمية الأربعة:

معادلة شرودنجر هي دالة لثلاثة متغيرات، إذن تعطي ثلاثة أعداد كحول لها، هذه الحلول الثلاث سميت بالأعداد الكمية وقد رمز لها بالأحرف l, m, n ، أما العدد الكمي الرابع فهو حل لدالة موجية للعالم ديراك سنة 1902، وهو يصف دوران الإلكترون حول نفسه وأعطى له الرمز s .
يمكن أن نعرف الأعداد الكمية على أنها أعداد تحدد أحجام الحيز من الفراغ الذي يكون احتمال الإلكترونات فيها أكبر ما يمكن وطاقتها وأشكالها واتجاهاتها الفراغية بالنسبة لمحاور الذرة.

أ- العدد الكمي الرئيسي n :

- يحدد الحجم المدار الذري.
- هو نفسه العدد الكمي الذي اقترحه العالم بور في ذرة الهيدروجين.
- يحدد رقم المدار في الذرة.
- يأخذ القيم الصحيحة بين 1 و 7 أي: $1 \leq n \leq 7$.
- يعطي عدد المدارات الثانوية (الفرعية) في كل مدار رئيسي.
- يعطي عدد الحجيرات الكلية في كل مدار رئيسي بالعلاقة: n^2 .
- كما يعطي عدد الإلكترونات العظمى في كل مدار رئيسي بالعلاقة: $2n^2$ (هذه العلاقة محققة من أجل $n \leq 4$ لأن المدار الإلكتروني الخامس وما بعده من مدارات فرعية لا تشغلها إلكترونات لعدم وجود عنصر معروف بعد يشغلها).

ملاحظة: قديماً كانت ترمز للمدارات الرئيسية بالأحرف اللاتينية كما يلي:

7	6	5	4	3	2	1	n
Q	P	O	N	M	L	K	رمزه

ب- العدد الكمي الثانوي l :

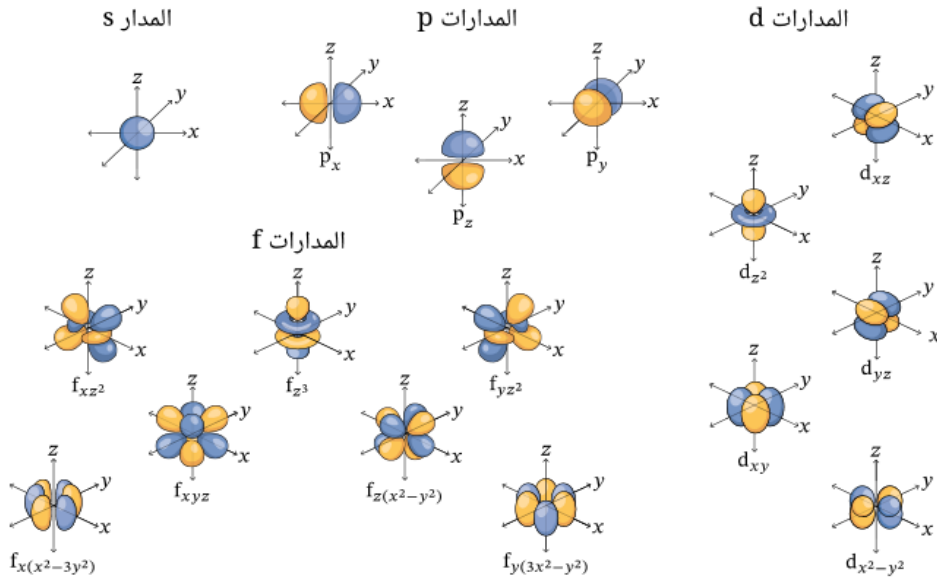
- يحدد شكل المدار الفرعي الذي يأخذه الإلكترون أثناء دورانه حول النواة.
- يأخذ القيم الصحيحة بين 0 و $n - 1$ أي: $0 \leq l \leq n - 1$.
- لكل قيمة ل l حرف مقابل له يمثل الرمز الطيفي لشكل المدار الفرعي كما يلي:

6	5	4	3	2	1	0	l
i	h	g	f	d	p	s	رمزه

تتخذ المدارات الفرعية s شكلاً كروياً، بينما يُشبه شكل المدارات الفرعية p شكل مغزلي، أمّا المداران الفرعيان d، f، فأشكالهما الهندسية أكثر تعقيداً، وليس من السهل رسمهما أو وصفهما بجملة واحدة.

توضّح الصورة الآتية الأشكال الأبسط نسبيًا للمدارات s ، p ، أولًا، والأشكال الأكثر تعقيدًا للمدارات d ، f ، ثانيًا:

المدارات الذرية: s, p, d, f



الشكل (20): المدارات الذرية s, p, d, f.

- تمثل حجيرات كل مدار فرعي كما يلي:
- تملأ كل حجيرة بالكترونين على الأكثر، وعلى هذا الأساس فإن:
 - ✓ المدار الفرعي s يستوعب إلكترونين كحد أقصى، ونكتب $s^{1 \rightarrow 2}$.
 - ✓ المدار الفرعي p يستوعب 6 إلكترونات كحد أقصى، ونكتب المدار الفرعي d يستوعب 10 إلكترونات كحد أقصى، ونكتب $d^{1 \rightarrow 10}$.
 - ✓ المدار الفرعي f يستوعب 14 إلكترونات كحد أقصى، ونكتب $f^{1 \rightarrow 14}$.
- رمز المدار الفرعي الذي عدده الكمي الرئيسي $n = 4$ وعدده الكمي الثانوي $l = 2$ هو: $4d$

ج- العدد الكمي المغناطيسي m:

- يحدد اتجاه كل مدار من المدارات الفرعية في الفراغ.
- يأخذ القيم بين $-l$ و $+l$ أي: $-l \leq m \leq +l$.

- عدد قيمه تعطي عدد الحجيرات في كل مدار فرعي، مثلا المدار الفرعي p قيمة عدده الكمي الثانوي $l = 1$ أي قيم عدده الكمي المغناطيسي هي $-1, 0, +1$ ، يوجد ثلاثة قيم يعني أن

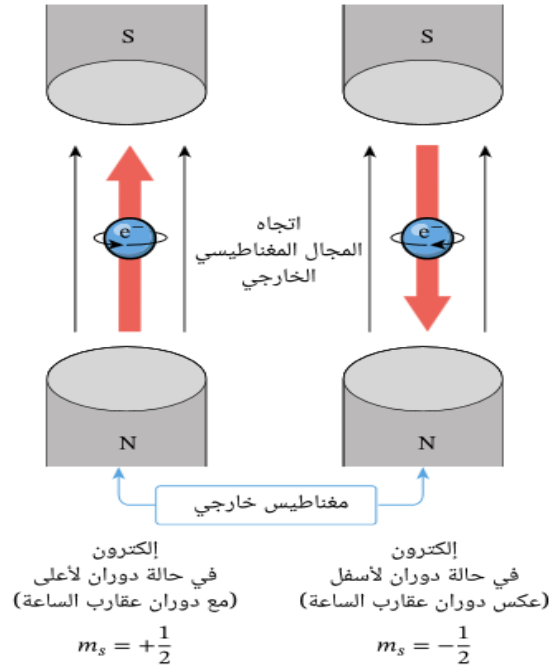
$$\begin{array}{|c|c|c|} \hline & & \\ \hline -1 & 0 & +1 \\ \hline \end{array}$$

للمدار الفرعي p ثلاثة حجيرات وهذا صحيح ونمثلها:

د- العدد الكمي المغزلي s :

يحدد حركة الإلكترون المغزلية (دوران حول نفسه) وهما نوعان:

- دوران مع اتجاه عقارب الساعة وتعطى له القيمة $+\frac{1}{2}$.
- دوران عكس اتجاه عقارب الساعة وتعطى له القيمة $-\frac{1}{2}$.
- يمثل الإلكترون في اتجاه عقارب الساعة بسهم متجه نحو الأعلى \uparrow ، أما الإلكترون عكس اتجاه عقارب الساعة بسهم متجه نحو الأسفل \downarrow .



الشكل (21): حركات دوران إلكترونين في نفس المدار.

8-IV التوزيع الإلكتروني:

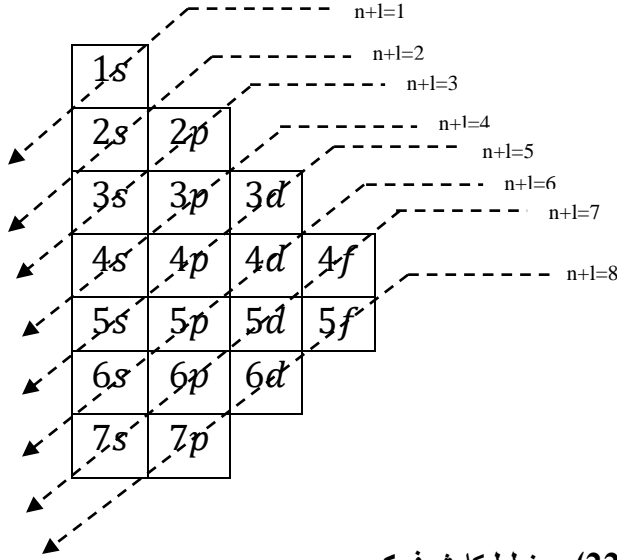
- هي الكيفية التي تتوزع فيها الإلكترونات في المدارات الذرية.
 - يتحكم في التوزيع الإلكتروني عدد من القواعد وهي:
- 1-8-IV مبدأ البناء التصاعدي (قاعدة كليشوفسكي):
- ترتب الإلكترونات في المدارات الفرعية ابتداءً من أقل طاقة إلى أعلاها، حيث تحدد طاقة المدارات الفرعية حسب قيمة كل من عددها الكمي الرئيسي والثانوي كما يلي:

$$n + l \uparrow \Rightarrow E \uparrow$$

إذا تساوى المجموع نقارن حسب قيمة العدد الكمي الرئيسي n أي:

$$n \uparrow \Rightarrow E \uparrow$$

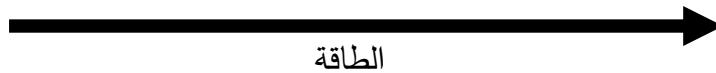
وضع العالم كليشوفسكي مخطط يوضح فيه كيفية توزيع الإلكترونات في المدارات الفرعية وهو:



الشكل (22): مخطط كليشوفسكي.

استناداً إلى مخطط كليشوفسكي ترتب المدارات الفرعية حسب اتجاه الأسهم كما يلي:

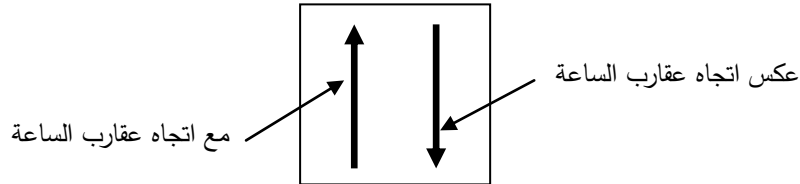
1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p



الطاقة

2-8-IV مبدأ باولي للاستبعاد:

هو أحد مبادئ ميكانيك الكم، وينص هذا المبدأ على أنه: "لا يمكن لأي إلكترونين في الذرة الواحدة أن يتساوا في الأعداد الكمية الأربعة"، فعلى سبيل المثال إذا كان هناك تشابه في الثلاث أعداد الكمية الآتية m, l, n بين إلكترونين لنفس الذرة، فلا بد أن يكون العدد الكمي الرابع s مختلفاً، بمعنى أن كل منهم يدور باتجاه مغاير للآخر. لهذا يمثل إلكترونين في نفس الحجيرة بالشكل التالي:



3-8-IV قاعدة هوند:

ينص مبدأ هوند على أن الإلكترونات الموجودة في المدار تميل أن تكون منفردة ما لم يكن عددها أكبر من عدد الحجيرات، فعلى سبيل المثال المدار p يحتوي على ثلاث حجيرات هي p_x, p_y, p_z وكل حجيرة منهم تستوعب بدخلة إلكترونين، فإن كان عدد الإلكترونات الموجودة ثلاثة أو أقل، فسيتوزيعهم بشكل فردي على الثلاث حجيرات، أما إن زادت الإلكترونات عن ثلاثة فسيتم دمج الإلكترونات.

مثال:

✓ نأخذ المدار $n = 4$

• عدد المدارات الثانوية (الفرعية) فيه هو 4.

• عدد الحجيرات فيه هو $4^2 = 16$.

• أكبر عدد الإلكترونات التي يمكن أن يستوعبها هو $2 \times 4^2 = 32$

✓ سوف نؤكد هذه المعلومات:

$$n = 4 \Rightarrow 0 \leq l \leq 3 \Rightarrow \left\{ \begin{array}{l} l = 0 \Rightarrow s \\ l = 1 \Rightarrow p \\ l = 2 \Rightarrow d \\ l = 3 \Rightarrow f \end{array} \right\}$$

المدارات الفرعية الأربعة

الفصل الخامس

الجدول الدوري للعناصر الكيميائية

1-V مقدمة:

مع تراكم عدد العناصر المكتشفة، نشأة ضرورة وجود شكل يرتب تدرج الصفات والخواص الكيميائية للعناصر، حتى تصبح الدراسة أكثر فهما ونظاما، لهذا حاول العديد من العلماء الكيميائيين من وضع نموذج لجمع وترتيب العناصر الكيميائية المكتشفة آنذاك.

- كانت أولى المحاولات لتصنيف العناصر سنة 1789 حين صنف **أنطوان لافوازييه** العناصر بالاعتماد على خصائصها إلى: الغازات، اللافلزات، الفلزات، والترابييات.
- في سنة 1829 تمكن **جوهان دوبرينير** من التعرف على ثلاثيات من العناصر تمتلك خواص كيميائية متشابهة، مثل **الليثيوم Li** و**الصوديوم Na** و**البوتاسيوم K**، وبين كذلك أن خواص العنصر الأوسط يمكن توقعها من خواص العنصرين الآخرين.
- سنة 1860 وفي مؤتمر في مدينة **كارلسروه** الألمانية ظهرت أول قائمة دقيقة للأوزان الذرية للعناصر، وكانت هذه خطوة حقيقية باتجاه إيجاد الجدول الدوري الحديث، لهذا تمكن العالم **ألكسندر إميل بيغواير دي كانكورتوي** ترتيب ثلاثي الأبعاد للعناصر التي تشكل البنية الأولى للتصنيف الدوري، وقد نشر هذا العمل سنة 1862.
- قبل أن ينشر **مندلييف** جدولته الدوري بأربع سنوات، لاحظ العالم **جون نيولاندز** أن هناك تشابهاً بين العناصر التي تختلف في وزنها الذري عن بعضها البعض بمقدار 7 (لم تكتشف الغازات النبيلة (الهيليوم، النيون، الأرجون.. الخ) إلا بعد مدة من الزمن، والتي فسرت سبب وجود دورية سباعية وليست ثمانية في جدول **نيولاندز**)، وقد سمى هذه الظاهرة بقانون الثمانيات (Octaves)، في مقارنة بينها وبين الثمانيات الموسيقية.
- نشر الكيميائي الروسي **ديمتري مندلييف** جدول قبل شهر قليلة من نشر الأبحاث المستقلة للكيميائي الألماني **يوليوس لوثر ماير** والذي قام بنشر جدول معدل مشابه لجدول **مندلييف** عام 1864.
- يعتبر **مندلييف** أول من عمل جدول دوري مشابه الذي نستخدمه الآن، إلا أنه رتب العناصر طبقاً لكتلتها الذرية، وفي 6 مارس 1869 عرض بحث تجريبي أمام المجمع الكيميائي الروسي، ونشر جدولته في المجلة الألمانية **Zeitschrift für Chemie** في عام 1869، وقد توقع **مندلييف** اكتشاف عناصر أخرى حيث ترك أماكن فارغة لها في جدولته.

2-V مكونات الجدول الدوري للعناصر:

يضم الجدول الدوري للعناصر 118 عنصر مرتبة بطريقة محكمة وفق تزايد في عددها الذري وتشابه في خواصها الكيميائية والفيزيائية، لهذا فإن الجدول الحقيقي والذي يسمى الجدول الطويل مقسم إلى:

- 7 أدوار (صفوف).
- 32 عمود (مجموعة).

الشكل (24): مخطط الجدول الدوري الطويل.

لما أصبح غير ممكن كتابة خواص العناصر في خانات هذا الجدول، جاءت فكرة تقسيم الجدول حتى نتمكن من كتابة معلومات خاصة على كل عنصر في خانته، وسمي بالجدول القصير، وقد تم التقسيم على النحو التالي:

أ- الجدول العلوي: الذي يتكون من:

- 7 أدوار.
- 18 عمود.

توجد بها:

- 8 مجموعات رأسية تمثل عناصر المجموعة A ، رقت حسب الترقيم القديم من I_A إلى $VIII_A$.
- 10 مجموعات رأسية تمثل عناصر المجموعة B ، رقت حسب الترقيم القديم من I_B إلى $VIII_B$.

ب- الجدول السفلي: هو عبارة عن صفيين (سلسلتين) يتكون كل صف من 14 الخانة.

ملاحظة: تم ترقيم الجدول العلوي بطريقتين وهي:

- طريقة قديمة حيث استعملت الأرقام الرومانية وحرفين اللاتينية A و B حسب المجموعة.
- طريقة حديثة حيث رقت كل العمدة ترقيم عربي من اليسار إلى اليمين ومن 1 إلى 18.

3-V تقسيم عناصر الجدول الدوري للعناصر: تنقسم عناصر الجدول الدوري إلى 4 فئات كما يلي:

أ- عناصر الفئة s :

- ✓ تشمل المجموعتين I_A و II_A .
- ✓ تنتهي توزيعها الإلكتروني بـ ns^1 أو ns^2 .
- ✓ تشغل يسار الجدول العلوي.

ب- عناصر الفئة p :

- ✓ تشمل المجموعات الستة من III_A إلى $VIII_A$.
- ✓ تنتهي توزيعها الإلكتروني بـ np^{1-6} .
- ✓ تشغل يمين الجدول العلوي.

ج- عناصر الفئة d :

- ✓ تشمل 10 مجموعات العناصر العائلة B من I_B إلى $VIII_B$.
- ✓ تنتهي توزيعها الإلكتروني بـ $d^{1-10}(n-1)$.
- ✓ تقع بين الفئة s والفئة p .

د- عناصر الفئة f :

- ✓ تشمل عناصر الصفيين.
- ✓ تنتهي توزيعها الإلكتروني بـ:
 - $4f^{1-14}$ الصف الأول.
 - $5f^{1-14}$ الصف الثاني.
- ✓ تقع في الجدول السفلي.

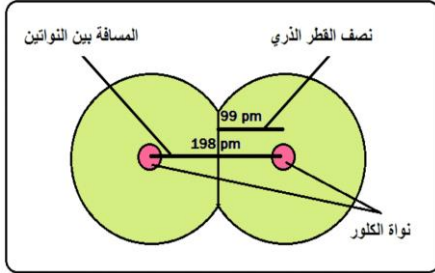
4-V اسم عناصر كل فئة:

أ- العناصر المثالية: تشمل عناصر الفئة s وعناصر الفئة p ما عدا عناصر المجموعة $VIII_A$ ، وأسمائها هي:

- I_A (1) مجموعة العناصر المعادن القلوية تنتهي توزيعها الإلكتروني بـ ns^1 .
- II_A (2) مجموعة العناصر المعادن القلوية الترابية تنتهي توزيعها الإلكتروني بـ ns^2 .
- III_A (13) مجموعة العناصر بور تنتهي توزيعها الإلكتروني بـ ns^2np^1 .
- IV_A (14) مجموعة العناصر الكربون تنتهي توزيعها الإلكتروني بـ ns^2np^2 .

5-V دورية الخواص الذرية في الجدول الدوري للعناصر:

أ- دورية نصف القطر الذري r : يُقصد بالقطر الذري نصف المسافة الفاصلة بين نواتي ذرتين من ذرات العنصر في الجزيء الواحد.



الشكل (26): نصف القطر الذري.

• في الدور الواحد: تتناقص الأقطار الذرية في الدور الواحد

بازدياد العدد الذري، أي من اليسار لليمين، ويعود السبب

إلى تزايد الشحنة الفعالة لنوى ذرات العناصر في هذا

الاتجاه، ما يزيد من قدرتها على جذب الإلكترونات الطبقة

السطحية، فتتقلص هذه الطبقة ويتناقص بالتالي نصف القطر.

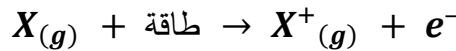
• في المجموعة الواحدة: تزداد أنصاف أقطار ذرات المجموعة الواحدة مع ازدياد العدد الذري، أي

من الأعلى للأسفل برغم تزايد شحنة النواة في ذات الاتجاه، ويعود السبب في ذلك لازدياد عدد

الطبقات الإلكترونية عند الانتقال من الأعلى للأسفل، وهو ما يطغى على ازدياد شحنة النواة.

ب- دورية طاقة التشرد الأول E_I : تُعرّف طاقة التأين على أنها الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون من

ذرة معتدلة X منفردة ومستقرة وبحالتها الغازية.



• في الدور الواحد: تزداد طاقة التأين في الدور الواحد بازدياد العدد الذري، أي من اليسار لليمين،

ويعود السبب في ذلك إلى تزايد الشحنة الفعالة لنوى ذرات العناصر في هذا الاتجاه، ما يزيد من

قدرتها على جذب الإلكترونات الطبقة السطحية، وبذلك تزداد طاقة التأين.

• في المجموعة الواحدة: تتناقص طاقة تأين المجموعة الواحدة مع ازدياد العدد الذري، أي من

الأعلى للأسفل برغم تزايد شحنة النواة في ذات الاتجاه، ويعود السبب في ذلك لفعل الحجب الذي

يلعبه ازدياد عدد الطبقات الإلكترونية عن الإلكترونات الخارجية عن النواة، وبالتالي تناقص تأثيره

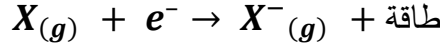
بها فتقل طاقة التأين.

ج- دورية الألفة الإلكترونية A : تميل ذرات بعض العناصر في الجدول الدوري لاستكمال طبقتها

الإلكترونية الخارجية لاكتساب إلكترونات إضافية وبالتالي تشكيل أيونات سالبة، وهو ما يوصف

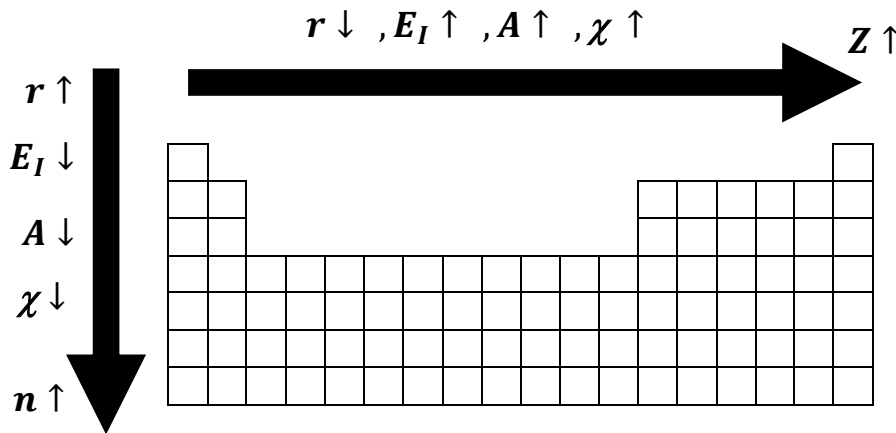
بالألفة الإلكترونية والتي يمكننا تعريفها على أنها الطاقة المتحررة عند ضم إلكترون واحد إلى ذرة

غازية معتدلة لتشكل أيون سالب في حالة مستقرة.



- في الدور الواحد: تزداد الأفقة الالكترونية في الدور الواحد بازدياد العدد الذري، أي من اليسار لليمين، ويعود السبب في ذلك إلى تزايد الشحنة الفعالة لنوى ذرات العناصر في هذا الاتجاه، ما يزيد من قدرتها على جذب الكترولونات الطبقة السطحية.
 - في المجموعة الواحدة: تتناقص الأفقة الالكترونية في المجموعة الواحدة مع ازدياد العدد الذري، أي من الأعلى للأسفل برغم تزايد شحنة النواة في ذات الاتجاه، ويعود السبب لفعل الحجب الذي يلعبه ازدياد عدد الطبقات الالكترونية عن الكترولونات الخارجية عن النواة، والذي يؤدي لتنافر بين الكترولونات السطحية والإلكترون الجديد.
- د- دورية الكهروسلبية χ : تميل بعض عناصر الجدول الدوري لفقدان بعض الكترولونات أثناء تفاعلاتها الكيميائية لتصير أيونات موجبة، في حين يميل بعضها الآخر لاكتساب الكترولونات لتصير أيونات سالبة، وتسمى العناصر من النوع الأول **العناصر الكهروإيجابية**، في حين تسمى عناصر النوع الثاني **العناصر الكهروسلبية**.

- في الدور الواحد: تزداد الكهروسلبية في الدور الواحد بازدياد عدد الكترولونات السطحية، أي من اليسار لليمين.
- في المجموعة الواحدة: تتناقص الكهروسلبية في المجموعة الواحدة ضمن الجدول الدوري مع ازدياد العدد الذري، أي من الأعلى للأسفل برغم تزايد شحنة النواة في ذات الاتجاه، ويعود السبب لفعل الحجب الذي تلعبه ازدياد عدد الطبقات الالكترونية عن الكترولونات الخارجية عن النواة، ما يؤدي لإضعاف قدرتها على جذب الكترولونات.



الشكل (27): مخطط دورية الخواص الذرية في الجدول الدوري للعناصر.

6-V كيفية تحديد موقع العناصر في الجدول الدوري:

أ- تحديد الدور (السطر): هو أكبر رقم لمدار رئيسي n يصل إليه التوزيع الإلكتروني للعنصر.

ب- تحديد العمود (المجموعة): توجد طريقتين لتحديد عمود العنصر وهما:

* الطريقة التقليدية: هي طريقة قديمة تحدد من خلالها العائلة التي ينتمي إليها العنصر

(العائلة A ، العائلة B ، اللانثانيدات والأكتينيدات) ورقم العمود بالترقيم الروماني.

✓ تحديد العائلة:

- كل عناصر الفئتين s و p هي من العائلة A .

- كل عناصر الفئة d هي من العائلة B .

- كل العناصر التي ينتهي توزيعها الإلكتروني بـ $4f$ هي من عائلة اللانثانيدات.

- كل العناصر التي ينتهي توزيعها الإلكتروني بـ $5f$ هي من عائلة الأكتينيدات.

✓ تحديد الرقم الروماني:

- إذا انتهى التوزيع الإلكتروني بـ s فرقم العمود هو عدد الإلكترونات التي يحملها s ما عدا

الهيليوم رقم عموده $VIII$.

- إذا انتهى التوزيع الإلكتروني بـ p فرقم العمود هو مجموع عدد إلكترونات التي يحملها s و p

لأكبر مدار يصل إليه.

- إذا انتهى التوزيع الإلكتروني بـ d فرقم العمود يكون حسب عدد الإلكترونات التي يحملها

المدار الفرعي d الأخير:

• إذا كان عدد إلكتروناتها من 1 إلى 5 ($d^{1 \rightarrow 5}$) فرقم العمود هو مجموع عدد إلكترونات

التي يحملها s و d بعد الغاز الخامل.

• إذا كان عدد إلكتروناتها 6 و 7 و 8 (d^{6-7-8}) هي الأعمدة الثلاثة المشتركة في الرقم

ورقمها $VIII$.

• إذا كان عددها 9 أو 10 (d^{9-10}) فرقم العمود يحسب بالعلاقة:

10 - مجموع عدد إلكترونات التي يحملها s و d بعد الغاز الخامل = رقم العمود

- إذا انتهى التوزيع الإلكتروني بـ f هنا العنصر ينتمي إلى الجدول السفلي، لا نتحدث عن

رقم العمود بل عن رتبة عنصر، والتي تعطى بعدد الإلكترونات التي يحملها المدار الفرعي f .

- * الطريقة الحديثة الدولية: رقت الأعمدة 18 ترقيم عربي، يحدد رقم العمود حسب الدور:
- الدور الأول: يحتوي على عنصرين الهيدروجين في العمود الأول والهيليوم في العمود 18.
 - كل العناصر التي ينتهي توزيعها الإلكتروني بـ s في باقي الأدوار يكون رقم عمودها هو عدد الإلكترونات التي يحملها هذا المدار الفرعي.
 - الدور الثاني والثالث: العناصر التي تنتهي بـ p فرقم العمود يحدد بالعلاقة:
 $10 +$ مجموع عدد إلكترونات التي يحملها s و p بعد الغاز الخامل = رقم العمود
 - الدور الرابع والخامس: رقم العمود هو مجموع عدد الإلكترونات بعد الغاز الخامل.
 - الدور السادس والسابع:
- إذا انتهى التوزيع الإلكتروني بـ p أو d رقم العمود هو مجموع عدد الإلكترونات بعد الغاز الخامل دون حساب إلكترونات f الممتلئة.
 - إذا انتهى التوزيع الإلكتروني بـ f نتحدث عن رتبة عنصر والتي تساوي عدد الإلكترونات التي يحملها f .

الفصل السادس

الرابطة الكيميائية والبنية الجزيئية

1-VI مقدمة:

تميل الذرات إلى ترتيب نفسها في أكثر الأنماط استقرارًا، مما يعني أن لديها ميلًا لإكمال أو ملء مداراتها الإلكترونية الخارجية، لهذا تتضمن ذرات مع أخرى للقيام بذلك، تنتج من هذا الانضمام قوة التي تربط الذرات معًا في مجموعات وتُعرف باسم الرابطة الكيميائية، يعتبر الترابط الكيميائي أحد أساسيات الكيمياء التي تشرح مفاهيم أخرى مثل الجزيئات والتفاعلات.

2-VI الرابطة الكيميائية:

ذكرنا أن الذرات تبحث عن الاستقرار لذلك تقوم بتشكيل الروابط الكيميائية للحصول على ذلك، حيث تسمح تلك الروابط بضمان استقرار الذرة بأفضل قدرٍ ممكنٍ عن طريق ضمان استقرار الإلكترونات الخارجية إما عن طريق مشاركة إلكترون بين ذرتين أو التخلي عن إلكترون لذرةٍ مجاورةٍ أو أخذ إلكترونات، لهذا هي على أنواع:

أ- **الروابط القوية:** هي روابط تنشأ من تفاعلات الإلكترونات نتيجة القوة الكهرومغناطيسية حيث تتأثر الإلكترونات التي تمتلك شحنة سالبة مع نواة الذرة ذات الشحنة الموجبة وتتأثر فيما بينها فتتشأ الروابط بين الذرات، ومنها:

* **الروابط التساهمية:** تم اكتشافها لأول مرة عام 1916 على يد الكيميائي ج. لويس حيث تحدث تلك الرابطة عندما لا يمكن للإلكترون الانتقال من ذرةٍ لأخرى بسبب فرق الكهروسلبية الكبير بين الذرتين، وتكون بمشاركة كلٍّ من الذرتين لإلكترونٍ بشرط أن تكون الذرتان من شحنتين مختلفتين، وهي على أنواع:

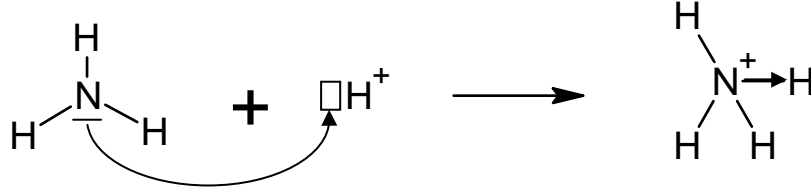
✓ **الروابط التساهمية غير القطبية:** تتشكل بين ذرتين متطابقتين أي الفرق في الكهروسلبية معدوم، تكون فيها أزواج الإلكترونات على مسافةٍ واحدةٍ من نواتي الذرتين، مثل الغازات Cl_2, H_2 .

✓ **الروابط التساهمية القطبية:** تنشأ هذه الروابط بين ذرتين مختلفتين يكون الفرق في الكهروسلبية ضعيف ($\Delta\chi < 1.7$)، حيث لا يكون الإلكترون المشترك على مسافةٍ واحدةٍ من نواتي الذرتين بل يكون أقرب لذرةٍ منهما، ومن أهم الأمثلة على هذه الرابطة: H_2O

✓ **الروابط الأيونية:** تنشأ هذه الروابط بين ذرتين مختلفتين يكون الفرق في الكهروسلبية أكبر ($\Delta\chi \geq 1.7$)، حيث لا يكون الإلكترون المشترك على مسافةٍ واحدةٍ من نواتي الذرتين بل

يكون أقرب من الذرة الأكبر في الكهروسلبية مشكلة بذلك سحابة إلكترونية أكثر كثافة عليها،
تتمتع مركباتها بصفة أملاح مثل: $NaCl$.

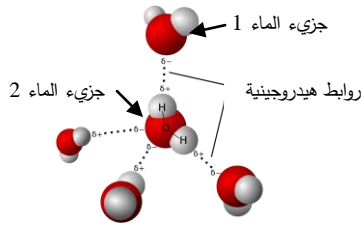
✓ **الروابط التساندية:** تسمى أيضا روابط تساهمية تناسقية تنشأ بين ذرتين حيث تشارك
أحدهما بزوج إلكتروني المكونة للرابطة بينما تشارك الأخرى بمدار شاغر فتستند الواحدة على
الأخرى، مثل شاردة الأمونيوم NH_4^+ والتي تتكون كما يلي:



اصطلاحا تمثل الرابطة التساندية بسهم متجه من الذرة المانحة للإلكترونات للذرة المستقبلة لها.
* **الروابط المعدنية:** تنشأ بين عناصر معدنية (فلزية)، مركباتها ذات بنية منتظمة، حيث تشكل
شبكة بلورية معدنية.

ب- **الروابط الضعيفة:** هي روابط فيزيائية، لا يتم فيها تشارك إلكتروني بين الذرات وإنما هي عبارة
عن تجاذب كهربائي تحدث بين جزء غني بالإلكترونات (تمثل الجزء السالب) وجزء فقير لها (تمثل
الجزء الموجب)، وهي نوعان:

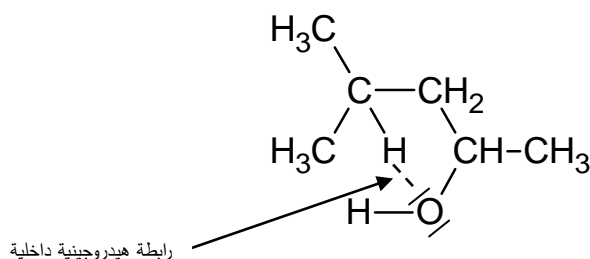
* **الروابط الهيدروجينية:** هو ترابط يحدث بين الجزيئات التي تحتوي على رابطة تساهمية قطبية
يشترط فيها تواجد إحدى الذرات ذات الكهروسلبية العالية (لأنها تحتوي على أزواج إلكترونية حرة
أي غنية بالإلكترونات) مثل فلور، أو أكسجين أو نيتروجين مرتبط إلى الهيدروجين، ونظرا لصغر
حجم ذرة الهيدروجين فان الزوج الإلكتروني سوف ينجذب مع بروتون ذرة الهيدروجين الموجب
مكون رابطة هيدروجينية، وهي على نوعين:



- **روابط هيدروجينية خارجية:** تحدث بين الجزيئات، حيث يشارك
الجزيء بالجزء السالب والجزيء الآخر بالجزء الموجب،
مثال على ذلك جزيئات الماء.

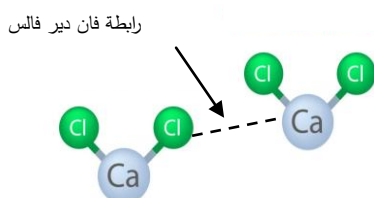
الشكل (28): تمثيل الروابط الهيدروجينية الخارجية.

- روابط هيدروجينية داخلية: تحدث في نفس الجزيء، بشرطين الأول احتوائه على جزئين الموجب والسالب معا والثاني أن يكون جزيء طويل نوعا ما، هذا ما يحدث في جزيئات الكحولات.



الشكل (29): تمثيل الرابطة الهيدروجينية الداخلية.

* روابط فان دير فالس Van Der Waals: هي عبارة عن قوى التجاذب الكهربائي بين الذرات والجزيئات القطبية التي تحدث نتيجة تجاذب النوى الموجبة لأحد الجزيئات مع إلكترونات التكافؤ لجزيء آخر مستندة في ذلك إلى المسافة الفاصلة بين الذرات والجزيئات، هذه الروابط تؤثر تأثيراً هاماً في خصائص الجزيئات المختلفة.

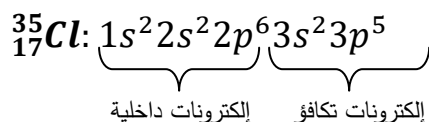


الشكل (30): تمثيل رابطة فان دير فالس.

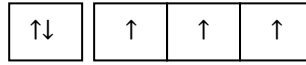
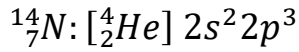
3-VI أنواع الإلكترونات في الذرة: من بين مكونات الذرة إلكترونات، يمكن تقسيمها إلى نوعين حسب أهميتها في تكوين روابط، وهما:

أ- الإلكترونات الداخلية: هي الإلكترونات التي تشغل المدارات الداخلية للذرة، حيث أنها لا تؤثر على الخواص الكيميائية لها لأنها غير مسئولة عن تكوين الروابط.

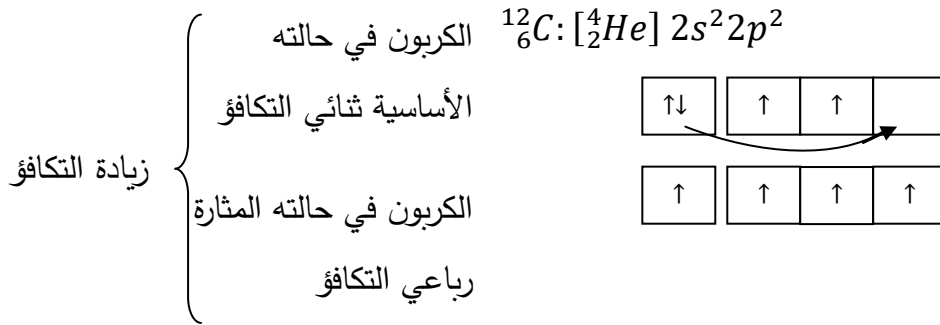
ب- الإلكترونات التكافؤ: إلكترونات التكافؤ هي الإلكترونات الموجودة في الغلاف الخارجي للذرة، هذه الإلكترونات تميل للمساهمة في تكوين روابط كيميائية، لهذا يسمى مدار تواجد هذه الإلكترونات بطبقة التكافؤ، مثال:



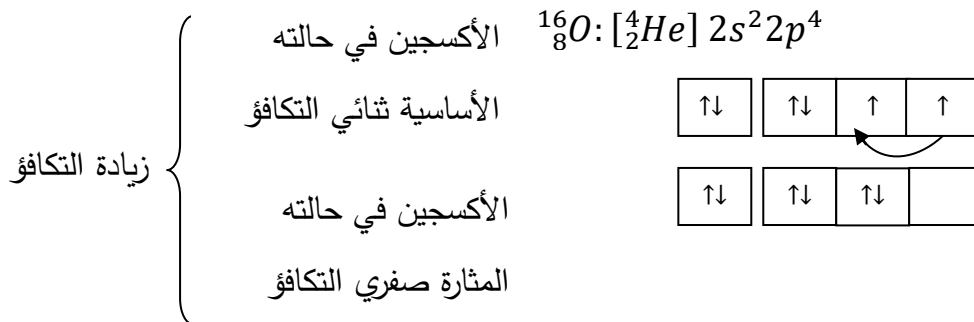
* **تكافؤ عنصر:** هو عدد الإلكترونات الفردية في طبقة التكافؤ، مثلا:



عدد الإلكترونات الفردية في عنصر الأزوت هي 3 لهذا فهو ثلاثي التكافؤ أي تكافؤه يساوي 3.
 * **إثارة ذرة:** نقول أن الذرة في حالة إثارة إذا تم انتقال إلكترون أو أكثر من حجيرته إلى أخرى محافظا على مداره الرئيسي وذلك من أجل زيادة أو نقص تكافؤها.
 تحدث هذه العملية عند تكوين روابط بين الذرات، مثلا الكربون في حالته الأساسية يكون ثنائي التكافؤ أي يحتوي على إلكترونين فرديين، وحتى يكون 4 روابط تساهمية يجب أن يثار كيف ذلك؟

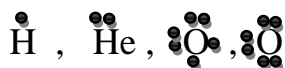


أما الأكسجين في بعض الأحيان يثار من أجل إنقاص في تكافؤه وبالتالي يكون رابطة واحدة تساندية، كمايلي:



4-VI تمثيل لويس: هو طريقة لتمثيل الذرات والجزيئات برسم ثنائي الأبعاد، حيث تمثل فيها إلكترونات طبقة التكافؤ فقط، كل إلكترون يرسم بنقطة.

أ- تمثيل لويس للذرات: تمثل فيها إلكترونات طبقة التكافؤ كما يلي:



حالة مثارة حالة أساسية

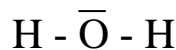
ب- تمثيل لويس للجزيئات: كان من الضروري رسم الجزيئات الناتجة من اتحاد الذرات، لهذا استعمل لويس نفس طريقة تمثيل الذرات في تمثيل الجزيئات، معتمد نفس المبدأ، وهو رمز للإلكترون بنقطة، فمثلا جزيء الماء يمثل كما يلي:



بالرغم من سهولة هذا التمثيل وبساطته، إلا أنه يصبح مكثف بالنقط في حالة الجزيئات متعددة الذرات، لهذا اقترح العالم كيكولي استبدال زوج الكتروني بخط صغير، لتمثل الذرات السابقة كما يلي:



أما جزيء الماء فيمثل:



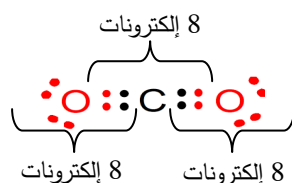
5-VI قاعدة ثمانية وثنائية:

تميل الذرات إلى السعي لتحقيق أقصى قدر من الاستقرار ومحاولة الحصول على غلاف إلكتروني ممتلئ، ولهذا السبب تحترم قاعدة الثنائيات أو قاعدة الثمانيات.:

- وفقاً لقاعدة الثنائيات، تكون الذرة أو الأيونات مستقرة إذا كانت غلافها الخارجي للمدار الأول ممتلئ ولها إلكترونان، والحالة الخاصة بعنصر الهيدروجين.

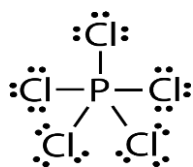
- وفقاً لقاعدة الثمانيات، تكون الذرة أو الأيون مستقرة إذا كان غلافها الخارجي للمدارات به 8 إلكترونات.

لاحترام قاعدة الثنائيات أو الثمانيات، يمكن للذرة أن تكتسب أو تفقد إلكترونات عن طريق التحول إلى أيون، ولكن يمكنها أيضاً إنشاء رابطة تساهمية مع ذرة أخرى، كما موضح في الجزيء ثاني أكسيد الكربون:



نلاحظ أن كل عنصر من الجزيء محاط بثمانية إلكترونات.

تعتبر هذه العلاقة غير محققة في كثير من الجزيئات، فقد نجد أن بعض العناصر في الجزيء يكون محاط بأكثر من 8 إلكترونات ونسميها الإفراط الإلكتروني، والبعض الآخر يكون محاط بأقل من 8 إلكترونات ونسميها العجز الإلكتروني.

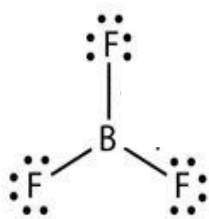


✓ الإفراط الإلكتروني كما هو في الجزيء PCl_5

عدد الإلكترونات المحاطة بعنصر الفوسفور هو 10.

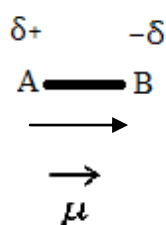
✓ العجز الإلكتروني كما هو في الجزيء BF_3

عدد إلكترونات المحاطة بعنصر البور هو 6.



6-VI مفهوم عزم ثنائي القطب:

إذا كانت الكهروسالبية مختلفة بين ذرتين A و B مرتبطتين برابطة تساهمية مستقطبة، فحتما الإلكترونات الرابطة ستجذب نحو الذرة الأكثر كهروسالبية، وبذلك ينشأ قطبان قطب غني بالإلكترونات ويحمل شحنة جزئية من الإلكترونات الرابطة قدرها δ^- وقطب فقير من الإلكترونات ويحمل شحنة جزئية δ^+ ، فينشأ عزم ثنائي القطب يرمز له بـ μ ويكون منحى الشعاع متجه من القطب الموجب نحو القطب السالب وهذا اصطلاحا.



أ- علاقة عزم ثنائي القطب: يمكن حساب عزم ثنائي القطب من العلاقة التالية:

$$\mu = \delta \times d$$

حيث: δ : الشحنة الجزئية ووحدتها كولوم Cb .

d : طول الرابطة بين ذرتين ووحدتها المتر m .

μ : عزم ثنائي القطب ووحدته $Cb.m$.

الوحدة الدولية لعزم ثنائي قطب هي $Cb.m$ ، توجد وحدة ثانوية تسمى ديبياي Debye رمزه D حيث:

$$1D = 3.33 \times 10^{-30} Cb.m$$

ب- الصفة الشاردية: هي النسبة المئوية الشاردية للرابطة رمزها ϕ وتعطى بالعلاقة التالية:

$$\phi\% = \frac{\mu_{\text{تجريبي}}}{\mu_{\text{نظري}}} \times 100 = \frac{\delta}{e} \times 100$$

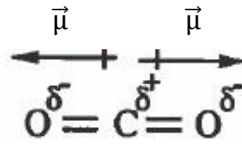
$$\text{حيث: } \mu_{\text{تجريبي}} = \delta \times d$$

$$\mu_{\text{نظري}} = e \times d$$

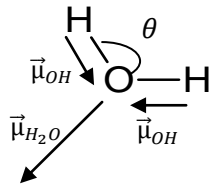
○ كيفية حساب عزم ثنائي قطب للجزيء: عزم ثنائي القطب الكلي للجزيء يساوي محصلة عزوم

ثنائيات الأقطاب للروابط، فمثلاً إذا كانت المحصلة تساوي صفراً فإن الجزيء غير قطبي.

- جزيء ثاني أكسيد الكربون CO_2 : الرابطة ($C=O$) قطبية ومع ذلك فالجزيء ككل غير قطبي، لأن شكل الجزيء خطي، وهذا أدى إلى أن محصلة عزمي الرابطين تساوي صفر، لأنهما متساويتان في القيمة ومختلفتان في الاتجاه وبذلك يلغيان بعضهما بعضاً، ولهذا الجزيء غير قطبي.



- جزيء الماء H_2O : نعلم أن الماء جزيء قطبي، هذا يعني أن له عزم ثنائي قطب، يمكن حسابه كما يلي:



$$\mu_{H_2O} = \sqrt{\mu_{OH}^2 + \mu_{OH}^2 + 2\mu_{OH}\mu_{OH} \cos \theta}$$

$$\mu_{H_2O} = \mu_{OH} \sqrt{2(1 + \cos \theta)}$$

7-VI نظرية الروابط التكافئية: تتكون الجزيئات من عدة عناصر مرتبطة بروابط كيميائية والتي سبق

لنا أن عرفناها، هذه الروابط ناتجة من تداخل مدارات ذرية للعناصر المجاورة، ينتج من هذا التداخل عدة أنواع من الروابط التكافئية وهي:

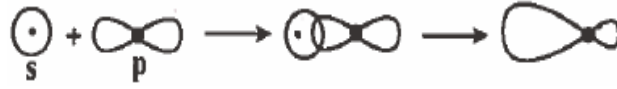
○ رابطة سيغما σ : هي رابطة ناتجة عن تداخل المدارات بالرأس وتتوزع الكثافة الإلكترونية بشكل

متماثل على طول المحور الواصل بين نواتي الذرتين، وتنتج من:

- التداخل بين مدار (s) ومدار (s) :



- التداخل بين مدار (s) ومدار (p) :

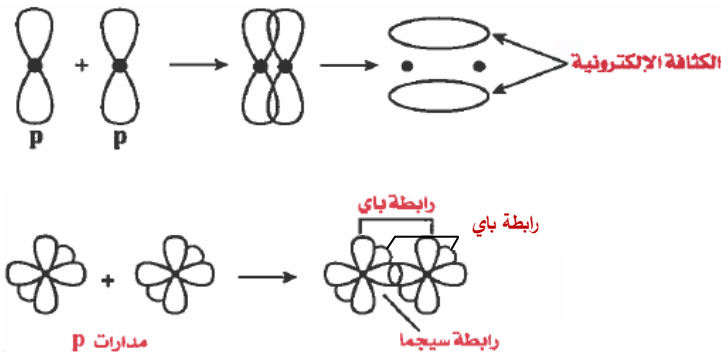


- التداخل بين مدارات (p) الأفقية :



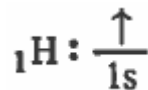
○ رابطة باي π : هي رابطة ناتجة عن تداخل المدارات بشكل جانبي وتوزيع الكثافة الإلكترونية في منطقتين على جانبي المحور الواصل بين نواتي الذرتين، تنتج من:

- التداخل بين مدارات (p) المتوازية :



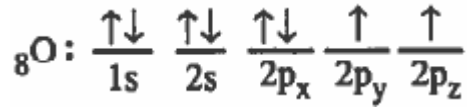
○ كيفية تكون الرابطة التساهمية في جزيء الماء H_2O حسب نظرية رابطة التكافؤ (VBT)

- التركيب الإلكتروني لذرة الهيدروجين :



- ذرة الهيدروجين تحتوي على مدار ذري $1s$ يحتوي على إلكترون منفرد.

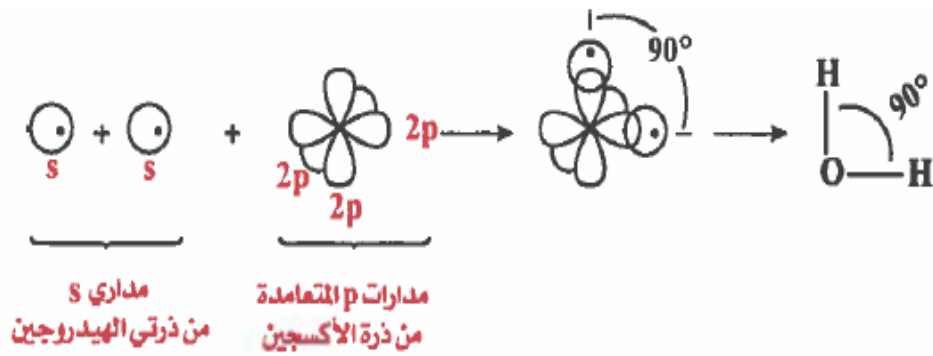
- التركيب الإلكتروني لذرة الأكسجين :



- ذرة الأكسجين تحتوي على مدارين $2p$ كل منهما يحتوي على إلكترون مفرد.

1- يحدث تداخل بين مداري (p) نصف الممتلئين من ذرة الأكسجين مع مداري $1s$ من ذرتي الهيدروجين، وينتج عن ذلك تكون رابطتين تساهميتين .

2- كما هو معلوم أن مدارات (p) متعامدة على بعضها أي أن الزاوية بينها سوف تكون 90° .



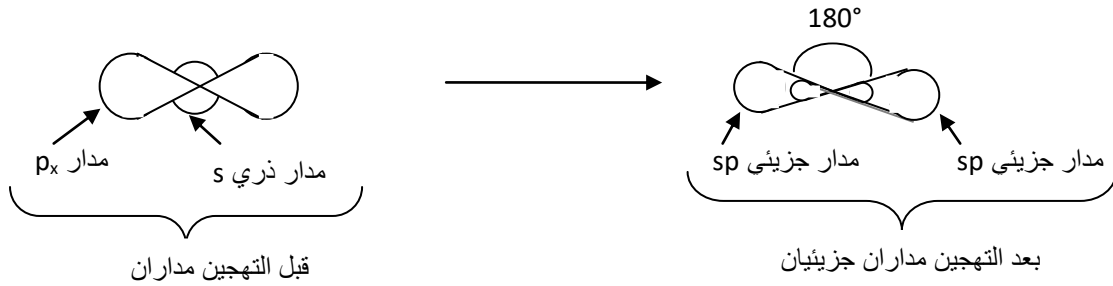
لكن لوحظ عملياً أن الزاوية HOH تساوي 104.5° ، لهذا نستنتج أنه لا يمكن تفسير الزاوية HOH باستخدام مدارات نقية، لذا سوف نلجأ إلى مفهوم التهجين لتفسير هذا المشكل.

أ- مفهوم التهجين:

يعطى التهجين تفسيراً لطبيعة المدارات الذرية وكيفية اتحادها لتكوين المدارات الجزيئية، وهي عبارة عن عملية تداخل بين مدارات الذرة الواحدة المتقاربة في الطاقة ينتج عنها مدارات جديدة متساوية في الطاقة والشكل والطول، كما يكون عدد المدارات الذرية المدمجة تساوي عدد المدارات الجزيئية الناتجة.

ب- أنواع التهجين:

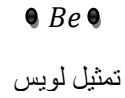
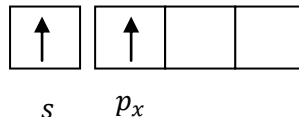
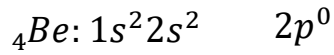
* **التهجين sp:** يتم فيها تداخل مداران ذريان من نوع s وحجيرة من مدار p_x لذرة المركزية، لتتشكل مداران جزيئيان متساوية في الطاقة والشكل والطول تسمى sp، الزاوية بينهما تساوي 180° وشكل الجزيء يكون خطي.



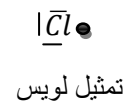
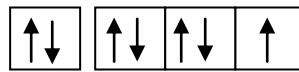
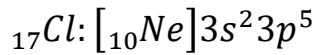
مثال: جزيء $BeCl_2$

في حالته الأساسية لا يمكنه تكوين روابط لعدم احتوائه على إلكترونات فردية لهذا تحدث عليه عملية الإثارة

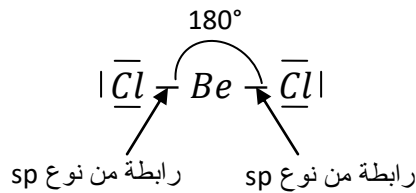
بعد عملية الإثارة أصبح Be يحتوي على إلكترونين فرديين لهذا يمكن تكوين رابطتين.



يحتوي Cl على إلكترونين فرديين لهذا يمكنه أن يكون رابطة

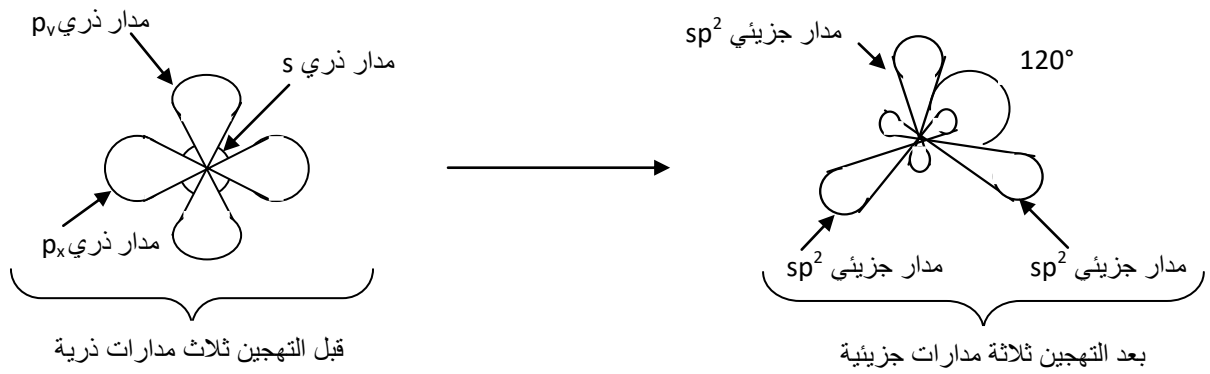


إذن الجزيء $BeCl_2$ يمثل كما يلي:



شكل الجزيء خطي

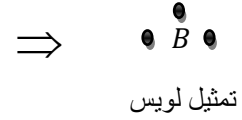
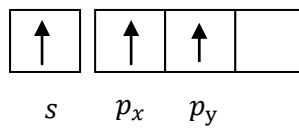
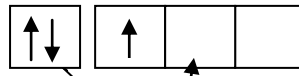
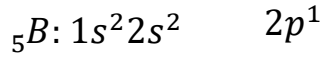
* **التهجين sp^2** : يتم فيها تداخل 3 مدارات ذرية من نوع s وحجيرتين من مدار p ليكون p_x و p_y لذرة المركزية، لتشكل 3 مدارات جزيئية متساوية في الطاقة والشكل والطول تسمى sp^2 ، الزاوية بين كل مداران جزيئيان تساوي 120° وشكل الجزيء يكون مثلثي.



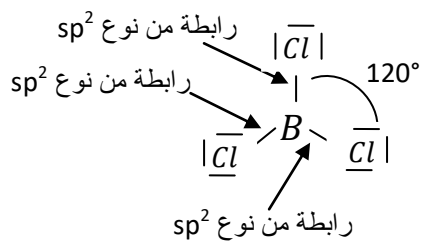
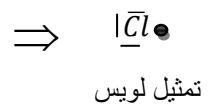
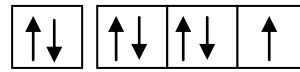
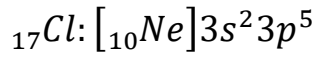
مثال: جزيء BCl_3

في حالته الأساسية B يستطيع أن يكون رابطة واحدة لاحتوائه على إلكترون منفرد واحد وحتى يكون 3 روابط تحدث عليه عملية الإثارة

بعد عملية الإثارة أصبح B يحتوي على 3 إلكترونات منفردة لهذا يمكن تكوين 3 روابط



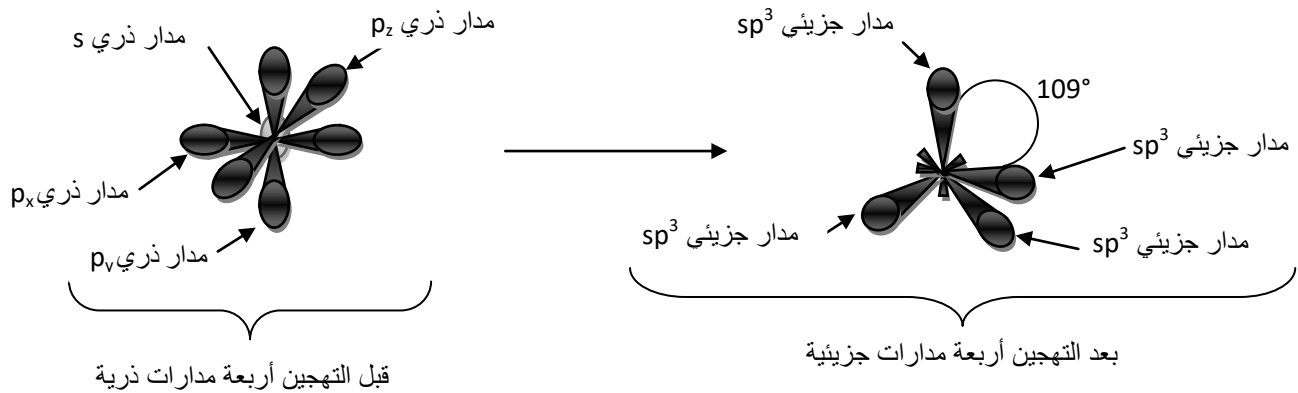
يحتوي Cl على الكترون فردي إذن يمكنه أن يكون رابطة



إذن الجزيء BCl_3 يمثل كما يلي:

شكل الجزيء مثلثي

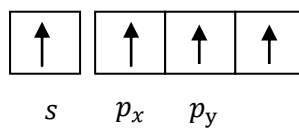
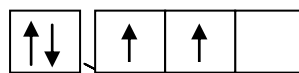
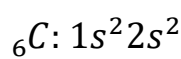
* **التهجين sp^3** : يتم فيها تداخل 4 مدارات ذرية من نوع s و3 حجيرات من مدار p وهي p_x و p_y و p_z لذرة المركزية، لتتشكل 4 مدارات جزيئية متساوية في الطاقة والشكل والطول تسمى sp^3 ، الزاوية بين كل مداران جزيئان تساوي تقريبا 109° وشكل الجزيء يكون رباعي الأوجه.



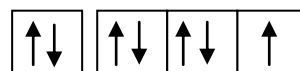
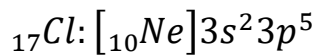
مثال: جزيء CCl_4

في حالته الأساسية C يستطيع أن يكون رابطتين لاحتوائه على إلكترونين منفردين وحتى يكون 4 روابط تحدث عليه عملية الإثارة

بعد عملية الإثارة أصبح C يحتوي على 4 إلكترونات منفردة لهذا يمكن تكوين 4 روابط

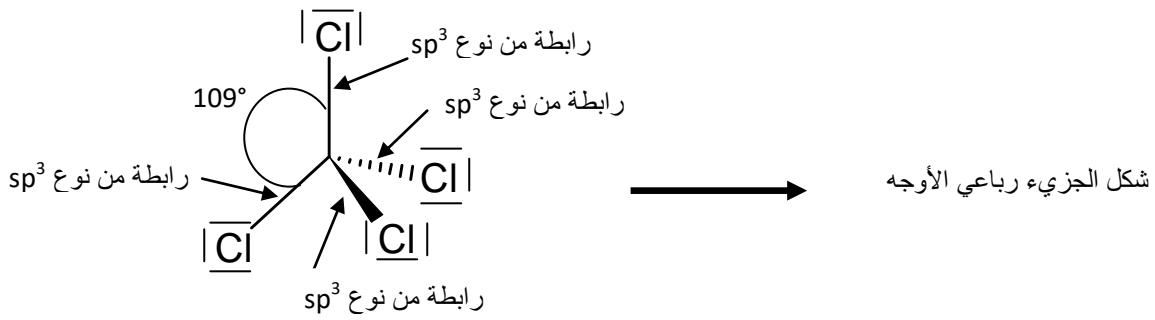


يحتوي Cl على إلكترون فردي إذن يمكنه أن يكون رابطة

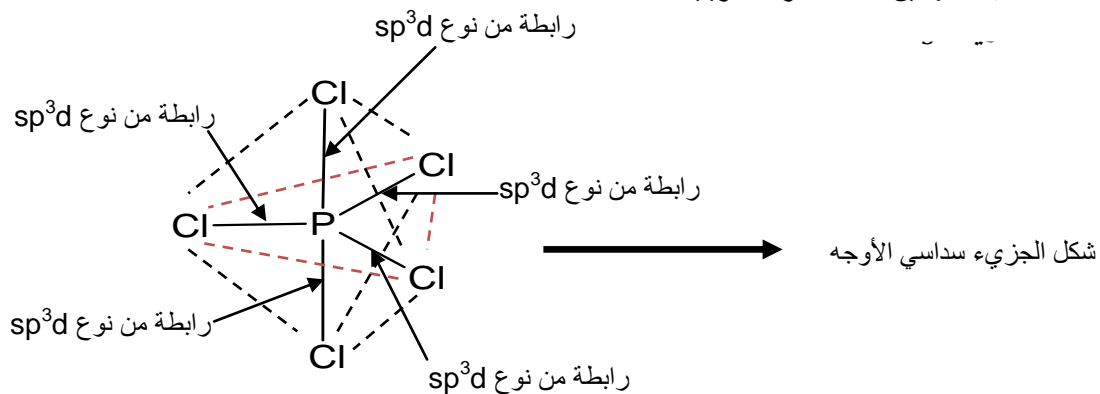
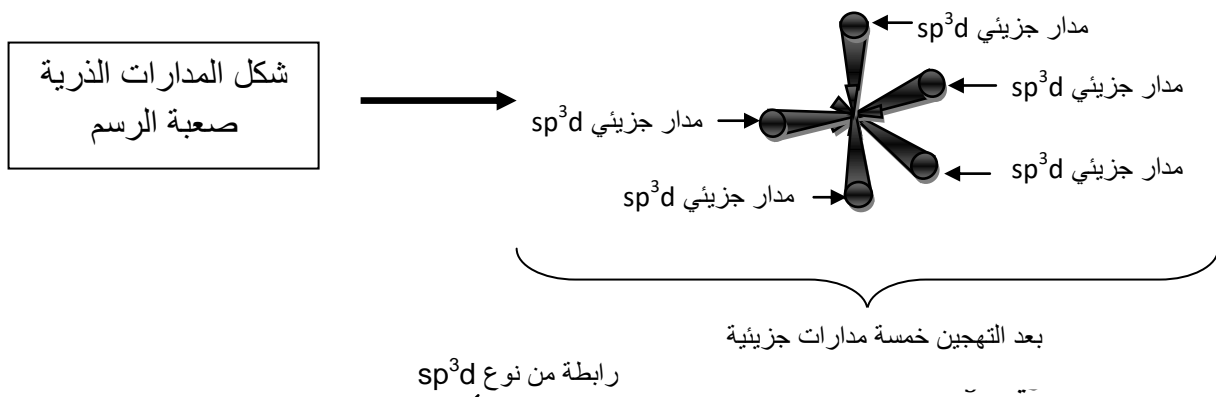


تمثيل لويس

إذن الجزيء CCl_4 يمثل كما يلي:



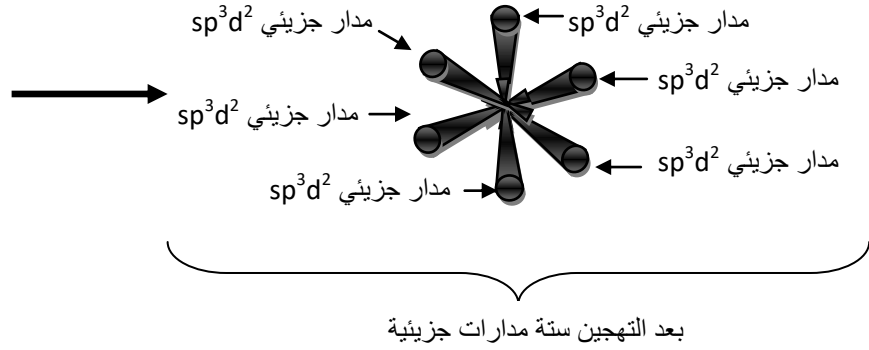
* **التهجين sp^3d** : يتم فيها تداخل 5 مدارات ذرية من نوع s و 3 حجيرات من مدار p وهي p_x و p_y و p_z وحجيرة من مدار d لذرة المركزية، لتشكل 5 مدارات جزيئية متساوية في الطاقة والشكل والطول تسمى sp^3d ، الزاوية بين كل مداران مختلفة وشكل الجزيء يكون سداسي الأوجه أو ثنائي هرم ذو قاعدة مثلثة.



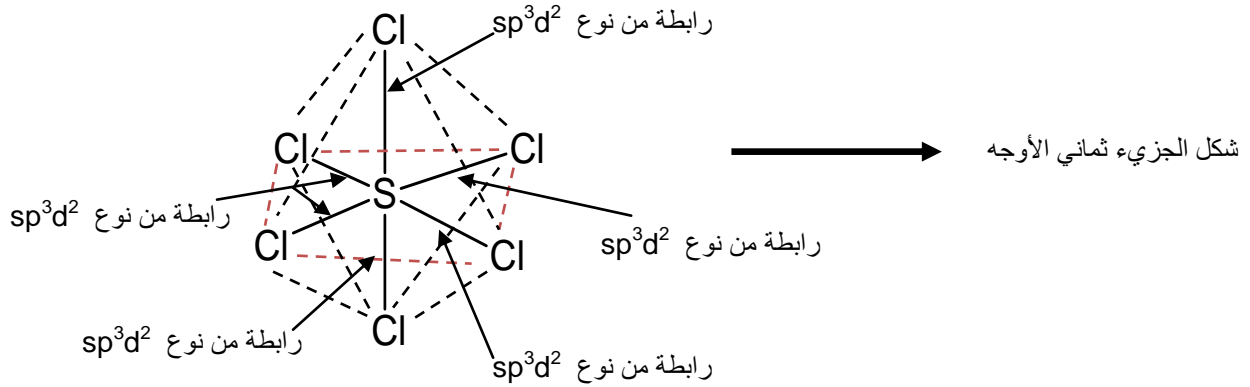
* **التهجين sp^3d^2** : يتم فيها تداخل 6 مدارات ذرية من نوع s و 3 حجيرات من مدار p وهي p_x و p_y و p_z وحجيرتين من مدار d لذرة المركزية، لتشكل 6 مدارات جزيئية متساوية في

الطاقة والشكل والطول تسمى sp^3d^2 ، الزاوية بين كل مداران مختلفة وشكل الجزيء يكون ثماني الأوجه أو ثنائي هرم.

شكل المدارات الذرية
صعبة الرسم



مثال: جزيء SCl_6



8-VI نموذج التدافع الأزواج الإلكترونية لطبقة التكافؤ VSEPR.

وضعت هذه الطريقة من طرف العالم جيليسبي Gillespie والهدف منها تسهيل عملية التنبؤ بالشكل الهندسي للجزيئات وذلك باعتماد على تمثيل لويس.

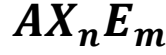
أ- كيفية تحديد ترميز جيليسبي:

قبل أن نتبأ بالشكل الهندسي يجب أن نحدد ترميز جيليسبي بإتباع الخطوات التالية:

- نمثل الجزيء بتمثيل لويس.

- نحدد الذرة المركزية في الجزيء وهي عادة الذرة الأكثر ترابطا.

- نحدد الروابط الأحادية فقط (δ) حول الذرة المركزية فقط.
- نحدد الأزواج الإلكترونية وهي الأزواج اللرابطة حول الذرة المركزية فقط.
- كتابة الجزيء بترميز جيليسبي كما يلي:

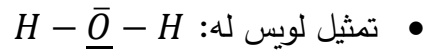


حيث:

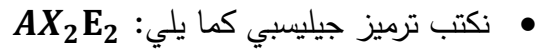
- A**: تمثل الذرة المركزية ورمزها لا يتغير مهما كان نوع الذرة.
- X**: يمثل الروابط الأحادية حول الذرة المركزية.
- E**: يمثل الأزواج الإلكترونية الحرة حول الذرة المركزية.
- n**: يمثل عدد الروابط الأحادية حول الذرة المركزية.
- m**: يمثل عدد الأزواج الإلكترونية الحرة حول الذرة المركزية.

أمثلة:

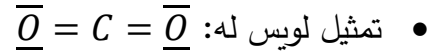
- أعط ترميز جيليسبي للجزيء الماء وجزيء ثاني أكسيد الكربون.
- أولاً: الماء H_2O



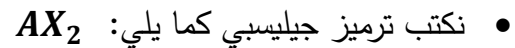
- الذرة المركزية هي الأكسجين لها رابطتين أحادية وزوجين إلكترونين.



ثانياً: ثاني أكسيد الكربون CO_2



- الذرة المركزية هي الكربون لها رابطتين أحادية (لا نأخذ في عين الاعتبار الروابط الثنائية) ولا يحتوي على أزواج إلكترونية حوله.



ب- التنبؤ بالشكل الهندسي للجزيئات:

- يمكن أن نتنبأ بالشكل الهندسي للجزيئات باستعانة بترميز جيليسبي، ونجمع التنبؤات الممكنة في الجدول التالي، حيث يكون من أجل تغير مجموع عدد الروابط الأحادية والأزواج الإلكترونية الحرة تحقق:

$$2 \leq n + m \leq 6$$

جدول التنبؤ بالشكل الهندسي للجزيئات:

$n + m$	التهجين	الشكل التنافري	ترميز AX_nE_m	اسم الشكل الهندسي	رسم الشكل
2	sp	خطي	AX_2	خطي	$-A-$
			AXE	خطي	$ A-$
3	sp^2	مثلث	AX_3	مثلث	
			AX_2E	حرف V	\bar{A}
			AXE_2	خطي	$ \bar{A}-$
4	sp^3	رباعي الوجوه	AX_4	رباعي الوجوه	
			AX_3E	رباعي الأوجه ممتور (هرمي)	
			AX_2E_2	حرف V	
			AXE_3	خطي	$ \bar{A}-$
5	sp^3d	سداسي الأوجه	AX_5	سداسي الأوجه	
			AX_4E	هرم ذو قاعدة مثلثة	
			AX_3E_2	مثلث	\bar{A}
			AX_2E_3	حرف V	$\bar{A} $
			AXE_4	خطي	$\langle \bar{A}-$
6	sp^3d^2	ثمانى الأوجه أو ثنائى هرم	AX_6	ثمانى الأوجه (ثنائى هرم)	
			AX_5E	هرمي	
			AX_4E_2	مربع	\bar{A}
			AX_3E_3	حرف Y	\bar{A}
			AX_2E_4	حرف V	\bar{A}
			AXE_5	خطي	\bar{A}

الفصل السابع

نظرية المدارات الجزيئية

1-VII-1- مقدمة:

جاءت فكرة المدارات الجزيئية من المدارات الذرية، حيث يعتبر الجزيء مجرد ذرتين أو أكثر حدث تداخل بين مدارات ذرية لتكوين روابط بين ذراتها، كما نعتبر أن الجزيء كوحدة واحدة أو ذرة كبيرة متعددة النوى يحدث فيها تداخل بين جميع مداراتها الذرية لتكوين مدارات جزيئية. نعلم أن رموز المدارات الذرية هي spdfg فإن رموز المدارات الجزيئية هي $\sigma^* \pi^*$ تحدد بأعداد كم أيضا وتخضع لمبدأ باولي لاستبعاد وقاعدة هوند لتوزيع الإلكترونات.

2-VII-2- الأفلاك الجزيئية الرابطة والغير الرابطة:

من جهة النظر الرياضية فإن اتحاد المدارات الذرية لتكوين المدارات الجزيئية يتطلب جمع أو طرح الدوال الموجية لهذه المدارات.

1-2-VII-1- جمع الدوال الموجية:

- ينتج عنها مدارات جزيئية رابطة.
- تكون المنطقة بين النواتين عالية الكثافة الإلكترونية.
- طاقة المدار الجزيئي الرابط أقل من طاقة المدارات الذرية بسبب التناثر الإلكتروني المنخفض.
- المدارات الجزيئية الرابطة أكثر استقرارا من المدارات الذرية.

2-2-VII-2- طرح الدوال الموجية:

- ينتج عنها مدارات جزيئية مضادة للرابطة.
- تكون منطقة العقدة بين النواتين منخفضة الكثافة الإلكترونية.
- طاقة المدار الجزيئي المضادة للربط أعلى من طاقة المدارات الذرية بسبب زيادة التناثر الإلكتروني.
- المدارات الجزيئية المضادة للربط أقل استقرارا من المدارات الذرية.

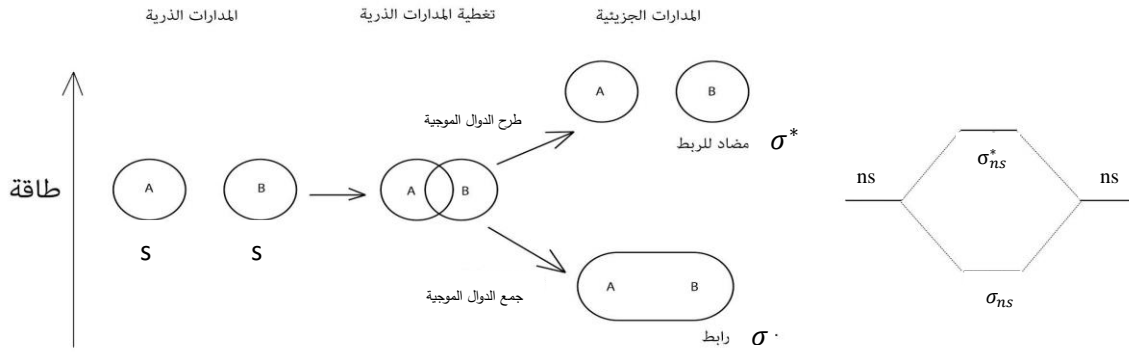
ملاحظة:

✓ عدد المدارات الجزيئية الناتجة تساوي مجموع عدد المدارات الذرية.

3-VII-3- تداخل المدارات الذرية حسب نظرية المدارات الجزيئية:

3-VII-1- تداخل أفلاك s مع بعضها: نتيجة تداخل مدار ذري من نوع s لذرة A مع مدار ذري من نوع s لذرة B ينتج عنه:

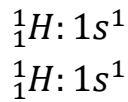
- مدار جزيئي رابط نتيجة جمع الدوال الموجية يسمى σ_{ns} .
- مدار جزيئي مضاد لربط نتيجة طرح الدوال الموجية يسمى σ_{ns}^* .



الشكل (31): تداخل أفلاك من نوع s.

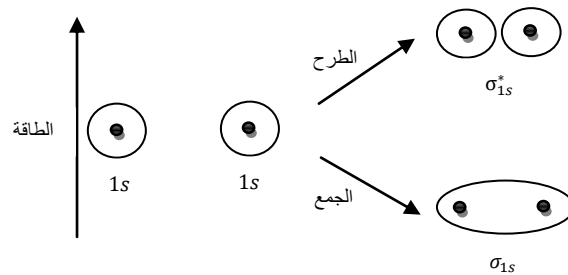
مثال: مثل تداخل مدارين ذريين لذرة الهيدروجين لتكوين غاز الهيدروجين H_2 .

التداخل يحدث بين ذرتي هيدروجين، توزيع الإلكترونات لهما هي:



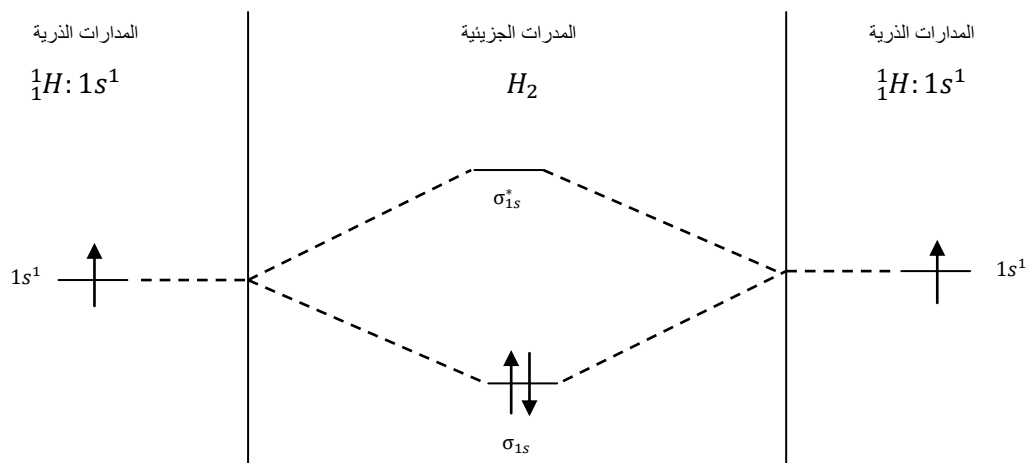
ينتج عن هذا التداخل مدارين جزيئيين أحدهما ناتج من جمع الدوال الموجية معطيا مدار جزيئي رابط

σ_{1s} والأخر ناتج من طرح الدوال الموجية معطيا مدار جزيئي مضاد للربط σ_{1s}^* .



الشكل (32): نواتج تداخل مدارين جزيئيين.

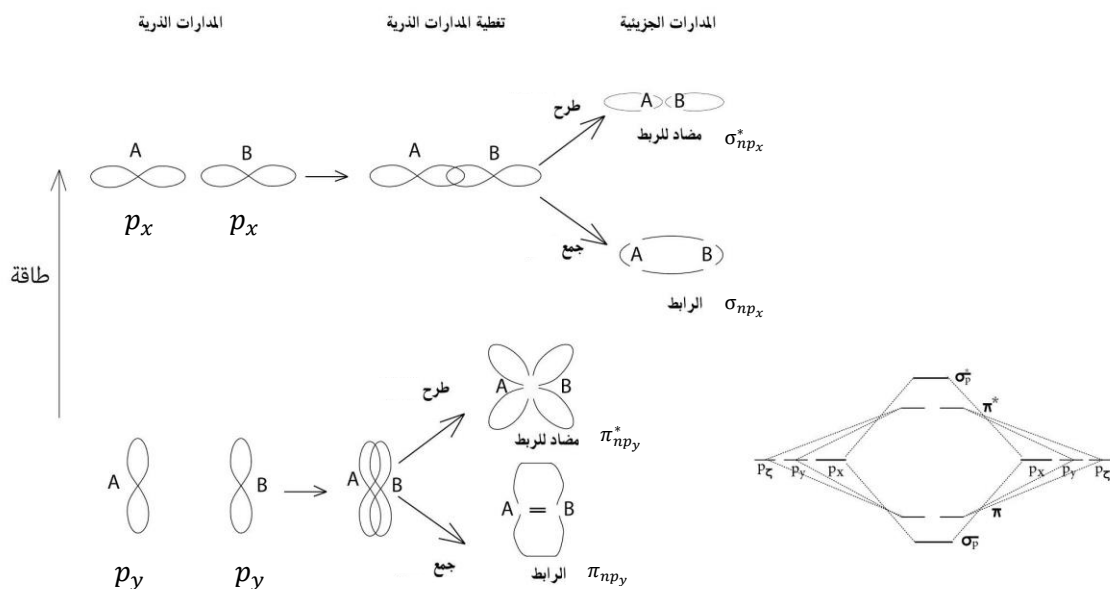
يرسم هذا التداخل في مخطط توضيحي ويتم ذلك كما يلي:



الشكل (33): مخطط المدارات الجزيئية لجزيء الهيدروجين.

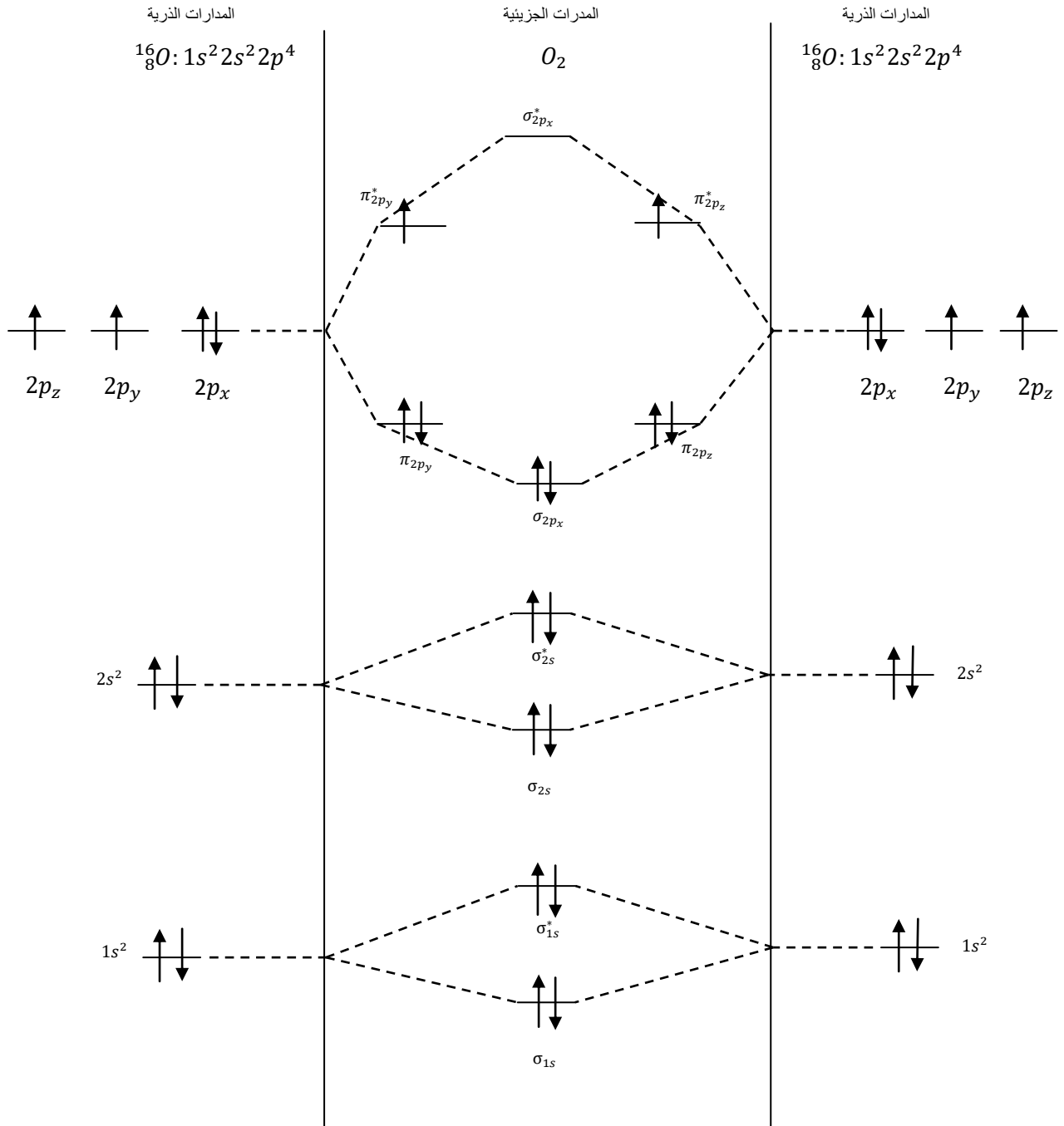
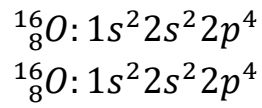
VII-3-2- تداخل أفلاك p مع بعضها: تتداخل مدارات الذرية من نوع p بطريقتين هما:

- تتداخل مدارين ذريين من نوع p_x-p_x يكون رأسي وينتج عنهما مدارين جزيئيين أحدهما رابط ناتج من جمع الدوال الموجية رمزه σ_{np_x} وثاني مضاد للربط ناتج من طرح الدوال الموجية رمزه $\sigma_{np_x}^*$.
- تتداخل مدارين ذريين من نوع p_y-p_y أو من نوع p_z-p_z يكون جانبي تنتج عن كل واحد منهما مدارين جزيئيين أحدهما رابط ناتج من جمع الدوال الموجية رمزه π_{np_y} (π_{np_z}) وثاني مضاد للربط ناتج من طرح الدوال الموجية رمزه $\pi_{np_y}^*$ ($\pi_{np_z}^*$).



الشكل (34): تداخل المدارات الذرية لتكوين مدارات جزيئية.

اتحاد ذرتي أكسجين توزيع الالكتروني لهما:



الشكل (35): مخطط المدارات الجزيئية لجزيء الأكسجين.

4-VII- قواعد تحديد بناء المدارات الجزيئية:

لكتابة التوزيع الإلكتروني لجزيء، يجب أولاً ترتيب المدارات الجزيئية حسب تزايد في الطاقة، ثم نتبع الخطوات التالية:

- عدد الأفلاك الجزيئية الناتجة تساوي عدد الأفلاك الذرية.
- يبدأ ملاً الأفلاك من الأقل إلى الأعلى طاقة.
- كل فلك جزيئي يمكن أن يستوعب إلكترونين كحد أقصى، ويكون غزلهما متعاكس حسب مبدأ باولي للاستبعاد.
- عند ملاً أفلاك متساوية الطاقة فإنها تتبع مبدأ هوند، حيث الإلكترونات تميل إلى الانفراد وفي نفس اتجاه الغزل.
- عدد الإلكترونات في الأفلاك الجزيئية تساوي مجموع عدد الإلكترونات الذرات المرتبطة.

5-VII- رتبة الرابطة:

رتبة الرابطة هو عدد الروابط بين الذرات المرتبطة، من قيمتها يمكن أن نحدد قوتها، حيث كلما كان أكبر كانت أقوى، وتعطى بالعلاقة التالية:

$$OL = \frac{\sum \text{إلكترونات الاربطة} - \sum \text{إلكترونات اللاربطة}}{2}$$

أمثلة: (تابع الأمثلة السابقة)

1- كتابة التوزيع الإلكتروني لجزيء H_2

$$H_2: (\sigma_{1s})^2$$
$$OL = \frac{2}{2} = 1$$

توجد رابطة بين الذرتين. $H - H$

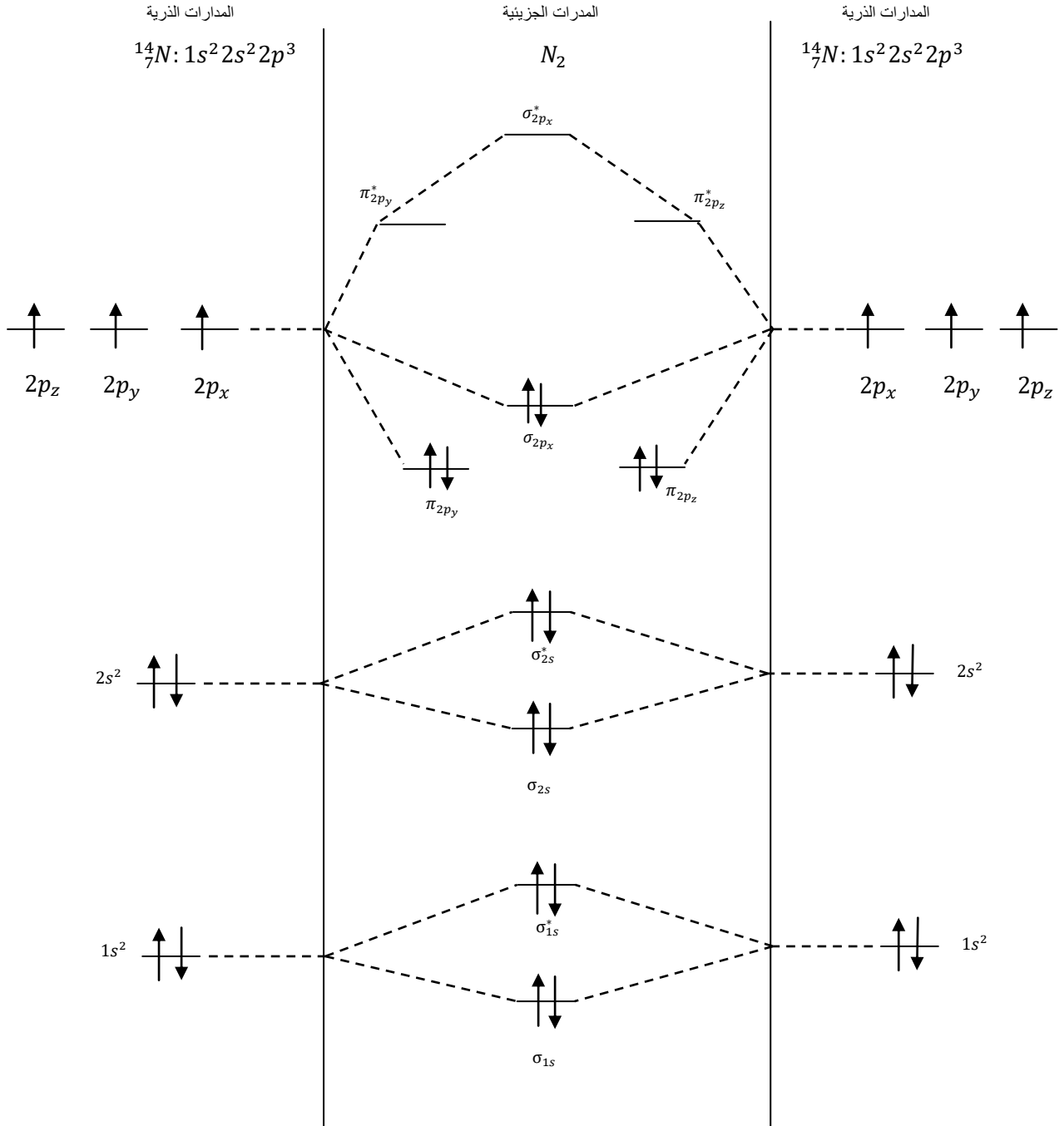
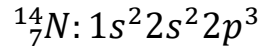
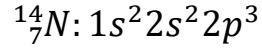
2- كتابة التوزيع الإلكتروني لجزيء O_2

$$O_2: (\sigma_{1s})^2 (\sigma_{1s}^*)^2 (\sigma_{2s})^2 (\sigma_{2s}^*)^2 (\sigma_{2p_x})^2 (\pi_{2p_y})^2 (\pi_{2p_z})^2 (\pi_{2p_y}^*)^1 (\pi_{2p_z}^*)^1$$
$$OL = \frac{10 - 6}{2} = 2$$

توجد رابطتين بين الذرتين $O = O$

3- تمثيل جزيء ثاني النيتروجين N_2 .

اتحاد ذرتي نيتروجين توزيع الالكتروني لهما:



الشكل (36): مخطط المدارات الجزيئية لجزيء النيتروجين.

- كتابة التوزيع الإلكتروني لجزيء N_2

$$N_2: (\sigma_{1s})^2 (\sigma_{1s}^*)^2 (\sigma_{2s})^2 (\sigma_{2s}^*)^2 (\pi_{2p_y})^2 (\pi_{2p_z})^2 (\sigma_{2p_x})^2$$

$$OL = \frac{10 - 4}{2} = 3$$

توجد ثلاثة روابط بين ذرتي النتروجين. $N \equiv N$.

ملاحظة:

- في حالة مجموع إلكترونات الذرتين يكون أصغر أو يساوي 14 فإن الفلك الجزيئي (σ_{2p_x}) يكون أعلى طاقة من الفلكين الجزيئيين (π_{2p_y}) و (π_{2p_z}) .

VII-6- البارامغناطيسية والخاصية الدياتمغناطيسية للمواد:

أ- الخاصية البارامغناطيسية: تظهر هذه الخاصية في الأيونات أو الذرات أو الجزيئات التي تحتوي إلكترونات منفردة في مدارها، حيث تنشأ عن الحركة المغزلية للإلكترون المنفرد حول محوره ظهور مجال مغناطيسي صغير أي يعتبر الإلكترون المنفرد مغناطيساً صغيراً يتجاذب مع المجال المغناطيسي الخارجي.

ب- الخاصية الدياتمغناطيسية: تنشأ هذه الخاصية في الأيونات أو الذرات أو الجزيئات التي تكون الإلكترونات في جميع مداراتها في حالة ازدواج، فيكون عزمها المغناطيسي مساوياً للصفر لأن كل إلكترونين مزدوجين يعملان في اتجاهين متضادين.

على هذا الأساس تنقسم المواد استناداً إلى سلوكها في المجال المغناطيسي إلى:

• مواد بارامغناطيسية:

هي المواد التي تتجذب قليلاً إلى المجال المغناطيسي الخارجي نتيجة لوجود إلكترونات منفردة، حيث تتناسب قوة الجذب المغناطيسي في المواد البارامغناطيسية مع عدد الإلكترونات المنفردة.

• مواد ديامغناطيسية:

هي المواد التي تتنافر مع المجال المغناطيسي أو تدفع بعيداً عنه، وذلك نتيجة لوجود جميع إلكتروناتها في حالة ازدواج.

مما سبق فإن جزيء الأوكسجين له خاصية بارا مغناطيسية، بينما جزيء النتروجين له خاصية ديا مغناطيسية.

المراجع:

1. بنية المادة، دريلا، تورس، لايلول، قالينو، ترجمة رشيد حراوبية وصلاح يحيايوي، ديوان المطبوعات الجامعية، الجزائر، 1989.
2. أساسيات في الكيمياء العامة، سهير ناظمي عبدالرحمان، طبعة 3، دار النشر المتنبى، المملكة السعودية، 2014.
3. الكيمياء العامة -مفاهيم أساسية-، ريموند تشانغ، طبعة 1، جزء 1، دار النشر مكتبة العبيكان، الرياض، مملكة العربية السعودية، 2014.
4. بنية المادة، حسن بوزيان، طبعة 2، الجزء 1 و2، ديوان المطبوعات الجامعية، الجزائر، 2017.
5. الكيمياء العامة، حسن أحمد شحاتة، النايلسية للطباعة، مصر العربية، 2009.
6. الكيمياء العامة العملية، د. ناجح الصالحي والآخرين، دار الأسرة ودار العالم للثقافة والتوزيع، الأردن، 2013.
7. Chemistry -the central science-, Theodore L.Brown and all, 3ed edition, Always learning, United States of America, New York, 2002.
8. General Chemisty, Darrell D. Ebbing, Steven D. Gammon, ninth edition,
9. Principles of General Chemistry, Martin S. Silberberg, Houghton Mifflin Company, Boston New York, 2007.
10. Chemistry: A Molecular Approach, Nivaldo J.Tro,5th edition, Santa Barbara, 2020.
11. Chimie Générale, Paul Arnaud, Béatrice George, Fabrice Mutelet, Isabelle Ziegler-Devin, Françoise Rouquérol, Gilberte Chambaud, Roland Lissillour, 9^eedition, Dunod, France, 2023.
12. Précis de chimie générale, Jean-Pierre Sauvage et Charles Meunier, tome 3, Breal, France, 1996.