

مطبوعة الدروس للسنة أولى جامعي جذع مشترك

مقياس

كيمياء 1 (بنية المادة)

من تقديم الأستاذة

اد. علمي سناء

(استاذ محاضر MCA)

2022/2023

فهرس مقياس كيمياء 1 (بنية المادة)

الفصل الاول : عموميات ومفاهيم أساسية

1- تعريف

2- الخواص الفيزيائية للمادة

- الاجسام الغير نقية
- الاجسام النقية
- حالات المادة

3- المادة و مكوناتها

- مفهوم الجزيئ و الذرة
- مفهوم المول : (عدد افوفاڤرو (Avogadro)
- وحدة الكتل الذرية
- مفهوم تركيز مادة كيميائية

4- القوانين الأساسية في الكيمياء

- القانون الأول : قانون انحفاظ الكتلة
- القانون الثاني : قانون انحفاظ العناصر
- القانون الثالث : قانون النسب المعينة
- القانون الرابع : قانون الأعداد المتناسبة
- القانون الخامس : قانون النسب المضاعفة
- القانون السادس : قانون اتحاد الغازات

الفصل الثاني : مكونات المادة والنشاط الشعاعي

1- الذرة

2- اكتشاف مكونات الذرة

- الإلكترون (تجربة Crookes)
- مميزات الإلكترون (تجربة Thomson و تجربة Millikan)
- نواة الذرة (تجربة غولدشتاين)
- النماذج الذرية المقترحة (نموذج طومسون ؛ نموذج رذرفورد)
- مكونات النواة
 - البروتون
 - النيوترون

3- الكتابة الرمزية للعناصر

- الكتلة الوسطية للنظائر
- فصل النظائر (مطيافية الكتلة Bainbridge)

4- ضياع الكتلة ; طاقة الربط النووي ; استقرار النواة

- تعريف الإلكترون فولط
 - المكافئ الطاقوي لوحدة الكتل الذرية
- ## الفصل الثالث: التفاعلات التي تحدث داخل النواة : (النشاط الإشعاعي)

- قانون النشاط الإشعاعي
- الفعالية المطلقة : (النشاط الإشعاعي)
- الطاقة النووية الناتجة
- أنواع الإشعاع
- النشاط الإشعاعي الاصطناعي
 - تفاعلات الاستحالة
 - تفاعلات الانشطار
 - تفاعلات الالتحام

الفصل الرابع: البنية الإلكترونية للذرة

1- نقد النموذج الذري لريذرفورد

- 2- الأشعة الكهرومغناطيسية
- 3- طيف الأشعة الكهرومغناطيسية
- 4- النظرية الكمية
- 5- الفعل الكهروضوئي
- 6- طيف ذرة الهيدروجين
 - طيف انبعاث ذرة الهيدروجين و قوانين توزيع الخطوط
 - طيف الانبعاث للأيونات أشباه الهيدروجين
- 7- النموذج الذري لبور
 - حساب الطاقة الحركية للإلكترون بالنسبة للهيدروجين
 - حساب الطاقة الحركية للإلكترون بالنسبة للهيدروجين
 - تعيين نصف قطر المدارات للهيدروجين و أشباهه
 - تعيين سرعة الإلكترون على مداره
 - تعيين عبارة القدرة الكلية
- 8- طاقة الانبعاث
- 9- طاقة التأين للهيدروجين و أشباه الهيدروجين
- 10- تفسير أطياف الامتصاص و الانبعاث لذرة الهيدروجين و أشباهه حسب نظرية بور
- 11- النموذج الذري لسومرفيلد
 - العدد الكمي الرئيسي
 - العدد الكمي الثانوي
 - العدد الكمي المغناطيسي
 - العدد الكمي للف الذاتي

الفصل الخامس : النماذج المرتكزة على الميكانيك الموجي

- 1- ازدواجية المادة و الموجة
 - حالة الضوء
 - حالة المادة: (نظرية Debroglie)
 - الازدواجية موجة-جسيم بالنسبة للإلكترون
- 2- مبدا عدم التاكيد لهيزنبارغ
- 3- معادلة شرودينجر Schrödinger

- حلول معادلة شرودينجر لبعض المحطات الذرية لذرات شبيهة الهيدروجين
- التمثيل الذري الفراغي للاربيطالات الذرية

4- تعميم على الذرات متعددة الالكترونات

- قاعدة Klechkowski
- توزيع مستويات و تحت مستويات الطاقة
- تمثيل الاوربيطالات الذرية بالحجيرات الكمية
- قواعد ملئ الاوربيطالات
- مبدأ الاستبعاد Pauli
- قاعدة Hund

5- تمثيل البنية الالكترونية للذرة

- التوزيع الالكتروني
- التشكيل الالكتروني
- تعاريف عامة: (الكترونات التكافؤ؛ الكترونات القلب؛ تحت الطبقات الخارجية و الداخلية؛ قاعدة تايين الذرات)

الفصل السادس : التصنيف الدوري للعناصر

1- دراسة الجدول الدوري

2- تعيين موقع عنصر كيميائي

- تعيين الجناح و المجموعة لعنصر ما
- تعيين الفوج و السطر و العمود

3- الخواص الذرية و الدورية

- طاقة التأين E_i
- نصف القطر الذري r_n
- الألفة الالكترونية لعنصر A
- الكهروسالبية X :
- الطبيعة المعدنية

الفصل السابع : الروابط الكيميائية

1- انواع الروابط الكيميائية

- الروابط داخل الجزيء

➤ الرابطة الايونية

➤ الرابطة المشتركة

❖ الاوربيطالات الجزيئية

❖ الرابطة المشتركة المستقطبة (ثنائي القطب الكهربائي ؛ عزم ثنائي القطب في حالة

جزيء ثنائي الذرة AB؛ عزم ثنائي القطب للجزيئات متعددة الذرات)

➤ حساب طول الرابطة

- بنية الايونات و الجزيئات متعددة الذرات

➤ التكافؤ (صيغة Lewis)

➤ صيغة Lewis

- الرابطة التساندية (المانحة)

➤ المعقدات

➤ تهجين المحطات الذرية – هندسة الجزيئات-

❖ التهجين sp^3

❖ التهجين sp^2

❖ التهجين sp

➤ تهجين المحطات d

❖ التهجين dsp^2

❖ التهجين d^2sp^3

❖ التهجين $sp^3 d$

2- الجزيئات ذات روابط مضاعفة

3- الروابط بين الجزيئات

- رابطة فانديرفولس

- الرابطة الهيدروجينية

الفصل الاول

مفاهيم عامة

I. تعريف المادة

المادة هي كل جسم في الكون له كتلة غير معدومة و قد يكون نقية او غير نقية.

II. الخواص الفيزيائية للمادة**1.II- الاجسام الغير نقية**

توجد على شكل خلأط من الجزئان و خواصها الفيزيائية و الكيميائية متغيرة و هي نوعان :

1. الخليط المتجانس :

لا يمكن التمييز بين مكوناته بالعين المجردة, أي انه يتشكل من طور واحد و لا يمكن فصل مكوناته بالطرق الميكانيكية البسيطة.

مثال : محلول الملح في الماء.

2. الخليط الغير متجانس :

يمكن التمييز بين مكوناته بالعين المجردة, أي انه يتشكل من عدة أطوار حيث يمكن فصلها بالطرق الميكانيكية البسيطة.

مثال :

**2.II- الاجسام النقية**

هي الأجسام التي تحتوي على جزيئات متماثلة و عدم تغير خواصها الفيزيائية و الكيميائية. يمكن ان تكون بسيطة أو مركبة.

1. الأجسام البسيطة :

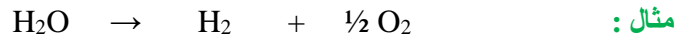
هي الأجسام التي تتكون من شكل واحد من الذرات. **مثال:** Cl_2, O_2, Fe

2. الأجسام المركبة :

هي الأجسام التي تتكون من عدة نوع من الذرات. **مثال:** $H_2O, CH_4, HClO_4$

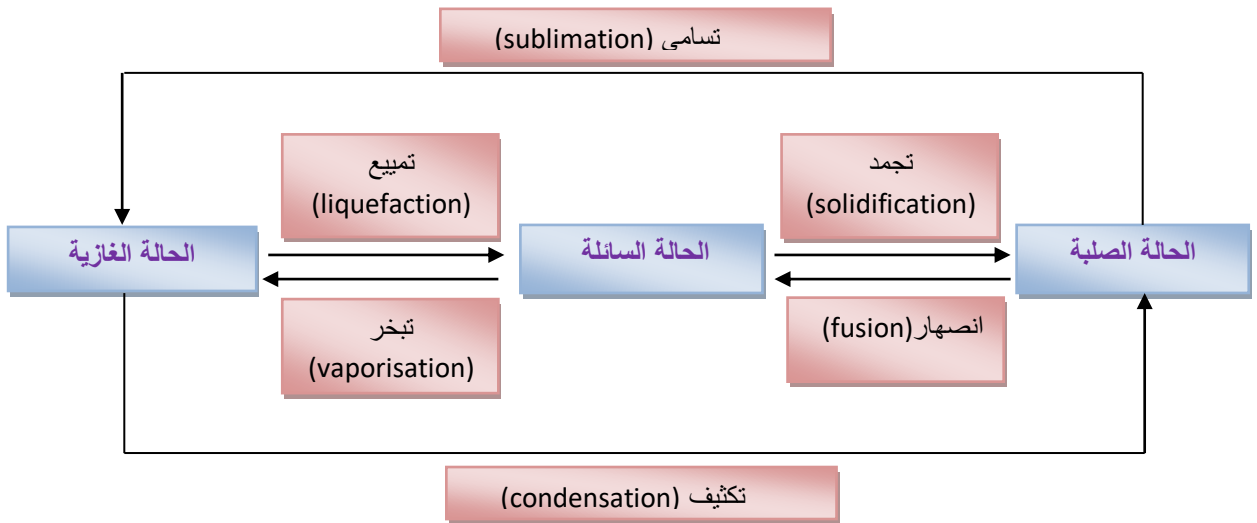
ملاحظة :

يمكن للجسم النقي المركب أن يتفكك إلى أجسام نقية بسيطة.



3.II- حالات المادة

توجد المادة في الطبيعة على ثلاث حالات : صلبة, سائلة أو غازية (الضغط و درجة الحرارة عاملان أساسيان لتعبير حالة المادة) .



ملاحظة : توجد حالة رابعة تسمى البلازما (درجة حرارة $10^6 \text{ }^\circ\text{C}$).

III. المادة و مكوناتها

1.V- مفهوم الجزيئ و الذرة

(1) مفهوم الذرة :

الذرة هي اصغر دقيقة يمكن أن تنقسم إليها مادة ما دو أن تتحول إلى مادة أخرى و هي التي تميز خواصها, يمكنها أن تتدخل في تفاعل مع مكون بسيط آخر لتعطي أجساما مركبة.

(2) مفهوم الجزيئ :

هو اتحاد مجموعة من الذرات لتكون مادة نقية ذات خواص مميزة.

2.V- مفهوم المول : (عدد أفوقادرو Avogadro)

يمثل المول وحدة الكميات في النظام الميكروسكوبي و هو العدد الثابت N من الذرات أو الجزيئات أو الجسيمات التي تحتويها كتلة معينة من جسم نقي. يسمى N عدد أفوقادرو و الذي يمثل أيضا عدد الذرات أو الجزيئات أو الجسيمات الموجودة في غاز حجمه 22.4 لتر في الشروط النظامية ($T=0^\circ\text{C}$, $p=1\text{atm}$).

لقد أدت معظم القياسات الفيزيائية لتحديد هذا العدد حيث :

$$N = 6.023 \times 10^{23} \text{ ذرة, جزئ او شاردة}$$

$$n = \frac{m}{M}$$

يعطى عدد المولات n لمادة كتلتها m وكتلتها المولية M بالعلاقة التالية :

✓ الكتلة الذرية, الكتلة الجزيئية و الكتلة المولية :

كتلة مول من الذرات	←	الكتلة الذرية	+
كتلة مول من الجزيئات	←	الكتلة الجزيئية	+
مجموع الكتل الذرية التي تكون الجزئ	←	الكتلة المولية	+

3.V- وحدة الكتل الذرية

استعمال وحدة الغرام أو الكيلوغرام للتعبير عن كتل الذرات أو الجزيئات أو الشوارد في السلم الميكروسكوبي لم تعد مناسبة و ذلك لان القيمة العددية تكون صغيرة جدا (10^{-23}). لذلك نعرف وحدة الكتل الذرية (unité de masse atomique) **uma** كما يلي : $1/12 = 1\text{uma}$ من كتلة ذرة واحدة من الكربون.

حيث :

ذرة من الكربون N	→	12g
ذرة واحدة من الكربون	→	كتلة ذرة واحدة من الكربون

يعني :

$$12/N = \text{كتلة ذرة واحدة من الكربون}$$

$$1\text{uma} = \frac{1}{12} \times \frac{12}{N} = \frac{1}{N} \Rightarrow$$

$$1\text{uma} = 1.66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

و منه

ملاحظة : وحدة قياس المسافات في السلم الميكروسكوبي هي المتر و التي يقابلها الانغستروم (**Angström**) في السلم الميكروسكوبي والذي يرمز إليه بالرمز **Å** حيث :

$$1\text{Å} = 10^{-10}\text{m}$$

3.V- مفهوم تركيز مادة كيميائية

تركيز مادة كيميائية هو نسبة كمية المادة المذابة في كمية او حجم محلول ما الذي يعتبر كمادة مذيية. يعبر عن التركيز المولي في نظام الوحدات الدولي **بالمول/متر³** . كما تستخدم معظم المراجع العلمية في مجال الكيمياء وحدة **مول/دسم³**، وهي تساوي **مول/لتر** حيث:

$$\text{مول/لتر} = 10^{-3} = \text{مول/دسم}^3 = 10^{-3} = \text{مول/متر}^3$$

يرمز لهذه الوحدات التقليدية غالباً بالرمز M

➤ **الكسر المولي** : الكسر المولي هو النسبة بين عدد مولات أحد مكونات المحلول (n) إلى مجموع مولات كل مكوناته (n_t) . يرمز له بالرمز χ حيث:

$$\chi = \frac{n}{n_t}$$

مجموع الكسور المولية لخليط من المواد يساوي دائماً الواحد الصحيح حيث :

$$\sum \chi_i = 1 \Rightarrow \chi_1 + \chi_2 + \chi_3 + \dots + \chi_i = 1$$

➤ **النسبة المئوية المولية** : هي عدد المولات من المذاب في 100 مول من المحلول او هي الكسر المولي مضروباً في 100 . و يرمز لها بالرمز $\chi\%$ حيث :

$$\chi\% = \frac{n}{n_t} \cdot 100$$

➤ **النسبة المئوية الكتلية** تساوي كسر الكتلة مضروباً في 100 .

$$\text{نسبة المئوية الكتلية} = (\text{كتلة العنصر الكيميائي} \div \text{الكتلة الكلية للمركب}) \times 100 .$$

➤ **المولارية (M)** : التركيز المولي يسمى أيضاً **المولارية** و هي نسبة عدد مولات المذاب n إلى الحجم الكلي للمحلول V باللتر. يرمز لها بالرمز C حيث :

$$C = \frac{n}{V}$$

➤ **العيارية: (N)** هي عدد الأوزان المكافئة الجرامية (Eq) من المادة المذابة الموجودة في لتر من المحلول (V_{sol}) . يصاغ هذا القانون رياضياً كما يلي :

$$\text{العيارية} = \frac{Eq}{V_{sol}}$$

و يمكن حساب عدد المكافئات الجرامية (Eq) بقسمة وزن المادة بالجرام على الوزن المكافئ (w) كما بالعلاقة التالية:

$$Eq = \frac{m}{W}$$

حيث w : الوزن المكافئ للمادة المذابة ، والذي يمكن حسابه كما في العلاقة التالية:

$$w = \frac{M}{n_{(H^+; OH^-; e^-)}}$$

حيث : n - تمثل عدد المولات من وحدات أيونات الهيدروجين (H^+) أو الهيدروكسيد (OH^-) أو عدد الإلكترونات المشاركة في تفاعلات الأكسدة والاختزال.

- M الوزن الذري للمادة.

تعطى العلاقة بين المولارية و العيارية كمايلي:

$$N = M * n_{(H^+; OH^-; e^-)}$$

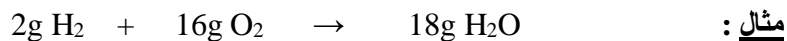
➤ **المولالية (m):** تسمى ايضا المولية الوزنية و هي عدد المولات من المادة مذابة في كيلو جرام واحد من المذيب .وحدة المولالية هي **مول /كيلوغرام**.

في الحالة العامة عندما تتغير درجة الحرار يكون استخدام التركيز المولي غير مناسب لأن حجم معظم المحاليل يعتمد على درجة الحرارة بسبب التمدد الحراري لذا يتم قياس التركيز بالمولالية .

IV. القوانين الأساسية في الكيمياء

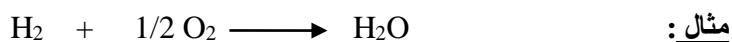
1. القانون الأول : قانون انحفاظ الكتلة (Lavoisier 1771)

تبقى كتلة نظام معزول ثابتة مهما كانت التحولات الكيميائية التي تطرأ عليه.



2. القانون الثاني : قانون انحفاظ العناصر (Lavoisier 1771)

إن طبيعة و كتل العناصر المختلفة الممكن استخلاصها من نظام تكون ثابتة مهما كانت التحولات الكيميائية التي تطرأ عليها.



انطلاقاً من الأكسجين و الهيدروجين يتكون جزئ الماء الذي يحتوي ذرتي H و O فقط.

ملاحظة :

تفاعلات النشاط الإشعاعي في الكيمياء النووية لا تخضع بشكل دقيق لهذين القانونين.

3. القانون الثالث : قانون النسب المعينة (Proust 1801)

النسب الوزنية للعناصر المتحدة تكون ثابتة في مادة كيميائية ما. بصيغة اخرى كل مركب كيميائي نقي مهما اختلفت طرق تحضيره فانه يتركب من عناصره نفسها متحدة مع بعضها بنسب كتلية ثابتة.

مثال :

التحليل الكيميائي لعينتان مختلفتان من مركب ذو الصيغة X_aY_b اعطى النتائج التالية :

العينة الاولى تحتوي على 25.13% من X.

العينة الاولى تحتوي على 0.3106g من X في 1.2360g من العينة .

تحقق من ان هذه النتائج تتماشى مع قانون Proust.

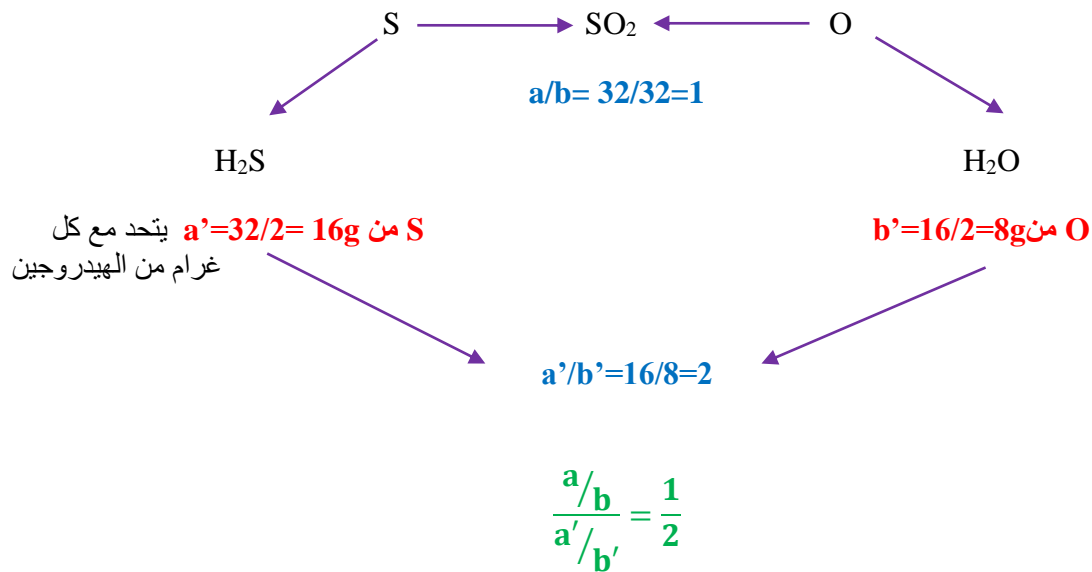
ملاحظة : لا يمكن تطبيق هذا القانون على النظائر.

4. القانون الرابع : قانون الأعداد المتناسبة (Richter 1802)

إذا اتحدتا عنصران فيما بينهما بالنسبة a/b و كانت a', b' كتلتي هذين العنصرين اللتان تتحدان بالكتلة نفسها c من

عنصر ثالث, فان النسبتين a/b و a'/b' فيما بينهما نسبة بسيطة.

مثال :



5. القانون الخامس : قانون النسب المضاعفة (Dalton 1803)

عندما يتحد عنصران لإعطاء عدة مركبات مختلفة فان الأوزان المختلفة لأحدهما التي تتحد بالوزن نفسه من العنصر

الأخر تكون نسب بسيطة فيما بينها.

N_2O	NO	N_2O_3	NO_2	مثال :
14	14	14	14	كتلة :N

كتلة O: 8 16 24 32

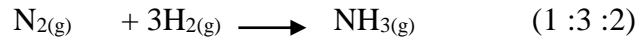
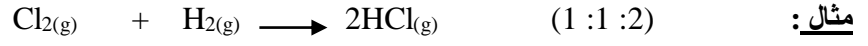
النسبة : 1 2 3 4

إذن هذه النسب تشكل متتالية بسيطة أساسها 1.

ملاحظة : الفحوم الهيدروجينية لا تخضع في تركيبها لهذا القانون.

6. القانون السادس : قانون اتحاد الغازات (Gay-Lussac 1809)

عند اتحاد غازين معا فان نسبة أحجامهما تكون بسيطة.



الفصل الثاني

مكونات المادة

I. مقدمة :

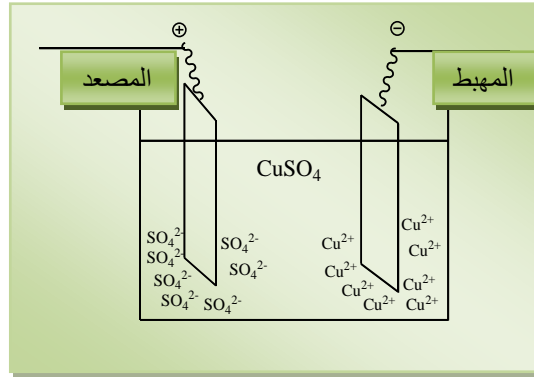
كان يعتقد بالاعتماد على المظهر الخارجي للمادة بأنها ذات بنية مستمرة. حتى جاء العالم **دالتون Dalton** في أواخر القرن 19 واثبت بان المادة منقطعة مهما كان المظهر الذي تبدو عليه و أن المادة النقية تتألف من مجموعة من الدقائق المتطابقة متناهية الصغر تسمى **الجزيئات** والتي تتكون بدورها من دقائق اصغر تسمى **الذرات**.

II. الذرة (l'atome) :

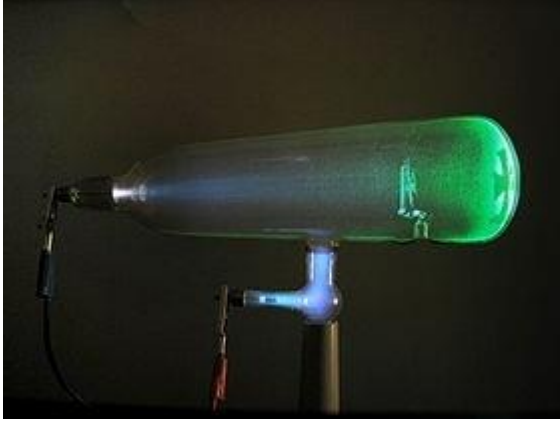
الذرة هي اصغر دقيقة يمكن أن تنقسم إليها مادة ما دون أن تتحول إلى مادة أخرى و هي التي تميز خواصها. و الذرة تتكون من دقائق اصغر منها و هي: **الالكترونات, النيترونات و البروتونات**.

III. اكتشاف مكونات الذرة :**1. الإلكترون :**

اثبت **Faraday** عام 1833 أن للمادة طبيعة كهربائية و أن الكهرباء تحتوي دقائق عنصرية مشحونة و الذرات تحتوي هذه الدقائق. و ذلك بملاحظته خلال تجاربه في التحليل الكهربائي و وزن المادة المترسبة على احد المسريين ثابتة بفعل كمية معينة من الكهرباء.

**❖ تجربة Crookes :**

عام 1879, **Crookes** أعطى البرهان القاطع على وجود الالكترونات و ذلك من خلال تجاربه عن قابلية النقل الكهربائي من طرف الغازات.



تعتبر الغازات مواد عازلة للكهرباء في الظروف العادية ولكن عندما أخضعها Crookes لتوتر عالي (50000v) و تحت ضغط اقل من 1mmHg تنهار مقاومتها و تسمح بمرور التيار الكهربائي فتصدر أشعة تسمى **الأشعة المهبطية** عند ضغط يساوي 0.01mmHg. فاستنتج هذا العالم أن المادة تحمل دقائق صغيرة جدا و هي المسؤولة على هذه الأشعة و تتميز بأنها :

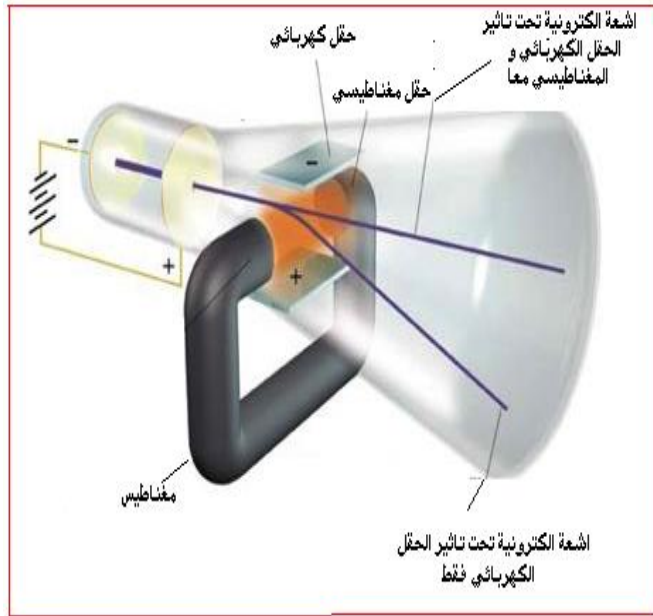
- تنتشر حسب مسارات مستقيمة تمتصها وتوقفها المادة.
- لها طاقة ميكانيكية وبالتالي تتميز بكتلة.
- تنحرف عند تأثير المجال الكهربائي أو المغناطيسي نحو القطب الموجب، أي أنها ذات شحنة سالبة.

توجد هذه الدقائق في جميع الأجسام مهما كان نوع الغاز المستعمل في أنبوب التفريغ و هي من مكونات المادة التي دعاها **Stoney** عام 1894 **الإلكترونات**.

❖ مميزات الإلكترون:

⚡ تجربة Thomson لتعيين النسبة (1897) e/m_e :

قام العالم طومسون **Thomson** في مختبر كافندش في كامبردج ببريطانيا بإجراء تجربة ناجحة تمكن فيها من قياس النسبة بين شحنة الإلكترون إلى كتلته، حيث اعتمد في ذلك على قياس انحراف الإلكترون في وسط فيه مجال كهربائي ومجال مغناطيسي. * في المرحلة الأولى من التجربة طبق على الحزمة الإلكترونية حقل كهربائي وحقل مغناطيسي معا :



- بفعل الحقل الكهربائي فقط تخضع الحزمة الإلكترونية لتأثير القوة الكهربائية F_e حيث :

$$q.EF_e =$$

- q الشحنة الكهربائية وحدتها الكولوم (C) و E المجال الكهربائي و يعطي بالفولط/المتر (volt/m).
- F_e عمودية على محور السرعة اي عمودية على \vec{E} و معاكسة له في الاتجاه.

- بفعل الحقل المغناطيسي تنحرف الحزمة الإلكترونية تحت تأثير القوة المغناطيسية F_m

$$F_m = q.v.B$$

- q الشحنة الكهربائية و v سرعة الشحنة و B المجال المغناطيسي وحدته (Tesla) حيث : $1T = N.s/m.C$.

- F_m عمودية على مستوي السرعة \vec{v} و الحقل المغناطيسي \vec{B} .

- اتجاه F_m يعطى بقاعدة الأصابع الثلاثة و في هذه الحالة إلى الأسفل.

تعدل شدة الحقل الكهربائي و الحقل المغناطيسي بحيث تتخذ الحزمة مسارها الأفقي الابتدائي فيصبح مجموع القوى المؤثرة في الحزمة معدوم.

$$\vec{F}_e \parallel \vec{F}_m$$

$$v = E/B$$

و منه $q \cdot E \cdot B \cdot v$ \Rightarrow

* و في المرحلة الثانية يحذف الحقل المغناطيسي ثم يفاص الانحراف الناتج بفعل الحقل الكهربائي E. عند خروج الحزمة الالكترونية من الحقل الكهربائي تصطدم بالشاشة في النقطة M.

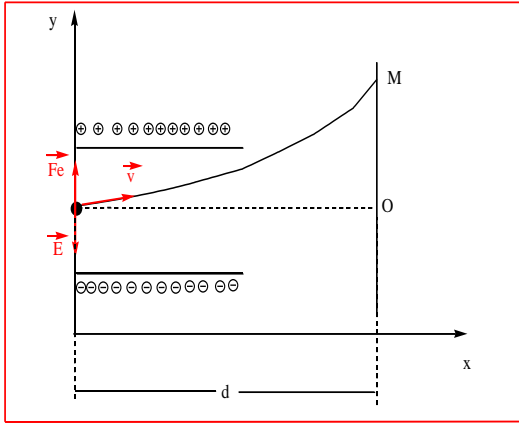
مجموع القوى المؤثرة على الحزمة تعطى كما يلي :

$$\sum F_{ex} = m_e \cdot \gamma = F_e$$

$$\gamma = \frac{q \cdot E}{m_e}$$

$$\Rightarrow q \cdot E = m_e \gamma \Rightarrow$$

حيث m_e كتلة الإلكترون و γ تسارع حركته.



- الحركة على المحور (ox) مستقيمة منتظمة :

$$x = v \cdot t \Rightarrow t = x/v$$

- الحركة على المحور (oy) متسارعة بانتظام :

$$y = \frac{1}{2} \cdot \frac{q \cdot E}{m_e} \cdot \frac{x^2}{v^2}$$

بتعويض القيم $q=e$; $x=d$; $y=OM$ نجد :

$$\frac{e}{m_e} = \frac{2 \cdot OM \cdot v^2}{E \cdot d^2}$$

و من معرفة سرعة الإلكترون و المعطيات الهندسية للجهاز استطاع طومسون أن يحدد القيمة العددية لهذه النسبة و هي :

$$e/m_e = 1.7589 \times 10^{11} \text{ coulomb/kg}$$

التمرين:

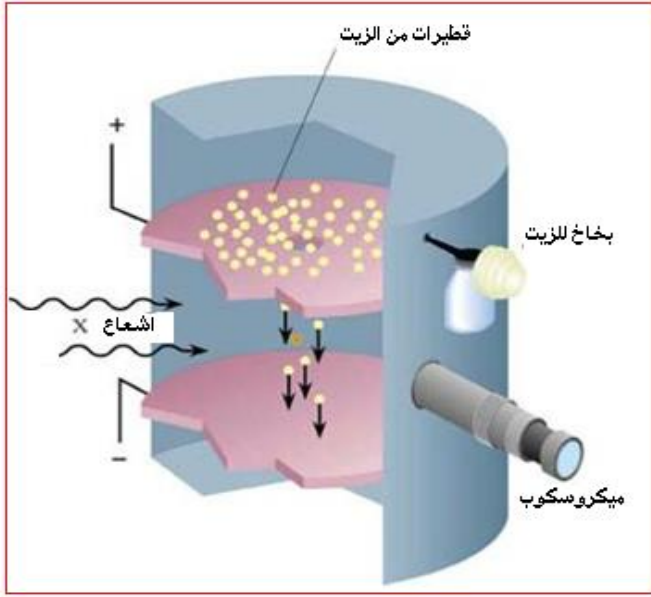
حسب تجربة طومسون تخضع حزمة من الالكترونات الى حقل كهربائي شدته $2 \times 10^4 \text{ volt/m}$ خاضع بين لبوسي مكثف طوله 10cm و تحريض مغناطيسي معاكس شدته 10^{-3} tesla فتكتسب سرعة ثابتة.

- احسب قيمة هذه السرعة.

تنحرف هذه الحزمة من الالكترونات بمجرد نزع الحقل المغناطيسي بمقدار 4.4cm .

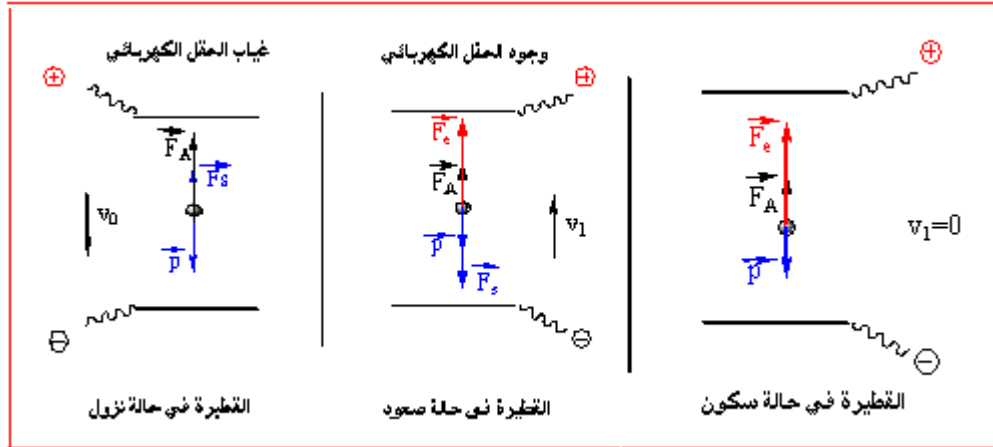
- اوجد عبارة الانحراف.

- احسب قيمة النسبة e/m_e .

تجربة Millikan لتعيين قيمة e و m_e : (1909)

يحتوي جهاز ميليكان على زوج من الصفائح المعدنية الأفقية المتوازية. عند تطبيق فرق جهد V على الصفائح، ينشئ بينهما حقلا كهربائيا في الفراغ حيث $E = V / d$ والمسافة بين اللوحين. توجد باللوح العلوية فتحة عند المركز لإدخال قطرات من الزيت عن طريق رشاش و يمكن رؤيتها عن طريق مصدر ضوئي وميكروسكوب. تشحن القطرة باستخدام أشعة X.

يمكن تمييز ثلاث حالات :



➤ عند انعدام الحقل الكهربائي تسقط القطيرة تحت تأثير ثلاث قوى :

➔ - قوة الثقل (اتجاهها إلى أسفل): p

حيث $p = m g$

m : كتلة القطيرة و g : الجاذبية الأرضية

بفرض أن القطيرة دائرية الشكل حجمها V و نصف قطرها r وكثافة الزيت ρ فتصبح كتلتها تساوي

$$m = \rho \cdot V = \rho \cdot \frac{4}{3}\pi r^3 \quad \text{ومن هنا نجد} \quad p = (4/3)\pi r^3 \cdot \rho \cdot g$$

➔ - قوة دفع الهواء (اتجاهها إلى أعلى): (دافعة أرخميدس) F_A

حيث $F_A = m' g$

m' : كتلة الهواء المزاح و تساوي حجم القطرة V في كثافة الهواء ρ_0 منه : $F_{A\uparrow} = (4/3)\pi r^3 \cdot \rho_0 \cdot g$

➔ - قوة اللزوجة (قوة ستوكس): F_s

واتجاهها أيضا **ضد حركة القطرة** و تتناسب مع سرعة القطرة v_0 ومعامل لزوجة الهواء η (Kg/m.s) و نصف قطرها r حيث :

$$F_s = 6\pi\eta r v_0$$

➔ في وجود الحقل الكهربائي تصعد القطيرة تحت تأثير أربعة قوى ، القوى الثلاث السابقة مع وجود:

- القوة الكهربائية: F_e

حيث $F_e = q \cdot E$

➤ في الحالة الأخيرة تعدل شدة الحقل الكهربائي بحيث تصبح القطيرة ثابتة: أي أن السرعة معدومة إذن قوة سطوكس معدومة $F_s = \vec{0}$ ومنه تخضع القطيرة لثلاث قوى: قوة الثقل، قوة أرخميدس و القوة الكهربائية.

- تتحرك القطيرة بسرعة ثابتة و ذلك بفعل مقاومة الوسط إذن التسارع معدوم فنطبق المبدأ الأساسي في التحريك في كل مرحلة
- تسمح كل هذه المعطيات بحساب المجهو $\sum \vec{F}_{ex} = \vec{0}$ و الشحنة q فنجد:

$$q = \frac{6\pi\eta r}{F} (v_1 + v_0)$$

و

$$r = \frac{\eta v_0}{F}$$

قيم الشحنة q المحددة هي دائما أضعاف تامة للقيمة e التي هي اصغر شحنة كهربائية يمكن أن تحملها قطرة الزيت و هي تسمى الشحنة الكهربائية العنصرية و قيمتها العددية

$$e = 1.6 \times 10^{-19} \text{coulomb}$$

وبمعرفةنا قيمة e و m_e أمكننا تحديد كتلة الإلكترون حيث:

$$m_e = 9,108 \times 10^{-31} \text{Kg}$$

تمرين

يستخدم جهاز ميليكان لدراسة حركة قطيرة مشحونة من الزيت في الهواء.

1. في غياب الحقل الكهربائي تسقط القطيرة مسافة 2.66mm خلال 12 S .

- احسب نصف قطر القطيرة و استنتج كتلتها.

2. تبقى القطيرة ثابتة و ذلك عندما نخضعها إلى الحقل الكهربائي. البعد بين لابوسي المكثفة 2cm و الفرق في الكمون بينهما

يساوي 4320volt .

- ما هي شحنة القطيرة المكتسبة .

- قارن بين هذه الشحنة و الشحنة العنصرية. ماذا تستنتج؟

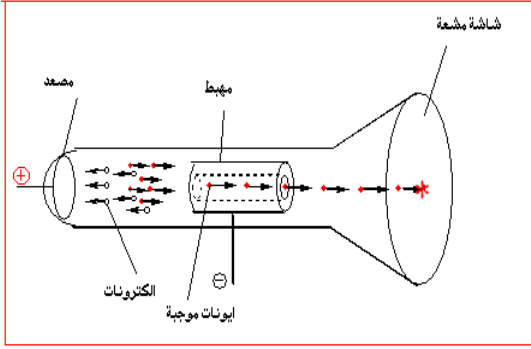
معطيات (MKSA) $\eta = 18 \times 10^{-6}$; $g = 9.81 \text{m/s}^2$; $\rho_{\text{الزيت}} = 900 \text{Kg/m}^3$

2. نواة الذرة :

بصفة عامة و حسب قوانين الطبيعة كل شيء مشحون متوازن كهربائيا هذا ما أدلى التفكير أن وجود جسيمات سالبة

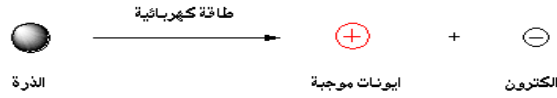
(الالكترونات) داخلية في تركيب المواد يستلزم وجود جسيمات موجبة أيضا.

❖ إثبات وجود النواة: (تجربة غولدستاين 1886 Goldstein)

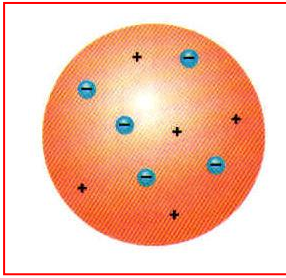


أخذ Goldstein نفس تجربة Crookes واستبدل مكان المهبط والمصدد كما استبدل المهبط بآخر مثقوب. فلاحظ بجانب إصدار الأشعة المهبطية الناتجة عن الإلكترونات، انتشار إشعاع خلف المهبط (في اتجاه معاكس لمسار الإلكترونات) والذي يبدو من خلال لمعان في نهاية الأنبوب وقد نسبت إلى دقائق شحنتها موجبة لأنها تنحرف بفعل الحقل الكهربائي في اتجاه القطب السالب وسميت **الأشعة القنوية**. كما تتعلق هذه الأشعة بنوعية الغاز المستعمل.

إذن المادة تتكون من الكثرونات و جسيمات مشحونة بشحنة موجبة و يمكن تمثيلها بالشكل:



اصطدام الإلكترونات الآتية من المهبط مع ذرات الغاز تنتج هذه الأيونات الموجبة. الإلكترونات المتجهة إلى المصدد تأتي من المهبط و من ذرات الغاز.



النماذج الذرية المقترحة:

➤ نموذج طومسون : (Thomson)

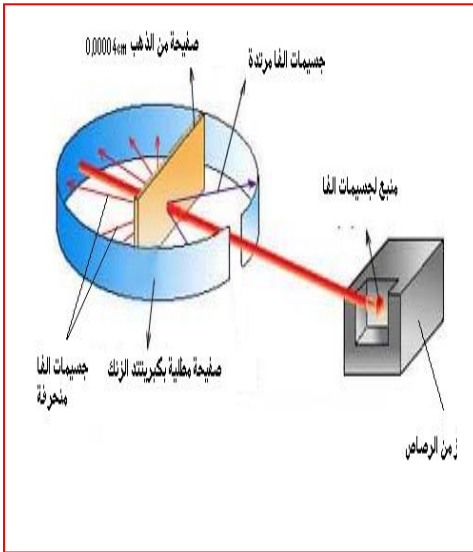
وضع طومسون تصوره للذرة فقال بأن الذرة عبارة عن جسيم كروي موجب الشحنة تتخلله الكثرونات سالبة الشحنة.

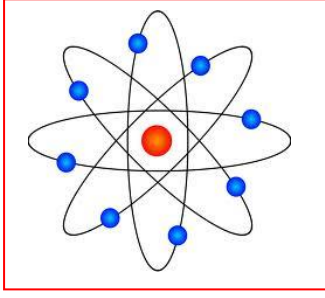
➤ نموذج رذرفورد : (Rutherford)

في عام 1911 أجرى رذرفورد تجربته التي أدت إلى التأكيد من وجود النواة حيث قام بإسقاط جسيمات α والتي مصدرها عنصر البولونيوم المشع على صفيحة رقيقة جداً من الذهب وقام بتتبع هذه الجسيمات بعد سقوطها على الصفيحة باستخدام لوح مطلي بمادة كبريتيد الزنك (مادة تتوهج عند سقوط جسيمات α عليها) فوجد التالي :

معظم الجسيمات نفذت دون أن تعاني أي انحراف وبعض الجسيمات نفذت ولكنها انحرفت عن مسارها، وجزء قليل من الجسيمات انعكس وارتد عن مساره للخلف. مع عدم إتلاف الورقة الذهبية. وقد استطاع رذرفورد تفسير هذه الملاحظات كالتالي:

مرور جزء كبير من جسيمات α يعني أن هناك فراغ كبير في الذرة والجسيمات المرتدة عن مسارها لا بد وأن تكون قد صادفت جزء في الذرة صغير الحجم عالي الكتلة وموجب الشحنة فاصطدمت به وارتدت للخلف، وهذا معناه أن البروتونات متجمعة في جزء صغير في وسط الذرة. أما الجزء الذي انحرف نتيجة مروره بالقرب من هذه النواة.





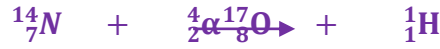
كما قام رذرفورد بحساب النسبة بين نصف القطر الذري R_A ونصف القطر النووي R_N فوجد $R_A/R_N = 10^4$ وهذا يعني أن النواة تحتل جزء صغير من الذرة.

وهنا وضع رذرفورد تصوره عن الذرة وذكر بأن الذرة عبارة عن جسيم يتألف من نواة صغيرة الحجم ثقيلة الوزن موجبة الشحنة تحوي البروتونات الموجبة وحولها يوجد فراغ كبير يحوي الإلكترونات السالبة.

❖ مكونات النواة:

A. البروتون: (Rutherford 1919)

لاحظ راذرفورد أنه عندما يتم قذف جسيمات ألفا خلال غاز النيتروجين، فإنه تنتج نواة الأكسجين مصحوبة بدقائق تنحرف نحو اللبوس السالب عند تعريضها لمجال كهربائي أي أنها تحمل شحنة موجبة كما لا تختلف عن نواة الهيدروجين في تركيبها. تسمى **بروتون (P)**، من الكلمة الإغريقية بروتوس والتي تعنى الأول.



$$q_p = +1.6 \times 10^{-19} c$$

و مميزات البروتونات هي: شحنته :

$$m_p = 1.6726 \times 10^{-27} Kg$$

كتلته:

B. النوترون: (Chadwick 1932)

اكتشف العالم شاولديك (Chadwick) النيترون حيث قذف هدفا من البريليوم بجسيمات ألفا مستخدما لوح من البرافين لتعمل على تقليل سرعة الجسيمات المتحررة و نتج عن ذلك جسيمات لها قدرة نفاذ عالية وأثبت أن هذه الجسيمات هي عبارة عن جسيمات غير مشحونة لأنها لا تنحرف عن مسارها بفعل الحقل الكهربائي أو المغناطيسي. كتلتها مساوية لكتلة البروتون سماها **النيترونات (N)**. مميزاتا هي:

شحنتها معدومة و كتلتها:

$$M_N = 1.6744 \times 10^{-27} Kg$$

ملاحظة:

كان يعتقد أن البروتونات و النيترونات هي جسيمات أولية حتى عام 1964 أين كان ظهور **نموذج الكوارك** بواسطة فرضية **موري جيلمان و جورج سويج**، وقد كان هناك دليل ضعيف على وجودها المادي حتى سنة 1968. للكوارك ست أنواع وتسمى **بالنكهات** وهي: **العلوي، السفلي، الساحر، الغريب، القمي، والقمي**؛ وقد كان الكوارك القمي هو آخر ما تم اكتشافه من الكواركات وذلك سنة 1995 عندما تمت ملاحظته لأول مرة في معهد فيرميلاب.

الكوارك هو **جسيم أولي** وأحد المكونين الأساسيين للمادة وهي مترابطة مع بعضها بقوى شديدة. تجتمع الكواركات معا لتشكل **جسيمات مركبة** تسمى **هادرونات**، الأكثر استقرارا منها البروتونات والنيترونات.

- ويتم تصنيف البروتونات على أنها **بايرون** وتتكون من 2 **كوارك** أعلى و 1 كوارك أسفل.
- و النيترونات على انه بايرون و تتكون من 2 كوارك أسفل و 1 كوارك أعلى.

IV. الكتابة الرمزية للعناصر:

تكتب العناصر الكيميائية على شكل:

حيث: - X يمثل العنصر الكيميائي;

- Z يمثل العدد الذري و يساوي عدد الالكترونات و يساوي عدد البروتونات أو يسمى العدد الشحني.
- A يمثل العدد الكتلي ويعبر عن عدد النيكليونات أي عدد النوترونات + N عدد البروتونات: A=Z+N

V. النظائر: (les isotopes)

هي عناصر لها نفس العدد الذري Z و تختلف في عددها الكتلي A. لهذه العناصر نفس الخواص الكيميائية.

مثال: نظائر الهيدروجين: بروتون ${}^1_1\text{H}$; دوتيريوم $(\text{D})^2_1\text{H}$; تريتيوم $(\text{T})^3_1\text{H}$

نظائر الأكسجين: ${}^{16}_8\text{O}$; ${}^{18}_8\text{O}$; ${}^{15}_8\text{O}$;

ملاحظة: العناصر التي لها نفس العدد الكتلي تسمى **الايزوبارات**. اما العناصر التي لها نفس عدد النيوترونات تسمى **الايزوتونات**.

(1) الكتلة الوسطية للنظائر:

كتلة ذرة عنصر هي كتلة وسطية لخليط طبيعي من نظائر هذا العنصر بحيث:

$$\text{الكتلة الوسطية} = \frac{\sum A_i M_i}{100}$$

A_i نسبة النظير i

M_i الكتلة الذرية للنظير.

مثال: Z = 18

يوجد الأرجون في الطبيعة على شكل خليط من النظائر التالية:

${}^{36}\text{Ar}$ نسبته 0.337% و كتلته 35,968

${}^{38}\text{Ar}$ نسبته 0.063% و كتلته 37,963

${}^{40}\text{Ar}$ نسبته 99.6% و كتلته 39,962

$$\text{كتلته الوسطية} = \frac{35,968 \times 0,337 + 37,963 \times 0,063 + 39,962 \times 99,6}{100} = 39,947$$

تمرين

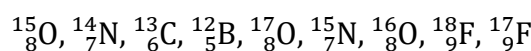
السليسيوم الطبيعي هو مزيج من ثلاث نظائر مستقرة: ${}^{30}_{14}\text{Si}$, ${}^{29}_{14}\text{Si}$, ${}^{28}_{14}\text{Si}$

الوفرة الطبيعية للنظير الاوفر تساوي 92.23% و الكتلة المولية للسليسيوم الطبيعي تساوي 28.085 g/mol.

1- اي النظائر الثلاث هو الاوفر

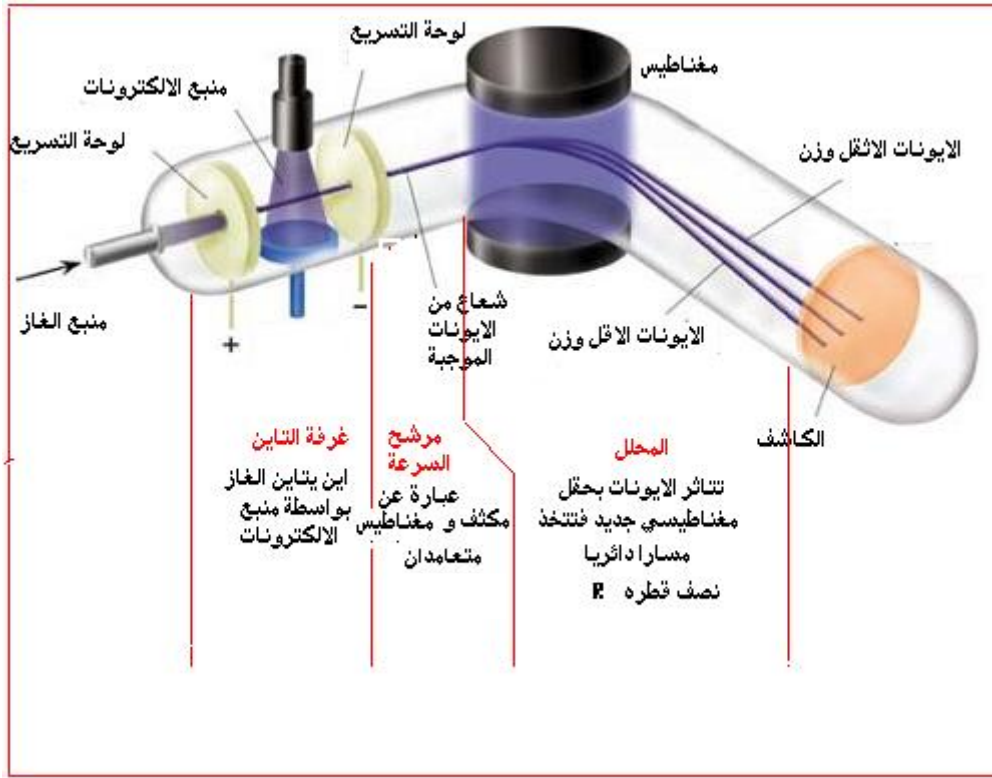
2- احسب وفرة النظيرين المتبقين.

(1) صنف الانوية التالية حسب التقسيم التالي: 1- النظائر 2- الازوبارات 3- الايزوتونات



(2) فصل النظائر: (مطيافية الكتلة Bainbridge 1933)

يتم فصل النظائر بواسطة جهاز بانبريدج حيث أن لكل نظير ذو كتلة m يرفق نصف قطر R .



- في مرشح السرعة: القوة المغناطيسية F_m تساوي القوة الكهربائية F_e لكي تتخذ الحزمة الأيونية مسارا مستقيما

$$F_e = F_m \Rightarrow qE = qvB \Rightarrow v = \frac{E}{B}$$

- في المحلل: القوة المغناطيسية F_m تساوي القوة الطاردة المركزية F_c حيث $F_c = \frac{mv^2}{R}$

$$qvB' = \frac{mv^2}{R} \Rightarrow \frac{q}{m} = \frac{v}{RB'}$$

$$\frac{q}{m} = \frac{E}{BB'R}$$

q : قيمة الشحنة التي يحملها الايون (coulomb);

m : كتلة الايون (Kg);

R : نصف قطر المسار الدائري للايون (m);

E : شدة المجال الكهربائي (volt/m);

B : شدة المجال المغناطيسي داخل مرشح السرعة (tesla);

B' : شدة المجال المغناطيسي داخل محلل (tesla).

تمرين

يصدر منبع مطيافية الكتلة لبانبرج ايونات ${}^2+{}^7Li$ و ${}^2+{}^6Li$ تدخل بعد ذلك في مرشح السرعة حيث تخضع لحقل مغناطيسي $0.05 =$ tesla B1 و حقل كهربائي متعامدان و $E = 2408$ volt/m تخضع هذه الايونات بعد ذلك في المحلل الى حقل مغناطيسي B2 شدته تساوي B1.

1- احسب أنصافأقطار مسارات الايونات في المحلل

2- احسب المسافة الفاصلة بين نقطتي اصطدام الايونات على الشاشة.

.VI ضياع الكتلة ; طاقة الربط النووي; استقرار النواة

a. ضياع كتلة النواة :

كتلة النواة المقاسة تجريبيا بمطيافية الكتلة هي دائما اقل من مجموع كتل الجسيمات التي تكونها يسمى هذا الفرق بالضياع في

الكتلة و يعود هذا الضياع إلى تكوين النواة انطلاقا من النيكليونات كما يرافق هذا الضياع تحرير طاقة حسب النظرية النسبية

لاينشتاين (Einstein 1905):

كجملعة تتبادل طاقة معالوسط الخارج جيبا الإشعاعا وبالتحويلات الحراري، تتغير طاقتها ΔE وتتغير كتلتها فيالسكونية حيث:

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

ΔE = الطاقة المتحررة (J)

Δm = الضياع في الكتلة (kg)

$c = 2,99792 \cdot 10^8$ m/s سرعة الضوء

عندما يتخلى الجسم عن طاقة للوسط الخارجي، فإن كتلته تنقص (ΔE و $m\Delta$ سالبتان).
عندما يكتسب الجسم طاقة من الوسط الخارجي، فإن كتلته تزيد (ΔE و $m\Delta$ موجبتان).

وتعطى عبارة الضياع في الكتلة كمايلي :

$$\Delta m = [p m_Z + (A - Z)m_N] - M\left(\frac{A}{Z}X\right)$$

كتلة البروتون

العدد الشحني

العدد الكتلي

كتلة النوترون

الكتلة التجريبية
للنواة

b. طاقة الربط النووي :

هي الطاقة اللازمة لتفكيك النواة إلى نكليونات (بروتونات + نوترونات).

مثال :

ما هي طاقة ربط نواة الحديد ${}^{56}_{26}Fe$ مع العلم ان $M(Fe) = 55.9375$ uma ; $m_N = 1.0086$ uma ; $m_p = 1.0072$ uma

c. استقرار النواة:

نميز استقرار نواة ذرة ما بحساب طاقة الربط الوسطية a المعرفة كمايلي:

$$a = \frac{\Delta E}{A}$$

- كلما كانت طاقة الربط الوسطية كبيرة كلما كان العنصر أكثر استقرار

مثال :

قارن بين استقرار نواة الحديد ${}^{56}_{26}Fe$ و نواة 4_2He ($M_2^4He = 4.0017$ uma)

❖ تعريف الإلكترون فولط (ev):

وحدة الطاقة الجول كبيرة جدا بالنسبة لتطبيقها على الإلكترونات و في دراسة الذرة لهذا اخترع الفيزيائيون وحدة للطاقة صغيرة لتسهيل الحسابات عند دراسة الجسيمات الأولية، وكذلك في مجال فيزياء المواد الصلبة. ويستعمل الفيزيائيون والكيميائيون في عملهم وحدة الإلكترون فولط ev، ومقا الإلكترون فولت Mev.

الإلكترون فولط هو قدرة إلكترون خاضع لفرق جهد قدره 1 فولط.

$$E=q \times U \quad \text{طاقة شحنة خاضعة لفرق جهد } U \text{ تعطى بالعلاقة :}$$

شحنة الإلكترون $1,6 \times 10^{-19} \text{c}$ إذن

$$1 \text{ ev} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ c} \times 1 \text{ volt} \Rightarrow 1 \text{ ev} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ c} \times \text{volt}$$

$$1 \text{ ev} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ joule}$$

$$1 \text{ Mev} = 10^6 \text{ ev}$$

❖ المكافئ الطاقي لوحدة الكتل الذرية :

هي الطاقة التي تحملها كتلة قدرها 1uma

$$\Delta E = \Delta m \times C^2$$

$$\Delta E = 1 \times 1,66 \times 10^{-27} \times (3 \times 10^8)^2$$

$$\Delta E = 14,94 \times 10^{-11} \text{ J}$$

$$J = (\text{Kg.m})/\text{s}$$

$$\Delta E = \frac{14,94 \times 10^{-11}}{1,6 \times 10^{-19}} = 9,31 \times 10^8 \text{ ev}$$

بتحويلها ل ev نجد :

$$\Delta E = 931 \text{ Mev}$$

ومنه :

$$1 \text{ uma} \longrightarrow 931 \text{ Mev}$$

تمرين

تتكون نواة الليثيوم من أربعة نيوترونات و ثلاث بروتونات احسب بوحدة uma الكتلة النظرية لهذه النواة و قارنها بقيمتها الحقيقية (7.01601).

احسب طاقة الربط لهذه النواة بوحدة الجول و الميغا إلكترون فولط.

$$m_p = 1.0072 \text{ uma} ; m_N = 1.0086 \text{ uma}$$

الفصل الثالث

التفاعلات التي تحدث داخل النواة

(النشاط الإشعاعي)

1- تعريف :

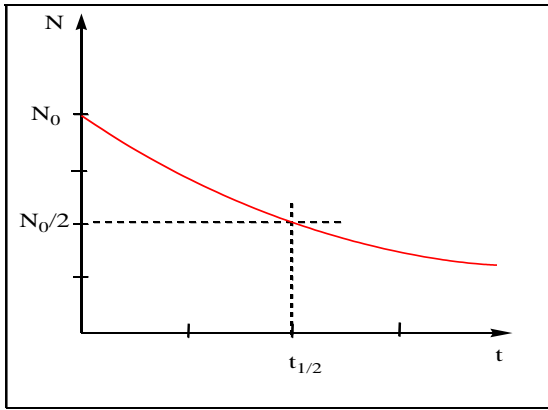
النشاط الإشعاعي عبارة عن تفتت تلقائي تدريجي يحدث لأنوية ذرات عناصر معينة تسمى **مشعة** أي أنها تصدر إشعاعات غير مرئية و يعود اكتشاف النشاط الإشعاعي الطبيعي إلى العالم **هنري بيكريل (Henri Becquerel)** عام **1896**. يتوقف النشاط الإشعاعي للعناصر على عاملين :

❖ **طاقة الربط الوسطية :** كلما كانت هذه الطاقة كبيرة كلما كان العنصر مستقرا و العكس صحيح.

❖ **عدد النكليونات :** عندما تكون $Z \geq 82$ العناصر تكون غير مستقرة أي أن النسبة $\frac{A-Z}{Z} \geq 1.5$. و هذا لان قوى التناثر بين البروتونات داخل النواة تزداد.

2- قانون النشاط الإشعاعي :

من خلال دراسة النشاط الإشعاعي لوحظ أن تغير عدد الانوية المتبقية $N(t)$ بدلالة الزمن t هو تغير غير خطي حسب الشكل المقابل.



تكتب المعادلة التفاضلية للتغير من الشكل: $\frac{dN}{dt} = -\lambda N$ و هي معادلة تفاضلية من الدرجة الأولى حلها من الشكل :

$$N(t) = N_0 e^{-\lambda t}$$

حيث:

$N(t)$ تمثل عدد الانوية المتبقية.

N_0 تمثل عدد الانوية الابتدائية.

λ ثابت النشاط الإشعاعي (s^{-1})

ملاحظات:

- تعطى عدد الانوية N في كتلة عينة m بالعلاقة :

$$N = \mathcal{N} \frac{m}{M}$$

ومنه نستنتج قانون التهافت الإشعاعي بدلالة الكتلة المتبقية و الكتلة الابتدائية كما يلي:

$$m = m_0 e^{-\lambda t}$$

- عندما يصبح الزمن يساوي $t_{1/2}$ (**زمن نصف العمر** او **الدور**) فان نصف عدد الانوية الابتدائية يكون قد تهافت أي أن

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

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{\lambda}$$

$N(t) = N_0/2$ نعوضها في قانون التهافت فنجد:

3- الفعالية المطلقة: (النشاط الإشعاعي)

$$A = \lambda N$$

هي سرعة تهافت عنصر مشع و يرمز لها بالرمز A حيث :

و منه نستنتج العلاقة التالية:

$$A(t) = A_0 e^{-\lambda t}$$

حيث A_0 النشاط الإشعاعي الابتدائي و $A(t)$ النشاط الإشعاعي بعد مضي زمن قدره t .

وحدة النشاط الإشعاعي هي **البيكرل (Bq) Becquerel** ، وهو يساوي تفكك واحد في الثانية. كما يقدر النشاط الإشعاعي **بالكوري (Curie)** الذي كان يُعرّف سابقاً على أنه النشاط الإشعاعي لغرام واحد من الراديوم 226 و لكنه معرف الآن على أنه يعادل 3.7×10^{10} dps (تفكك في الثانية (بيكرل)).

تمرين 1

يتفكك عنصر الراديوم إلى عنصر الرادون و جسيمات ألفا حسب التفاعل التالي : ${}^{226}_{88}\text{Ra} \rightarrow {}^{222}_{86}\text{Rn} + {}^4_2\alpha$

- 1- إذا كانت مدة نصف عمر هذا التفكك هي 1620 سنة, احسب ثابت النشاط الإشعاعي.
- 2- احسب النشاط الإشعاعي لغرام واحد من الراديوم و قارنه مع الكوري.
- 3- احسب الزمن اللازم لكي ينقص نشاط الراديوم إلى ثمن قيمته الأصلية.
- 4- احسب عدد جسيمات ألفا المنطلقة من ميكروغرام واحد من الراديوم. يعطى : 1 سنة = 3.16×10^7 ثانية.

تمرين 2

النشاط الإشعاعي ل ${}^{14}_6\text{C}$ في عينة من الخشب أخذت من شجرة حية هو 15.3 تهافت في الدقيقة لكل غرام من الكربون. بينما النشاط لعينة أخربأخذت من قطعة خشب استخرجت أثناء بحوث أثرية هو 5.2 تهافت في الدقيقة. ما هو عمر قطعة الخشب الأثرية إذا علمت أن دور الكربون ${}^{14}_6\text{C}$ هو 5563 عام.

4- الطاقة النووية الناتجة

عند حدوث تفاعل نووي نلاحظ تغير في كتلة الانوية بمقدار Δm حيث :

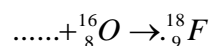
$$\Delta m = \sum \text{المتفاعلة الانوية كتل} - \sum \text{الناتجة الانوية كتل}$$

الطاقة المكافئة لهذا التغير في الكتلة يسمى الطاقة النووية و يعطى بالعلاقة :

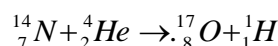
$$\Delta E = \Delta m \times C^2$$

تمرين

1- أكمل التفاعل التالي :



- 2- النظير ${}^{18}\text{F}$ يفقد 90% من نشاطه الإشعاعي خلال 366 دقيقة. اوجد الدور الإشعاعي لهذا العنصر
- 3- هل التفاعل النووي التالي ماص أو ناشر للطاقة:



احسب قيمة هذه الطاقة بالميقا الكترون فولط.

تعطى الكتل بوحدة : ${}^1\text{H} = 1.00783$; ${}^{17}\text{O} = 17.0045$; ${}^4\text{He} = 4.00388$; ${}^{14}\text{N} = 14.00754$

5- أنواع الإشعاع

(a) الإشعاع α^4 : تحمل شحنات كهربائية موجبة. ويتركب جسيم ألفا من بروتونين ونيوترونين، أي أنه يماثل نواة ذرة الهيليوم. تنطلق جسيمات ألفا بطاقات عالية، ولكنها سرعان ما تفقدها عند مرورها في المادة. تتميز بسرعة عالية و قدرة كبيرة على تأيين الذرات بينما قدرة نفاذ ضعيفة.



(b) الإشعاع β : وهي إلكترونات تطلقها بعض النوى المشعة إلكترونات عادية تحمل شحنات كهربائية سالبة و تسمى نيكاتون. لكن البعض الآخر يطلق بوزيترونات وهي إلكترونات ذات شحنة موجبة. وتنتقل جسيمات بيتا بسرعة تقارب سرعة الضوء. و تنتج للتخفيف من مختلف تبادلات الفعل داخل النواة وذلك بتحول نيوترون إلى بروتون زائد نيكاتون. لها قدرة نفاذية كبيرة و لكن قدرة تأيين ضعيفة.



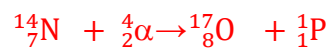
الإشعاع γ : أشعة غير مشحونة كهربائياً. وتشبه هذه الأشعة الأشعة السينية، إلا أنها تكون في الغالب ذات طول موجي أصغر. وهذه الأشعة هي فوتونات (جسيمات الإشعاع الكهرومغناطيسي)، وتنتقل بسرعة الضوء و هي ناتجة عندما تنتقل النواة من حالة مثارة إلى حالة أقل إثارة بعدما تصدر أشعة α أو الأشعة β . تخترق أشعة γ الأجسام بدرجة كبيرة.

6- النشاط الإشعاعي الاصطناعي:

يمكن للنشاط الإشعاعي أن يكون طبيعياً أي أن التفاعلات النووية تحدث بطريقة تلقائية مصدرها إشعاعات. كما يمكن له أن يكون صناعياً و ذلك بقذف انوية عناصر غير مستقرة بجسيمات مثل : البروتون 1_1P ، الدوتريوم 2_1D ، جسيمات ${}^4_2\alpha$ ، جسيمات ${}^0_{-1}\beta$ ؛ النترونات 1_0n تنقسم التفاعلات النووية الاصطناعية إلى ثلاث :

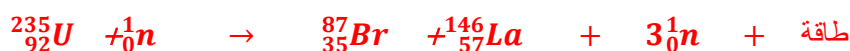
تفاعلات الاستحالة: يتحول العنصر الكيميائي إلى عنصر آخر تماما و لكن ذو عدد كتلي مقارب للعنصر المتحول. أول تفاعل

استحالة كان لرذرفورد (1919):



تفاعلات الانشطار: يحدث هذا التفاعل عند العناصر ذات عدد كتلي كبير. <200 تنقسم النواة الثقيلة عند قذفها بـ نترونات إلانوية

خفيفة.



بالإضافة إلى النواتين الناتجتين نحصل على نترونات قادرة على قنبلة نواة أخرى من اليورانيوم فنحصل على انشطار متسلسل غير مراقب زائد طاقة كبيرة تؤدي إلى الانفجار.

يمكن التحكم في هذا التفاعل باستخدام مبهلات مثل : الماء الثقيل (D_2O)، الغرافيت أو الباريوم التي تمتص جزء من النترونات

الناتجة.

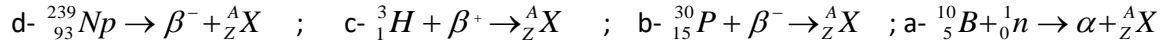
تفاعلات الالتحام: (الانصهار) تلتحم نواتين خفيفتين لتعطي نواة أثقل مع تحرير طاقة أكبر من تلك المتحررة من تفاعل الانشطار .

ويتم هذا التفاعل عند درجة حرارة عالية ($5 \times 10^7 \text{ }^\circ\text{C}$)

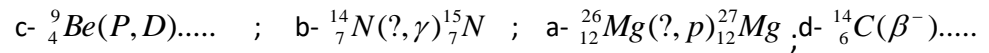


تمرين 1

1- وازن التفاعلات النووية التالية و استنتج صيغة النكليون ${}^A_Z X$: و ما هو نوع كل تفاعل.

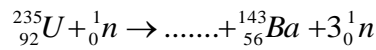


2- فصل الكتابات التالية :



تمرين 2

1- تفاعل اليورانيوم 235 يعطى بالعلاقة :



a- أكمل التفاعل بتحديد العنصر الناتج (عدد البروتونات و عدد النيوترونات). ما نوع التفاعل الإشعاعي.

b- الانفجار النووي لهيروشيما كلفت 2 kg من اليورانيوم ${}^{235}\text{U}$ و حرر طاقة كلية قدرها $1.64 \cdot 10^{14} \text{ J}$.

- احسب الكتلة المتبقية بعد الانشطار.

الفصل الرابع

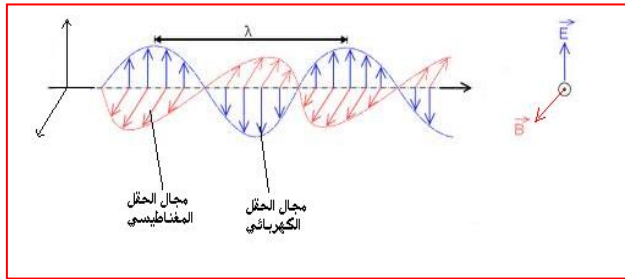
البنية الالكترونية للذرة

I. مقدمة : (نقد النموذج الذري ل Rutherford) (la critique du modèle de Rutherford)

توصلنا في الفصل السابق إلى النموذج الكوكبي الذري المقترح من طرف رذرفورد و لكن الأبحاث التي جاءت من بعد أوجدت تناقضات في هذا النموذج و كما انه لم يتمكن من الإجابة على الأسئلة التالية :

- حسب النظرية الكهرومغناطيسية الكلاسيكية كل جسم مشحون كهربائيا و يتحرك يجب أن يبعث إشعاعا. إذا فالإلكترون الذي يدور يعطي إشعاعا ضوئيا و بالتالي قدرته الكلية تتناقص باستمرار إلى أن يفقدها كليا و يسقط على النواة.
- تناقص قدرة الإلكترون مستمرة فالإشعاع الناتج يجب أن يكون في هذه الحالة مستمر ولكن التجربة تبين عكس ذلك فإشعاع ذرة الهيدروجين غير مستمر.

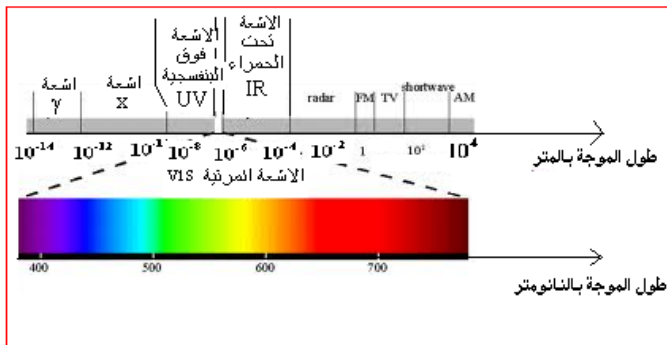
II. الأشعة الكهرومغناطيسية : (rayonnement électromagnétique)



الضوء عبارة إشعاع ناتج عن اتحاد حقل كهربائي مع حقل مغناطيسي ينتشران بحركة موجية مجموع هاتين الحركتين هي عبارة عن حركة موجية تنتشر في الفراغ بسرعة c ثابتة قدرها $3 \times 10^8 \text{ m/s}$. تتميز هذه الحركة بطول موجة λ و هو البعد بين مغزليين متتاليين و يقاس بالانغستروم (Å), و بتواتر ν حيث :

$$\nu = \frac{c \text{ (m/s)}}{\lambda \text{ (m)}} \text{ (S}^{-1}\text{)}$$

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} \text{ (m}^{-1}\text{, cm}^{-1}\text{)} \quad \text{نعرف العدد الموجي بـ } \bar{\nu} \text{ حيث :}$$



III. طيف الأشعة الكهرومغناطيسية :

مجموعة الإشعاعات الموجودة في الطبيعة

تسمى بالطيف الكهرومغناطيسي و الضوء يمثل جزءا صغيرا منه.

IV. النظرية الكمية : (Plank 1900)

المظهر الجسيمي للإشعاع الضوئي عبارة عن جسيمات صغيرة جدا تسمى **الفوتونات** والتي تحمل طاقة ضوئية قدرها

$$E = h \nu$$

حيث: ν التواتر الإشعاعي.

h ثابت Plank و قدره

$$h = 6,62 \times 10^{-34} \text{ j.s}$$

طاقة الإشعاع مستمرة ولكنها موزعة بطريقة غير مستمرة في كميات بدائية تسمى **quanta**.

V. الفعل الكهروضوئي : (effet photoélectrique)

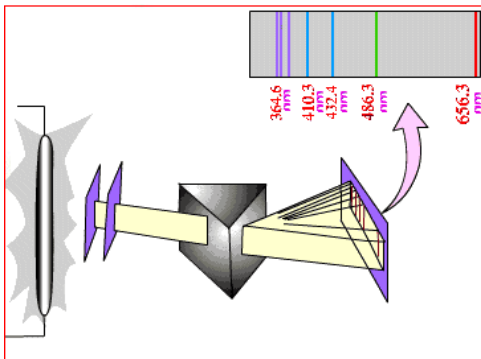
عندما يصطدم إشعاع كهرومغناطيسي بصفحة معدنية، هذه الأخيرة يمكنها أن تبتث الكترونات. هذا الانبعاث لا يتم إلا إذا كان تواتر الإشعاع اكبر من القيمة الحدية ν_0 التي تسمى **العتبة الكهروضوئية (seuil photoélectrique)**. القدرة الحركية للإلكترونات المنزوعة لا تتوقف على شدة الضوء و إنما على تواتره. $\nu < \nu_0$ يمكن انتزاع الكترونات من الصفيحة.

ν_0 هي العتبة الكهروضوئية و مميزة لكل مادة و يقابلها طاقة نرزم لها ب E_0 و نسمى **عامل إصدار (facteur d'émission)**, إذا كان الفوتون يحمل طاقة اكبر من عامل الإصدار فالقدرة الزائدة تعطى كقدرة حركية للإلكترون المنزوع أي :

$$E - E_0 = E_C = 1/2 m v^2$$

$E > E_0$ طاقة الفوتون \leftarrow

VI. طيف ذرة الهيدروجين (الطيف المرئي) (spectre d'atom d'hydrogène)



الطيف المرئي هو جزء من الطيف الكلي من الأشعة الكهرومغناطيسية. في التجربة عندما يمتص غاز الهيدروجين طاقة فإنه ينتج إصدار للضوء عند ضغط منخفض و بتفريغ كهربائي يتألق الغاز الموجود في أنبوب و يظهر الضوء الصادر بلون الوردي (و هو عبارة عن لون مركب من عدة ألوان أخرى) عندما تصطم الإلكترونات الصادرة عن المهبط بجزيئات الهيدروجين تفككها كمايلي :



و بمجرد ما تصل إلى هذه الحالة تعود تلقائيا إلى حالتها أساسية (كل جملة تفضل أن تكون في حالة استقرار) مع اصدار ضوء.



طيف ذرة الهيدروجين عند تحليله بموشور وجد انه يتكون من ألوان متعددة هي: الأحمر, الأخضر و الأزرق , والبنفسجي . و بالإضافة إلى هذا الطيف المرئي هناك سلاسل من أشعة فوق البنفسجية و تحت الحمراء . و تشكل مجموعة هذه الإشعاعات المرئية و الغير المرئية الطيف الكامل لطيف ذرة الهيدروجين.

1. طيف انبعاث ذرة الهيدروجين و قوانين توزيع الخطوط :

مجموعات الخطوط التي تمثل طيف انبعاث ذرة الهيدروجين تسمى **سلاسل**. يمكن حساب العدد الموجي لكل خط

بالعلاقة التالية :

$$\bar{\sigma} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad n_2 > n_1$$

بحيث : $\bar{\sigma}$ العدد الموجي .

$$R_H = 1,09677 \times 10^5 \text{ cm}^{-1} \text{ ثابت ريد بارغ Rydberg قيمته التجريبي}$$

n_1, n_2 : عدنان طبيعيين يختلفان عن الصفر و n_1 تدل على السلسلة أما n_2 تدل على خط داخل السلسلة .

(a) سلسلة ليمنان : (Lyman)

تقع في المجال الفوق بنفسجي UV و تعرف السلسلة ب : $n_1 = 1$ و $n_2 = 2, 3, 4, \dots$

(b) سلسلة بالمر : (Palmer)

تقع في المجال المرئي vis و تعرف السلسلة ب : $n_1 = 2$ و $n_2 = 3, 4, 5, \dots$

(c) سلسلة باشن : (Baschen)

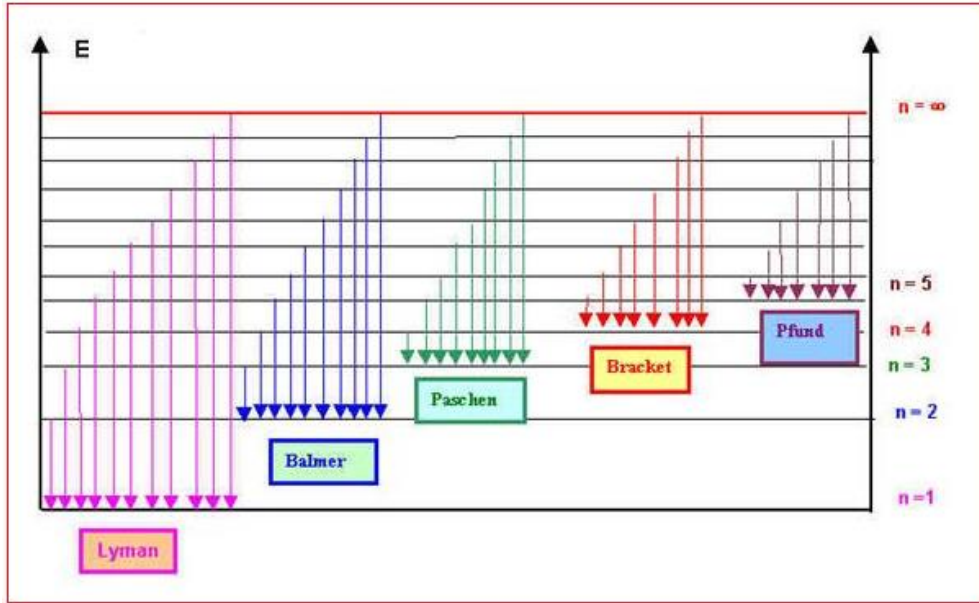
تقع في المجال الأشعة تحت الحمراء IR و تعرف السلسلة ب : $n_1 = 3$ و $n_2 = 4, 5, 6, \dots$

(d) سلسلة براكط : (Brackett)

تقع في المجال الأشعة تحت الحمراء القريبة PIR و تعرف السلسلة ب : $n_1 = 4$ و $n_2 = 5, 6, 7, \dots$

(e) سلسلة بفوند : (Pfund)

تقع في المجال الأشعة تحت الحمراء البعيدة LIR و تعرف السلسلة ب : $n_1 = 5$ و $n_2 = 6, 7, 8, \dots$



2. طيف الانبعاث للأيونات أشباه الهيدروجين: (les hydrogènoïdes)

نسمي أشباه الهيدروجين كل الذرات التي تحمل Z بروتون في نواتها و يدور حولها إلكترون واحد أو هي كل الذرات التي تفقد إلكتروناتها و تحتفظ بواحد فقط.

مثال: $2H^{2+}$, $3Li^{2+}$, $4Be^{3+}$

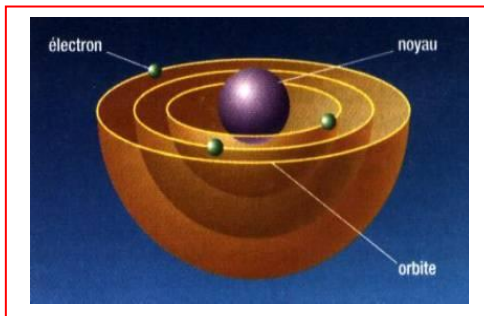
$$\bar{\lambda} = R_H Z^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad n_2 > n_1$$

تعطى علاقة ريتز- بالمر في هذه الحالة كمايلي :

VII. النموذج الذري لبور : (le modèle atomique de Bohr 1913)

لإبعاد تناقضات نموذج رذرفورد و لتفسير عدم استمرارية طيف ذرة الهيدروجين اقترح بور معتمدا على نظرية

الكم لبلائك نموذجا جديدا للذرة من خلال المسلمات التالية :



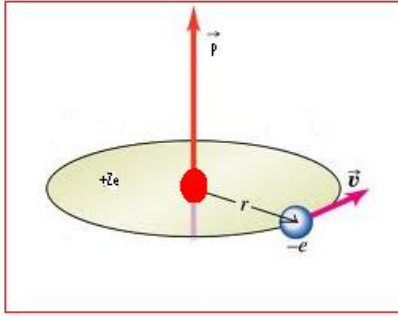
إيدور الإلكترون حول النواة في مدارات دائرية ثابتة و معينة

تسمى المدارات المستقرة (orbites stables) يوافق كل

منها بالنسبة للذرة مستوى طاقي محدد.

2. الحالات المستقرة المسموحة للإلكترون هي تلك التي يكون فيها عزمه الحركي \vec{P} بالنسبة للنواة يأخذ قيم كاملة

$$P = \frac{n h}{2\pi} \quad (n = 1, 2, 3, \dots) \quad \text{أي أن } \frac{h}{2\pi}$$



(شرط التناسل)

و لدينا العبارة الكلاسيكية للزخم الحركي هي كمايلي: $P = m v r$

mv : كتلة الإلكترون \times سرعته وتمثل هذه القيمة كمية الحركة.

r : نصف قطر المدار .

p : الزخم الحركي.

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

ومنه تنتج عبارة الشرط الثاني

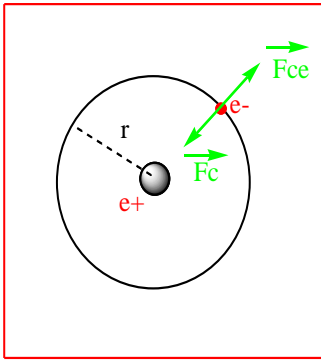
3. لا يشع الإلكترون طاقة كهرومغناطيسية أثناء حركته وفق مدار من هذه المدارات المستقرة. و عندما ينتقل من

$$\Delta E = E_{\text{final}} - E_{\text{initial}}$$

مدار إلى آخر ففرق الطاقة بين المدارين هو ΔE حيث :

4. يشع الإلكترون أو يمتص طاقة ، عندما ينتقل (يعبر ، يقفز) من مدار مستقر إلى مدار مستقر آخر .

انطلاق من هذه المعطيات أمكننا تحديد بعض خواص الإلكترون.



(1) حساب الطاقة الحركية للإلكترون بالنسبة للهيدروجين :

حتى يبقى الإلكترون يدور حول النواة و لا يسقط عليها يجب

أن يكون مجموع القوى المؤثرة عليه معدوما. القوى المؤثرة على

الإلكترون في مداره هي :

القوة الكولونية F_c حيث :

$$|\vec{F}_c| = \frac{K|qq'|}{r^2}$$

$$|\vec{F}_c| = \frac{KZ|qq'|}{r^2}$$

بالنسبة لأشبه الهيدروجين تعطى العلاقة كمايلي :

$$k = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} =$$

9×10^9 (MKSA)

1 (CGS)

حيث :

ϵ_0 تسمى سماحة الفراغ

$$|\vec{F}_{ce}| = \frac{m_e v^2}{r}$$

القوة الطاردة المركزية F_{ce} :

بالنسبة للإلكترون:

$$|\vec{F}_C| = |\vec{F}_{ce}| \quad \rightarrow \quad \frac{Ke^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r} \quad \rightarrow \quad \boxed{mv^2 = \frac{Ke^2}{r}}$$

يمكن استنتاج القدرة الحركية للإلكترون :

$$E_C = \frac{1}{2} mv^2 \quad \rightarrow \quad \boxed{E_C = \frac{1}{2} \frac{ke^2}{r}}$$

(2) حساب الطاقة الحركية للإلكترون بالنسبة للهيدروجين :

$$\int_0^{E_p} E_p = \int_{\infty}^r F_c \cdot dr = \int_{\infty}^r \frac{Ke^2}{r^2} dr \quad \Rightarrow \quad \boxed{E_p = - \frac{ke^2}{r}}$$

(3) تعيين نصف قطر المدارات للهيدروجين وأشباهه :

$$mv^2 = \frac{KZe^2}{r} \quad \Rightarrow \quad m^2v^2 = \frac{mKZe^2}{r} \quad (1)$$

من المسلمة الثانية لبور:

$$mvr = \frac{nh}{2\pi} \quad \Rightarrow \quad m^2v^2 = \frac{n^2h^2}{4\pi^2r^2} \quad (2)$$

من (1) و(2) وبتعويض قيمة K نجد:

$$\boxed{r = \frac{h^2 \epsilon_0}{\pi m e^2} \frac{n^2}{Z}}$$

بحيث : $h=6.62 \times 10^{-34} \text{J.s}$

$\epsilon_0 = 0.884 \times 10^{-11} \text{ C}^2/\text{N.m}^2$

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

وبالنسبة لذرة الهيدروجين : $Z=1, n=1$ نعوض $r=a_0=0.53 \times 10^{-10} \text{ m}$ ومنه:

$$\boxed{a_0 = 0.53 \text{ \AA}}$$

$$\boxed{r_n = a_0 \frac{n^2}{Z}}$$

إذا:

1. تعيين سرعة الإلكترون على مداره :

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

انطلاقاً من المسلمة الثانية لبور:

بتعويض قيمة r نجد:

$$v = \frac{h}{2\pi m a_0} \frac{Z}{n}$$

$$V_1 = 2,18 \times 10^6 \text{ m/s}$$

بالنسبة لذرة الهيدروجين: $Z=1, n=1$ نعوض فنجد:

و منه :

$$V_n = V_1 \frac{Z}{n}$$

2. تعيين عبارة القدرة الكلية :

$$E_t = E_c + E_p$$

الطاقة الكلية

الطاقة الكامنة

الطاقة الحركية

{

$$E_c = \frac{1}{2} K \frac{Ze^2}{r}$$

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

$$E_t = \frac{-me^4 Z^2}{8\epsilon_0^2 h^2 n^2}$$

و بتعويض قيمة r و K نجد :

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

و بالتعويض نجد

$$E_1 = -13.54 \text{ eV}$$

بالنسبة لذرة الهيدروجين: $Z=1, n=1$ نعوض فنجد:

و منه :

$$E_n = E_1 \frac{Z^2}{n^2}$$

تطبيق :

ايجاد عبارة ثابت ريدبارغ R_H

$$\Delta E = E_f - E_i = E_{n_2} - E_{n_1}$$

لدينا :

$$E_n = \frac{-me^4 Z^2}{8\epsilon_0^2 h^2 n^2}$$

و لدينا :

$$\Delta E = \frac{-me^4 Z^2}{8\epsilon_0^2 h^2} \frac{1}{n_2^2} - \left(\frac{-me^4 Z^2}{8\epsilon_0^2 h^2} \frac{1}{n_1^2} \right)$$

$$\Delta E = \frac{me^4 Z^2}{8\epsilon_0^2 h^2} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\Delta E = h \bar{\nu} = h C \bar{\nu} \quad \text{و لدينا :}$$

و منه :

$$h C \bar{\nu} = \frac{me^4 Z^2}{8\epsilon_0^2 h^2} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\bar{\nu} = \frac{me^4 Z^2}{8c\epsilon_0^2 h^3} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

بالمقارنة نجد :

$$R_H = \frac{me^4}{8c\epsilon_0^2 h^3} = 1.096 \times 10^7 m^{-1}$$

VIII . طاقة الانبعاث :

عندما نعرف العدد الموجي $\bar{\nu}$ لخط في سلسلة ما نستطيع أن نحسب الطاقة المنبعثة من ذرة الهيدروجين و أشباهه.

$$\Delta E = h C \bar{\nu} \quad \Leftarrow \quad \nu = \frac{C}{\lambda} = C \bar{\nu} \quad \text{و} \quad \Delta E = h\nu$$

و منه

$$\Delta E = h C R_H Z^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

IX . طاقة التأين للهيدروجين و أشباه الهيدروجين :

هي الطاقة اللازمة لإبعاد إلكترون من المدار n إلى المدار ∞ و يرمز لها بالرمز E_i بحيث :

$$E_i = E_\infty - E_n$$

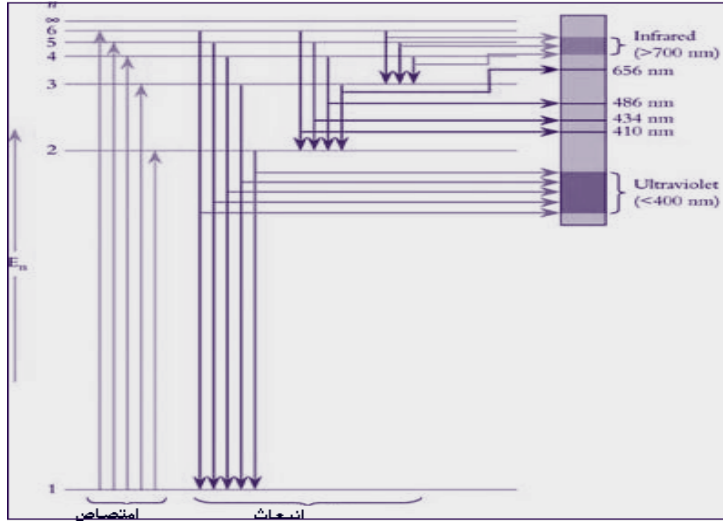
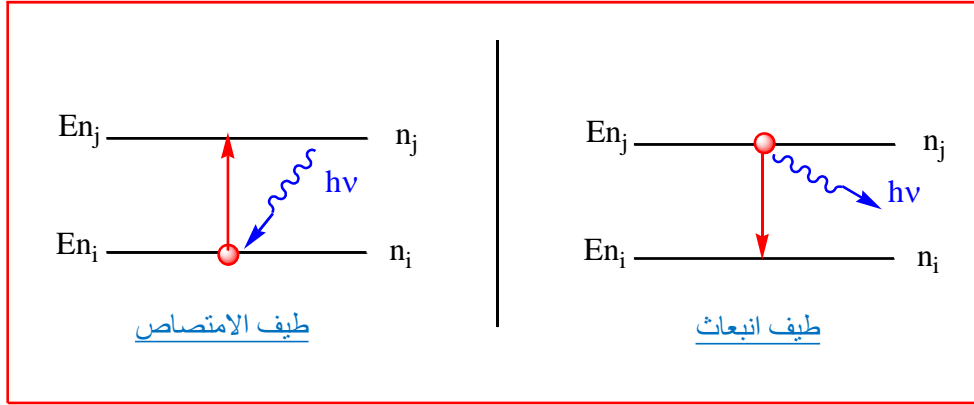
$$E_n = E_1 \frac{Z^2}{n^2} \quad \text{و} \quad E_\infty = 0 \quad \Rightarrow$$

$$E_i = -E_n = -E_1 \frac{Z^2}{n^2}$$

X . تفسير أطيف الامتصاص و الانبعاث لذرة الهيدروجين و أشباهه حسب نظرية بور:

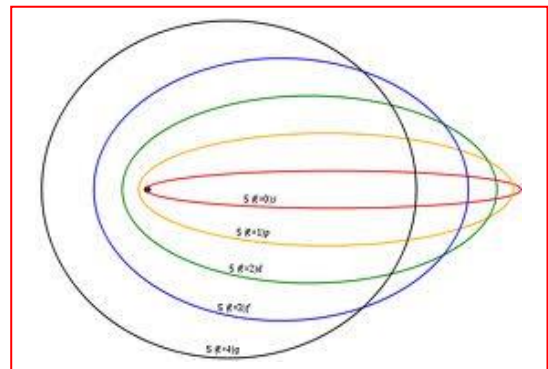
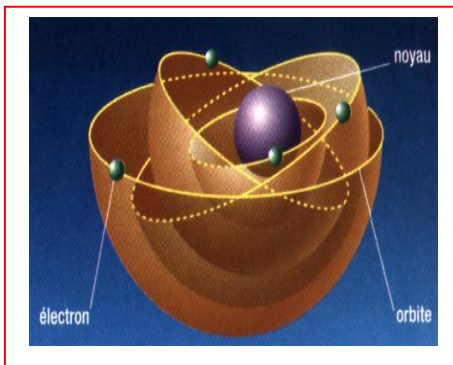
نحصل على طيف امتصاص عندما ينتقل إلكترون من مدار n_i ذو مستوى طاقي اقل إلى مدار n_j ذو مستوى طاقي اكبر بحيث $i < j$ و العكس بالنسبة لطياف انبعاث. الفرق في الطاقة بين المدارين ΔE يسمح بمعرفة توتر الإشعاع الصادر بحيث:

$$\Delta E = E_{\text{final}} - E_{\text{initial}} = h\bar{\nu} = hc\bar{\nu}$$

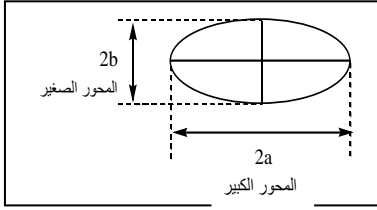


XI. النموذج الذري لسومرفيلد : (Sommerfeld)

استطاع بور أن يفسر أطيايف ذرة الهيدروجين وأشباهه باستخدام مفهوم التكميم بالعدد الرئيسي n . ولكن هذه النظرية عجزت عن تفسير أطيايف ذرات أكثر تعقد. لاحظ سومرفيلد باستعماله مطيافية ضوئية جديدة تضاعف الخطوط الطيفية الأولى الملاحظة عند بالمر لذلك عمم نظرية بور بنظرية أخرى يقترح فيها زيادة على المدارات الدائرية **مدارات إهليجية** (orbites elliptiques).



في حالة الاهليج نحصل على عدد كمي آخر يسمى k العلاقة بين n و k هي:



$$e = \frac{b}{a} = \frac{k}{n}$$

$$0 \leq e \leq 1$$

و لتفسير هذا النموذج أدخلت الأعداد الكمية التالية :

1. العدد الكمي الرئيسي n :

يسمح بمعرفة : - المحور الكبير $2a$ حيث $2r_n = 2a$.

- المستوى الطاقوي و كذلك الطبقة الإلكترونية.

إذا كانت $n = 1$ يقابلها المستوى الطاقوي E_1 ويقابلها الطبقة K .

إذا كانت $n = 2$ يقابلها المستوى الطاقوي E_2 ويقابلها الطبقة L .

إذا كانت $n = 3$ يقابلها المستوى الطاقوي E_3 ويقابلها الطبقة M .

2. العدد الكمي الثانوي ℓ :

$$k = \ell + 1$$

يسمح هذا العدد الكمي بمعرفة المدارات الفرعية و التي تسمى **تحت الطبقات** أو **تحت المستويات** حيث

$$\text{لدينا : } 0 \leq e \leq 1 \leftarrow 0 \leq \frac{k}{n} \leq 1 \leftarrow 0 \leq \frac{\ell+1}{n} \leq 1$$

و منه نستنتج :

$$0 \leq \ell \leq n-1$$

مثال :

ليكن $n=4$ هي الطبقة N . إذا ℓ يأخذ القيم $0, 1, 2, 3$.

$\ell=0 \leftarrow$ تحت الطبقة $S(\text{sharp})$ $e = 1/4$ الاهليج مسطح.

$\ell=1 \leftarrow$ تحت الطبقة $P(\text{principal})$ $e = 2/4$ الاهليج اكثر تسطح.

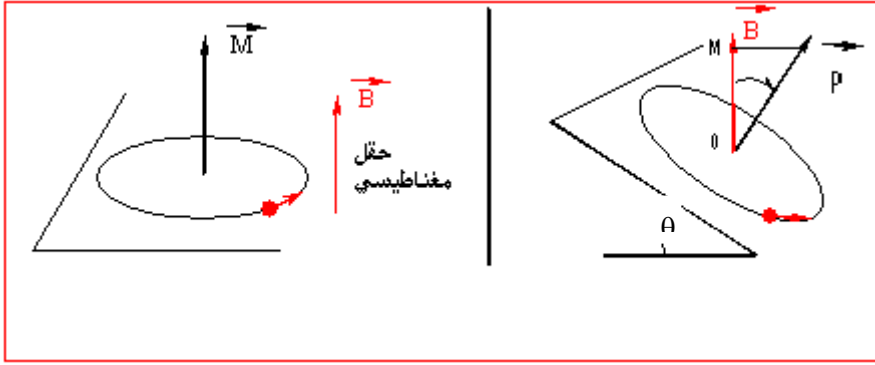
$\ell=2 \leftarrow$ تحت الطبقة $d(\text{diffuse})$ $e = 3/4$ الاهليج اقل تسطح.

$\ell=0 \leftarrow$ تحت الطبقة $f(\text{fundamental})$ $e = 1$ دائرة.

3. العدد الكمي المغناطيسي m : (تأثير زيمان Zeeman)

هو ظاهرة انشقاق خطوط الطيف الصادرة من ذرات غاز تحت تأثير **مجال مغناطيسي** ثابت إلى عدة خطوط.

الإلكترون في مساره هو عبارة عن تيار كهربائي يجتاز وشعة فينتج إذن حقل مغناطيسي \vec{M} محلي عمودي على مستوى المسار. عند تأثره بحقل مغناطيسي خارجي \vec{B} فان مستوى مسار الإلكترون ينحرف بزاوية θ بالنسبة لهذا الحقل.



$$\|\vec{OM}\| = p \cos\theta$$

$$\frac{mh}{2\pi} = \frac{\ell h}{2\pi} \cos\theta = \frac{mh}{2\pi} = p \cos\theta = \|\vec{OM}\| = \frac{mh}{2\pi}$$

P العزم الحركي.
 $\|\vec{OM}\|$ مكمم و يأخذ القيم

$$\cos\theta = \frac{m}{\ell}$$

و منه :
 و من جهة أخرى :

$$-1 \leq \cos\theta \leq +1 \Rightarrow -1 \leq \frac{m}{\ell} \leq +1 \Rightarrow$$

$$-l \leq m \leq +l$$

مثال :

إذن كان $\ell = 2$ فان $-2 \leq m \leq +2$ قيم m هي : -2, -1, 0, 1, 2

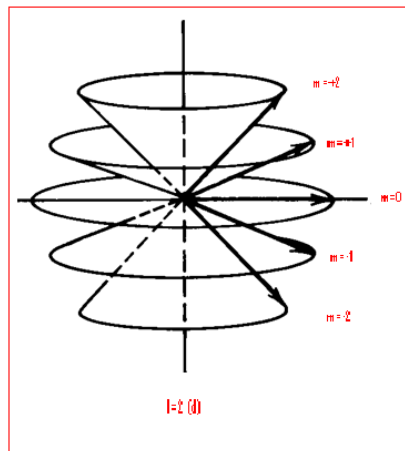
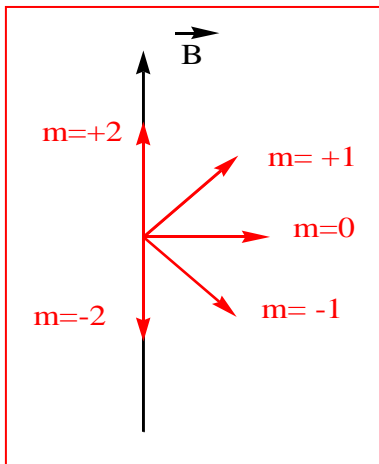
$$m = 0 \Rightarrow \theta = \pi/2$$

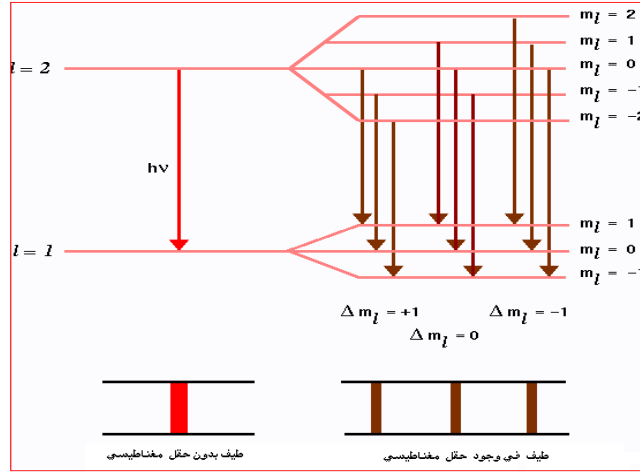
$$m = 1 \Rightarrow \theta = \pi/3$$

$$m = -1 \Rightarrow \theta = 2\pi/3$$

$$m = 2 \Rightarrow \theta = 0$$

$$m = -2 \Rightarrow \theta = \pi$$



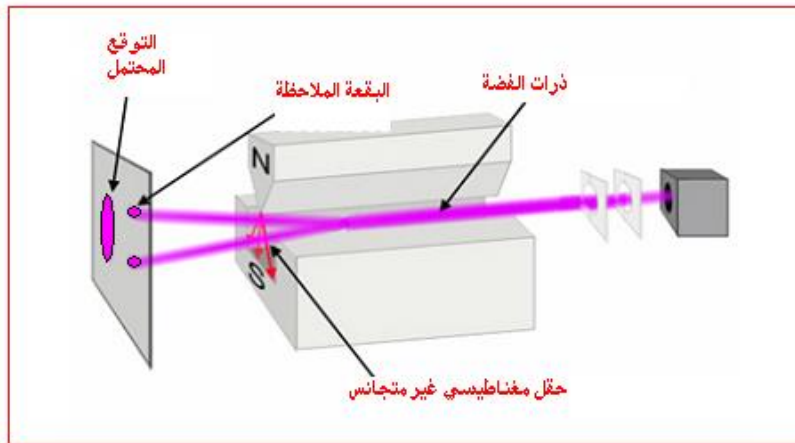


يسمح العدد الكمي m بتعيين عدد المسارات في الطبقة الفرعية. العدد الكلي للمسارات في طبقة n يساوي n^2 .

4. العدد الكمي لللف الذاتي S: (Stern et Garlach)

في هذه التجربة لاحظ العالمان بتأثير الحقل المغناطيسي مزدوج حزمة ذرات الفضة بقيمتين متساويتين و متعاكستين. رغم أن إلكترون الفضة يوجد في تحت الطبقة 5S ($m=0, \ell=0$) إذن هذا الازدواج ليس سببه العزم الحركي و لكن عزم آخر يسمى **العزم الحركي لللف الذاتي** (**le moment cinétique de spin**). أي أن الإلكترون يدور حول نفسه في اتجاهين متعاكسين. قيمة العزم الحركي لللف الذاتي هي :

$$S = \pm \frac{1}{2}$$



الفصل الخامس

المكانيك الموجي

VII . مقدمة :

تمكنت نظرية بور-سومرفيلد من تفسير بعض النتائج الخاصة بذرة الهيدروجين و أشباهه و لكنها عجزت عن تفسير ظواهر الذرات الأكثر تعقد.

VIII . ازدواجية المادة و الموجة: (dualité onde-corpuscule)**1. حالة الضوء :**

علمنا أن للضوء طبيعة موجية حيث أن الإشعاع الناتج عنه ينتشر في الفراغ بسرعة $C=3 \times 10^8 \text{m/s}$ و طول موجة λ . كما أن الطبيعة الجسيمية للضوء قد أثبتت من طرف اينشتاين (الفعل الكهروضوئي) حيث يقترح بان الضوء عبارة عن فوتونات تحمل طاقة ضوئية قدرها $h\omega$.

إذن إذا كان للفوتون كتلة m_0 يمكن حساب الطاقة الضوئية بالعلاقة :

$$E = m_0 c^2$$

و لدينا أيضا :

$$E = h\omega$$

$$h\omega = m_0 c^2$$

$$h \frac{c}{\lambda} = m_0 c^2$$

$$\lambda = \frac{h}{m_0 c}$$

2. حالة المادة: (نظرية Debroglie)

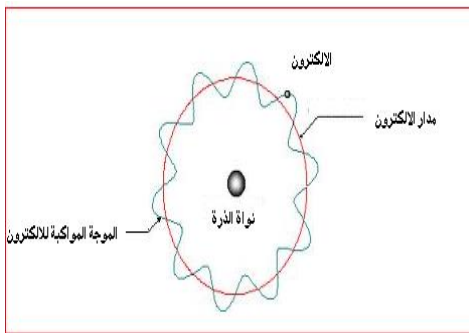
كل جسم متحرك ذو كتلة m و ينتقل بسرعة v توأكه موجة طولها λ تعطى بالعلاقة :

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

هذه النظرية أثبتت تجريبيا سنة 1927 و فكرته للموجة الموائبة كانت الحجر الأول في الميكانيك الموجي.

3. الازدواجية موجة-جسيم بالنسبة للإلكترون :

بور يقترح بان الإلكترون يدور في مدار دائري مستقر إذن فالموجة الموائبة له يجب أن تكون مستقرة.



لدينا محيط المسار الدائري يعطى يساوي $2\pi r$ ويحيط به عدد طبيعي n من طول الموجة λ . إذن :

$$\lambda = \frac{h}{mv} \quad \text{و} \quad 2\pi r = n\lambda$$

و منه :

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

و من هنا نستنتج شرط التكميم لبور :

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

IX. مبدأ عدم التاكيد لهيزنبارغ: (Principe d'incertitude d'Heisenberg)

في الميكانيك الكلاسيكي يمكن معرفة :

- موضع المتحرك عند زمن معين.
- سرعة المتحرك أو كمية حركته عند زمن معين.
- في الميكانيكا الموجي نستطيع تعيين حركة جسم بما يلي:
- الطاقة الكلية.
- الموجة الموكبة.

و لكن تجريبيا لا يمكن تعيين موضع جسم و سرعته بدقة تامة في آن واحد. نرتكب خطأ Δx على موضع الجسم و ينتج عنه خطأ في كمية الحركة ΔQ أو $\Delta(mv)$. أي أن محاولة التقليل من الخطأ الأول يؤثر على الخطأ الثاني بالزيادة و العلاقة بينهما هي :

$$\Delta Q \cdot \Delta x \geq h$$

مثال :

1. ما هو الارتياح المطلق على السرعة لكرة كتلتها 10g و سرعتها 10600m/s إذا علم موضعها بتقريب $\Delta x = \pm 1 \text{ cm}$.
2. ما هو الارتياح المطلق على سرعة إلكترون يتحرك بسرعة $v = 2200 \text{ m/s}$ إذا علمت وضعيته بتقدير $\Delta x = \pm 2 \text{ \AA}$.

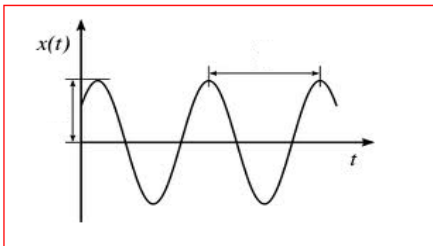
الحل:

$$\Delta v_{\text{الإلكترون}} \geq 3447 \times 10^7 \text{ m/s} \quad \text{و} \quad \Delta v_{\text{الكرة}} \geq 6.62 \times 10^{-30} \text{ m/s}$$

نلاحظ إذن بان مبدأ هايزنبارغ ليس له معنى في السلم الميكروسكوبي فالبحث عن وضعية الإلكترون بدقة ليس لها معنى مما يجعلنا نتخلى عن هذه الفكرة و نتكلم عن فكرة جديدة و هي معرفة احتمال وجود الإلكترون في مجال معين. و هكذا استبدل الميكانيك الكلاسيكي بالمكانيك الموجي.

X. معادلة شرودينجر Schrödinger :

تعطى معادلة الحركة الاهتزازية لجسم تواكبه موجة طولها λ بالعلاقة التالية :



$$\Psi(x,t) = a \sin 2\pi(\partial t - x/\lambda)$$

λ : طول الموجة

∂ : التواتر

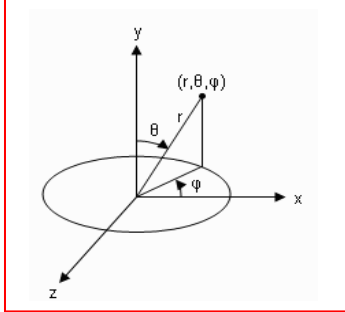
a : السعة

معادلة شرودنجر هي المبدأ الأساسي في الميكانيك الموجي و هي

تواكبه موجة طولها λ حيث تكتب هذه المعادلة في الفضاء بالنسبة لنرة الهيدروجين حميبي:

$$\Delta\Psi(r, \theta, \varphi) + \frac{8\pi^2m}{h^2} \left(E + k \frac{e^2}{r} \right) \Psi(r, \theta, \varphi) = 0$$

r, θ, φ تمثل الإحداثيات الكروية للإلكترون في اللحظة t . حلول هذه المعادلة يكون من الشكل التالي:



$$\Psi_{n,l,m}(r, \theta, \varphi) = R_{n,l}(r) \cdot \theta_{l,m}(\theta) \cdot \varphi_m(\varphi)$$

الدالة Ψ هي دالة مستمرة و منتهية و ليس لها معنى فيزيائي فهي توصف فقط الموجة الماكمة للإلكترون لكن Ψ^2

في نقطة من الفضاء يحدد باحتمال وجود الإلكترون dp في حجم dV حول هذه النقطة حيث :

$$\Psi^2 = \frac{dp}{dV}$$

Ψ^2 تسمى كثافة احتمال وجود إلكترون في نقطة معينة.

$$\int dp = \Psi^2 \int dV = 1$$

حتى يكون احتمال وجود الإلكترون اكبر ما يمكن يجب أن يكون (شرط التسوية) :

1. حلول معادلة شرودينجر لبعض المحطات الذرية لذرات شبيهة الهيدروجين :

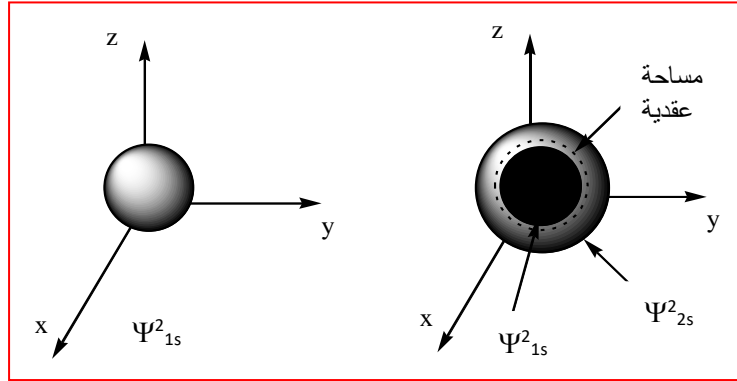
$\Psi_{n,l,m}$	المحط الذري	$R(r)$	$Y(\theta, \varphi)$
Ψ_{100}	1s	$2 \left(\frac{Z}{a_0} \right)^{\frac{3}{2}} e^{-\frac{Zr}{a_0}}$	$\left(\frac{1}{4\pi} \right)^{\frac{1}{2}}$
Ψ_{200}	2s	$\frac{1}{2\sqrt{2}} \left(\frac{Z}{a_0} \right)^{\frac{3}{2}} \left(2 - \frac{Zr}{a_0} \right) e^{-\frac{Zr}{a_0}}$	$\frac{1}{2\sqrt{\pi}}$
Ψ_{21+1}	2p _x	$\frac{1}{2\sqrt{6}} \left(\frac{Z}{a_0} \right)^{\frac{3}{2}} \left(\frac{Zr}{a_0} \right) e^{-\frac{Zr}{2a_0}}$	$\frac{\sqrt{3}}{2\sqrt{\pi}} \sin \theta \cos \varphi$
Ψ_{210}	2p _z	$\frac{1}{2\sqrt{6}} \left(\frac{Z}{a_0} \right)^{\frac{3}{2}} \left(\frac{Zr}{a_0} \right) e^{-\frac{Zr}{2a_0}}$	$\frac{\sqrt{3}}{2\sqrt{\pi}} \sin \theta \cos \varphi$
Ψ_{21-1}	2p _y	$\frac{1}{2\sqrt{6}} \left(\frac{Z}{a_0} \right)^{\frac{3}{2}} \left(\frac{Zr}{a_0} \right) e^{-\frac{Zr}{2a_0}}$	$\frac{\sqrt{3}}{2\sqrt{\pi}} \sin \theta \sin \varphi$

2. التمثيل الذري الفراغي للاربيطالات الذرية :

لتمثيل المحطات الذرية نرسم الدالة Ψ^2 و التي تمثل كثافة احتمال وجود الإلكترون في مستوى طاقي معين.

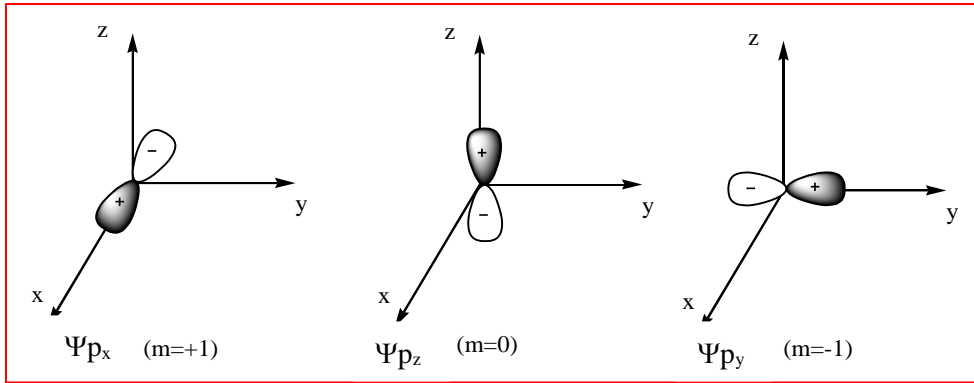
A. المحطات الذرية s :

يعطى بالدالة : $\Psi_{ns} = R(r) \cdot \text{cst}$ و هي تمثل مساحة كرة.

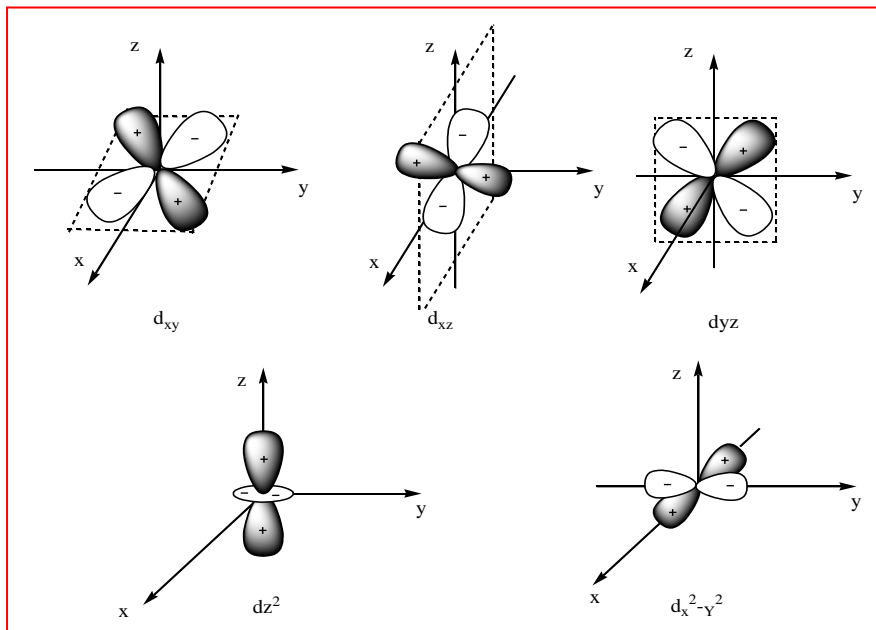


❖ المساحة العقدية تعني عندما كثافة احتمال وجود الإلكترون تساوي الصفر أي أن : $\Psi^2 = 0$

B. المحطات الذرية p : الطبقة الفرعية Ψ_p تتكون من ثلاث محطات p_x, p_y, p_z .



C. المحطات الذرية d : في تحت الطبقة d لدينا 5 قيم : $dz^2, dx^2-y^2, d_{yz}, d_{xz}, d_{xy}$



التمرين

1- صنف التوابع الموجية التالية الى الصحيحة منها والخاطئة

$$\Psi_{0,1,0}, \Psi_{1,-1,0}, \Psi_{2,1,1}, \Psi_{2,-1,0}, \Psi_{0,1,0}, \Psi_{1,-1,0}, \Psi_{3,1,1}, \Psi_{1,-1,0}$$

2- مثل المحط الذري 100Ψ

3- الى اي طبقة تحتية ينتمي المحط الذري Ψ_{210} ماهي المحطات الاخرى التي تنتمي الى نفس الطبقة التحتية ومثلها على نفس المخطط.

XI. تعميم على الذرات متعددة الالكترونات:

في حالة ذرة متعددة الالكترونات من غير الممكن حل معادلة شرودنجر بالتدقيق و ذلك لان المسافة بين إلكترونين غير معروفة.

- المحطات الذرية في هذه الحالة تحتفظ بنفس مميزات حالة الهيدروجين و أشباهه.
- طاقة المحطات الذرية بالنسبة للهيدروجين و أشباهه هي نفسها لأنها مرتبطة بالعدد الكمي n . أما في حالة الذرات متعددة الالكترونات فان هذه الطاقة تعتمد على الأعداد الكمية n و l حيث نميز المستويات الطاقوية بالمجموع $n+l$ (قاعدة كليشكوفسكي Klechkowski).

1. قاعدة Klechkowski :

تملا تحت الطبقات حسب الترتيب التصاعدي للمجموع $n+l$ أي أن تحت الطبقة ذات المجموع $n+l$ الأصغر تملأ الأولى. و في حالة تساوي المجموع لتحت طبقتين فان الطبقة ذات n الأصغر تملأ أولاً.

2. توزيع مستويات و تحت مستويات الطاقة :

$$0 \leq l \leq n-1$$

n	l	$n+l$	تحت الطبقة
1	0	1	1S
2	0	2	2S
2	1	3	2P
3	0	3	3S
3	1	4	3P
4	0	4	4S
3	2	5	3d
4	1	5	4P
5	0	5	5S
4	2	6	4d
5	1	6	5P
6	0	6	6S
4	3	7	4f
5	2	7	5d
6	1	7	6P
7	0	7	7S

تمثل المستويات الطاقوية كمايلي:



3. تمثيل الاوربيطالات الذرية بالحجيرات الكمية:

تمثل الاوربيطالات الذرية بحجيرات كوانتية معرفة بثلاث أعداد كمية هي : n, l, m .

- نرسم لكل الكترون بسهم اتجاهه يبين اتجاه اللف الذاتي للالكترن (S).
- كل حجيرة تحتوي إلكترونين على الأكثر ممثلين بسهمين ضد متوازيين.

➤ $l=0$ تحت الطبقة s \leftarrow حجيرة كمية واحدة. $m=0$

➤ $l=1$ تحت الطبقة p \leftarrow ثلاث حجيرات كمية. $m = -1 \quad 0 \quad +1$

➤ $l=2$ تحت الطبقة d \leftarrow خمس حجيرات كمية. $m = -2 \quad -1 \quad 0 \quad +1 \quad +2$

➤ $l=3$ تحت الطبقة f \leftarrow سبعة حجيرات كمية. $m = -3 \quad -2 \quad -1 \quad 0 \quad +1 \quad +2 \quad +3$

العدد الاعظمي للالكترونات التي يمكن أن تحتل هذه الاوربيطالات هو $2(2l+1)$.

4. قواعد ملئ الاوربيطالات:

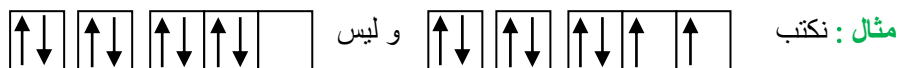
(1) مبدأ الاستبعاد ل Pauli :

لا يمكن يكون لإلكترون داخل حجيرة كوانتية نفس الأعداد الكمية n, l, m, S . يمكن أن يكون لهما نفس n, l, m و يختلفان في S.

مثال : نكتب $\uparrow\downarrow$ وليس $\uparrow\uparrow$ أو $\downarrow\downarrow$

2 قاعدة Hund :

في تحت الطبقة تشغل الالكترونات اكبر عدد ممكن من الحجيرات قبل أن تتزوج و عندما تكون هذه الالكترونات عازبة تكون لها نفس S.



.XII تمثيل البنية الالكترونية للذرة:

1 التوزيع الالكتروني:

هو توزيع الكترونات ذرة على المستويات الطاقوية حسب قاعدة كلشكوفسكي أو حسب ترتيب $n+l$.

ملاحظة: لاختصار كتابة التوزيع الالكتروني نستبدل مجموع الطبقات الثانوية المملوءة برمز الغاز الخامل الذي يوافقها.

2 التشكيل الالكتروني:

هو توزيع الكترونات الذرة على المستويات الطاقوية حسب الترتيب التصاعدي للعدد الكمي الرئيسي n أو هو إعادة كتابة التوزيع الالكتروني حسب تزايد n .

مثال : ${}_{26}\text{Fe}$



.XIII تعاريف عامة :

1. الكترونات التكافؤ :

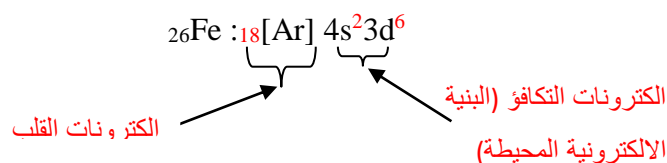
هي الالكترونات التي تشغل الطبقات الثانوية التي تأتي بعد الغاز الخامل في التشكيل الالكتروني. هذه الالكترونات هي التي تحدد الخواص الكيميائية لعنصر لأنها تدخل في تشكيل الروابط الكيميائية.

➤ نسمي الطبقات الثانوية التي تحتوي على الكترونات التكافؤ بالبنية الالكترونية المحيطة.

2. الكترونات القلب :

هي الالكترونات التي تشغل الطبقات الثانوية المملوءة و التي تكون التوزيع الالكتروني للغاز الخامل.

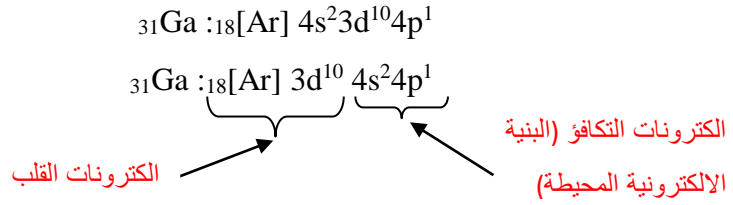
مثال : ${}_{26}\text{Fe}$



ملاحظة :

إذا كانت تحت الطبقات d و f مملوءة و تأتي بعد الغاز الخامل فالكترونات تعتبر الكترونات قلب و لا تدخل في الكترونات التكافؤ.

مثال : ${}_{31}\text{Ga}$

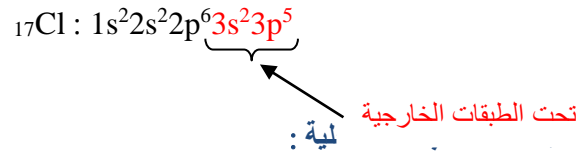


3. تحت الطبقات الخارجية و الداخلية :

➤ تحت الطبقات الخارجية :

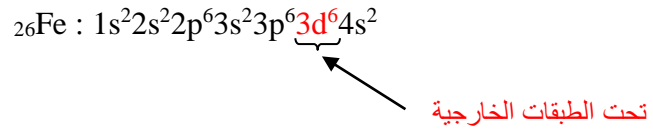
هي تحت الطبقات الثانوية ns و np ذات عدد كمي n اكبر ما يمكن في التشكيل الالكروني.

مثال : ${}_{17}\text{Cl}$



هي تحت الطبقات الثانوية nd و nf ذات عدد كمي n اكبر ما يمكن في التشكيل الالكروني

مثال : ${}_{26}\text{Fe}$



قاعدة تايين الذرات :

تتايين الذرات عندما تفقد الكروونات الخارجية أي الكروونات الطبقة الثانوية ذات المجموع $n+l$ الأكبر هي التي

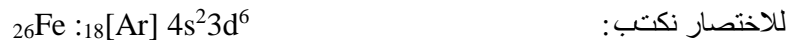
تنزع أولاً.

ملاحظة :

للبحث عن البنية الالكرونية لايونات متعددة الذرات نكتب أولاً التوزيع ثم التشكيل الالكروني للذرة غير المؤينة

ثم ننزع الكروونات الطبقة الخارجية ثم الداخلية.

مثال : ${}_{26}\text{Fe}^{2+}$



الفصل السادس

التصنيف الدوري للعناصر

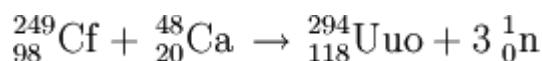
XIV. مقدمة :

لاحظ العالم **Mandaleiv** في بحوثه بان بعض العناصر لها خواص كيميائية متشابهة فقام سنة 1869 بوضعها و تصنيفها في جدول حسب تزايد العدد الكتلي **A**. بعد ذلك جاء العالم **Mosely** و أعاد ترتيب الجدول حسب تزايد العدد الذري **Z** وذلك مع تزايد اكتشاف العناصر الكيميائية.

XV. دراسة الجدول الدوري :**1. دراسة الادوار :**

السطر الاول: $n=1$ يشمل العناصر التي تملئ فيها تحت الطبقة (1s يحتوي على عنصرين)
السطر الثاني: $n=2$ يشمل العناصر التي تملئ فيها تحت الطبقة (2s,2p يحتوي على 8 عناصر)
السطر الثالث: $n=3$ يشمل العناصر التي تملئ فيها تحت الطبقة (3s,3p يحتوي على 8 عناصر)
السطر الرابع: $n=4$ يشمل العناصر التي تملئ فيها تحت الطبقة (4s,3d,4p يحتوي على 18 عناصر)
السطر الخامس: $n=5$ يشمل العناصر التي تملئ فيها تحت الطبقة (5s,4d,5p يحتوي على 18 عناصر)
السطر السادس: $n=6$ يشمل العناصر التي تملئ فيها تحت الطبقة (6s,4f,5d,6p يحتوي على 32 عناصر)
السطر السابع: $n=7$ يشمل العناصر التي تملئ فيها تحت الطبقة (7s,5f,6d,7p يحتوي على 32 عناصر)

➤ آخر عنصر في الجدول الدوري هو **اونينوكتيوم Ununoctium** عدده الذري يساوي **118** وهو عبارة عن غاز خامل. وقد اكتشف سنة 2006 من طرف فريق من الباحثين أمريكيان و روس عن طريق تفاعل التحام بين عنصر **الكالسيوم 48** و عنصر **الكاليفورنيوم 249**:



➤ نحصل على عدد العناصر x في كل سطر بالعلاقة التالية :

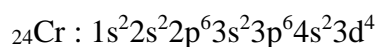
حيث n رقم السطر

$$x = \frac{1}{2}(n+1)^2 \quad \checkmark \text{ إذا كان رقم السطر فردي :}$$

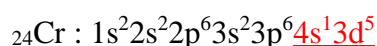
$$x = \frac{1}{2}(n+2)^2 \quad \checkmark \text{ إذا كان رقم السطر زوجي:}$$

➤ بعض العناصر تعتبر كشواذ لقاعدة **Klechkowski** حيث تحت الطبقة **d** و **f** تكون مستقرة عندما تكون مملوءة أو نصف مملوءة.

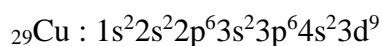
مثال: 1:



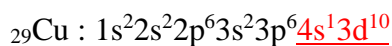
ليس له هذه البنية الالكترونية و إنما له البنية التالية:



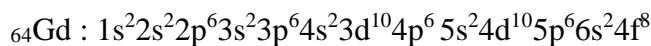
مثال: 2



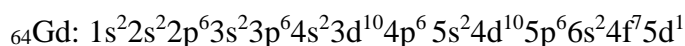
ليس له هذه البنية الالكترونية و إنما له البنية التالية:



مثال: 3



ليس له هذه البنية الالكترونية و إنما له البنية التالية:



➤ العناصر التي تملئ فيها تحت الطبقة 4f لها نفس الخواص الكيميائية لعنصر **Lanthane (La)** و تسمى

اللوتثانيدات (les lanthanides).

➤ العناصر التي تملئ فيها تحت الطبقة 5f لها نفس الخواص الكيميائية لعنصر **Actinium (Ac)** و تسمى

الاكتينيدات (les actinides).

2. دراسة الاعمدة :

في الجدول الدوري 18 عمود و تجتمع هذه الاعمدة في اجنحة هي الجناح f,d,p,s.

I _A	II _A											III _A	IV _A	V _A	VI _A	VII _A	O				
The Alkali Metals	The Alkaline Earths ²	III _B	IV _B	V _B	VI _B	VII _B	VIII _B		I _B	II _B	Acids Le	Group of carbone	Basis Le	The Chalcogens	The Halogens	The Noble Gases					
		The transition elements $ns^2(n-1)d^x$ $1 \leq x \leq 10$																			
Block S		La								Ac	Block d						Block p ($ns^2 np^x$) $1 \leq x \leq 6$				
												Block f									
												Lanthanides (4f)									
												Actinides (5f)									

➤ القلوبات تفقد إلكترون بسهولة لتعطي البنية الالكترونية للغاز الخامل.

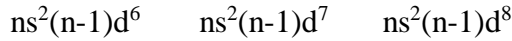
➤ القلوبات الترابية تفقد إلكترونين بسهولة لتعطي البنية الالكترونية للغاز الخامل.

➤ الشواذ في الجناح d هي - عناصر الفوج VI_B $ns^1(n-1)d^5$.

- عناصر الفوج I_B $ns^1(n-1)d^{10}$.:

➤ الفوج $VIII_B$ يشمل العناصر التالية :

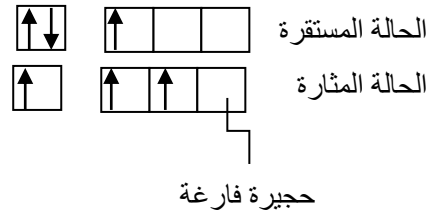
Fe	Co	Ni
Ra	Rh	Pd
Os	Ir	Pt



يسمى هذا الفوج بفوج **الثلاثية les triades** نظرا لتشابه الخواص الكيميائية لعناصر الأسطر و الأعمدة.

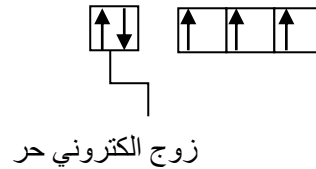
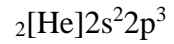
➤ أمحاض Lewis هي العناصر التي تحتوي على فجوة فارغة تستقبل زوج الكتروني.

مثال ${}_5B : 1s^2 2s^2 2p^1$:



➤ قواعد Lewis هي العناصر التي تحتوي على زوج الكتروني حر.

مثال ${}_7N : 1s^2 2s^2 2p^3$:



➤ مجموعة الهالوجينات له قابلية اكتساب إلكترون لتصبح لها نفس البنية الإلكترونية للغاز الخامل.

➤ الغازات الخاملة هي العناصر المستقرة.

XVI. تعيين موقع عنصر كيميائي:

3. تعيين الجناح و المجموعة لعنصر ما :

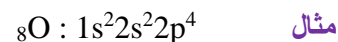
يمكننا تعيين الجناح الذي ينتمي إليه عنصر كيميائي من خلال التوزيع الإلكتروني له حيث : تحت الطبقة التي

تستقبل الإلكترون الأخير في التوزيع الإلكتروني هي التي تحدد الجناح s, d, p, f.

يمكننا تعيين المجموعة A أو B كما يلي :

• العنصر ينتمي إلى المجموعة **A** إذا كانت تحت الطبقة التي تستقبل الإلكترون الأخير في التوزيع الإلكتروني هي **p** أو **s**.

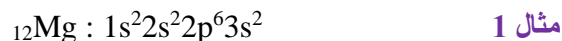
• العنصر ينتمي إلى المجموعة **B** إذا كانت تحت الطبقة التي تستقبل الإلكترون الأخير في التوزيع الإلكتروني هي **f** أو **d**.



تحت الطبقة p هي التي تستقبل الإلكترون الأخير إذن الأكسجين ينتمي إلى الجناح p و المجموعة A.

4. تعيين الفوج و السطر و العمود :

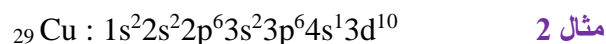
✓ تعيين فوج عنصر ما يحدد بعدد الكترونات التكافؤ.



Mg يحتوي الكتروني تكافؤ إذن هو ينتمي إلى الفوج II

تحت الطبقة s تستقبل الإلكترون الأخير إذن هو ينتمي إلى المجموعة A و الجناح s.

و منه عنصر Mg ينتمي إلى الفوج II_A.

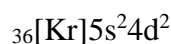
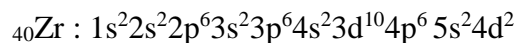


إذن عدد الكترونات التكافؤ 1 و الإلكترون الأخير يقع في تحت الطبقة d إذن المجموعة B و منه الفوج I_B.

✓ تعيين السطر (الدور) يقابل اكبر عدد كمي رئيسي n في التوزيع الالكتروني.

✓ تعيين العمود يمثل مجموع عدد الالكترونات التي تأتي بعد الغاز الخامل.

مثال :



الدور 5, الجناح d, المجموعة B, الفوج IV_B, العمود 4.

تمرين 1

الجرمنيوم Ge ينتمي الى عمود 6C و دور 19K. حدد :

1. موقعه في الجدول الدوري.
2. عدده الذري.
3. اوصف طبقة التكافؤ (عدد الازواج الالكترونية الالكترونات العازبة و الحجيرات الفارغة.)
4. حدد الاعداد الكمية الاربعة لالكترونات التكافؤ.

التمرين 2

عنصر له اقل من 18 إلكترون و يملك إلكترونين حريين.

- ما هي التوزيعات الالكترونية الممكنة .
- ما صيغة هذا العنصر علما انه ينتمي الى فوج 50Sn و دور 3Li.

XVII. الخواص الذرية و الدورية

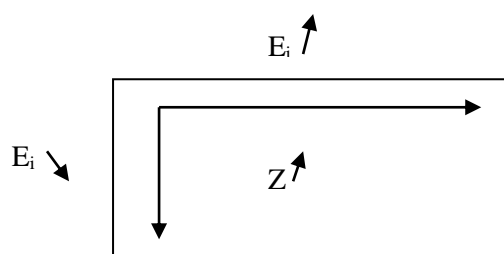
(3) طاقة التأين: E_i

طاقة التأين هي الطاقة اللازمة لنزع إلكترون من ذرة ما .



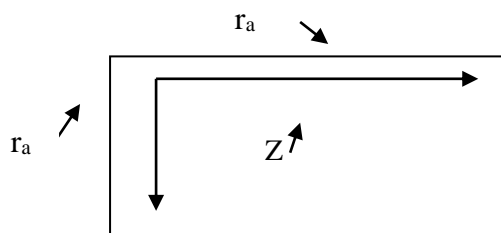
تتغير طاقة التأين في الجدول الدوري كما يلي :

- في السطر الواحد عدد الطبقات نفسه لكن Z يزداد (عدد البروتونات يزداد) أي أن قوى التجاذب بين النواة و الإلكترون الخارجي تزداد و منه **طاقة التأين تزداد**.
- في العمود الواحد عندما تزداد Z من الأعلى للأسفل فان عدد الطبقات تزداد و بالتالي قوة التجاذب بين النواة و الإلكترون الخارجي تتناقص و منه **طاقة التأين تتناقص**.



(4) نصف القطر الذري: r_n

- في السطر الواحد نصف القطر الذري يتناقص مع تزايد Z بفعل الشحنة.
- في العمود الواحد نصف القطر الذري يتزايد مع تزايد Z بفعل البعد.

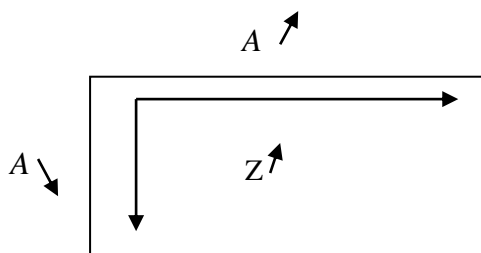


(5) الألفة الالكترونية لعنصر: A

هي قابلية عنصر لاكتساب إلكترون أي هي الطاقة التي يحررها العنصر عندما يكتسب إلكترون.



- في السطر الواحد تزايد الألفة الالكترونية بتزايد Z .
- في العمود الواحد تتناقص الألفة الالكترونية مع تزايد Z .

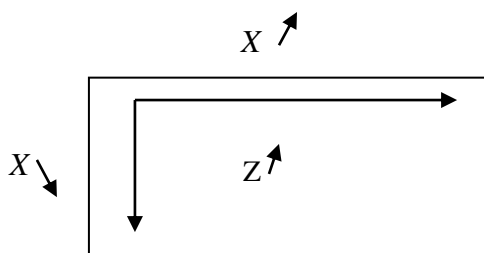
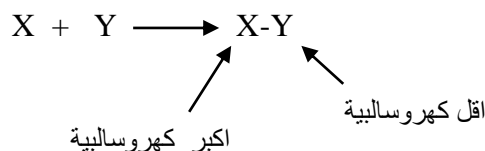


ملاحظة :

أعلى قيم للألفة الالكترونية هي لفوج الهالوجينات VII_A لأنها تقبل إلكترون بسهولة لكي يصبح لها نفس البنية الالكترونية للغاز الخامل الذي يليها في الجدول الدوري.
بالنسبة للعناصر المستقرة الألفة الالكترونية معدومة.

(6) الكهروسالبية X:

هي قدرة ذرة على جذب إلكترون ذرة أخرى إليها عندما تكون معها روابط كيميائية .



اكبر قيمة للكهروسالبية هي لعنصر الفلور F و تنغير كمايلي :

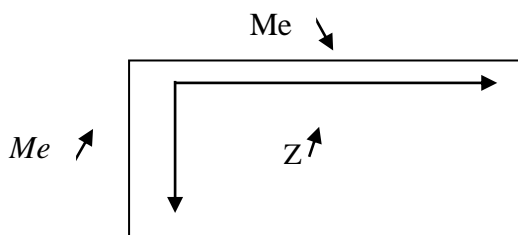
- في السطر الواحد تزداد الكهروسالبية مع زيادة Z.
- في العمود الواحد تنقص الكهروسالبية مع تزايد Z.

(7) الطبيعة المعدنية :

- ✓ المعدن هو عنصر له قابلية فقدان الكترونات بسهولة (مجموع الكترونات تحت الطبقات s و p الأخيرة > 4).
- ✓ الامعدن هو عنصر له قابلية اكتساب الكترونات بسهولة (مجموع الكترونات تحت الطبقات s و p الأخيرة < 4).

إذن فان الطبيعة المعدنية تتغير كما يلي

- في السطر الواحد تتناقص الطبيعة المعدنية مع زيادة Z.
- في العمود الواحد تتزايد الطبيعة المعدنية مع تزايد مع Z.



تمرين

نعتبر العناصر التالية : الفوسفور ^{15}P ; الازوت ^{11}Na ; عنصر الانتيمون ^{51}Sb ; عنصر البروم ^{35}Br و الالمنيوم ^{13}Al

1. اكمل الجدول التالي

العنصر	التوزيع و التشكيل الالكتروني	موقع كل عنصر في الجدول الدوري		
		السطر	العمود	الفوج
^{15}P				
^{11}Na				
^{51}Sb				
^{13}Al				
^{35}Br				

1. رتب هذه العناصر حسب تزايد نصف قطر ذري.

2. رتب هذه العناصر حسب تزايد طاقة التأين الخاصة بها وحسب تزايد الكهروسالبية .

3. هل يوجد بين هذه العناصر الهالوجينات أو عناصر انتقالية ؟ علل

الفصل السابع

الروابط الكيميائية

I. مقدمة

لشرح طبيعة الروابط التي تتحد بها الذرات لتكون جزيئات حيث كان يفترض بانه يتم انتقال الكترون من ذرة الى اخرى بحيث تتاين هذه الذرات فتكتسب شحنات مختلفة (- او +) فيتجاذبان فيما بينهما حسب قانون الكهرباء الساكنة ليتكون الجزيء. هذا التفسير لا يمكن تعميمه على كل الجزيئات و من هنا نستنتج انه يوجد عدة انواع من الروابط الكيميائية هي :

- الرابطة الايونية ;
- الرابطة المشتركة ;
- رابطة Van Der Waals ;
- الرابطة الهيدروجينية.

II. انواع الروابط الكيميائية

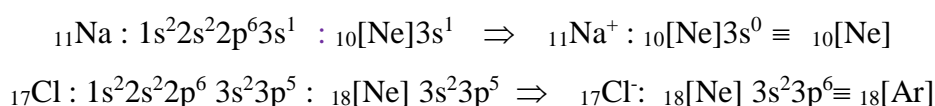
II-1. الروابط داخل الجزيء

1- الرابطة الايونية

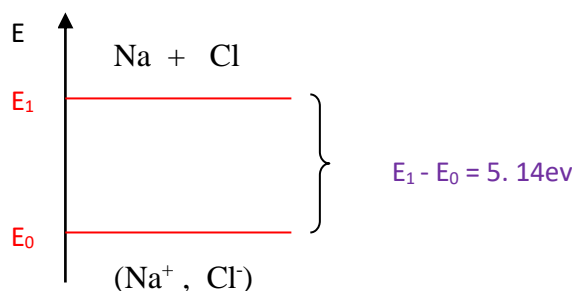
عند تسخين الصوديوم مع الكلور في حالتها الغازية نلاحظ تكون جزيء NaCl و يرافقه طاقة.



و تفسير ذلك هو ان الكترون التكافؤ للصوديوم ينتقل الى ذرة الكلور فنحصل على ايونين مستقرين لهما البنية الالكترونية للغازين الخاملين : النيون Ne و الارغون Ar .



النظام النهائي المتكون من الزوج الايوني المتحصل عليه (Na^+ , Cl^-) اكثر استقرار من النظام الابتدائي المتكون من ذرة صوديوم و ذرة كلور بفرق في الطاقة قدره 5.14 eV.



- الجزيء يكون دائما أكثر استقرار من الذرات التي تكونه مستقلة.
- بصفة عامة الروابط الايونية تتشكل بين عناصر الفوج IA و II_A (الفلويات و الفلويات الترابية) مع عناصر الفوج VI_A و VII_A (مجموعة الاكسجين و الهالوجينات).

*طول الرابطة الايونية

نعتبر البعد بين الايونين Na⁺ و Cl⁻ هو المسافة r بحيث لا يتداخلا و نعتبرهما شحنتين متركزتين +e و -e . الطاقة الكامنة الناتجة عن التجاذب بين هذين الايونين تعطى بدلالة البعد بينهما r بالعلاقة التالية :

$$E_{att} = \frac{-e^2}{r}$$

و بتناقص هذا البعد تزداد قوى التنافر بين الالكترونات و نواة الذرتين و تنتج طاقة كامنة تعطى بالعلاقة :

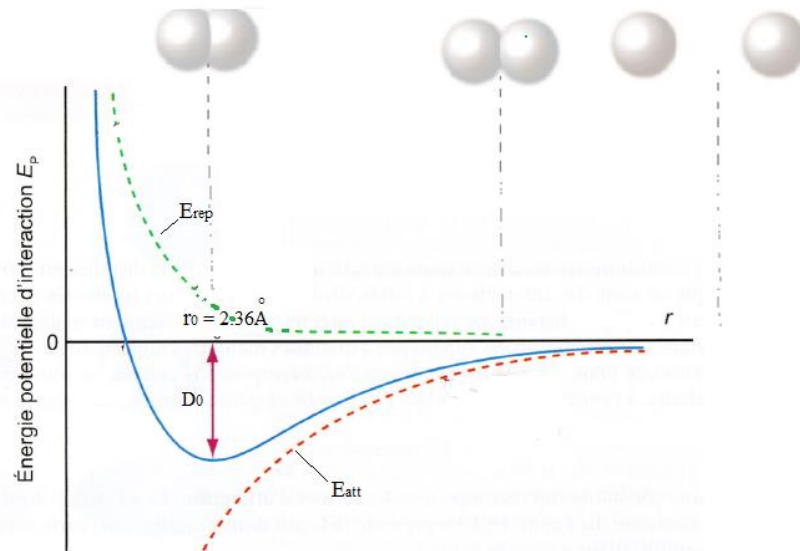
$$E_{rep} = be^{-ar}$$

بحيث a و b ثابتان يحددان نظريا انطلاقا من معادلة الموجة الذرية.

الطاقة الكلية لهذا النظام تعطى بالعلاقة :

$$E = E_{att} + E_{rep} = \frac{-e^2}{r} + be^{-ar}$$

يرسم E بدلالة r نحصل على المنحنى التالي :



- إذا كان $r > 3\text{Å}$ فان طاقة التنافر تقريبا معدومة .
- عندما يكون $r < r_0$ تتداخل السحابتين الالكترونيتين للأيونين Na^+ و Cl^- و تزداد قوى التنافر مما يجعل النظام غير مستقر.
- عندما $r = r_0 = 2.36\text{Å}$ فان الطاقة الكلية للنظام تاخذ القيمة الحدية الصغرى D_0 و التي تمثل طاقة استقراره.
- D_0 تمثل ايضا الطاقة اللازمة لتفكيك الجزيء NaCl .
- r_0 يمثل القطر الايوني للجزيء NaCl و هو يمثل طول الرابطة الايونية بحيث :

$$r_0 = r_{\text{Na}^+} + r_{\text{Cl}^-}$$

r_{Na^+} يمثل نصف قطر ايون Na^+

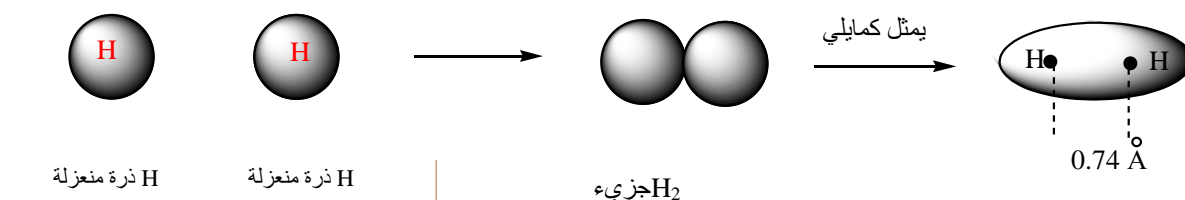
r_{Cl^-} يمثل نصف قطر ايون Cl^-

2- الرابطة المشتركة

عندما تشترك ذرات بالكترونات لتكوين رابطة فنحصل على رابطة مشتركة (رابطة تكافئية). مثال H_2 , CO , N_2 ,.....
نأخذ مثال جزيء الهيدروجين H_2 . كل ذرة هيدروجين H منعزلة لها البنية الالكترونية $1s^1$ اما في الجزيء فتملئ تحت الطبقة $1s$ لكي تستقر عندما تأخذ البنية الالكترونية للغاز الخامل He .



- على عكس الرابطة الأيونية أين السحابة الالكترونية للأيونين المشكلين للجزيء لا تتداخل فيما بينهما و لكن في حالة الرابطة المشتركة فإنها تتداخل فطول الرابطة في جزيء H_2 هو 0.74Å اصغر من مجموع نصفي قطري ذرتا الهيدروجين ($r_{\text{H}} = 0.53\text{Å}$) الذي هو $2r_{\text{H}} = 1.06\text{Å}$.
- تمثيل الرابطة المشتركة يكون بالشكل التالي :



و هذه تمثيل خاطئ

(a) الاوربيطالات الجزيئية

1-a. الرابطة المشتركة في الميكانيك الموجي

في الميكانيكا لموجي جزيء H_2 هو عبارة عن محط جزيئي $1S^2$ يتكون عندما يتحد محطين ذريين $1S^1$ لذرتين من الهيدروجين H .



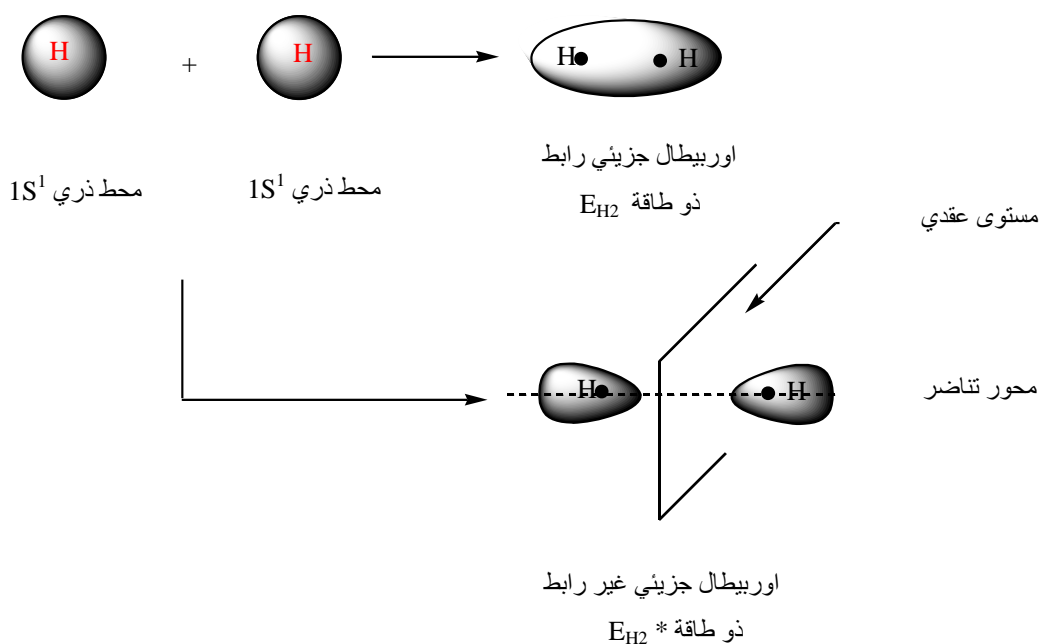
بحل معادلة شرودينجر بالنسبة لهذا الجزيء فإننا نتحصل على مايلي :

- قيمتين خاصتين للطاقة.

• طاقة المستوى الجزيئي الرابط E_{H_2} حيث : $E_{H_2} < 2E_H = 2 \cdot 13.6 \text{ ev}$ و يقابله اوربيطال جزيئي رابط.

• طاقة المستوى الجزيئي ضد الرابط $E_{H_2}^* > 2E_H = -2 \cdot 13.6 \text{ ev}$ و يقابله اوربيطال جزيئي ضد رابط.

2-a. تمثيل الاوربيطالات الجزيئية



- نصف الفرق بين الالكترونات الرابطة و ضد الرابطة يسمى صف الربط الكلي لجزيء او رتبة الرابطة .

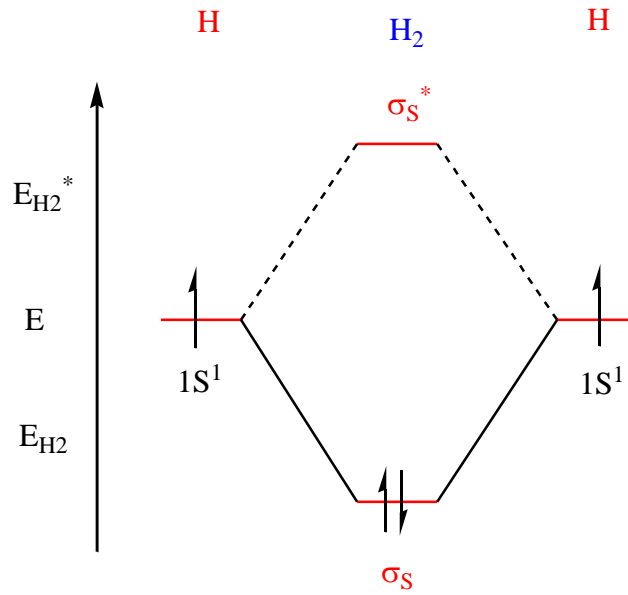
$$\text{ع!ضر} - \text{ع!ر} = \frac{\text{رتبة الرابطة}}{2}$$

- رتبة الرابطة تحدد عدد الروابط المشتركة في لجزيء.

- كلما كانت رتبة الرابطة كبيرة كلما كانت الرابطة قوية.

- عدد الالكترونات الرابطة و ضد الرابطة يحسب انطلاقا من المخطط الطاقوي للجزيء.

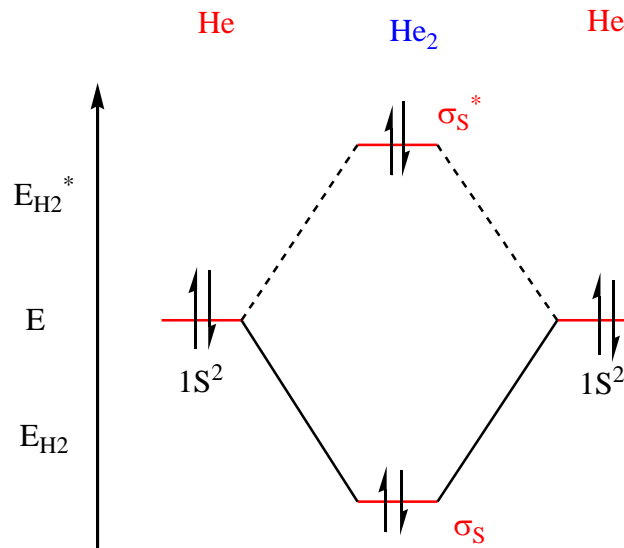
- يمثل جزيء H_2 على مخطط طاقي كما يلي :



من المخطط نستنتج عدد الالكترونات الرابطة = 2 و عدد الالكترونات ضد رابطة = 0 و منه رتبة الرابطة = 1 هذا يعني انه في جزيء H_2 يوجد رابطة مشتركة واحدة.

مثال :

ليكن جزيء الهيليوم He_2 . تمثيل المخطط الطاقي لهذا الجزيء يكون كمايلي :

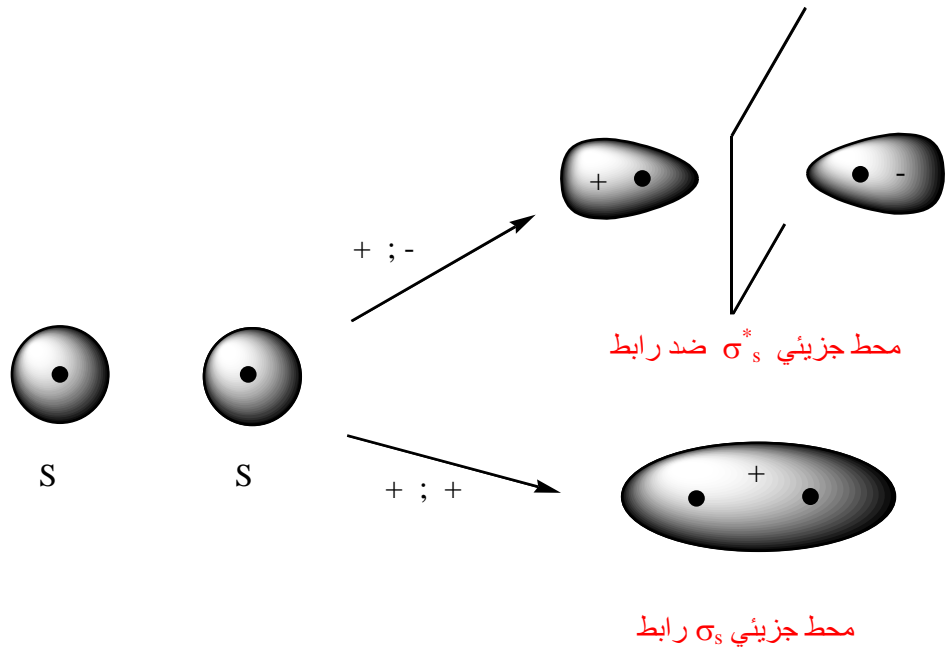


عدد الالكترونات الرابطة هو 2 و ضد الرابطة هو 2 اذا رتبة الرابطة في هذه الحالة هو 0 . هذا يعني لا توجد رابطة $He-He$ اي لا يوجد جزيء He_2 .

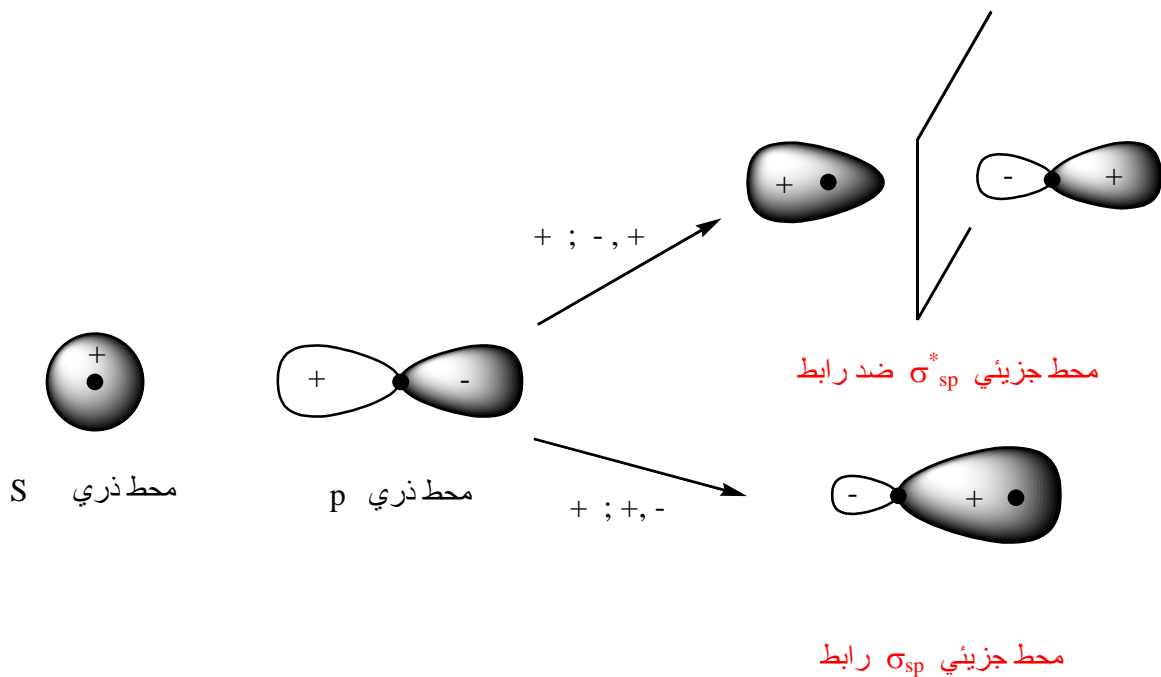
3-a. الاوربيطالات الجزيئية σ و π

- نحصل على محطات جزيئية من نوع σ عندما تكون تغطية المحطات الذرية وفق محور (تغطية محورية).

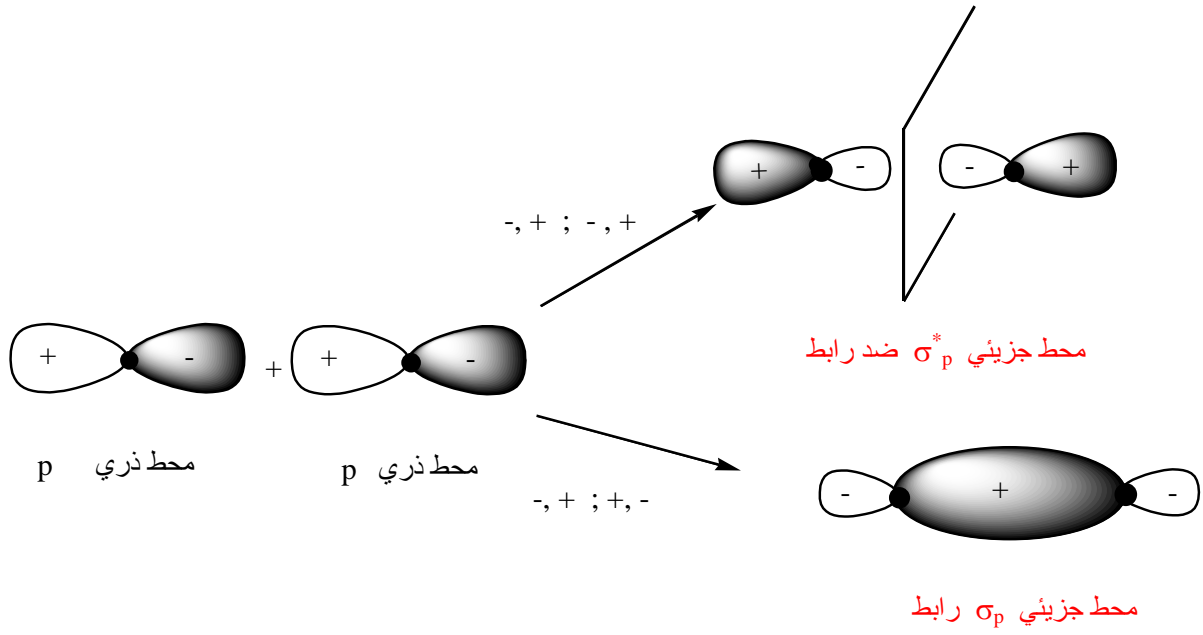
في الجزيئات البسيطة نحصل على تغطية محورية بين محطين ذريين S للذرتين مختلفتين بالشكل التالي :



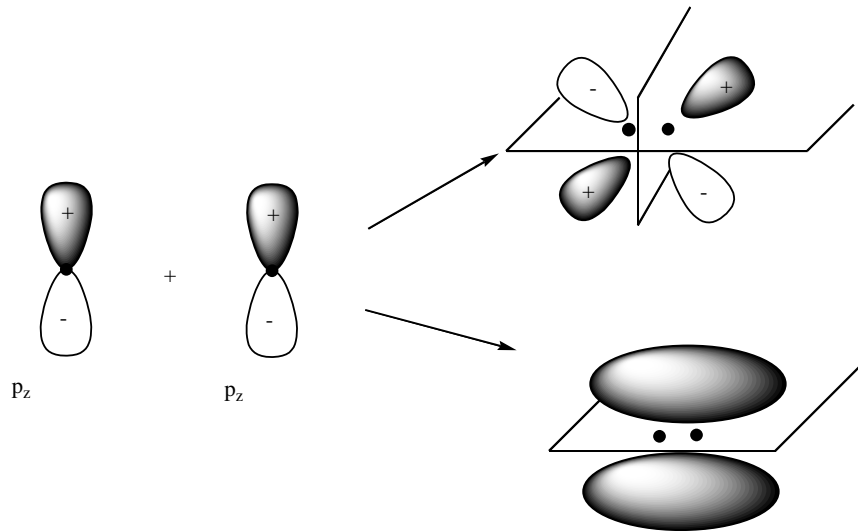
أو تغطية محورية بين محط ذري S و محط ذري p للذرتين مختلفتين بالشكل التالي :



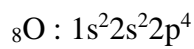
أو تغطية محورية بين محطين ذريين p للذرتين مختلفتين بالشكل التالي :



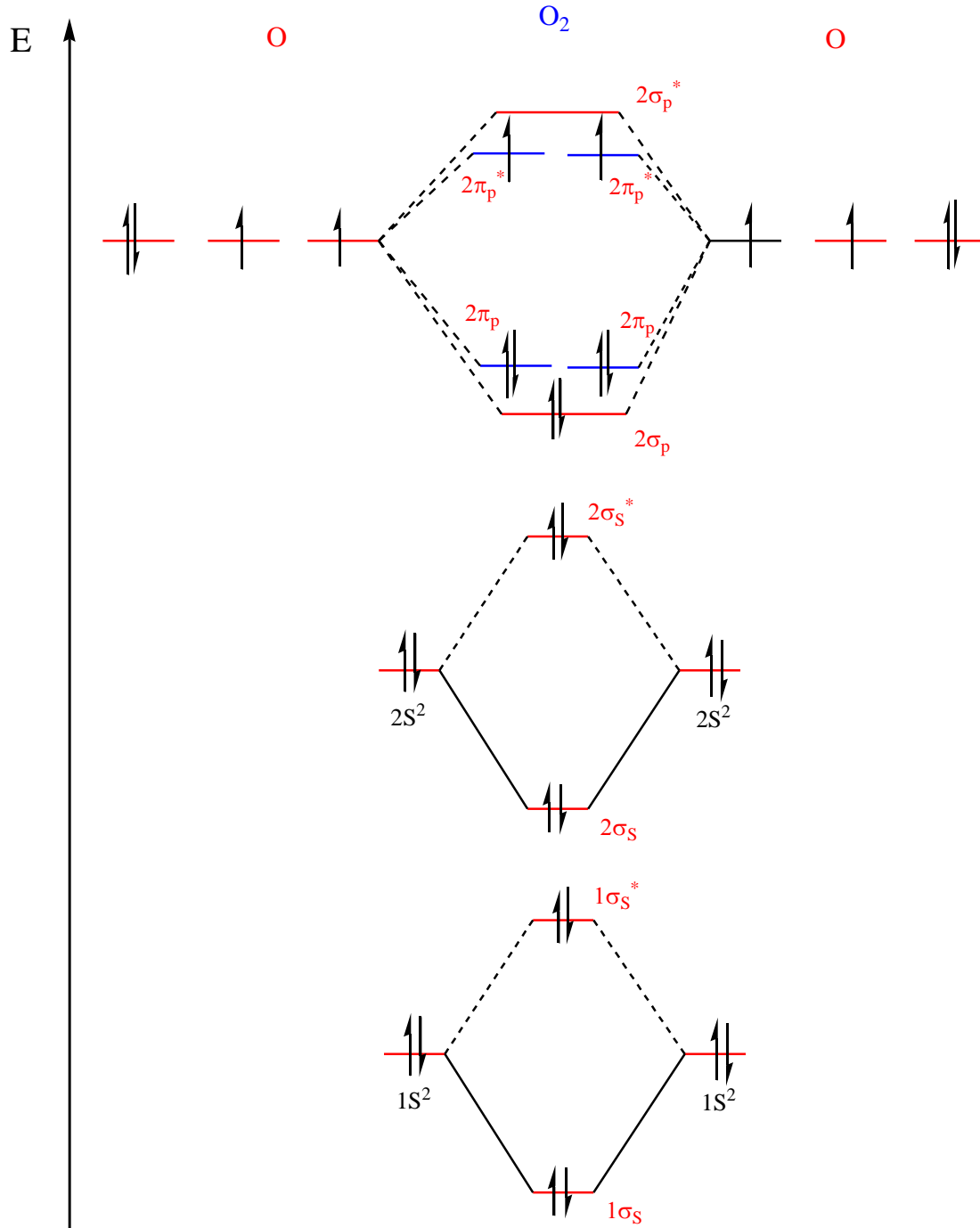
- نحصل على محطات جزيئية من نوع π عندما تكون تغطية المحطات الذرية وفق مستوي (تغطية جانبية). ونحصل عليها فقط في حالة المحطات الذرية من نوع p. عندما تتحد ذرتين فالمحط الذري p_y للذرتين يعطي تغطية محورية فنحصل على محطين جزيئيين σ_p و σ_p^* . أما المحطين الذريين p_x و p_z فيعطيان تغطية جانبية فنحصل على محطين جزيئيين π .



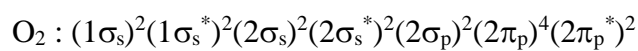
4-a. تمثيل المخطط الطاقوي للجزيئات ذات انوية متشابهة A_2



لنأخذ مثال الاكسجين O_2



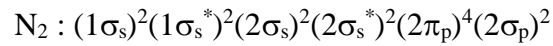
- توزيع الالكترونات حسب قاعدتي هوند و بولي.
- رتبة الرابطة لجزيء O₂ هي $4/2 = 2$.
- التوزيع الالكتروني لجزيء الأوكسجين يكتب من الشكل :



ملاحظة

في بعض الجزيئات من نوع A₂ طاقة المحط الجزيئي δ_{2p} اكبر من طاقة المحط الجزيئي 2π_p وهذا راجع لتقارب المسنويات الطاقوية في العنصر.

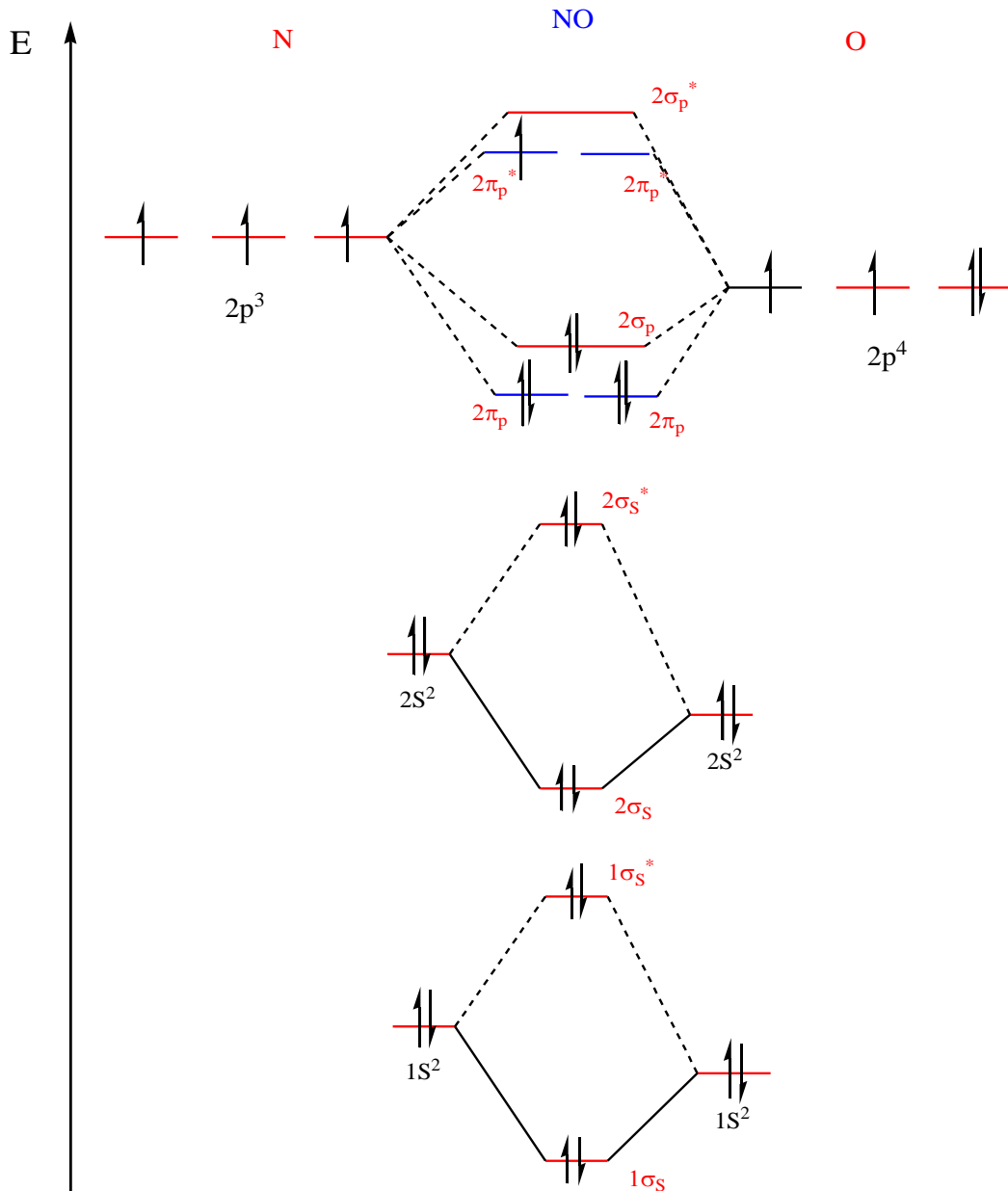
مثال جزيء الازوت N_2 .



5-a. البنية الالكترونية للجزيئات ذات انوية غير متشابهة AB

لنأخذ مثال جزيء NO

$\chi_O > \chi_N$ الكهروسالبية للاكسجين اكبر من كهروسالبية الازوت و منه فان طاقة تحت الطبقات الذرية للعنصر O اقل من تلك في العنصر N.



$$\text{NO} : (1\sigma_s)^2(1\sigma_s^*)^2(2\sigma_s)^2(2\sigma_s^*)^2(2\sigma_p)^2(2\pi_p)^4(2\pi_p^*)^1$$

رتبة الرابطة =NO 2.5

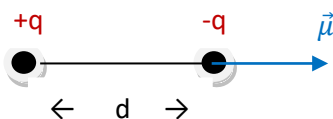
(b) الرابطة المشتركة المستقطبة

1- ثنائي القطب الكهربائي

هو زوج يتكون من شحنتين نقطيتين متساويتين بالقيمة المطلقة و بإشارتين مختلفتين ويتميز بالشعاع $\vec{\mu}$ ويسمى بعزم ثنائي القطب الكهربائي بحيث :

$$\|\vec{\mu}\| = |q|d \quad \text{طويلته}$$

اتجاهه $\vec{\mu} = .d.\vec{\mu}$ و $\vec{\mu}$ هو شعاع الوحدة اتجاهه من القطب الموجب الى القطب السالب.



➤ وحدة عزم ثنائي القطب

في النظام MKSA وحدة عزم ثنائي القطب هي coulomb.metre (c.m) كما نستخدم وحدة **الدوباي (D) Debye** بحيث :

$$1 \text{ D} = 3.33 \cdot 10^{-30} \text{ c.m}$$

2- عزم ثنائي القطب في حالة جزيء ثنائي الذرة AB

ما دامت الذرة A تختلف عن الذرة B في الكهروسالبية فيظهر عندهما قطبين ناتجين عن شحنتين جزئيتين نرسم لها بالرمز δ و $-\delta$ حيث :

$$|\delta| < |e|$$

إذا ينتج ثنائي قطب كهربائي عن الشحنتين δ و $-\delta$ يجعل للجزيء AB عزم ثنائي قطب μ حيث :

$$\mu = |\delta| \cdot r$$

r : المسافة بين الذرتين A و B و الذي يمثل طول الرابطة

في حالة الرابطة الايونية ثنائي القطب الكهربائي يتكون من شحنتين عنصريتين +e و -e و عزم ثنائي القطب في هذه الحالة يعطى بالعلاقة :

$$\mu_i = |e| \cdot r$$

➤ الصفة الايونية لرابطة مستقطبة P

$$P = \frac{\mu}{\mu_i} \cdot 100$$

تعطى بالعلاقة :

حيث μ هو عزم ثنائي القطب المقاس تجريبيا

μ_i هو عزم ثنائي القطب الرابطة الايونية

$$P = \frac{\mu}{\mu_i} \cdot 100 = \frac{|\delta| \cdot r}{|e| \cdot r} \cdot 100 \Rightarrow$$

$$P = \frac{|\delta|}{|e|} \cdot 100$$

3- عزم ثنائي القطب للجزيئات متعددة الذرات

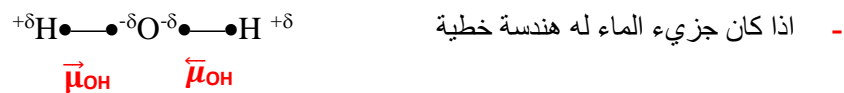
في حالة جزيء يتكون اكثر من ذرتين فحساب عزم ثنائي القطب نقوم بالجمع الشعاعي لمختلف العزوم للروابط في هذا الجزيء

$$\vec{\mu}_T = \sum \vec{\mu}_T$$

هذه الخاصية تسمح لنا بتعيين هندسة الجزيئات في بعض الحالات .

مثال :

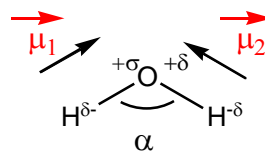
اذا علمنا ان عزم الرابطة O-H هو $\mu_{OH} = 1.5D$ و $\mu_{H_2O} = 1.82D$ فما هي هندسة جزيء الماء



و منه : $\mu_{TH_2O} = 0 \Leftrightarrow \vec{\mu}_{OH} + \vec{\mu}_{TH_2O} = 0$

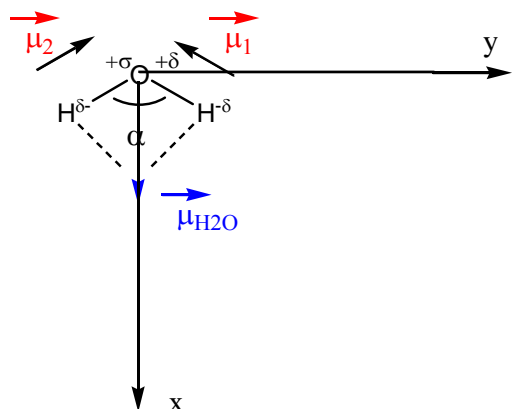
اذا هذه الهندسة غير صحيحة لان العزم غير معدوم و $\mu_{TH_2O} = 1.82D$

- اذا كان جزيء الماء له الهندسة التالية :



فان العزم الكلي هو محصلة الشعاعين بحيث :

$$= \vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2$$



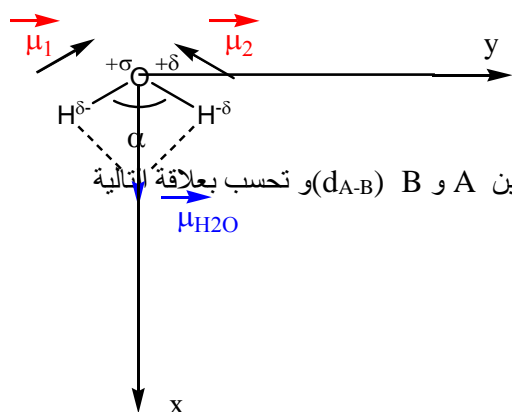
$$\vec{\mu}_1 = \mu_{OH} \sin(\alpha/2) \vec{j} + \mu_{OH} \cos(\alpha/2) \vec{i} \implies \mu_{H_2O} = 2 \mu_{OH} \cos(\alpha/2)$$

$$\vec{\mu}_2 = -\mu_{OH} \sin(\alpha/2) \vec{j} + \mu_{OH} \cos(\alpha/2) \vec{i}$$

$$\cos(\alpha/2) = \frac{\mu_{H_2O}}{2 \mu_{OH}} = 0.606 \implies \alpha = 105^\circ$$

و هذه الهندسة الاقرب للنتائج التجريبية

4- حساب طول الرابطة



ليكن الجزيء AB . طول الرابطة في هذا الجزيء هي المسافة بين نوّاتي الذرتين A و B (d_{A-B}) و تحسب بعلاقة التالية :

$$d_{A-B} = r_A + r_B - K \Delta\chi$$

d_{A-B} طول الرابطة B-A

$r_A + r_B$ نصف القطر الذري للذرتين A و B بال(Å)

$\Delta\chi$ الفرق في الكهروسالبية بين الذرتين A و B بالقيمة المطلقة

$$\left. \begin{array}{l} 0.09 \text{ في حالة رابطة احادية B-A} \\ 0.06 \text{ في حالة رابطة ثنائية B=A} \\ 0.03 \text{ في حالة رابطة ثلاثية B}\equiv\text{A} \end{array} \right\} = K$$

(c) بنية الايونات و الجزيئات متعددة الذرات

1- التكافؤ (صيغة Lewis)

تكافؤ عنصر بجزيء هو عدد الازواج الالكترونية الرابطة للعنصر في الجزيء. يمكن لعنصر ان يكون له تكافؤات مختلفة حسب الجزيئات التي يوجد فيها.

مثال 1

جزيء H_2 جزيء H_2O و جزيء NH_3
 تكافؤ H هو 1 بالنسبة لـ H_2 , H_2O و NH_3
 تكافؤ O هو 2 بالنسبة لـ H_2O
 تكافؤ N هو 3 بالنسبة لـ NH_3

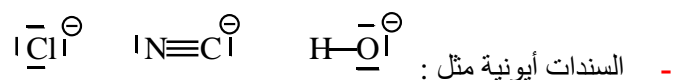
مثال 2

عنصر الفوسفور تكافؤه 3 في جزيء PCl_3

e) المعقدات

هي مركبات تتكون من جزئين :

- أيون أو ذرة مركزية نرمز لها بالرمز M في غالب الأحيان هو عبارة عن عنصر معدني ينتمي للجناح d .
- سندات يرمز لها بالرمز L و هي عبارة عن ذرات أو مجموعة من الذرات غير معدنية ترتبط بـ M بروابط تساندية.
- M مثل : Ni, Co, Zn, Fe, Cu.....



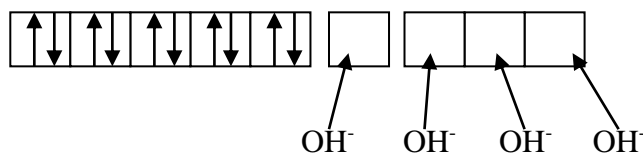
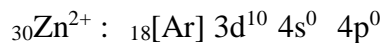
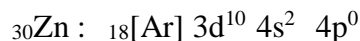
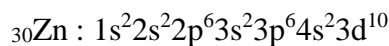
- السندات المتعادلة مثل : NH_3 و H_2O

- كل معقد يمثل بالصيغة : $[\text{ML}_n]^x$ حيث n هو عدد السندات المرتبطة بالمعدن و x هو الشحنة الكلية للمعقد و تساوي شحنة المعدن زائد شحنة السندات.

مثال 1 :

$[\text{Zn}^\ominus(\text{OH})_4]^{2-}$ هي شحنة Zn

$$\text{Zn}^{2+} + e + (4 \cdot (-1)) = -2 \Rightarrow e = +2$$



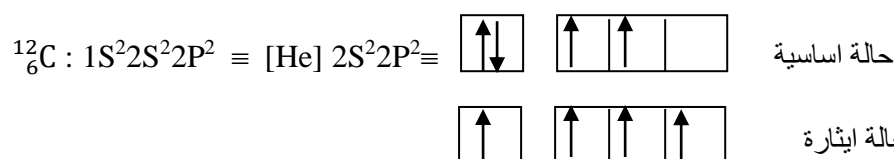
مثال 2 :

مثل المعقدات التالية : $[\text{Co}^\ominus(\text{NH}_3)_6]^{3+}$

- نسمي معقد **بارامانتيك** كل معقد يحتوي معدنه على الكترولونات عازبة.
- نسمي معقد **ديامانتيك** كل معقد لا يحتوي معدنه على الكترولونات عازبة.

f) تهجين المحطات الذرية – هندسة الجزيئات-

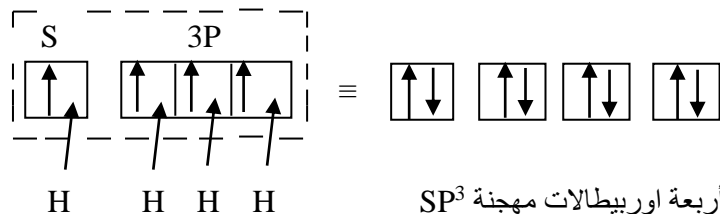
الكربون في حالته الاساسية ذو تكافؤ 2 و لكن عندما يرتبط بعناصر اخرى فان تكافؤه يصبح 4 و ذلك ناتج عن تهجين المحطات الذرية. هناك حالات تهجين مختلفة كل منها يعطي البنية الهندسية للاوربيطالات في الفضاء.



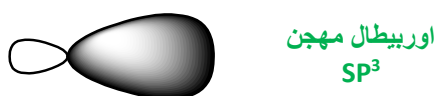
1- التهجين sp^3

النتائج التجريبية أظهرت ان جزيء الميثان له اربع روابط متكافئة و الزوايا \widehat{HCH} كلها تساوي القيمة 109.28° و الروابط C—H لها نفس الطول قدره 1.093 \AA .

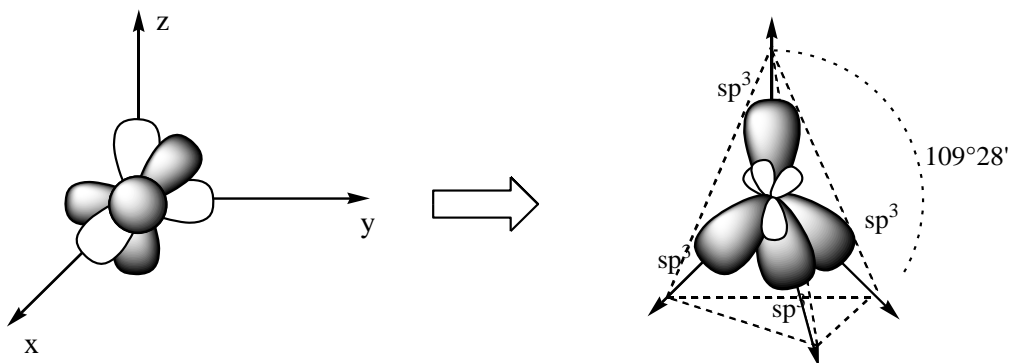
ينتج الميثان من اتحاد اوريبيطال ذري S مع ثلاث اوريبيطالات ذرية P مما يعطي **أربع اوريبيطالات جزيئية هجينة SP^3**



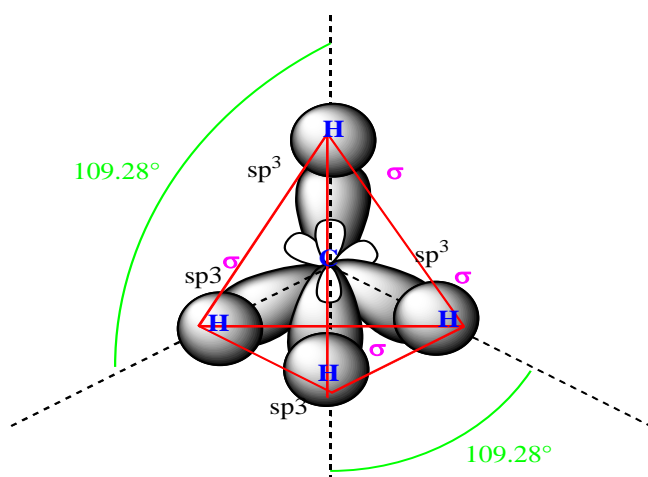
تتخذ الشكل :



توجه هذه الاوريبيطالات حسب **رباعي الوجوه tétraèdre** (هرم ذو قاعدة مثلثية) الزاوية بين محاور هذا الرباعي هي 109.28° .

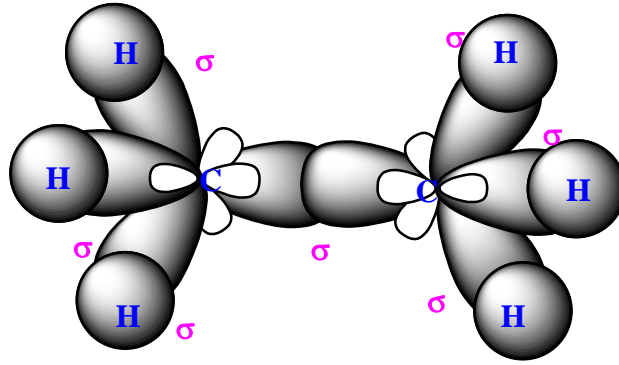


تنتج الاوريبيطالات SP^3 من **تغطية محورية** بين اوريبيطال ذري S و ثلاث اوريبيطالات ذرية P مما يؤدي الى تشكل روابط من نوع σ .



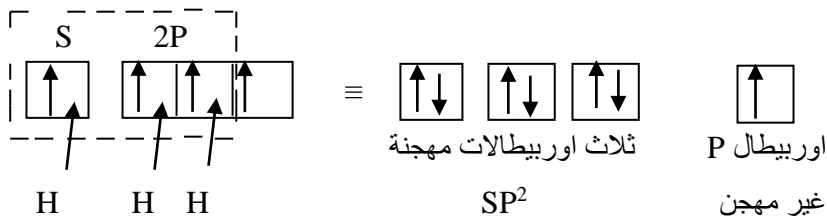
مثال :

جزيء الايثان CH_3-CH_3

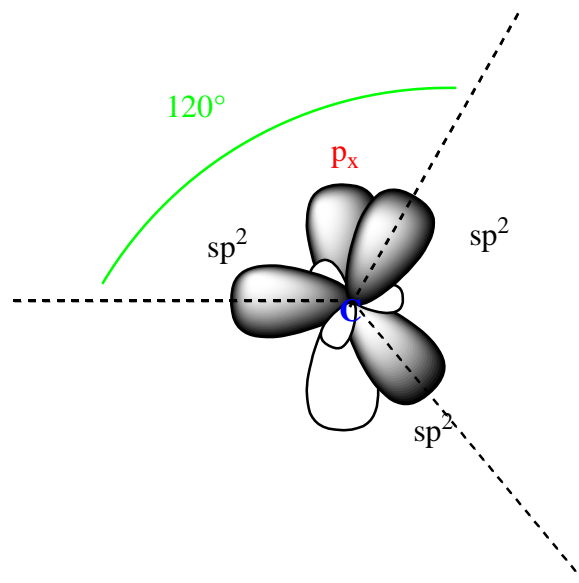


2- التهجين sp^2

ينتج من اتحاد اوريبيطال ذري S مع 2 اوريبيطالات ذرية P مما يعطي ثلاث اوريبيطالات جزيئية هجينة SP^2

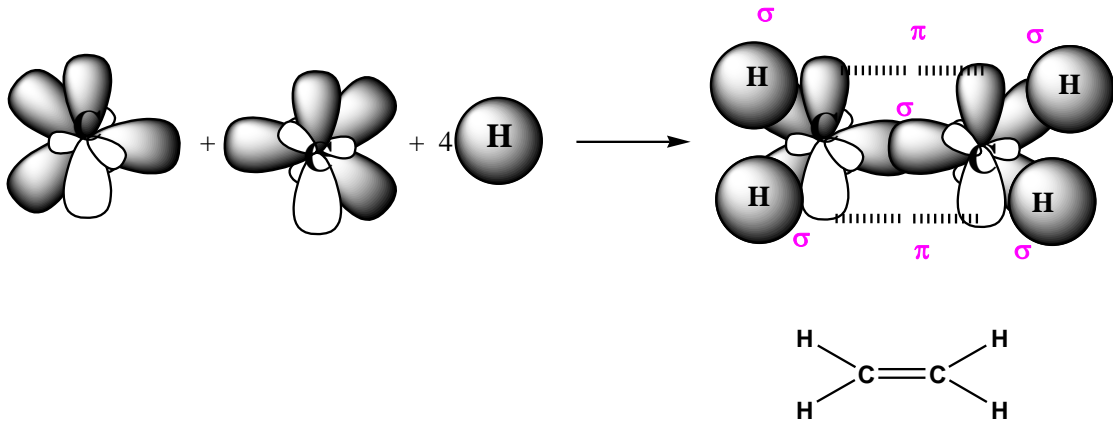


توجه هذه الاوريبيطالات في المستوي (plan) الزاوية بين محاور هذا هي 120° . التغطية الجانبية بين الاوريبيطالات الذرية P الغير مهجنين للكربونين تنتج رابطة من نوع π



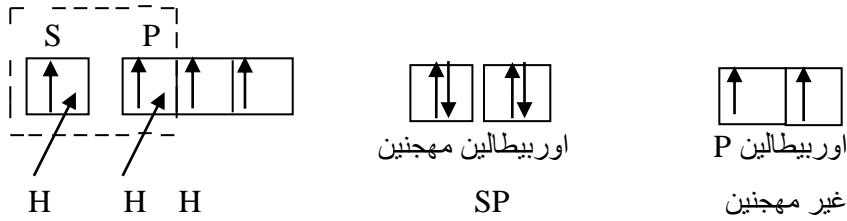
مثال:

جزيء الايثيلان $CH_2=CH_2$

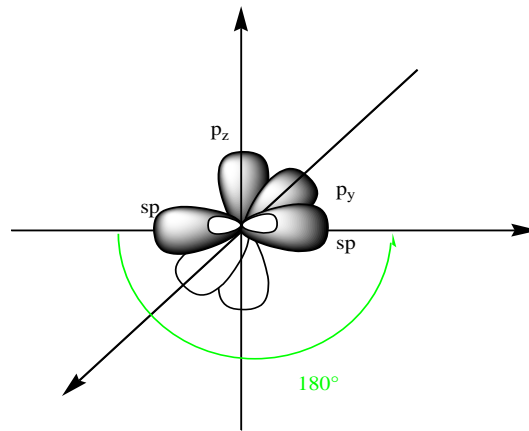


3- التهجين sp

ينتج من اتحاد اوربيطال ذري S ; اوربيطال ذري P مما يعطي 2 اوربيطالات جزئية هجينة SP

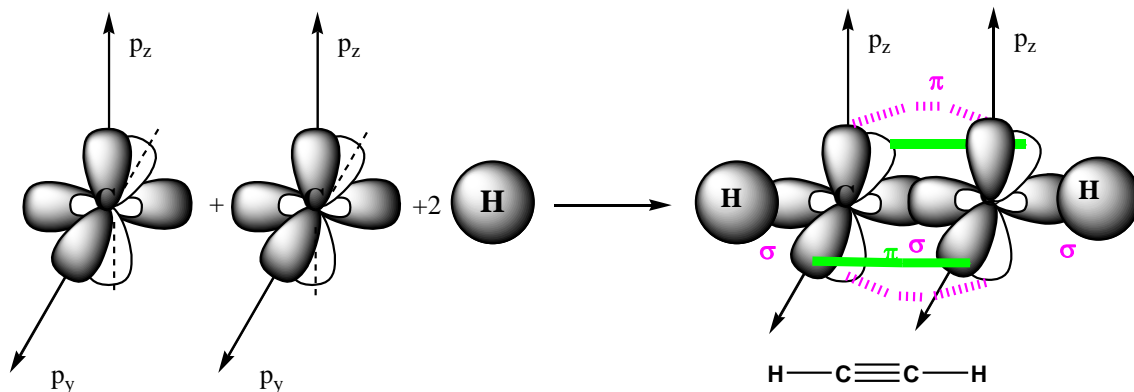


توجه الاوربيطالين المهجنين بشكل خطي و الزاوية بين المحاور هي 180° . التغطية الجانبية بين الاربيطالين الذريين P الغير مهجنين للكربونين تنتج رابطتين من نوع π



مثال:

جزء الاسيتيلين $\text{CH}\equiv\text{CH}$



بصفة عامة

- اذا كان لذرة داخل جزيء اربع روابط σ \Leftarrow فان تهجين هذه الذرة sp^3 .
- اذا كان لذرة داخل جزيء ثلاث روابط σ و واحدة π \Leftarrow فان تهجين هذه الذرة sp^2 .
- اذا كان لذرة داخل جزيء اثنان روابط σ و اثنان π \Leftarrow فان تهجين هذه الذرة sp .
- الزوج الالكتروني الحر لذرة يعتبر كرابطة σ

4- تهجين المحطات d

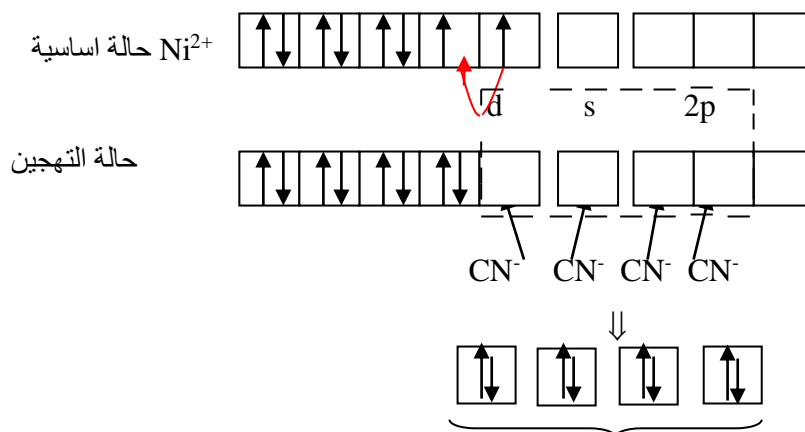
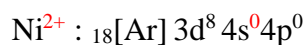
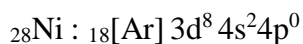
هذا النوع من التهجين يلاحظ عند المعقدات الجزيئية و الايونية.

- التهجين dsp^2

مثال المعقد $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$

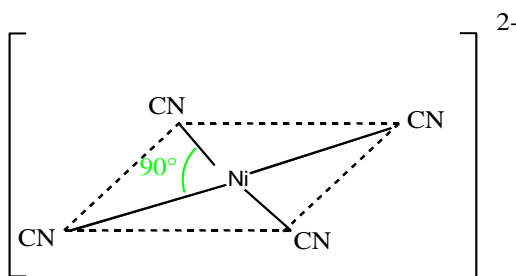
ينتج هذا النوع من التهجين عند التداخل بين واحد اوربيطال ذري S و اوربيطالين ذريين 2P و واحد اوربيطال ذري d مما يعطي اربعة اوربيطالات هجينة dsp^2 . البنية الهندسية لهذا النوع من التهجين هي من شكل مربع مستوي و زاوية بين محاوره 90° .

شحنة الذرة المركزية Pt تساوي +2



4 اوربيطالات هجينة dsp^2

و منه هندسة هذا الجزيء هي من شكل :



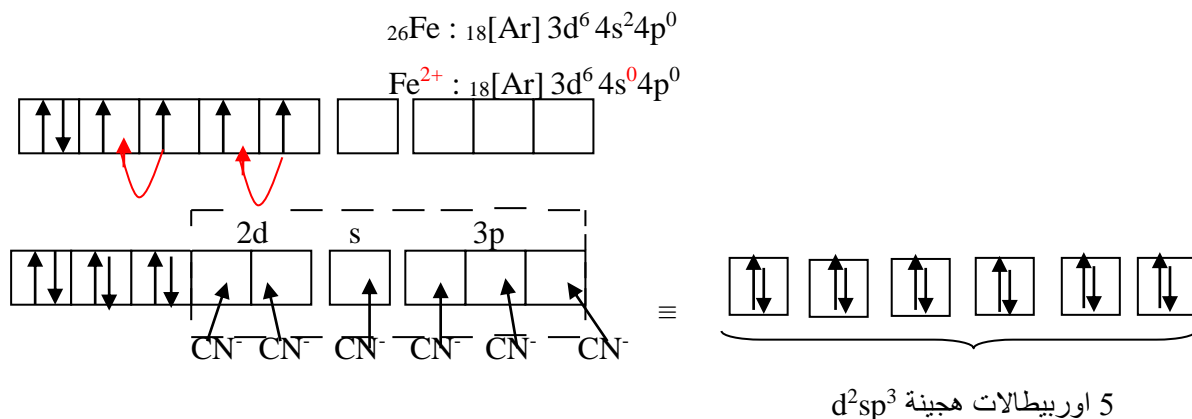
هذا المعقد لا يحتوي على إلكترونات حرة اذا هو ديامانيتيك.

- التهجين d^2sp^3

مثال المعقد $[Fe(CN)_6]^{4-}$

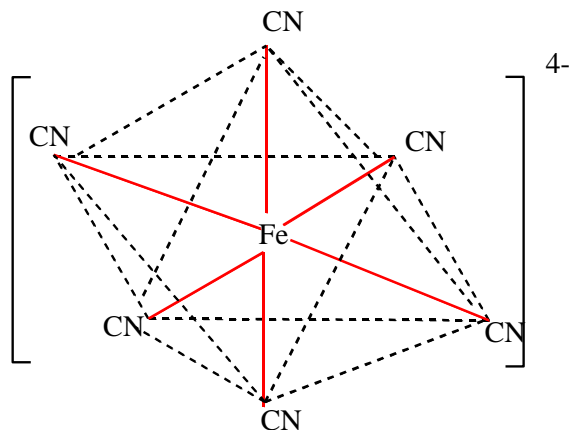
ينتج هذا النوع من التهجين عند التداخل بين واحد اوربيطال ذري **S** و ثلاث اوربيطالات ذرية **3P** و اوربيطالين ذريين **2d** مما يعطي ستة اوربيطالات هجينة d^2sp^3 . البنية الهندسية لهذا النوع من التهجين هي من شكل **ثماني وجوه**.

شحنة الذرة المركزية Fe تساوي +2



هذا المعقد لا يحتوي على إلكترونات حرة اذا هو ديامانيتيك.

و منه هندسة هذا الجزيء هي من شكل :

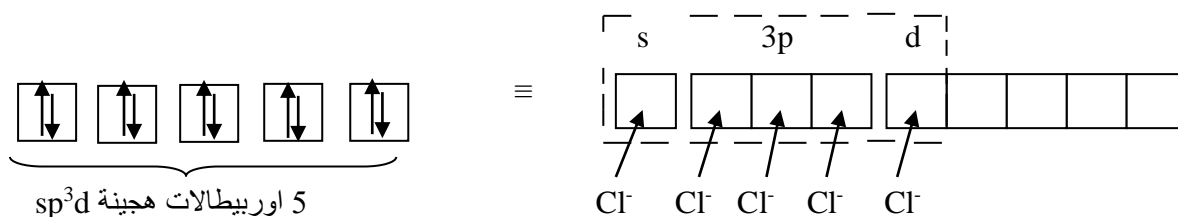
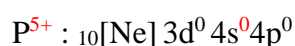
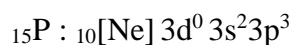


- التهجين $sp^3 d$

مثال الجزيء PCl_5

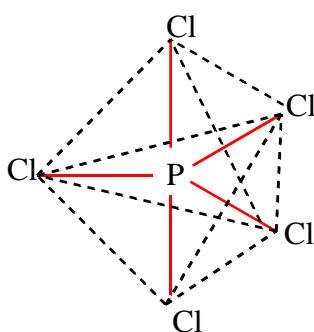
ينتج هذا النوع من التهجين عند التداخل بين واحد اوربيطال ذري S و ثلاث اوربيطالات ذرية $3P$ و اوربيطال ذري d مما يعطي خمسة اوربيطالات هجينة $sp^3 d$. البنية الهندسية لهذا النوع من التهجين هي من شكل هرم مثلث القاعدة.

شحنة الذرة المركزية P تساوي $+5$



5 اوربيطالات هجينة $sp^3 d$

و منه هندسة هذا الجزيء هي من شكل :



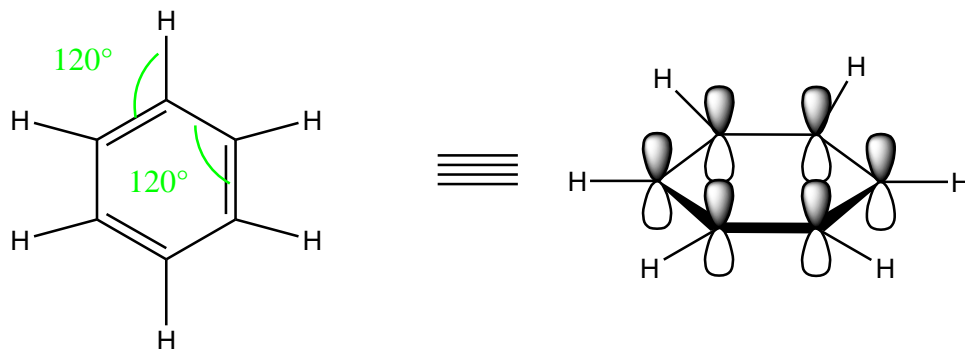
(g) الجزيئات ذات روابط مضاعفة

حتى الآن درسنا جزيئات مختلفة مرتبطة بروابط بسيطة أين الالكترونات تكون متموضعة ولكن هناك جزيئات أين تكون فيها الالكترونات الرابطة π غير متموضعة.

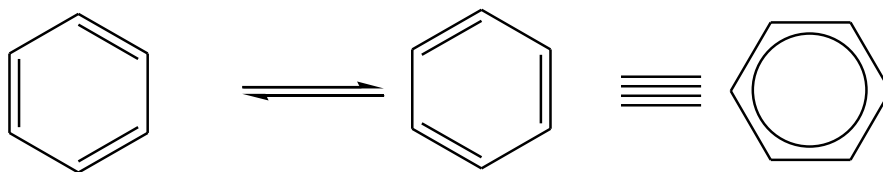
مثال الجزيئات الحلقية:

هي جزيئات تتكون من ذرات مرتبطة فيما بينها لتكون حلقة و اهم مثال البنزن.

بينت التجارب أن جزيء البنزن هو عبارة عن سداسي أضلاع منتظم و مستوي و الزوايا $\widehat{CCH} = \widehat{CCC} = 120^\circ$ و هذا يعني أن تهجين ذرات الكربون كلها في جزيء البنزن هو من نوع sp^2 .



نلاحظ إن المحطات p_z الغير مهجنة يمكنها إن تدخل في تغطية جانبية مع المحطات p_z عن اليمين و عن اليسار. و من هنا نستنتج إن الالكترونات في جزيء البنزن غير متوضعة و تسمى هذه الظاهرة **بالترافق** او **الطينين**. و هي مثبتة تجريبيا .



2-II. الروابط بين الجزيئات

1- رابطة فانديرفولس

هي رابطة ناتجة عن تبادلات الفعل الكهربائي بين الجزيئات . رابطة فانديرفالز تتميز بطبيعتها الكهربائية و هي رابطة ضعيفة بالمقارنة بالرابعة المشتركة أو الأيونية .

مثال الجزيء المستقطب HF

فيظهر ثنائي قطب بين الجزيئات هذا الارتباط يسمى بفعل كيزوم أين طاقة الربط E_K تتناسب عكسيا مع درجة الحرارة المطلقة T .

$$E_K = \frac{-\mu^4}{d^6 \cdot T}$$

d: البعد بين جزيئين

μ : عزم ثنائي القطب

T : درجة الحرارة المطلقة

في مثال آخر حيث الجزيء غير مستقطب غاز اليود I_2 حيث الذرات متشابهة اي متساوية في الكهروسالبية فلا يظهر ثنائي قطب دائم و إنما يظهر ثنائي قطب مؤقت ناتج من اقتراب الجزيئات من بعضها لمسافة صغيرة جدا فتتجاذب فيما بينها. و طاقة الربط الناتجة تعطى بقانون لندن التالي :

$$E_L = \frac{-a}{d^6} + \frac{b}{d^{12}}$$

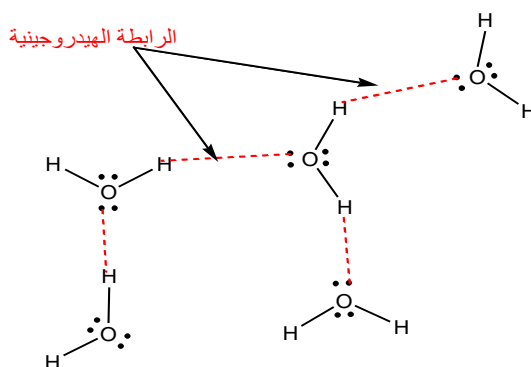
a و b ثابتان

d البعد بين الجزيئين

2- الرابطة الهيدروجينية

تجريبيا نلاحظ ان جزيء الماء له كتلة جزيئية صغيرة و لكن درجة غليان الماء مرتفعة نسبيا بالمقارنة مع مركبات لها كتل جزيئية قريبة له. فسرت هذه الظاهرة بان جزيئات الماء مترابطة فيما بينها بروابط كهروستاتيكية تسمى **الرابطة الهيدروجينية**.

الأكسجين في جزيء الماء أكثر في الكهروسالبية من جزيء الهيدروجين فيجذب إليه بقوة الزوج الالكتروني الرابط بين الذرتين O و H . هذا الفعل يؤدي إلى افتقار السحابة الالكترونية من جهة الهيدروجين و الذي يعوضه هذا الأخير بارتباطه من جهة أخرى بزوج الكتروني لذرة أكسجين لجزيء ماء أخر.



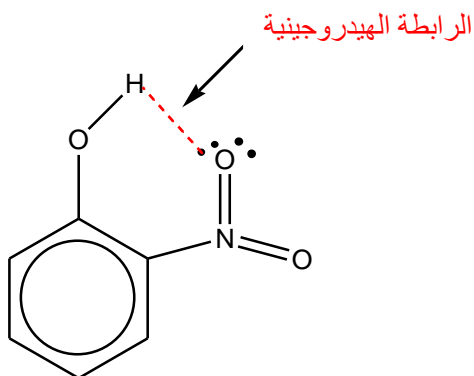
- نرّمز للرابطة الهيدروجينية بخط منقطع.

- الرابطة الهيدروجينية ذو طبيعة كهربائية.

- نحصل على الرابطة الهيدروجينية في حالة مركب يكتب من شكل $X-H$ يتواجد مع مركب من شكل Y : فننتحصل على $X-H...Y$ بحيث X و Y لهما كهروسالبية عالية و Y له زوج الكتروني حر.

- الرابطة الهيدروجينية هي رابطة ضعيفة منفصلة و تزداد قوتها بزيادة عددها و هي أقوى من رابطة فانديرفالز.

- يمكن أن تتشكل الرابطة الهيدروجينية بين جزيئين مختلفين كما يمكن أن تتشكل داخل نفس الجزيء.



المراجع

- بروفيسور ف.جازي ;دروس SEC100 سنة اولى جذع مشترك DES جامعة بسكرة ; 1996

- R. Ouahes, B. Devallez, chimie générale, SNED, Alger, 1974 -