

وحدة بنية المادة

أ: رمضان عائشة

أ: بودحري مليكة

I-المحتويات العنصرية للذرة

الذرة هي أصغر كمية من المادة يمكن أن توجد في الجزيء. تقبل الذرة الانقسام إلى دقائق أصغر منها و هي الإلكترون النيوترون و البروتون.

1. الإلكترون:

هو دقيقة متناهية في الصغر ذات شحنة سالبة حدد ميلكان (Mulikan) شحنتها و هي الشحنة العنصرية و تساوي $|e| = 1,602 \cdot 10^{-19} C$ و حدد جيحي تومسون (J.J. Thomson) نسبة الشحنة على الكتلة $e/m_e = 1,759 \cdot 10^{11} C/Kg$ أين m_e هي كتلة الإلكترون من القيمتين

$$m_e = \frac{e}{e/m_e} = \frac{1,602 \cdot 10^{-19}}{1,759 \cdot 10^{11}} = 9,108 \cdot 10^{-31} Kg$$

و نرمز للإلكترون ب: ${}^0_{-1}e$

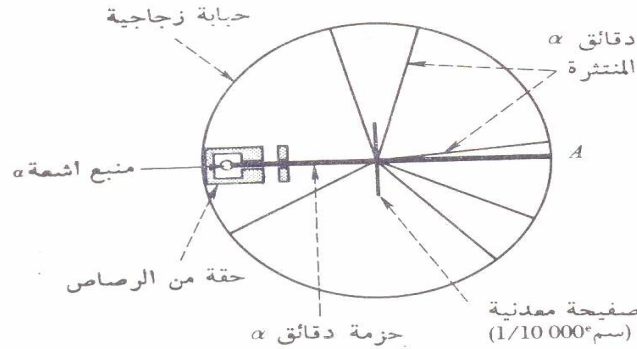
2. النواة :

أ- تبيان وجود النواة:

• تجربة ردفورد (1909):

1- يوضع مرسل إشعاع α في حجابة زجاجية مفرغة طلي سطحها الداخلي بطبقة مستشعة من ZnS. تشكل حزمة الدقائق α (هو غاز الهليوم $\alpha = {}^4_2He^{+2}$) بقعة مضيئة في النقطة A ولا يظهر أي إيماض على باقي السطح الداخلي للحجابة الزجاجية.

2- نضع على مسار الحزمة α صفيحة معدنية رقيقة من الذهب ذات سمك $4 \cdot 10^{-7} m$ أو صفيحة من معدن آخر (شكل 1).



(شكل 1)

ب- ملاحظة:

- ورقة الذهب لا تتلف.
- ان أغلب الدقائق تجتاز الصفيحة دون إنحراف (99.99%) أو انحراف ضئيل جدا من رتبة 1°.
- تعود دقيقة واحدة من 20000 إلى الخلف.

ج- تفسير التجربة:

فرضية ردفورد الذرة النووية:

- افترض ردفورد من اجل تفسير النتائج السابقة بأن الشحنة الموجبة للذرة وكتلتها(ناقص كتلة الإلكترونات) متمركزتان في نواة صغيرة جدا في مركز الذرة وتصور سلسلة من التجارب تحقق هذه الفرضية.
- الذرة في مجملها فارغة تقريبا ولا تملأ المادة بصورة منتظمة الحجم الذي تشغله، فبنيتها ذات فجوات.
- تولد الشحنة الموجبة حقلا كهربائيا شديدا جدا حول النواة N وعندما تقترب α المشحونة بشحنة موجبة كذلك فإنها تخضع إلى قوة كهربائية للتنافر تعطى بالعلاقة:

$$F = K \frac{2e \cdot ze}{r^2}$$

حيث:

e: الشحنة العنصرية

2e: شحنة الدقيقة α

Ze: شحنة النواة

r: المسافة بين الدقيقة α والنواة

k=9.10⁹MKSA ثابت.

يزداد انحراف دقيقة α عندما اتجاهها البدائي يمر قريبا من النواة.

- تجتاز الدقائق α صفيحة الذهب بسهولة لأنها لا تلاقي عقبات في الفراغ الكبير بين النوى وفي حين تلاقي إلكترون. هذا لا يؤثر على مسارها لان كتلة α تساوي حوالي 8000 مرة كتلة الإلكترون زيادة على قوة التجاذب بينهم.
- عند انحراف دقيقة α أو رجوعها إلى الوراء تتساوى طاقتها الحركية E_c مع الطاقة الكامنة للتنافر المشتركة بينهما (α ونواة الذهب)

$$E_p = \frac{k \cdot 2 \cdot e \cdot ze}{r} \text{ : الطاقة الكامنة}$$

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2 \text{ حيث الطاقة الحركية}$$

m: كتلة α

V: سرعتها عند الانحراف

$$\frac{k.2.e.z.e}{r} = \frac{1}{2}mv^2$$

$$\Rightarrow r = r_m = \frac{4ze^2K}{mv_2^2}$$

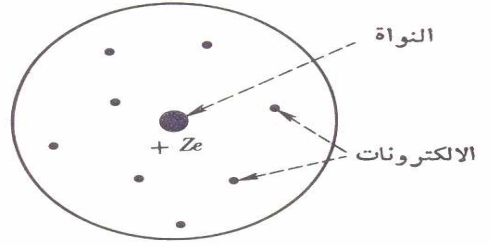
r_m : هي المسافة الأدنى لاقتراب α من نواة الذهب.

د- استنتاج ردفورد:

ترتكز الكتلة في مجموعها تقريبا في منطقة صغيرة جدا مشحونة إيجابيا هي النواة وتدور الإلكترونات السالبة في الفراغ الكبير حول النواة (شكل 2).

$$\frac{rA}{rN} = 10^4 \Leftarrow \begin{cases} rN = 10^{-14} \text{ m} \\ rA = 10^{-10} \text{ m} \end{cases}$$

نصف قطر النواة
نصف قطر الذرة



(شكل 2)

ذ- وصف النواة:

• الشحنة النووية:

برهن شادويك على أن عدد الشحنات العنصرية التي تحملها النواة يطابق العدد الذري Z للعنصر وهي $+Ze$.

• أبعاد النواة

حدد ردفورد قطر النواة فكان قريبا من 10^{-14} m وكان أقل من قطر الذرة بـ 10^4 مرة.

• تركيب النواة:

تحتوي النواة على دقائق تدعى نوكلونات وهي البروتونات والنيوترونات.

1- البروتون:

اكتشف البروتون من طرف العالم رذرفورد . شحنته هي شحنة موجبة و تساوي $e = 1,602.10^{-19}C$ و كتلته $m_p = 1,6725.10^{-27}Kg$ و هي كتلة معتبرة بالنسبة لكتلة الإلكترون حيث: $m_p = 1836,1 m_e$. يساوي عدد الشحنات في النواة Z (العدد الذري) إذن يوجد Z بروتون في كل نواة.

نرمز للبروتون ب 1_1H أو 1_1P .

2- النترون:

اكتشف النترون من طرف العالم شادويك . النترون متعادل أي شحنته معدومة و كتلته متقاربة مع كتلة البروتون وهي $m_n = 1,6747.10^{-27}Kg$. انها كذلك معتبرة بالنسبة لكتلة الإلكترون حيث: $m_n = 1836,6.m_e$, إن عدد النترونات N في النواة أكثر عموما من عدد البروتونات

و نرمز له ب 1_0n .

3- العدد الكتلي A:

إنه العدد التام الأقرب إلى الكتلة الذرية للعنصر A و يساوي العدد الكلي للنكليونات. $A=Z+N$ إن العددين A و Z تامان وهما يميزان الذرة أو نواتها.

يطلق على نوع معطى من النوى اسم نوكليد أو نوكلئيد ويمثل النوكليد بالتوسيم A_ZX مع X هو رمز العنصر.

أمثلة: جدول - 1 -

العنصر	الفلور	الكربون	الألمنيوم	المنغنيزيوم
A_ZX	${}^{19}_9F$	${}^{12}_6C$	${}^{27}_{13}Al$	${}^{55}_{25}Mn$
عدد البروتونات Z	9	6	13	25
عدد النترونات $N=A-Z$	10	6	14	30

ملاحظة:

لقد تم تبيان وجود دقائق أخرى ذات أصل نووي إلى جانب النكليونات تنتج هذه الدقائق من النوى الغير مستقرة وهي تشكل لحظة إصدارها مثل البوزترون e^+ النغاتون e^- عن طريق التفاعلات الإشعاعية. و هذا عندما يتحول البروتون الى نترون أو العكس.

4- التكافؤ كتلة - طاقة:

• إن كتلة النواة أقل من مجموع كتل البروتونات والنيوترونات التي تكونها والفارق بينها هو النقص في الكتلة.

• إن تكوين النواة بدأ من مكوناته المختلفة يرافقه امتصاص هام جدا للطاقة هذه الطاقة معطاة من طرف مكونات النواة على شكل كسر ضئيل في الكتلة. Δm
 Δm تتحول إلى طاقة ارتباط النواة حسب مبدأ تكافؤ كتلة - طاقة لأينشتاين (Einstein)

$$\Delta E = \Delta m C^2 \dots \dots \Delta m(kg), \Delta E(j) \text{ حيث } C = 3.10^8 m/s \text{ سرعة الضوء.}$$

مثال:

ذرة الليثيوم 7_3Li تتشكل من 3 بروتونات و 4 نيوترونات.

$$7.05645Uma = 1.00866x4 + 1.00727x3$$

كتلة النواة = 7,01601 uma

$$\Delta m = 7,05645 - 7,01601 = 0,04044 \text{ uma}$$

النقص في الكتلة: Δm هي وحدة الكتل الذرية

$$1Uma = 1.66.10^{-27} kg$$

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

$$\Delta E = 0,04044 . 1,66.10^{-27} . (3.10^8)^2$$

$$\Delta E = 0,6041.10^{-11} J$$

ولمول من النوى:

$$\Delta E = 0,6041.10^{-11} . 6,023.10^{23}$$

$$\Delta E = 3,638.10^{12} J$$

هي طاقة تماسك النكليونات داخل النواة.

3. النظائر

أ- تعريف النظائر

يمكن أن تتمتع الذرات بالعدد الذري Z نفسه و تختلف في العدد الكتلي A فيقال بأنها نظائر للعنصر نفسه.

تحتوي نواة النظائر على عدد مختلف من النيوترونات.

نكتب : ${}^A_Z X, {}^{A'}_Z X$, عدد النيوترونات هو: $N = A - Z$ و $N' = A' - Z$.

- للنظائر خواص فيزيائية و كيميائية متقاربة جدا, هناك عدد كبير من العناصر في الحالة الطبيعية على شكل خليط من النظائر.

مثال: بعض النظائر الطبيعية

جدول -1-:

العنصر	العدد الكتلي A	النسبة المئوية للوفرة الطبيعية %
A_3Li الليثيوم	6	7.52
	7	92.48
A_8O الأكسجين	16	99.759
	17	0.037
	18	0.204
${}^A_{17}Cl$ الكلور	35	75.4
	37	24.6

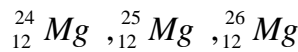
- تشغل نظائر العنصر المكان نفسه في التصنيف الدوري والنظير الأكثر نسبي في الطبيعة هو الممثل في الجدول الدوري.
لقد برهنت مطيافية الكتلة على أن اغلب العناصر الطبيعية مؤلفة من خليط من النظائر.
من الجدول -1- نستنتج أن النظائر الممثلة في الجدول الدوري هي: ${}^{35}_{17}Cl, {}^{16}_8O, {}^7_3Li$.

ب- الكتلة الوسطية للنظائر

ليكن عنصر y لديه نظيرين y_1 و y_2 و لتكن الكتل الذرية A_1 و A_2 و النسب المئوية G_1 و G_2 للنظيرين،

$$A = \frac{A_1 G_1}{100} + \frac{A_2 G_2}{100} \text{ avec } G_1 + G_2 = 100$$

ملاحظة: ان تفرقة النظائر و حساب كتلتها تتم عن طريق استعمال مطياف الكتلة.
مثال: عنصر المغنيزيوم يوجد في الحالة الطبيعية على شكل خليط من 3 نظائر



ذات نسب مئوية على الترتيب:

$$78,6 \text{ و } 10,11 \text{ و } 11,29$$

الكتلة الذرية الحقيقية هي:

$$23,989045g ; 24,985840g ; 25,982591g$$

الكتلة الوسطية لذرة المغنيزيوم هي:

$$A_{Mg} = \frac{23,985045 \times 78,6 + 24,985840 \times 10,11 + 25,982591 \times 11,29}{100}$$

$$A_{Mg} = 24,312 \text{ g}$$

4. بحث شخصي:

قم ببحث حول تجارب اكتشاف الدقائق العنصرية للذرة و هي تجارب: جيجي تومسون، ميليكان، رودر فورد، شادويك و بامبريدج.

تمارين تطبيقية

التمرين 1:

ترسل حزمة من البروتونات طاقتها الحركية 2MeV على ورقة من الألمنيوم $^{27}_{13}Al$.
 - أحسب المسافة الأدنى التي تستطيع أن تقترب بها البروتونات من نوى الألمنيوم
 (نعطي $1\text{ev}=1,6.10^{-10}\text{ j}$, $1\text{Mev}=10^6\text{ev}$)
 $K=9.10^9\text{ MKSA}$

التمرين 2:

أتمم الجدول

النوكليد	العدد الذري	العدد الكتلي	عدد البروتونات	عدد النيوترونات
$^{121}_{51}Sb$
Ga	31	69
W	184	74
$^{16}_8S$	16
Ni	28	30
Ca	20	20

التمرين 3:

أحسب طاقة ترابط نواة الهيليوم 4_2He إذا كانت كتلة النواة تساوي
 $4,001503\text{Uma}$, كتلة البرتون تساوي 1.007278 Uma وكتلة النيوترون 1.008665 Uma .

التمرين 4:

ما هي الكتلة المتوسطة لذرة $^{36}_{18}Ar$ الموجودة في الطبيعة على شكل ثلاثة نظائروهي : $^{36}_{18}Ar$
 $0,33\%$, $^{40}_{18}Ar$: $99,607\%$, $^{38}_{18}Ar$: $0,063\%$

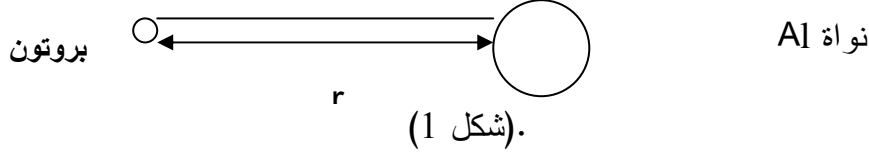
تمرين 5:

البور $^{10}_5B$ يوجد في الطبيعة على شكل نظيرين $^{10}_5B$ و $^{11}_5B$ أما الكتلة المتوسطة تساوي 10.811g .
 - ما هي النسب المئوية لكل نظير؟

حل التمارين

التمرين 1:

الطاقة الحركية للبروتون $E_c=2ev$



الطاقة الكامنة للتناثر $E_p=Kqq'/r$

شحنة البروتون $q=e$

شحنة نواة الألمنيوم $q=13e$

r : المسافة بين البروتون ونواة الألمنيوم

المسافة الأدنى هي المسافة التي ما فوقها يعود البرتون إلى الوراء وهي المسافة أين $E_p=E_c$ أي

$$E_c = \frac{K.e.13.e}{r_m} \Rightarrow r_m = \frac{13.K.e^2}{Ec}$$

$$r_m = \frac{13.9.10^9.(1,6.10^{-19})^2}{2.10^6.1,6.10^{-19}} = 9,36.10^{-15} m = 9,36.10^{-5} A^\circ$$

التمرين 2: إتمام الجدول

النوكليد	العدد الذري	العدد الكتلي	عدد البروتونات	عدد النوترونات
$^{121}_{51}Sb$	51	121	51	70
$^{69}_{31}Ga$	31	69	31	38
$^{184}_{74}W$	74	184	74	110
$^{32}_{16}S$	16	32	16	16
$^{58}_{28}Ni$	28	58	28	30
$^{40}_{20}Ca$	20	40	20	20

التمرين الثالث:

- حساب طاقة ترابط نواة الهليوم 4_2He

عدد البروتونات: $Z=2$

عدد النوترونات: $N=A-Z=4-2=2$

$M =$ مجموع كتلة البروتونات + كتلة النوترونات

$$M = 2.1,008665 + 2.1,007578$$

$$M = 2,01733 + 2,014556 = 4,031886 \text{Uma}$$

النقصان في الكتلة:

$$= \Delta m \text{ M- كتلة النواة} =$$

$$\Delta m = 4,031886 - 4,001503 = 0,030383 \text{Uma}$$

$$\Delta m = 1.66 \cdot 10^{-27} \times 0.030383 = 0,0504 \cdot 10^{-27} \text{kg}$$

طاقة الترابط هي:

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

$$\Delta E = 0.0504 \cdot 10^{-27} \cdot (3 \cdot 10^8)^2 =$$

$$\Delta E = 0.4536 \cdot 10^{-16} \text{ J}$$

التمرين 4:

نأخذ الأعداد الكتلية 38-40-36 كتل ذرية. الكتلة المتوسطة لذرة Ar هي:

$$A_{Ar} = \frac{38 \times 0,63 + 40 \times 99,607 + 36 \times 0,33}{100}$$

$$A_{Ar} = \frac{2,394 + 3984,28 + 11,88}{100} = 39,98 \text{g}$$

التمرين 5:

لتكن G_1 و G_2 النسب المئوية للنظيرين على الترتيب:

$^{10}_5 B$ و $^{11}_5 B$ إذن

$$1 \dots \dots \dots \left\{ \begin{array}{l} A = 10,811 = \frac{10G_1 + 11G_2}{100} \\ G_1 + G_2 = 100 \end{array} \right.$$

$$G_1 + G_2 = 100 \Rightarrow G_1 = 100 - G_2$$

نعوض G_1 بقيمته في العلاقة 1:

$$1081,1 = 10(100 - G_2) + 11G_2$$

$$1081,1 = 1000 - 10G_2 + 11G_2$$

$$\Rightarrow G_2 = 1081,1 - 1000 = 81,1\%$$

$$G_1 = 100 - G_2 = 100 - 81,1 = 18,9\%$$

النسب هي:

$$G_1 = 18,9\%$$

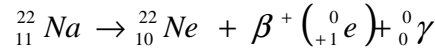
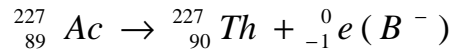
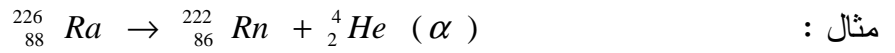
$$G_2 = 81,1\%$$

II - مفاهيم أساسية للإشعاعية:

1. الإشعاعية الطبيعية (الإشعاعات α , β , γ):

هناك في الطبيعة نوى مستقرة ونوى غير مستقرة تتفكك تلقائيا، نقول بأنها مشعة. تبتث أخف النوى غير المستقرة إلكترونات أو دقائق β^- . ويمكن للنوى الأثقل أن تبتث إلكترونات أو دقائق α ($\alpha = {}^4_2\text{He}^{+2}$) وهي نوى هيليوم.

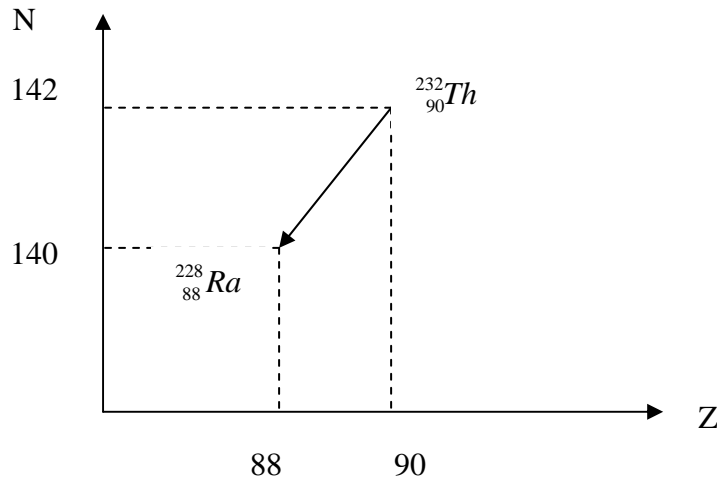
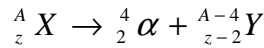
يرافق بث α و β غالبا بث فتونات شديدة الفعالية تشكل الإشعاع γ (طول موجة الإشعاع γ هي $\lambda = 1\text{Å}$) يرافق هذا الإشعاع هيجان داخلي دون تغيير في العدد الذري أو العدد الكتلي .



(أ) مميزات الإشعاعات المختلفة :

• بث الإشعاع α :

رأينا أن الدقائق α هي نوى هليوم أو هليونات ${}^4_2\text{He}^{+2}$ تصدرها بصورة رئيسية النوى الثقيلة. عندما تصدر الذرة دقيقة α فإن عددها الذري ينقص بمقدار وحدتين وينقص عدد النترونات N بمقدار وحدتين.



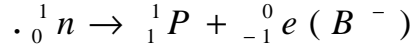
الشكل 1

• الإشعاع β^- :

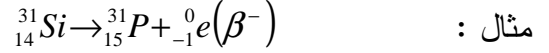
يمكن أن تكون الدقائق β^- إلكترونات سالبة (نغاتونات) أو موجبة (بوزيتونات).

- الإشعاع β^- :

يتشكل النغاتون (الإلكترون) عند تحول نوترون في النواة إلى بروتون حسب التفاعل الآتي:

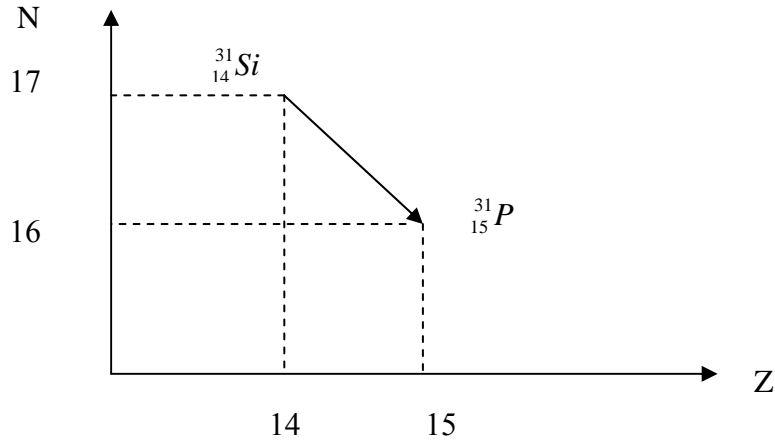


تثبت النوكليدات إلكترونات عندما تكون النسبة N/Z مرتفعة جدا.



مثال :

يكبر Z بمقدار الوحدة وينقص N بمقدار الوحدة (الشكل 2).



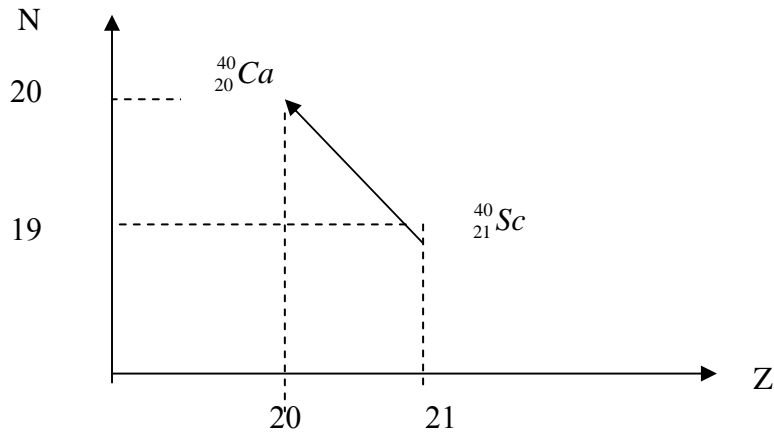
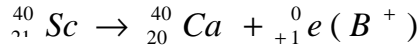
الشكل 2

- الإشعاع β^+ :

يتشكل البوزتون عند تحول بروتون إلى نوترون حسب التفاعل الآتي: ${}_1^1p \rightarrow {}_0^1n + {}_{+1}^0e (B^+)$

ينقص العدد الذري Z بمقدار الوحدة ويكبر N عدد النوترونات بمقدار الوحدة .

مثال :



الشكل 3

• بث الإشعاع γ :

تصدر الأشعة γ التي هي إشعاعات كهرومغناطيسية ذات طول موجي قصير جدا (من 10° إلى 10°) عند مرور نواة من حالة مثارة إلى حالة أقل إثارة.



غالبا ما يرافق بث الدقائق α و β هيجان داخلي شديد جدا في النواة ويفسر هذا ببث إشعاع كهرومغناطيسي وهو إشعاع γ ليس له كتلة ولا شحنة.

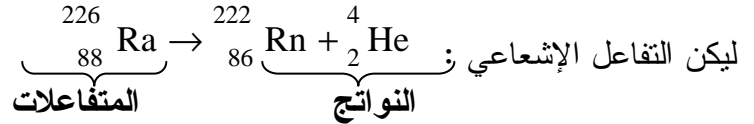


ب- الطاقة المرافقة للتفاعل الإشعاعي :

إن التفاعلات الإشعاعية (الطبيعية أو الاصطناعية) عامة يرافقها نشر أو امتصاص طاقة على شكل علاقة أينشتاين $\Delta E = \Delta m C^2$ مع سرعة الضوء $C = 3.10^8 \text{ m/s}$ و Δm (Kg) = مجموع كتل النواتج - مجموع كتل المتفاعلات. فيكون التفاعل ماص أو ناشر للطاقة .

- في حالة $\Delta m < 0$ (وهذا يكون غالبا في التفاعلات الإشعاعية الطبيعية فإن التفاعل ناشر للطاقة $\Delta E < 0$).

- أما في حالة $\Delta m > 0$ فإن التفاعل ماص للطاقة $\Delta E > 0$:



المعطيات :

كتلة Ra : 226,0254 uma

كتلة Rn : 222,0175 uma

كتلة He : 4,0026 uma

حساب الطاقة :

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

الوحدات هي: (ال جول) J للطاقة ΔE , Kg للكتلة Δm و m/s لسرعة الضوء C.

$$\Delta m = [222,0175 + 4,0026] - 226,0254$$

$$= -0,0053 \text{ uma}$$

نعلم أن:

$$1 \text{ uma} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$$

$$\Delta m = -0,0053 \times 1,66 \cdot 10^{-27} = -8,8 \cdot 10^{-30} \text{ Kg}$$

$\Delta m < 0$ إذن التفاعل ناشر للطاقة

$$\Delta E = -8,8 \cdot 10^{-30} \cdot (3 \cdot 10^8)^2 = -7,9 \cdot 10^{-13} \text{ J}$$

هذه طاقة لذرة واحدة من Ra

لمول من الذرات:

$$\Delta E = -7,9 \cdot 10^{-13} \times 6,02 \cdot 10^{23} = -47,6 \cdot 10^{10} \text{ J}$$

ج- تعريف الدور أو نصف العمر

بعض النوكليدات المشعة مستقرة تتفكك خلال مليارات السنين مثل $^{235}_{92}U$ و $^{232}_{90}Th$ وأخرى تتفكك خلال جزء من الثانية . غالبا ما نميز إجراء تهافت إشعاعي بالدور T , $t_{1/2}$ أو τ . الدور هو الزمن الذي عنده تتساوى عدد الذرات المتهافتة و عدد الذرات المتبقية للعنصر المشع أي:

$$N = N_0 - N \Rightarrow N = \frac{N_0}{2}$$

مع N_0 : هي الكمية الابتدائية للعنصر المشع .

N : هي الكمية المتبقية عند الزمن t .

$N_0 - N$: هي الكمية المتهافتة عند الزمن t .

نصف العمر T يميز النوكليد فهو لا يتعلق بالعدد البدائي للذرات N_0 ولا تؤثر درجة الحرارة ولا الضغط على قيمته.

2. الأسر المشعة الطبيعية :

يمكن أن تكون النواة المتشكلة عند تهافت ما مشعة فتولد بنفسها نواة أخرى غير ثابتة و التي تتهافت بدورها لإعطاء عنصر آخر وهكذا حتى نصل إلى العنصر الغير مشع. هذه النوكليدات تشمل سلسلة كاملة من العناصر المشعة يظهر أحدها بعد الآخر ويشكل مجموعها أسرة مشعة. لقد أمكن تصنيف النوكليدات المشعة الطبيعية الثقيلة في أسر ثلاث:

- أسرة الأورنيوم التي تساوي أعداد كتلة النوكليدات فيها $4n + 2$ حيث n عدد تام.

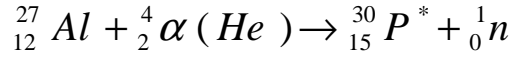
- أسرة الأكتينيوم- أورانيوم التي تساوي أعداد الكتلة فيها $4n + 3$

- أسرة التوريوم التي تساوي أعداد الكتلة فيها $4n$.

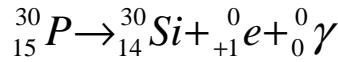
تنتهي كل من هذه الأسر الثلاث إلى نظير ثابت من الرصاص Pb .

3. الإشعاعية الاصطناعية و التفاعلات الإشعاعية:

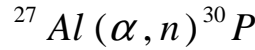
اكتشفت الإشعاعية الاصطناعية من قبل إيرن وفريدريك جوليو كورى عام 1934. بعض النوى المستقرة إذا قذفت بدقائق (α, n, p) تصبح مشعة فتولد بدورها عناصر أخرى مستقرة أو مشعة. مثال: أول تفاعل سمح باكتشاف الإشعاعية الاصطناعية هو:



العنصر ${}_{15}^{30}P^*$ يتهافت بدروه حسب التفاعل :



التفاعل الأول لديه التوسيم المختصر :



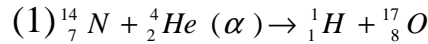
-التفاعلات النووية الاصطناعية تنقسم إلى ثلاثة أواج:

- (1) الإستحالة.
- (2) تفاعل الإنشطار.
- (3) تفاعل الإنصهار أو الإلتحام.

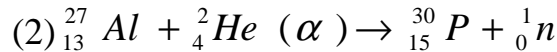
(1) الإستحالة النووية:

تنتج هذه التفاعلات نوكليدات يساوي عدد كتلتها أو يقارب جدا كتلة النوكليد الذي استخدم كهدف. النوكليدات المتشكلة تكون مستقرة أو مشعة. مثال :

1- تقذف ذرات الازوت بدقائق α فتولد ذرات الأكسجين مع البروتون حسب التفاعل الآتي:



2- تقذف ذرات الألمينيوم بدقائق فتولد ذرات الفوسفور مع نترون حسب التفاعل الآتي:

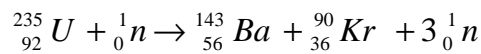


التوسيمان المختصران للتفاعلين هما: ${}_{12}^{27}Al(\alpha, n) {}_{15}^{30}P, {}_{14}^{14}P(\alpha, p) {}_{17}^{17}O$.

(2) الإنشطار النووي:

في هذه التفاعلات النوى الناتجة لديها عدد كتلي محصور بين 72 و 162 ($162 < A < 72$) أخف بكثير من النواة الهدف التي هي نواة ذات عدد كتلي مرتفع ($200 < A$).

مثال : قذف ذرة الايرانيوم ${}_{92}^{235}U$ بنترون ${}_0^1n$



ويمكن أن تكون نوكليدات أخرى مثل:



يحرر كل إنشطار طاقة هائلة أكثر من الطاقة التي يحررها تفاعل الإستحالة النووية بـ 12 مرة.

- تطبيق :

النترونات المتحررة من انفجار نواة ${}^{235}U$ تسبب انفجار نوى آخر وتولد هذه النوى بدورها نوترونات n أخرى التي تسبب انفجار آخر، التفاعل تسلسلي في الحالة المذكورة لا يمكن التحكم بالطاقة المتحررة. هذه الأخيرة هي التي تعطي القنبلة الذرية و المفاعل النووي هو الذي يتحكم في هذه الطاقة المتحررة بامتصاص جزء من نوترونات الإنشطار n .

(4) تفاعل الإنصهار أو الإلتحام:

تتجمع النوى الخفيفة لتكوين نوى أثقل .

مثال : انصهار نواة الدوتريوم ${}^2_1H = {}^2_1D$ والتريسيوم ${}^3_1H = {}^3_1T$ لإعطاء نواة الهليوم (النواة الأثقل)
حسب التفاعل التالي: ${}^2_1H + {}^3_1H \rightarrow {}^4_2He + {}^1_0n + E$ (طاقة)

هذا التفاعل هو المستخدم في القنبلة الهيدروجينية.

تحرر تفاعلات الإنصهار كميات هائلة من الطاقة أكثر منها في الإنشطار وتتطلب درجة حرارة كبيرة جدا.

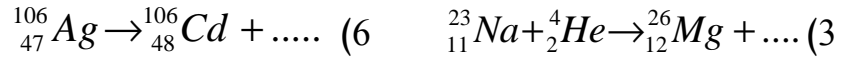
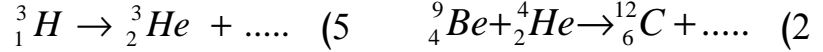
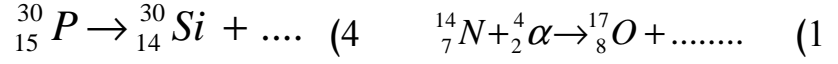
4. بحث شخصي:

قم ببحث شخصي على ميادين التطبيق للإشعاعية (الطب, الفلاحة, الطاقة الذرية, علم الاثار...).

تمارين تطبيقية

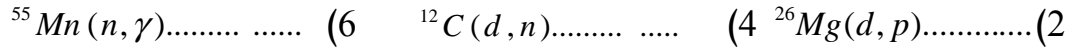
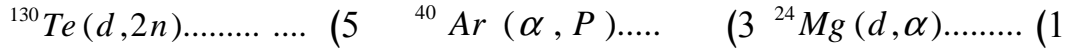
التمرين 1:

أكمل التفاعلات النووية التالية :



التمرين 2:

أكمل الرموز الناقصة في التفاعلات النووية التالية:

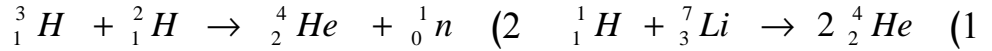


نعطي الأعداد الذرية :

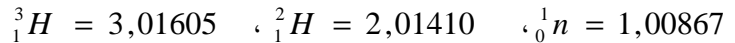
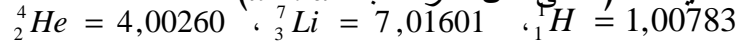


التمرين 3:

ماهي الطاقة المتحررة أثناء التفاعلات التالية. :



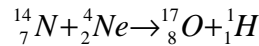
المعطيات : (نعطي كتل الذرات بـ u m a)



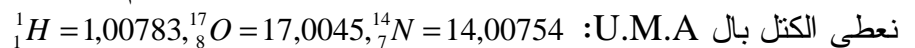
(2) هل هذه التفاعلات ماصة أو ناشرة للحرارة ؟

التمرين 4:

ليكن التفاعل:

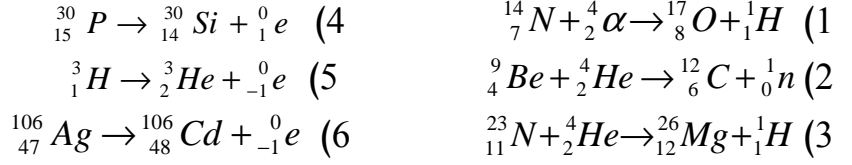


التفاعل يمتص طاقة قيمتها 0,85 MeV. أحسب كتلة ذرة الهليوم بال U.M.A



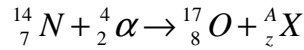
حل التمارين

التمرين 1:



ملاحظة :

إكمال كل تفاعل نووي يستلزم توازن في الكتل والشحن نأخذ كمثال التفاعل الأول:



لدينا :

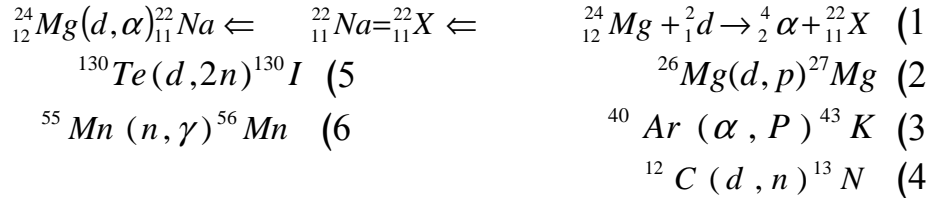
$$z=1 \Leftrightarrow 7+2=8+z \quad \text{توازن في الشحن}$$

$$A=1 \Leftrightarrow 14+4=17+A \quad \text{توازن في الكتل}$$

إذن العنصر هو ${}_1^1H$

التمرين 2:

في إكمال كل تفاعل نووي استعملنا التوازن السابق أي التوازن في الشحن و الكتل (كمثال نأخذ التوازن الأول):



التمرين 3:



- حساب الطاقة المتحررة

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

$$\Delta m = 2m_{{}_2^4He} - [m_{{}_1^1H} + m_{{}_3^7Li}]$$

$$\Delta m = 2.4,00260 - [1,00783 + 7,01601] = -0,01864 u.m.a$$

إذن التفاعل ناشر للحرارة $\Delta m < 0$

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

$$\Delta m = -0,01864 \cdot 1,66 \cdot 10^{-27} = -0,0309 \cdot 10^{-27} kg$$

$$\Delta E = -0,0305 \cdot 10^{-27} \cdot (3 \cdot 10^8)^2 = -0,278 \cdot 10^{-11} J$$

$${}^3_1 H + {}^2_1 H \rightarrow {}^4_2 He + {}^1_0 n \quad (2)$$

$$\Delta m = [m_2^4 He + m_0^1 n] - [m_1^3 H + m_1^2 H]$$

$$\Delta m = [4,00260 + 1,00867] - [3,01605 + 2,01410] = -0,01888 u.m.a$$

$$\Delta m = -0,01888 \cdot 1,66 \cdot 10^{-27} = -0,0313 \cdot 10^{-27} kg$$

$\Delta m < 0$ إذن التفاعل ناشر للحرارة

$$\Delta E = \Delta m C^2 = -0,0313 \cdot 10^{-27} \cdot 9 \cdot 10^{16} = -0,282 \cdot 10^{-11} J$$

التمرين 4:

$${}^{14}_7 N + {}^4_2 Ne \rightarrow {}^{17}_8 O + {}^1_1 H$$

$$\Delta m = \Sigma m(\text{النواتج}) - \Sigma m(\text{المتفاعلات})$$

$$\Delta m = (m_O + m_H) - (m_N + m_{He})$$

$$m_{He} = m_O + m_H - m_N - \Delta m$$

$$\Delta E = \Delta m \cdot C^2 \Rightarrow \Delta m = \Delta E / C^2$$

$$\Delta E = 0,85 \cdot 10^6 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} = 1,36 \cdot 10^{-13} J$$

$$\Delta m = \frac{1,36 \cdot 10^{-13}}{9 \cdot 10^{16}} = 15,106 \cdot 10^{-31} Kg$$

$$1U.m.a = 1,66 \cdot 10^{-27} Kg$$

$$\Delta m = \frac{15,106 \cdot 10^{-31}}{1,66 \cdot 10^{-27}} = 9,1 \cdot 10^{-4} U.m.a$$

$$m_{He} = (17,0045 + 1,00783) - (14,00754 + 0,00091)$$

$$m_{He} = 4,00388 U.m.a$$

III- النماذج الذرية:

1. النموذج الذري:

تسمح هذه النماذج بتفسير إصدار الطيف الخطي للذرات من وجهة النظر الطاقوية تفسيراً بسيطاً لكنها تبقى عاجزة على فهم الروابط الكيميائية وهندسة الجزيئات.

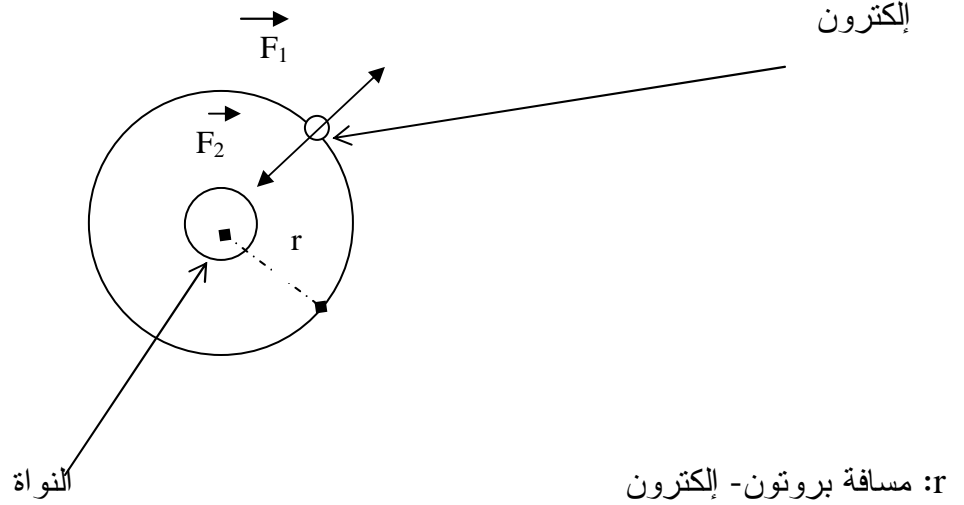
(أ) النموذج الكوكبي الأول للذرة :

- دراسة تجريبية لذرة الهيدروجيني

تجربة رذرفورد لاكتشاف النواة أثبتت أن النواة مشحونة بشحنة موجبة وأن الإلكترونات مشحونة بشحنة سالبة وهي مستقلة عن النواة.

- فرضية رذرفورد :

يعتبر الهيدروجين أبسط الذرات لذلك درسها رذرفورد. إنها ذرة متكونة من بروتون واحد وإلكترون واحد. بما أن الإلكترون بعيد عن البرتون نستنتج وجود قوة مقابلة لقوة الجذب للنواة التي تؤثر على الإلكترون. إذا افترضنا أن الإلكترون يدور حول النواة فإنه خاضع للقوة الطاردة المركزية التي توازن قوة التجاذب الكولوني. رذرفورد تخيل نموذجا ذرياً حيث الإلكترون يدور حول النواة مشكلاً مساراً دائرياً ذي قطر r . (شكل 1).



شكل 1

$$k = 9.10^9 (MKSA) \quad \vec{F}_1 = -\frac{ke^2}{r^2}$$

$$F_2 = m\gamma = \frac{mv^2}{r} \quad (\text{القوة النابذة})$$

لكي يبق الإلكترون في مساره الدائري يجب :

$$\text{قوة التجاذب} = \text{القوة النابذة}$$

$$\frac{m_e v^2}{r} = \frac{k.e^2}{r^2}$$

$$m_e v^2 = \frac{k.e^2}{r}$$

ومن هنا نستخرج الطاقة الحركية للإلكترون :

$$E_c = \frac{1}{2} m_e v^2 = \frac{1}{2} \frac{k.e^2}{r}$$

- الطاقة الكامنة :

$$E_p = \int_r^\infty F_r dr = \int_r^\infty \frac{-ke^2}{r^2} dr = \left[\frac{ke^2}{r} \right]_r^\infty = -\frac{ke^2}{r}$$

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

إن الطاقة الكلية للإلكترون E_t هي :

$$E_t = E_p + E_c = \frac{-ke^2}{r} + \frac{ke^2}{2r} = -\frac{ke^2}{2r}$$

- محذور النموذج

تعاني كل دقيقة مكهربة تتحرك بحركة دائرية تسارعا نابذا يؤدي إلى خسارة في الطاقة بالإشعاع وهذا يؤدي إلى إبطاء مستمر للحركة وسقوط الإلكترون على النواة هذا يعاكس تجربة رذرفورد لإكتشاف النواة التي تؤكد أن الإلكترونات مستقلة عن النواة.

(ب) نظرية الكم :

على أثر بعض النتائج التجريبية قدم بلانك النظرية الآتية:

شعاع أحادي طول الموجة ينتشر مثل موجة جيبية تحمل الطاقة على شكل أجسام صغيرة مسماة كمات الطاقة أو كوانتات الطاقة وكل كوانة أو فوتون لها طاقة $E = h\nu$ حيث h ثابت بلانك

$$h = 6,6256.10^{-34} J.s$$

$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$

$$C = 3.10^8 m/s \text{ : سرعة الضوء}$$

$$\lambda \text{ : طول الموجة (} \text{\AA}, \text{cm, m...)}$$

إن الطاقة تمتص من طرف المادة وتحمل على شكل كوانتات الطاقة إذن الطاقة ليست متسمة وهي متكونة من فوتونات .

(ج) نموذج بور (ذرة الهيدروجين) :

إعتمادا على نظرية الكم لماكس بلانك التي لا تتمكن الطاقة الضوئية حسبها أن تصدر أو تمتص إلا بكميات محددة حاول بور تقادى الخطأ الذي وقع فيه رذرفورد بالمسلمات الآتية.

(1) الإلكترون يدور حول النواة حسب مسارات دائرية متباينة ثابتة توافق مستويات الطاقة في الذرة.

(2) يتم كل تغيير في طاقة الذرة بقفزة الإلكترون من مدار مستقر إلى آخر.

(3) عزم كمية الحركة للإلكترون لا يأخذ إلا كميات متميزة مساوية لمضاعفات كاملة $\frac{h}{2\pi}$ أي

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

مع n هو عدد تام موجب و يمثل مستوى طاقة .

$$h = 6,6256.10^{-34} J.s \quad : \text{ ثابت بلانك.}$$

تطبيق المسلمات :

(1) الإلكترونات يدور حول النواة حسب مسارات دائرية إذا:

$$\frac{ke^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r} \rightarrow (1)$$

$$\Rightarrow mv^2 r = ke^2 \rightarrow (1')$$

المسلمة الثالثة :

$$mvr = \frac{nh}{2\pi} \rightarrow (2)$$

$$(2)^2 \Rightarrow m^2 v^2 r^2 = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2} \rightarrow (2')$$

$$\left(\frac{(2')}{(1')} \right) \Rightarrow \frac{m^2 v^2 r^2}{mv^2 r} = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 ke^2}$$

$$\Rightarrow mr = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 ke^2}$$

$$\Rightarrow r = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 kme^2}$$

وعلاقة الطاقة الكلية للإلكترون هي $E_i = \frac{-ke^2}{2r}$ نعوض r بقيمته فنجد :

$$E_i = \frac{-ke^2}{2} \left(\frac{4\pi^2 kme^2}{n^2 h^2} \right) = \frac{-2\pi^2 k^2 me^4}{n^2 h^2}$$

يتبين أن نصف القطر والطاقة يعتمدان على العدد التام n .

$$E_n = \frac{-2\pi^2 k^2 m e^4}{h^2} \frac{1}{n^2}$$

$$E_1 = \frac{-2(3,14)^2 \cdot 9 \cdot 10^9 (9,1 \cdot 10^{-31}) (1,6 \cdot 10^{-19})^4}{1 \cdot (6,62 \cdot 10^{-34})^2} = -2173,6 \cdot 10^{-21} J.$$

$$E_1 = -13,58 eV$$

$$E_n = \frac{-13,58}{n^2} eV$$

عندما يرسم الإلكترون حول النواة مدارات تكون طاقة الذرة على شكل: $E_1, \frac{E_1}{4}, \frac{E_1}{9}, \dots, \frac{E_1}{n^2}$ مع

$$E_1 = -13,58 eV$$

$$r_n = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 k m e^2}$$

$$r_1 = \frac{1(6,62 \cdot 10^{-34})^2}{4(3,14)^2 \cdot 9 \cdot 10^9 \cdot 9,1 \cdot 10^{-31} (1,6 \cdot 10^{-19})^2} = 0,53 \cdot 10^{-10} m$$

$$r_1 = 0,53 \text{ \AA}$$

$$r_n = n^2 r_1 \quad \text{إذن :}$$

$$r_n = 0,53 n^2 \dots \dots (\text{\AA})$$

- تتغير أنصاف أقطار مدارات بور الدائرية كما يلي: $r_1, 4r_1, 9r_1, \dots, n^2 r_1$ مع $r_1 = 0,53 \text{ \AA}$.
- نقول على الذرة أنها في الحالة الأساسية عندما $n=1$.
- عندما $n=1$ تكون الذرة في الحالة المثارة ويشغل الإلكترون مدارا محددًا بـ n' .
- بصفة عامة كلما تناقصت الطاقة كلما كان النظام في حالة استقرار والحالة الأساسية $n=1$ هي الأكثر استقرارًا.

- الطيف الذري

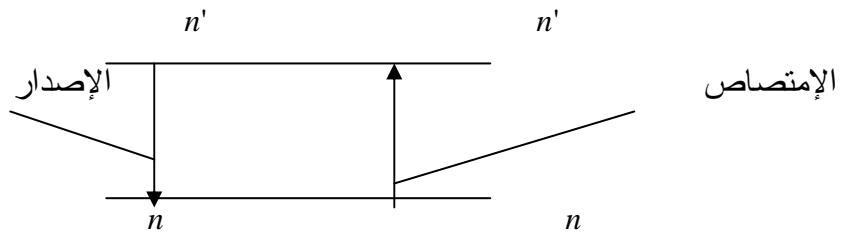
إذا انتقل إلكترون من مستوى n إلى مستوى n' فإن الطاقة الحاصلة هي:

$$\Delta E = h\nu = |E_{n'} - E_n| \quad \text{مع } n' > n.$$

إذا: $E_{n'} > E_n$ نتحصل على طيف الامتصاص مع $E_{n'} - E_n > 0$.

إذا كان $E_{n'} < E_n$ نتحصل على طيف الإصدار مع $E_{n'} - E_n < 0$.

انظر (شكل 2)



شكل 2

$$E_n = \frac{-2\pi^2 k^2 m e^4}{h^2 n^2} \quad E_{n'} = \frac{-2\pi^2 k^2 m e^4}{h^2 n'^2}$$

$$\Delta E = E_{n'} - E_n = \frac{-2\pi^2 k^2 m e^4}{h^2} \left[\frac{1}{n'^2} - \frac{1}{n^2} \right]$$

• في حالة الإصدار:

$$E_{n'} - E_n < 0 \Rightarrow |E_{n'} - E_n| = h\nu = \frac{2\pi^2 k^2 m e^4}{h^2} \left[\frac{1}{n^2} - \frac{1}{n'^2} \right]$$

$$\nu = \frac{2\pi^2 k^2 m e^4}{h^3} \left[\frac{1}{n^2} - \frac{1}{n'^2} \right]$$

$$\frac{1}{\lambda} = \bar{\nu} = \frac{\nu}{c} = \frac{2\pi^2 k^2 m e^4}{h^3 c} \left[\frac{1}{n^2} - \frac{1}{n'^2} \right]$$

$$\frac{2\pi^2 k^2 m e^4}{h^3 c} = R_h$$

R_h : هو ثابت ريديرغ.

$$\frac{1}{\lambda} = R_h \left[\frac{1}{n^2} - \frac{1}{n'^2} \right]$$

$$R_h = \frac{2\pi^2 k^2 m e^4}{h^3 c} = \frac{2(3,14)^2 (9.10^9)^2 .9.1.10^{-31} (1,6.10^{-19})^4}{(6,62.10^{-34})^3 .3.10^8} \approx 1,1.10^7 m^{-1} = 1,1.10^5 cm^{-1}$$

2. طاقة ذرة الهيدروجين و أشباه الهيدروجين:

(أ) خطوط الطيف لذرة الهيدروجين

حاول العالمان نيلس و بور إعطاء معلومات عن بنية الذرات بدراسة خطوط طيف ذرة الهيدروجين، فوجدا أن هذا الأخير متكون من خطوط مختلفة الألوان تتخذ لها أماكن سوداء، إذن طيف الهيدروجين غير مستمر عكس الطيف الإشعاعي للشمس الذي هو طيف مستمر. وكذلك درس العالم بالمر طيف الإصدار لذرة الهيدروجين فوجد علاقة بسيطة تنظم عدد موجة كل خط

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_h \left[\frac{1}{n^2} - \frac{1}{n'^2} \right] \quad \text{وهي على شكل:}$$

$\bar{\nu}$: العدد الموجي

λ : طول الموجة

$$R_h \approx 1,1.10^5 cm^{-1} \quad \text{ثابت ريديرغ}$$

حسب مجال الأمواج المغنطيسية وجد ثلاث سلاسل لهذه الخطوط.

(1) سلسلة بالمر (Balmer)

هذه الخطوط وجدت في مجال المرئي وهي على شكل:

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_h \left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right] \quad \text{مع } n=3,4,5,\dots$$

(2) سلسلة ليمان (Lyman)

وجدت الخطوط في ناحية فوق البنفسجي (UV)

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_h \left[\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right] \text{ مع } n=2,3,4,5,\dots$$

(3) سلسلة باشان (Paschen)

توجد الخطوط في ناحية تحت الحمراء (IR) وهي على شكل

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_h \left[\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right] \text{ مع } n=4,5,\dots$$

نلخص هذه المعلومات في الجدول 1:

الجدول -1:-

المجال الكاهرومغناطيسي	طول الموجة بـ A°	طول الموجة للخطوط الحدية بـ A°	السلسلة
IR تحت الحمراء	$\lambda > 7500$	8206,1-18754,7	سلسلة باشان
Visible المرئي	$3500 < \lambda < 7500$	3647-6564,7	سلسلة بالمر
UV فوق البنفسجي	$\lambda < 3500$	911,8-1215,7	سلسلة ليمان

(ب) طاقة التشرذ لذرة الهيدروجين

هي الطاقة اللازمة لنزع إلكترون الهيدروجين وبعثه إلى مالا نهاية. بما أنه يوجد إلكترون واحد إذن توجد طاقة تشرذ واحدة .

ملاحظة :

- في حالة ذرة متعددة الإلكترونات توجد عدة طاقات تشرذ .

$$E_n = \frac{-13,6}{n^2}$$

PI: طاقة التشرذ

$$PI = E_{\infty} - E_n$$

- إذا كان الإلكترون في الحالة الأساسية (n=1) إذن طاقة التشرذ تساوي:

$$PI = E_{\infty} - E_1 = 0 - (-13,6) = 13,6 \text{ ev}$$

$$PI = 13,6 \text{ ev}$$

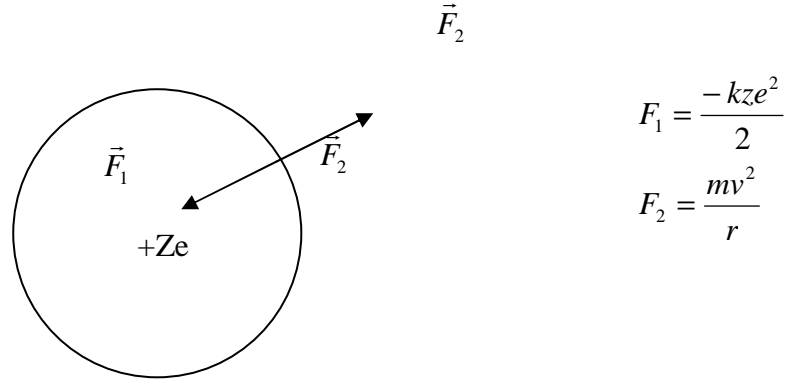
(ج) نظرية بور لأشباه الهيدروجين (Hydrogénoides)

شبه الهيدروجين هو شاردة ذرة فقدت كل الإلكترونات ولم يبق لها في المدار الخارجي إلا إلكترون

واحد مثل : ${}^4_2\text{He}^+$, ${}^7_3\text{Li}^{+2}$, ${}^{10}_4\text{Be}^{+3}$.

تختلف أشباه الهيدروجين عن الهيدروجين بالعدد الذري z الذي يكون أكبر من 1.

- كل مسلمات بور تبقى مطبقة بالنسبة لأشبه الهيدروجين .



(شكل 3)

إذا طبقنا الطريقة التي طبقت بالنسبة للهيدروجين نجد :

$$r_n = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 k^2 m e^2 Z}$$

$$r_n = \frac{r_1 n^2}{Z} = 0,53.n^2 \frac{1}{Z} \dots\dots(A^\circ)$$

$$E_n = \left(\frac{-2\pi^2 k^2 m e^4}{h^2} \right) \frac{Z^2}{n^2} = \frac{E_1 Z^2}{n^2}$$

$$E_n = \frac{-13,6.Z^2}{n^2} \dots\dots(ev)$$

وطيف الإصدار:

مع $n' > n$ $\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_h Z^2 \left[\frac{1}{n^2} - \frac{1}{n'^2} \right]$

طاقة التشرّد :

من مستوى n $PI = E_\infty - E_n = \frac{13,6Z^2}{n^2}$

من مستوى $n=1$ $PI = E_\infty - E_1 = \frac{13,6Z^2}{1^2} = 13,6Z^2$

3. النموذج الموجي للمحطات الذرية (s, p, d, f) و الأعداد الكمية (n, l, m, s):

(أ) بنية الذرات في الميكانيك الموجي:

نظرية بور رغم أهميتها بقيت عاجزة في شرح بنية الذرات المتعددة الإلكترونات ولهذا قدمت نظرية أكثر شمولية هي نظرية الكم المتعلقة بانتشار الأمواج. و المشاكل التي يجب حلها هي:

1. ماهي الأماكن الممكنة للإلكترون حول النواة؟

2. كيف يتم توزيع الطاقة بين الإلكترونات ذرة؟

سندرس النظرية الأكثر حداثة وهي التي تسمح بشرح الظواهر بالطريقة الأكثر شمولية و هي نتيجة للميكانيك الموجية التي تعتمد على الفرضية الأتية للويس دوبروغلي (Lois De Broglie).

- للالكترون توابك موجة محددة بالعلاقة الأساسية : $\lambda = \frac{h}{mv}$ مع ثابت بلانك $h = 6,62.10^{-34} J.s$
 λ , طول الموجة , m كتلة الالكترون و v سرعة الالكترون.
 - بالنسبة للفوتونات حيث السرعة هي c : $\lambda = \frac{h}{m_{ph}C}$

ب) مبدأ الإرتياب لهيزنبرغ:

من غير الممكن أن نعرف في آن واحد وبدقة موقع دقيقة وكمية حركتها ، إذا عرفنا السرعة لا نستطيع تحديد بدقة الموقع.
 كما يمكن القول: نرتكب بالضرورة خطأ Δx في موقع الجسم و يوافق هذا الخطأ $\Delta(mv)$ في كمية حركته. الإثنين مرتبطين بعلاقة الإرتياب :

$$\begin{aligned}\Delta x \cdot \Delta(mv_x) &\geq h \\ \Delta x(m\Delta v_x + v_x \Delta m) &\geq h \\ \Rightarrow m\Delta x \Delta v_x &\geq h \\ (\Delta m = 0) \\ \Rightarrow \Delta x \cdot \Delta v_x &\geq h\end{aligned}$$

Δv_x : الإرتياب في السرعة

ج) معادلة شرودينغر:

1- المعادلة والأعداد الكم:

هذه المعادلة مهمة جدا في الميكانيك الموجي و حلها يمكن أن يحدد موقع الإلكرترون في الذرة.
 - المعادلة :

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \psi = 0$$

ψ : سعة الموجة المستقرة وهي تابع للإحداثيات x, y, z أي $\psi = f(x, y, z)$ يسمى أيضا محط ذرى.
 m : كتلة الإلكترون .
 E : الطاقة الكلية للإلكترون المتعلقة بـ ψ .
 V : طاقة كمون للإلكترون.

- الأعداد الكم :

حل معادلة شرودينغر تبين أن تابع الدالة ψ متعلق بثلاثة معطيات n, l, m وهي أعداد كمية أو كوانتية. $\psi_{n,l,m}$ محط ذرى .

(أ) العدد الكوانتي الرئيسي n :

إنه يحدد الطبقة المرتبطة بمستوى الطاقة للإلكترون.

n يأخذ 7 أعداد أي 7 طبقات

7 6 5 4 3 2 1 : قيمة n

KLMNOPQ : تسمية الطبقة

(ب) العدد الكوانتي الثانوي l :

إنه مرتبط بالعدد الكوانتي الرئيسي n ، وهو يميز مستوى الطاقة الثانوية ويحدد نمط المحط الذري .

l يأخذ أربعة أعداد :

3 2 1 0 قيمة l

f d p s تسمية الطبقة الثانوية

l يأخذ القيم بين 0 و $n-1$ أي $0 \leq l \leq n-1$.

(ج) العدد الكوانتي المغنطيسي m :

إنه يبين حجيرات المحط الذري.

لعدد الموانتي الثانوي l محدد العدد الكوانتي المغنطيسي m يكون محصور بين $1+$ و $1-$ أي:

$-l \leq m \leq +l$ إذن m يأخذ $(2l+1)$ قيمة.

(د) عدد السبين s :

الإلكترون يتحرك فيأدي إلى ظهور عزم أو اللف الذاتي، عدد سبين يحدد اتجاه هذا الإلكترون حيث

$s = \pm \frac{1}{2}$ ، الإلكترون يكون في اتجاهين فقط إما الإتجاه الأسفل ($s = -\frac{1}{2}$) أو الإتجاه الأعلى ($s = +\frac{1}{2}$).

مثال:

نأخذ $n=3$,

• $0 \leq l \leq n-1$ إذن l يكون محصور بين 0 و 2 أي يأخذ القيم 0, 1 و 2.

* $l=0$ تعطي المحط 3S و m تأخذ القيمة 0 لأنها محصورة بين 0 و 0.

قيمة واحدة ل m تعني حجرة واحدة. $s = \pm \frac{1}{2}$

$m=0$

* $l=1$ يعطي المحط 3P و m تأخذ 3 قيم وهي $1-$, 0 , $1+$ لأن $-1 \leq m \leq +1$.

وكل قيمة ل m تمثل حجرة إذن لدينا 3 حجرات

m :

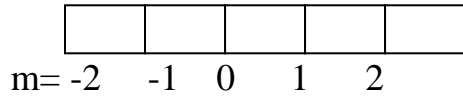
--	--	--

-1 0 1

و $s = \pm \frac{1}{2}$

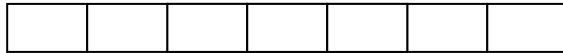
* $l=2$ يعطي المحط 3d و m تأخذ 5 قيم وهي -2 , -1 , 0 , 1 , 2 وكل قيمة ل m تمثل حجرة

إذن لدينا 5 حجرات



و $s = \pm \frac{1}{2}$

ملاحظة: في حالة $l=3$, لدينا nf و يأخذ 7 قيم $-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$ اذن لدينا 7 حجرات :



تلخيص (أنظر جدول -2-):

الجدول -2-:

n	تسمية الطبقة	l	تسمية الطبقة الثانوية أو المحط	m	عدد المحطات في كل طبقة	s	الإلكترون عدد	
1	K	0	1s	0	1	$\pm \frac{1}{2}$	2	
2	L	0	2s	-1,0,+1	4	$\pm \frac{1}{2}$	8	
		1	2p					
3	M	0	3s	-1,0,+1	9	$\pm \frac{1}{2}$	18	
		1	3p					
		2	3d					-2,-1,0,1,2
4	N	0	4s	-1,0,+1	16	$\pm \frac{1}{2}$	32	
		1	4p					
		2	4d					-2,-1,0,1,2
		3	4f					-3,-2,-1,0,1,2,3

* كل محط يمثل تخطيطيا بحجرة .

* كل حجرة تأخذ على الأكثر إلكترونين.

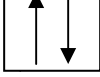
IV- البنية الإلكترونية للذرات المتعددة الإلكترونات:

1. قواعد ملء المحطات الذرية:

(أ) - مبدأ استبعاد باولي :

لا يوجد في ذرة إلكترونين لديهم نفس أعداد الكم يأخذان على الأكثر 3 أعداد كوانتية متساوية. مثلا إذا كان لدينا إلكترونين في حجرة واحدة فليدهم نفس الأعداد n, l, m ولكن يختلفان في عدد السبين

للاول $s = +\frac{1}{2}$ والثاني $s = -\frac{1}{2}$. الإلكترونين يكونان متزاوجان .

مثال: $n = 1, l = 0$ طبقة ثانوية 1S 

الإلكترون الأول لديه الأعداد الكوانتية: $(s = +\frac{1}{2}, m = 0, l = 0, n = 1)$

الإلكترون الثاني لديه الأعداد الكوانتية: $(s = -\frac{1}{2}, m = 0, l = 0, n = 1)$

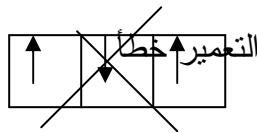
إذن: الإلكترونان يأخذان على الأكثر 3 أعداد متساوية. العدد الرابع يكون إجباريا مختلف.

(ب) قاعدة هوند:

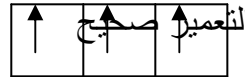
في تعميم المحطات نسع أولا إلى نصف إستقرارية ثم إلى الإستقرارية

مثلا : لدينا 3 الكترونات في المحط $2P$ نكتب $2P^3$.

نبدأ التعمير من اليسار إلى اليمين ب $s = +\frac{1}{2}$ أي الاتجاه الأعلى كما هو مبين في الشكل 4.

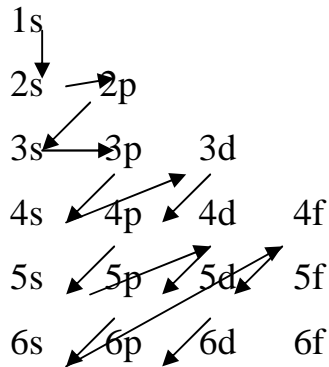


(شكل 4)



كل الإلكترونات لديهم نفس $s = +\frac{1}{2}$.

(ج) قاعدة كليشوفسكى:



(شكل 5)

التعمير يكون حسب $n+l$ تصاعدي ولنفس القيم $n+l$ التعمير يكون حسب n تصاعدي .
مثال :أنظر (جدول 3 و 4)

جدول-3:-

المحط الذري	$n+l$
4s	$4+0=4$
3d	$3+2=5$

← نقوم بتعمير المحط 4s قبل المحط 3d (المحط 4s لديه مستوى طاقة أدنى من المحط 3d).

جدول-4:-

المحط الذري	$n+l$
4p	$4+1=5$
5s	$5+0=5$

← تعمير 4p قبل 5s (التعمير يكون حسب n تصاعدي أي تعمير 4 قبل 5).

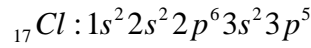
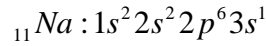
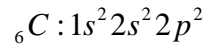
2. التشكيل الإلكتروني .

أ- التشكيل الإلكتروني للذرات:

هو توزيع الإلكترونات في المحطات المختلفة تباعا للقواعد المذكورة وخصوصا قاعدة كليشوفسكي و نذكر أن المحط nS يأخذ على الأكثر الكترونين , المحط nP يأخذ 6 الكترونات , المحط nd يأخذ 10 الكترونات و nf يأخذ 14 الكترونا .

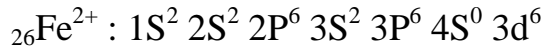
مثال: التشكيل الإلكتروني للعناصر ${}^6C, {}_{11}Na, {}_{17}Cl$

نشبع كل محط قبل المرور إلى المحط الموالي حسب قاعدة كليشوفسكي (أنظر الشكل 5).
ملاحظة: عندما نكتب $1S^2$ معناه : $n=1, l=0$ و عدد الالكترونات يساوي 2.
التشكيل الالكتروني للذرات المذكورة هو كالآتي:



ب- التشكيل الإلكتروني للشوارد:

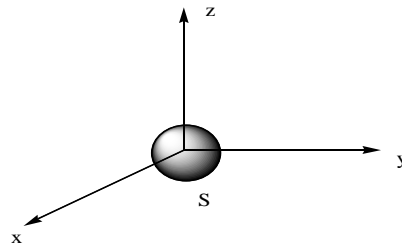
نأخذ كمثال شاردة ال ${}_{26}Fe^{2+}$, في المرحلة الاولى نقوم بالتشكيل الالكتروني للذرة ${}_{26}Fe$ وهو:
 ${}_{26}Fe : 1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 4S^2 3d^6$
ثم ننزع الكترونين من الطبقة الثانوية الخارجية أي من $4S^2$ ويصبح التشكيل الالكتروني للشاردة كالآتي:



و للتعميم في حالة الشوارد الموجبة أو السالبة ننزع أو نضيف الالكترونات من الطبقة الخارجية (وفي الطبقة الخارجية ننزع أو نضيف الكترونات من الطبقة الثانوية الخارجية).

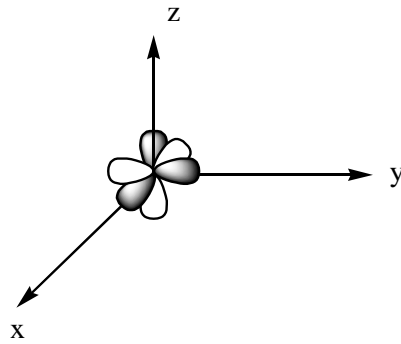
3- شكل المحطات الذرية:

المحط s كروي (شكل 6)



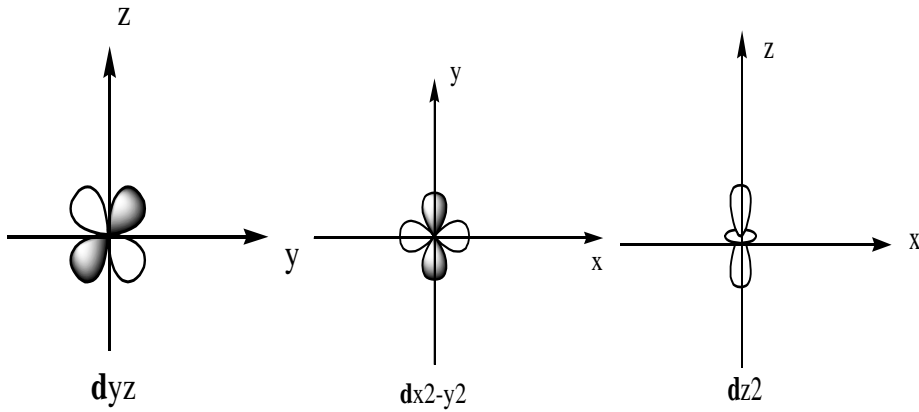
(شكل 6)

المحطات p (شكل 7)



(شكل 7)

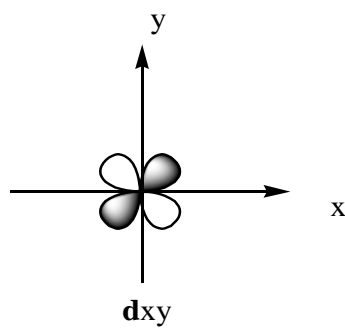
المحطات d (شكل 8)



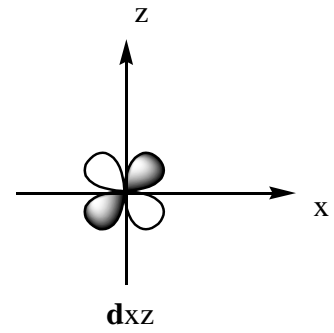
(شكل 8-ج)

(شكل 8-ب)

(شكل 8-ا)



(شكل 8-ذ)



(شكل 8-د)

تمارين تطبيقية

التمرين 1:

(1) حسب نظرية بور علاقة نصف القطر r_n و الطاقة الكلية E_n بدلالة المستوى n هي على الترتيب:

$$E_n = \frac{-2\pi^2 k^2 m e^4}{n^2 h^2} \quad \text{و} \quad r_n = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 K m e^2}$$

استنتج r_n بدلالة r_1 , و E_n بدلالة E_1 .

(2) علما أن $r_1 = 0,53 \text{ \AA}$ و $E_1 = -13,6 \text{ eV}$, أحسب نصف القطر m و الطاقة ب ev و J للمستويات $n=2$ إلى $n=3$.

(3) ماهي الطاقة التي تمتصها ذرة الهيدروجين عندما يقفز الإلكترون من المستوى $n=2$ إلى $n=3$.

(4) أحسب طول الموجة الموافقة لهذا الإنتقال.

التمرين 2:

احسب طول الموجة لثاني خط من سلسلة بالمر و لأول خط من سلسلة بشان $(R_H = 1,1.10^5 \text{ cm}^{-1})$.

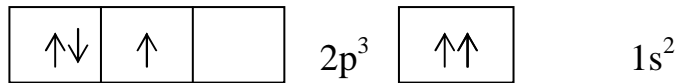
التمرين 3:

(1) حسب نظرية بور احسب الطاقة و طول الموجة المناسبة لانتقال إلكترون شبه الهيدروجين من المستوى $n=6$ إلى المستوى $n=5$ في حالة ${}^3\text{Li}^{+2}$ و ${}^4\text{Be}^{+3}$

(2) أحسب نصف قطر المدار الثالث لهذه الأتسباه الهيدروجينية $(h = 6,62.10^{-34} \text{ J.s}, R_H = 1,1.10^5 \text{ cm}^{-1})$

التمرين 4:

(1) أعطي الأعداد الكوانتية الأربعة للإلكترونات الخمسة للبور ${}^5\text{B}$ و أذكر الخطأ الموجود في تعبير هذه المحطات (شكل 1).



(شكل 1)

(2) أعطي الأعداد الكوانتية n و l للإلكترونات $4d, 5s, 2p, 5f$.

حل التمارين

التمرين 1:
(1)

$$r_n = \frac{n^2 h^2}{4 \pi^2 K m e^2} = n^2 \frac{h^2}{4 \pi^2 K m e^2}$$

$$r_n = n^2 r_1$$

$$E_n = - \frac{2 \pi^2 K^2 m e^4}{h^2 n^2} = - \frac{2 \pi K^2 m e^4}{h^2} \frac{1}{n^2} = \frac{E_1}{n^2}$$

(2) حساب E_3, E_2, r_3, r_2

$$r_2 = 2^2 \cdot 0,53 = 2,12 \text{ \AA} = 2,12 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

$$r_3 = 3^2 \times 0,53 = 4,77 \text{ \AA} = 4,77 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

$$E_2 = \frac{E_1}{4} = - \frac{13,6}{4} = -3,4 \text{ eV} = -3,4 \times 1,6 \cdot 10^{-19} =$$

$$E_2 = -5,44 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_3 = \frac{-13,6}{9} = -1,51 \text{ eV} = -1,51 \times 1,6 \cdot 10^{-19} = -2,41 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$\Delta E = E_3 - E_2 = -2,41 \cdot 10^{-19} + 5,44 \cdot 10^{-19} = 3,03 \cdot 10^{-19} \text{ J} \quad (3)$$

(4) حساب طول الموجة

$$\Delta E = h \nu = \frac{hc}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \times 3 \cdot 10^8}{3,03 \cdot 10^{-19}}$$

$$\lambda = 6,55 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

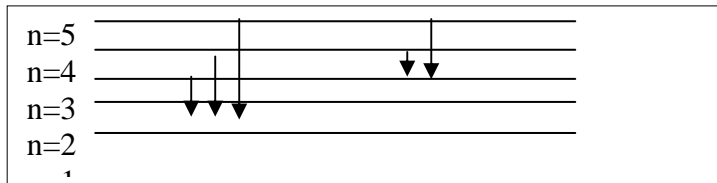
$$\lambda = 6550 \text{ \AA}$$

التمرين الثاني:

$$\frac{1}{\lambda} = R_h \left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right] \quad (1) \text{ سلسلة بالمر:}$$

مع $n=3,4,\dots$

ثاني خط لبالمر هو لـ $n=4$



(شكل 2)

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left[\frac{1}{4} - \frac{1}{16} \right] = \frac{3 R_H}{16} \Rightarrow \lambda = \frac{16}{3 R_H}$$

$$\lambda = \frac{16}{3 \times 1,1 \cdot 10^5} = 4,848 \cdot 10^{-5} \text{ cm}$$

بما أن $1 \text{ \AA} = 10^{-8} \text{ cm}$

$$\lambda = 4848 \text{ \AA}$$

(2) سلسلة باشن:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left[\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right] n = 4, 5, \dots, \infty$$

أول خط من سلسلة باشن يكون كذلك لـ $n=4$

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left[\frac{1}{9} - \frac{1}{16} \right] = \frac{7 R_H}{144}$$

$$\Rightarrow \lambda = \frac{144}{7 R_H} = \frac{144}{7 \times 1,1 \cdot 10^5} = 18,701 \cdot 10^{-5} \text{ cm}$$

$$\lambda = 18701 \text{ \AA}$$

التمرين الثالث:

الطاقة الكلية لشبه هيدروجين هي على شكل:

$$E_n (\text{ش}) = \frac{-13,6 \cdot Z^2}{n^2}$$

(1) في حالة ${}^2_3\text{Li}^+$:

$$E_5 = \frac{-13,6 \times 3^2}{25} = \frac{-13,6 \times 9}{25} = -4,896 \text{ eV}$$

$$E_6 = \frac{-13,6 \times 3^2}{36} = \frac{-13,6 \times 9}{36} = -3,4 \text{ eV}$$

$$\Delta E = E_5 - E_6 = -4,896 + 3,4 =$$

$$\Delta E = -1,496 \text{ eV} = -1,496 \times 1,6 \cdot 10^{-19} = -2,39 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$h \nu = |\Delta E| = \frac{hc}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{hc}{|\Delta E|}$$

$$\lambda = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \times 3 \cdot 10^8}{2,39 \cdot 10^{-19}} = 8,309 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$\lambda = 8309 \text{ \AA}$$

(2) حساب نصف قطر المدار الثالث:

$$r_n (\text{ش}) = \frac{r_1 n^2}{Z} \quad \text{في حالة } \text{}^3\text{Li}^{+2}$$

$$r_3 = \frac{0,53.3^2}{3} = 1,59 \text{ \AA}$$

$$r_3 = 1,59 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

(3) في حالة $\text{}^4\text{Be}^{+3}$

$$E_5 = \frac{-13,6 \times 4^2}{25} = \frac{-13,6.16}{25} = -8,704 \text{ eV}$$

$$E_6 = \frac{-13,6 \times 4^2}{36} = \frac{-13,6 \times 16}{36} = -6,044 \text{ eV}$$

$$\Delta E = E_5 - E_6 = -8,704 + 6,044 = -2,66 \text{ eV}$$

$$\Delta E = -2,66 \times 1,6 \cdot 10^{-19} = -4,256 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$|\Delta E| = h\nu = \frac{hc}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{Rc}{|\Delta E|}$$

$$\lambda = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \times 3,10^8}{4,256 \cdot 10^{-19}} = 4,666 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$\lambda = 4666 \text{ \AA}$$

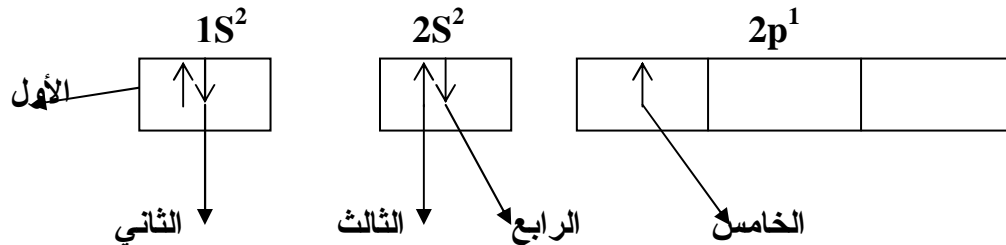
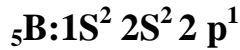
$$r_n (\text{ش}) = \frac{r_1 n^2}{Z}$$

$$r_3 = \frac{0,53.3^2}{4} = 1,19 \text{ \AA} = 1,19 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

التمرين 4:

الأعداد الكوانتية الأربعة لإلكترونات البور

(1) التشكيل الإلكتروني



(شكل 3)

الإلكترون الأول $\left(S = \frac{+1}{2}, m = 0, l = 0, n = 1 \right)$

الإلكترون الثاني $\left(S = \frac{-1}{2}, m = 0, l = 0, n = 1 \right)$

الإلكترون الثالث $\left(S = \frac{+1}{2}, m = 0, l = 0, n = 2 \right)$

الإلكترون الرابع $\left(S = \frac{-1}{2}, m = 0, l = 0, n = 2 \right)$

الإلكترون الخامس $\left(S = \frac{+1}{2}, m = -1, l = 1, n = 2 \right)$

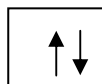
الخطأ الموجود في تعيير المحطات:

الإلكترونين لديهم الأربعة أعداد الكوانتية متساوية فقاعدة مبدأ $1S^2$

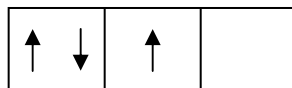


استبعاد باولي لم تطبق.

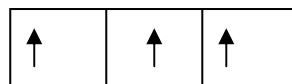
والتصحيح يكون كالآتي:



$2p^3$: هنا قاعدة هوند لم تطبق.



و التصحيح يكون كالآتي:



(2) إعطاء الأعداد الكوانتية n و l .

$(l = 2, n = 4)4d$, $(l = 0, n = 5)5s$

$(l = 3, n = 5)5f$, $(l = 1, n = 2)2p$

الفصل الثالث

التصنيف الدوري للعناصر

(I) التصنيف الدوري للعناصر

1- بناء الجدول الدوري:

أ- تمهيد:

تختلف العناصر البالغ عددها 106 عنصرا في خواصها الكيميائية و الفيزيائية و في طبيعة المركبات التي تشكلها. عند درجة الحرارة العادية توجد بعض العناصر في الحالة الغازية وبعضها في الحالة السائلة والأخرى في الحالة الصلبة، مما صعب في دراسة الكيمياء ولذا استلزم ترتيب هذه العناصر في جداول و فصائل و مجموعات لتسهيل دراستها. من هذه الجداول جدول مند لييف.

ب- التصنيف الدوري لمندلييف:

عكس الجداول السابقة التي اعتمدت على دورية الحجوم الذرية بدلالة الأوزان الذرية قام مندلييف بدراسة موسعة للعلاقات الكائنة بين الأوزان الذرية للعناصر وخواصها الفيزيائية والكيميائية. عندما رتب العناصر بدلالة أوزانها الذرية المتزايدة وجد ان خواصها تتغير بصورة دورية، وكان هذا الجدول الأول لمندلييف.

ج- البنية الإلكترونية للعناصر والجدول الإلكتروني:

بعد تقدم الكيمياء و معرفة بنية الذرات تبين بان الإلكترونات هي التي تتحكم عادة في الخواص الكيميائية والتكافؤ و اغلب الخواص الفيزيائية. ساعد التشكيل الإلكتروني كثيرا في بناء الجدول الدوري .

*يتكون الجدول الدوري من 7 صفوف أفقية تسمى بالأدوار ومن 18 عمود تسمى بالأفواج. ينقسم الجدول الدوري إلى 4 أقسام هي العناصر s, sp, d, f. العناصر (s و sp) تكون الفصيلة A (s) الفوج I_A و sp (الأفواج من III_A إلى VIII_A) و العناصر d تكون الفصيلة B (الأفواج من I_B إلى VIII_B) أما العناصر f فهي خارج الجدول تشكل الأنتانيدات و الأكتانيدات .

	IA	1																VIIIA
1	<u>H</u>	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	<u>He</u>
2	<u>Li</u>	<u>Be</u>											<u>B</u>	<u>C</u>	<u>N</u>	<u>O</u>	<u>F</u>	<u>Ne</u>
3	<u>Na</u>	<u>Mg</u>	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB			IB	IIB	<u>Al</u>	<u>Si</u>	<u>P</u>	<u>S</u>	<u>Cl</u>	<u>Ar</u>
4	<u>K</u>	<u>Ca</u>	<u>Sc</u>	<u>Ti</u>	<u>V</u>	<u>Cr</u>	<u>Mn</u>	<u>Fe</u>	<u>Co</u>	<u>Ni</u>	<u>Cu</u>	<u>Zn</u>	<u>Ga</u>	<u>Ge</u>	<u>As</u>	<u>Se</u>	<u>Br</u>	<u>Kr</u>
5	<u>Rb</u>	<u>Sr</u>	<u>Y</u>	<u>Zr</u>	<u>Nb</u>	<u>Mo</u>	<u>Tc</u>	<u>Ru</u>	<u>Rh</u>	<u>Pd</u>	<u>Ag</u>	<u>Cd</u>	<u>In</u>	<u>Sn</u>	<u>Sb</u>	<u>Te</u>	<u>I</u>	<u>Xe</u>
6	<u>Cs</u>	<u>Ba</u>	<u>La</u>	<u>Hf</u>	<u>Ta</u>	<u>W</u>	<u>Re</u>	<u>Os</u>	<u>Ir</u>	<u>Pt</u>	<u>Au</u>	<u>Hg</u>	<u>Tl</u>	<u>Pb</u>	<u>Bi</u>	<u>Po</u>	<u>At</u>	<u>Rn</u>
7	<u>Fr</u>	<u>Ra</u>	<u>Ac</u>															
	اللانتانيدات		6	<u>Ce</u>	<u>Pr</u>	<u>Nd</u>	<u>Pm</u>	<u>Sm</u>	<u>Eu</u>	<u>Gd</u>	<u>Tb</u>	<u>Dy</u>	<u>Ho</u>	<u>Er</u>	<u>Tm</u>	<u>Yb</u>	<u>Lu</u>	
	الأكتانيدات		7	<u>Th</u>	<u>Pa</u>	<u>U</u>	<u>Np</u>	<u>Pu</u>	<u>Am</u>	<u>Cm</u>	<u>Bk</u>	<u>Cf</u>	<u>Es</u>	<u>Fm</u>	<u>Md</u>	<u>No</u>	<u>Lr</u>	

2- وصف الجدول الدوري:

(أ) وصف الأدوار:

• الدور الأول

يملاُ الطبقة الكمية الأولى k. يبدأ بالهيدروجين ${}^1_1H (1S^1)$ و ينتهي بالهيليوم. ${}^4_2He (1S^2)$. يحتوي الدور الأول على عنصرين فقط لأن الطبقة K تحتوي على محط واحد فقط و هو $(1S)$.

• الدور الثاني:

يبدأ في هذا الدور امتلاء الطبقة الكمية الثانية L من عنصر الليثيوم ${}^6_3Li (1S^2 2S^1)$ إلى عنصر النيون ${}^{10}_{10}Ne (1S^2 2S^2 P^6)$. و بما أن الطبقة L تحتوي على أربع محطات فرعية (S, P_x, P_y, P_z) فهي تملأ بـ 8 إلكترونين إذن الدور الثاني يحتوي على 8 عناصر.

• الدور الثالث:

يمتلاُ هذا الدور بطريقة مماثلة للدور الثاني حيث تحل إلكترونات العناصر المحطات $(3S, 3P)$ يتأخر امتلاء المحط الفرعي 3d للطبقة الثالثة M لأن 3d أعلى طاقة من 4S التي تبدأ الدور الرابع. فإن الدور الثالث يحتوي على 8 عناصر و هي: $({}_{11}Na \dots \dots \dots {}_{18}Ar)$.

• الدور الرابع:

في هذا الدور تمتلئ المحطات الفرعية $(4P, 4S, 3d)$ بـ 18 إلكترونين إذن هذا الدور يضم 18 عنصرا و هي: $({}_{19}K \dots \dots \dots {}_{36}Kr)$.

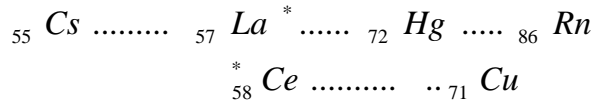
• الدور الخامس:

الدور الخامس يشبه الدور الرابع في بنيته و يحتوي على 18 عنصرا أيضا. $({}_{37}Rb \dots \dots \dots {}_{54}Xe)$.

• الدور السادس:

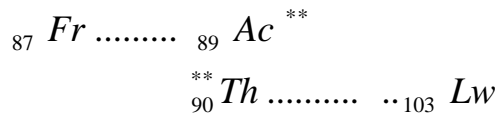
يضاف إلى العناصر 18 الأولى عناصر الأتربة النادرة المسماة بزمرة الأنتانيوم و الذي يبلغ عددها 14 (يمتلاُ فيها المحط 4f).

يضم الدور السادس إذن 32 عنصرا و هي:



• الدور السابع:

يضم الدور السابع نظريا 32 عنصرا إلا أنه غير مكتمل و يتألف حاليا من 17 عنصرا فقط و هي:



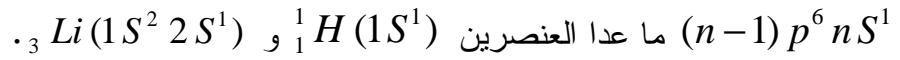
(ب) وصف الفصائل و الأفواج:

1. الفصيلة A :

تحتوي الفصيلة A على العناصر S و SP . تشمل هذه العناصر : المعادن ،أشباه المعادن و اللا معادن. إنها تكون الأفواج A و عددها 8.
العناصر S تكون فوجين:

• الفوج I_A :

يمثل هذا الفوج العمود الأول من الجدول الدوري ويحتوي على المعادن القلوية القاعدية. التشكيل الإلكتروني الخارجي لهذه العناصر هو:



• الفوج IIA :

يمثل هذا الفوج العمود الثاني من الجدول الدوري ويحتوي على المعادن القلوية الترابية المؤلفة من العناصر (4Be88Ra). التشكيل الإلكتروني الخارجي لهذه العناصر هو $(n-1)p^6 ns^2$ ما عدا ${}_{4}Be (1s^2, 2s^2)$

تكون العناصر sP 6 أفواج وهي:

• الفوج IIIA :

يمثل هذا الفوج العمود الثالث عشر من الجدول الدوري و يعرف بفوج البور و الألمنيوم و لديه التشكيل الإلكتروني الخارجي (ns^2, np^1) .

• الفوج IVA :

يمثل هذا الفوج العمود الرابع عشر من الجدول الدوري و يعرف بفوج الكربون و السليسيوم و التشكيل الإلكتروني الخارجي لهذه العناصر هو (ns^2, np^2) .

• الفوج VA :

يمثل هذا الفوج العمود الخامس عشر من الجدول الدوري و يعرف بفوج الآزوت و الفسفور و التشكيل الإلكتروني الخارجي لهذه العناصر هو (ns^2, np^3) .

• الفوج VIA :

يمثل هذا الفوج العمود السادس عشر من الجدول الدوري و يعرف بفوج الأكسجين و الكبريت و الفسفور و التشكيل الإلكتروني الخارجي لهذه العناصر هو (ns^2, np^4) .

• الفوج VIIA :

يمثل هذا الفوج العمود السابع عشر من الجدول الدوري و يعرف بفوج الهالوجينات. التشكيل الإلكتروني الخارجي لهذه العناصر هو (ns^2, np^5) .

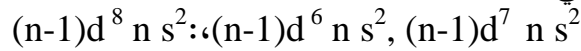
• الفوج VIII :

يمثل هذا الفوج العمود الثامن عشر من الجدول الدوري و يعرف بفوج الهيليوم و النيون و هو فوج الغازات النبيلة (النادرة) و هي عناصر مشبعة و تشكيلها الخارجي هو (ns^2, np^6) ما عدا ${}_{2}He (1s^2)$

2. الفصيلة B:

تسمى هذه العناصر بالعناصر الانتقالية و كلهم معادن . الفصيلة B تشمل العناصر d. إنها تضم عشرة أعمدة تابعة لثمانية أفواج و هي:

- **الفوج I_B**: يمثل هذا الفوج العمود الحادي عشر من الجدول الدوري ويعرف بفوج النحاس Cu و تشكيله الإلكتروني الخارجي هو $(n-1)d^{10} n s^1$
- **الفوج II_B**: يمثل هذا الفوج العمود الثاني عشر من الجدول الدوري ويعرف بفوج الزنك Zn و تشكيله الإلكتروني الخارجي هو $(n-1)d^{10} n s^2$.
- **الفوج III_B**: يمثل هذا الفوج العمود الثالث من الجدول الدوري ويعرف بفوج السكانيوم Sc و تشكيله الإلكتروني الخارجي هو $(n-1)d^1 n s^2$.
- **الفوج IV_B**: يمثل هذا الفوج العمود الرابع من الجدول الدوري ويعرف بفوج التيتانيوم Ti و تشكيله الإلكتروني الخارجي هو $(n-1)d^2 n s^2$.
- **الفوج V_B**: يمثل هذا الفوج العمود الخامس من الجدول الدوري ويعرف بفوج الفناديوم V و تشكيله الإلكتروني الخارجي هو $(n-1)d^3 n s^2$.
- **الفوج VI_B**: يمثل هذا الفوج العمود السادس من الجدول الدوري ويعرف بفوج الكروم Cr و تشكيله الإلكتروني الخارجي هو $(n-1)d^4 n s^2$.
- **الفوج VII_B**: يمثل هذا الفوج العمود سابع من الجدول الدوري ويعرف بفوج المنغنيزيوم Mn و تشكيله الإلكتروني الخارجي هو $(n-1)d^5 n s^2$.
- **فوج VIII_B** هو فوج الثلاثيات (Fe,Co,Ni) و تمثل هذه العناصر الأعمدة الثامنة التاسعة و العاشرة وتم ادراجها في نفس الفوج لتقارب خواصها الفيزيائية و الكيميائية و تشكيلها الإلكتروني الخارجي هو:



3) العناصر f:

تتكون من سلسلتين وهما سلسلة الانتانيدات و الأكتانيدات. الأولى تضم عناصر 4f و الثانية عناصر 5f.

II- الخواص الدورية للجدول الدوري:

1- الخواص الفيزيائية:

من الخواص الفيزيائية نصف القطر الذري و الأيوني، الحجم الذري، درجة الانصهار، درجة الغليان، الكثافة، طاقة التشرّد. ندرس البعض منها.

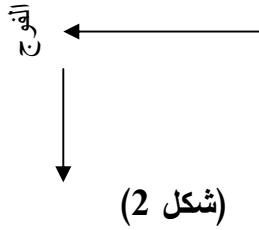
أ- نصف القطر الذري:

يعرف نصف القطر الذري لعنصر ما بأنه نصف المسافة بين نواتين ذرتين متجاورتين عندما تكون الرابطة أحادية بينهما. و يرمز له ب r ووحدته هي $^{\circ}A, cm, m$.

مثال: نصف قطر ذرة الهيدروجين $r=0,53 A^{\circ}$.

دورية نصف القطر الذري هي كالتالي: يزداد نصف القطر الذري في الجدول الدوري كالتالي (شكل 2):

- في الدور: من اليمين الى اليسار.
 - و في الفوج من الأعلى الى الأسفل.
- الدور



ب- نصف القطر الأيوني:

نصف القطر الأيوني هو نصف القطر للشاردة. وهذه الاخيرة هي الذرة التي فقدت أو اكتسبت الكثرونات.

مثال:

- ذرة الصوديوم Na اذا فقدت الكثرونات تصبح شاردة موجبة Na^+ .

- ذرة الكلور Cl اذا اكتسبت الكثرونات تصبح شاردة سالبة Cl^- .

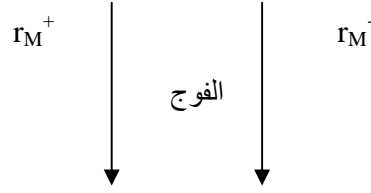
بصفة عامة: نصف القطر الذري للذرة M أكبر من نصف القطر الأيوني للشاردة الموجبة M^+

$$(r_{M^+} < r_M)$$

نصف القطر الذري للذرة M أقل من نصف القطر الأيوني للشاردة السالبة M^- .

$$(r_{M^-} > r_M)$$

نصف القطر الأيوني الموجب و السالب يكبر في الفوج من الأعلى إلى الأسفل وليس لهم دورية في الدور.



(شكل 3)

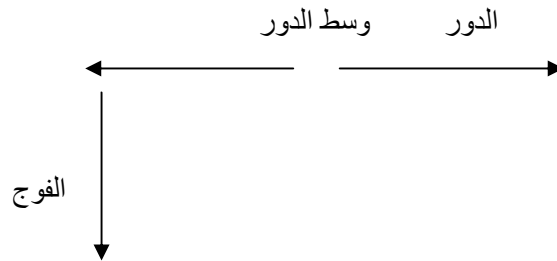
- في حالة الأيونات ذات البنية الإلكترونية المتساوية يقل نصف القطر الأيوني بزيادة العدد الذري

• مثال: $r_{12} Mg^{+2} < r_{11} Na^+ < r_9 F^- < r_8 O^{-2}$

ج- الحجم الذري:

الحجم الذري لعنصر ما هو الحجم الذي تشغله ذرة غرامية واحدة من هذا العنصر مأخوذة في الحالة الصلبة و في درجة انصهاره.

$$\frac{\text{الكتلة الذرية}}{\text{الكثافة}} = \text{الحجم الذري}$$

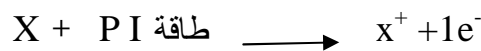


شكل -4-

- يتناقص الحجم الذري من يمين الجدول الدوري حتى الوسط ثم يزداد الى غاية اليسار.
- يزداد الحجم الذري الفوج من الأعلى الى الأسفل.

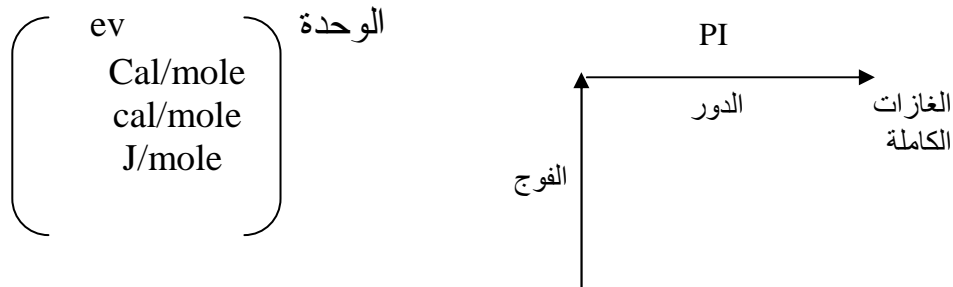
د- طاقة التشرد الأولى أو كمون التشرد الأول:

هي الطاقة اللازم إعطاؤها إلى ذرة معتدلة لنزع إلكترونها، ونرمز لها ب PI.



- تزداد طاقة التشرد في الدور من اليسار الى اليمين.

- تزداد طاقة التشرذ في الفوج من الأسفل الى الأعلى.



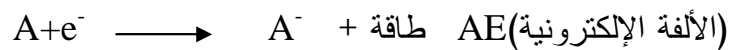
(شكل 5)

2- الخواص الكيميائية

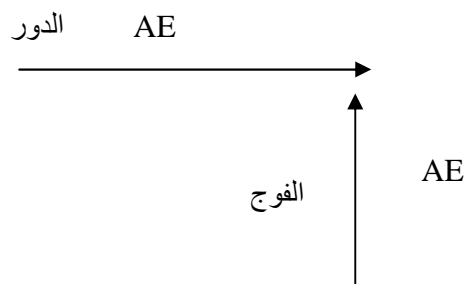
من الخواص الكيميائية: الألفة الإلكترونية و الكهروسلبية.

أ- الألفة الإلكترونية: AE

إنها الطاقة التي تحررها ذرة ما (A) معتدلة عندما تأخذ إلكترونًا، ويرمز لها بـ AE.



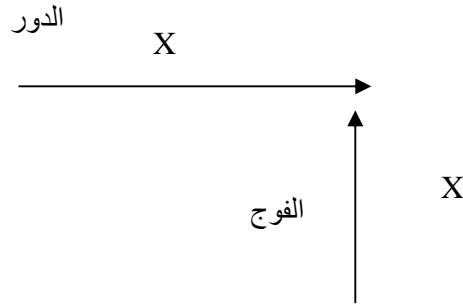
- تزداد الألفة الإلكترونية في الدور من اليسار الى اليمين.
- و تزداد في الفوج من الأسفل الى الأعلى.



(شكل 6)

ب- الكهروسلبية:

- هي ميل عنصر لجذب الإلكترونات و يرمز لها ب X .
- يوجد ثلاثة سلاسل لحساب الكهروسلبية و هي :
- سلم مليكان (mulliken)
- سلم بولنغ (Pauling)
- سلم ألريد روشو (Alred Rochow)
- وحدة الكهروسلبية هي eV.
- تزداد الكهروسلبية في الدور من اليسار الى اليمين.
- و تزداد في الفوج من الأسفل الى الأعلى.



(الشكل 7)

ملاحظة:

- للكهروسلبية و طاقة التشرد نفس الدورية حسب الدور, إلا أن هذه الدورية تتوقف عند فوج الهالوجينات (VII_A) بالنسبة للكهروسلبية و عند فوج الغازات النادرة (VIII_A) بالنسبة لطاقة التشرد.

III- اكتشاف الجدول الدوري:

قم بإعداد بحث شخصي حول مراحل تطور اكتشاف الجدول الدوري.

تمارين تطبيقية

تمرين 1:

- 1- إعط التشكيل الإلكتروني للعناصر الآتية: ${}_{29}\text{Cu}$ - ${}_{23}\text{V}$ - ${}_{37}\text{Rb}$ - ${}_{21}\text{Sc}$ - ${}_{12}\text{Mg}$ - ${}_{36}\text{Kr}$ - ${}_{32}\text{Ge}$
- 2- حدد الدور والفوج لكل عنصر.

تمرين 2:

ليكن عنصر ${}_Z\text{X}$ ينتمي إلى الدور الرابع و الفوج V_B , أحسب العدد الذري لهذا العنصر.

تمرين 3:

- لتكن العناصر A,B,C,D,E,F المناسبة للأعداد الذرية الآتية : 2,10,18,36,54,86
- 1- إعط الدور والفوج لكل عنصر .
- 2- ناسب لكل عنصر طاقة تشرد من القيم الآتية:
15.7eV,21.5eV,12.13eV,10.75eV; 24.58ev; 13.59ev
- 3- رتب هذه العناصر حسب الترتيب التصاعدي لنصف القطر الذري.

تمرين 4:

لتكن العناصر :

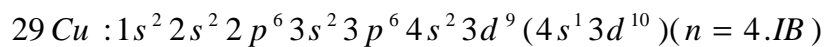
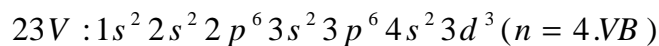
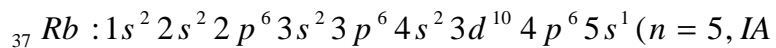
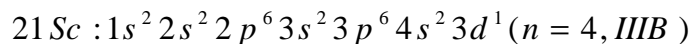
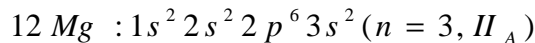
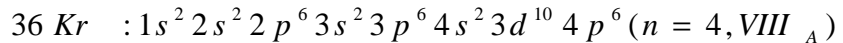
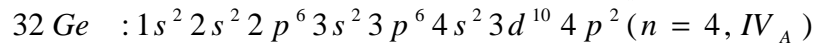


- 1- اعط الفوج و الدور لهذه العناصر.
- 2- صنف هذه العناصر حسب الترتيب التنازلي للكهروسلبية.

حل التمارين

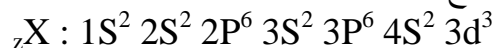
تمرين 1:

الشكل الإلكتروني:



تمرين 2:

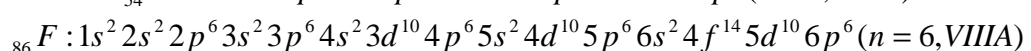
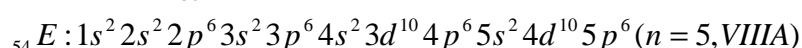
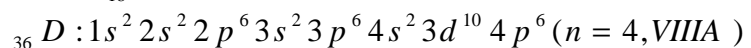
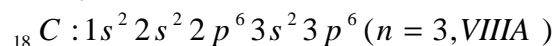
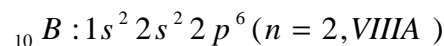
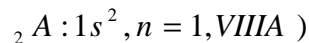
العنصر ${}_Z X$ ينتمي الى الدور الرابع أي $n=4$ و الفوج V_B اذن التشكيل الطبقة الخارجية لهذا العنصر هو: $3d^3 4s^2$.

اذن من التشكيل الإلكتروني نستنتج Z 

$$z = 2+2+6+2+6+2+3 = 23$$

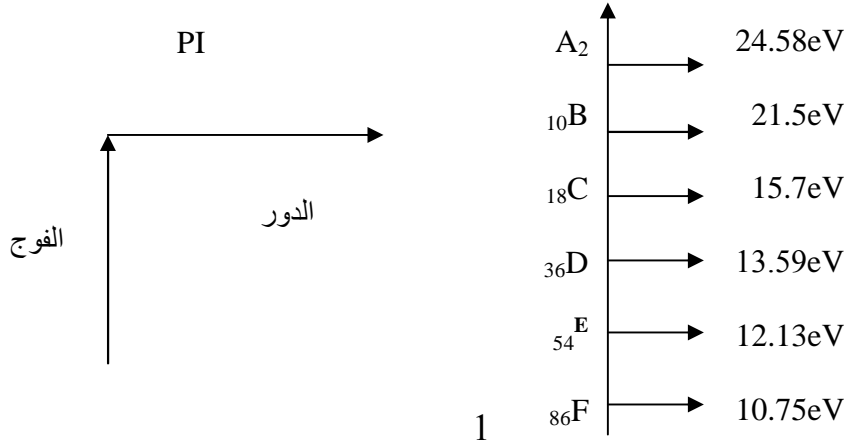
التمرين 3 :

-1



نلاحظ أن كل هذه العناصر تنتمي إلى نفس الفوج (VIII_A).

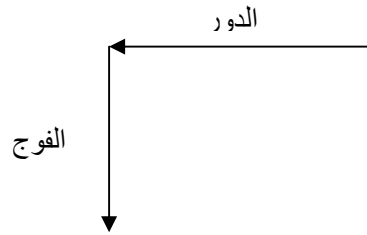
2- طاقة التشرد تتغير في الجدول كالتالي: حسب الفوج تزداد من الأسفل الى الأعلى .



3- يتغير نصف القطر اسري في الجدول الدوري كالاتي : الشكل 2

وبما أن كل الناصر تنتمي الى نفس الفوج (VIII_A)

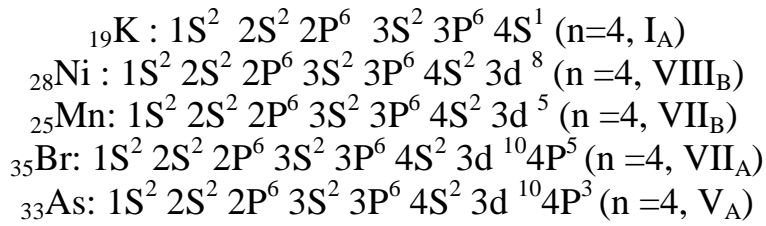
إذن الترتيب التصاعدي لنصف القطر الذري هو: $r_A < r_B < r_C < r_D < r_E < r_F$



شكل 2

التمرين 4

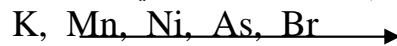
-1



نلاحظ أ، كل هذه العناصر تنتمي الى نفس الدور.

-2

ترتيب العناصر حسب العدد الذري المتزايد هو كالاتي:



بما أن الكهروسلبية تتناقص من اليمين الى اليسار في نفس الدور، إذن الترتيب التنازلي للكهروسلبية هو كالاتي:



الفصل الرابع الرابطة الكيميائية و البنية الجزيئية

الرابطة الكيميائية

I - النماذج التقليدية للروابط الكيميائية:

الروابط الكيميائية هي القوى الالكترونية , إنها تمثل التوازن الموجود بين قوى التجاذب و التنافر التي تطبقها الذرات المشحونة بين بعضها البعض لتكوين جزيئات ثابتة. هناك عدة أنواع من الروابط:

1- الروابط بين الجزيئات: وهي نوعين:

(أ) رابطة فندرفالس (Van Der Waals)

(ب) رابطة هيدروجينية

2- الروابط المكونة للجزيء: هي الروابط التي توجد في الجزيء و هي نوعين:

(أ) الرابطة الأيونية

(ب) الرابطة المشتركة (أو التكافئية)

(ج) الرابطة المعدنية

1- الروابط بين الجزيئات:

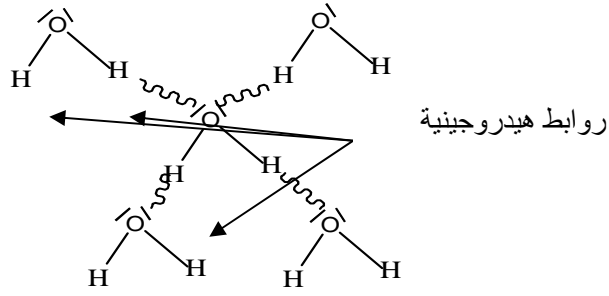
الروابط بين الجزيئات هي الروابط التي تصل الجزيئات ببعضها البعض وهي ضعيفة مقارنة بالروابط الداخلية إذ يمكن أن تكسر بتسخين بسيط وهي نوعين:

(أ) رابطة فندرفالس (Van Der Waals):

هي روابط الكترولستاتيكية مطبقة بين الذرات أو الجزيئات المستقطبة و هي ناتجة عن تجاذب الجزيئات. كلما كانت السحابة الالكترونية للذرة أو الجزيء كبيرة كلما كانت قوى فندرفالس كبيرة. أقوى قوى فندرفالس هي الرابطة الهيدروجينية.

(ب) الرابطة الهيدروجينية:

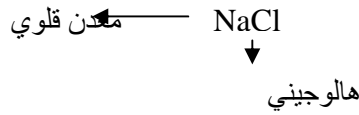
هي أقوى القوى بين الجزيئات و هذا لان ذرة الهيدروجين H هي أصغر ذرة يمكنها أن تقترب بمسافة أدنى من الجزيئات الأخرى. الرابطة تتكون اذن بين ذرة هيدروجين مرتبطة و ذرة من جزيء آخر أكثر كهروسلبية و يحتوي على الأقل على زوج الكتروني حر مثل الذرات: N, O, F. مثال: ترابط جزيئات الماء H₂O مع بعضها.



2- الروابط المكونة للجزيء:

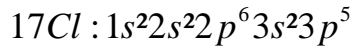
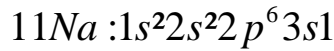
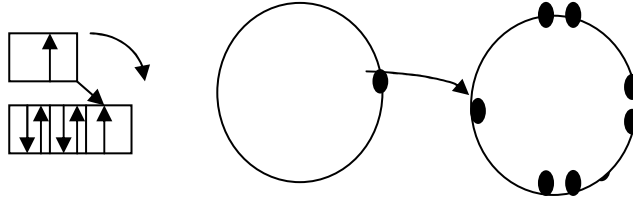
(أ) الرابطة الأيونية:

تتكون بين ذرتين لديهما اختلاف كبير في الكهروسلبية و يكون الفرق في الكهروسلبية بين الذرتين أكبر أو يساوي 1,7.

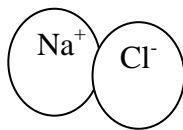
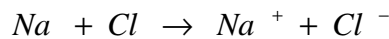
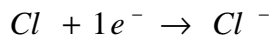


مثال:

الاختلاف في الكهروسلبية كبير بين ذرتي ال Na وال Cl و لهذا الرابطة بينهم أيونية. إلكترون الوحيد الموجود في الطبقة الأخيرة للصوديوم Na ينتقل لملء إلى الطبقة الأخيرة لذرة الكلور Cl كما هو موضح في الشكل 1.

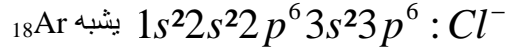
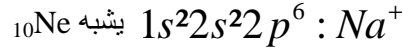


(شكل 1)



الرابطة الأيونية هي على هذا الشكل (Na^+, Cl^-)

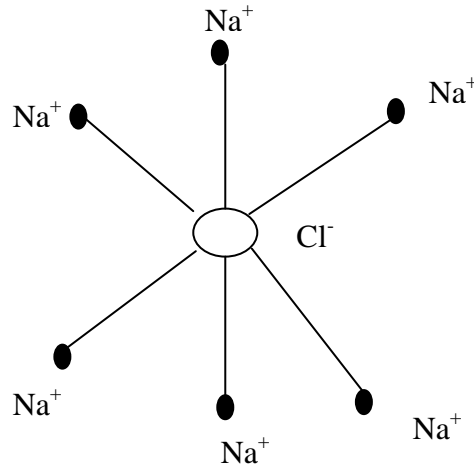
الأيونيين المتشكّلين لديهما التشكيل الإلكتروني للغازات النبيلة (النازرة) التي تكون طبقتها الخارجية مشبعة.



نعرف طول الرابطة A^+B^- بمجموع نصفي القطرين للشاردتين A^+ و B^- . تجمع الجزيئات يكون بلورات صلبة ذات الخواص التالية:

- الصلابة تنقص لما المسافة بين الشاردتين تكبر
- درجات الانصهار و التبخر كبيرة
- التمدد صغير
- غير ناقلة للكهرباء
- المركبات الشاردية مكونة من تكس منتظم للشوارد السالبة و الموجبة.

مثال : الشكل 3 يمثل بلورة كلور الصوديوم متكون من شاردة Cl^- محاطة بـ 06 شوارد Na^+



(شكل 2)

(ب) الرابطة المشتركة :

تعريف: كل رابطة يتم الحصول عليها باشتراك إلكترونين من الطبقة الأخيرة هي رابطة مشتركة، إذا كانت الذرات المكونة للرابطة متشابهة فإن الرابطة تكون غير مستقطبة (لا يوجد فرق في الكهروسلبية بين الذرتين أي $\Delta X = 0$) و إذا كانت الذرات المكونة للرابطة مختلفة، فإن الرابطة تكون مستقطبة (في هذه الحالة يوجد فرق في الكهروسلبية بين الذرتين و يكون محصور بين 0 و 1,7) .
تمثل هذه الروابط بمخطط يسمى مخطط لويس.

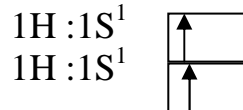
1- الرابطة المشتركة الغير مستقطبة

• الرابطة المشتركة البسيطة:

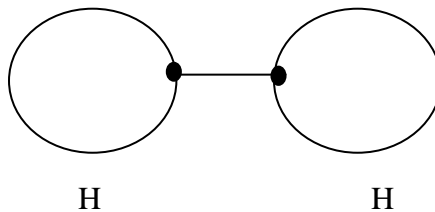
مثال: الجزيء H_2

مخطط لويس لهذا الجزيء هو كالاتي:

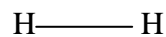
1- نقوم بالتوزيع الالكتروني للذرتين:



2- الرابطة المشتركة تتم باشتراك كل ذرة بالكترون الطبقة الأخيرة كما هو مبين في الشكل 3:



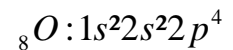
الشكل 3



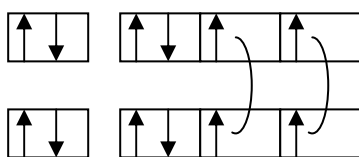
3- تمثيل لويس للرابطة يكون بخط:

• الرابطة المشتركة الثنائية:

مثال: الجزيء O_2

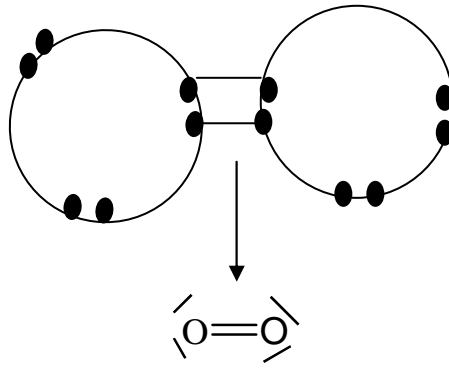


تمثيل الطبقة الأخيرة للذرتين هو:



O :

O :



(شكل 4)

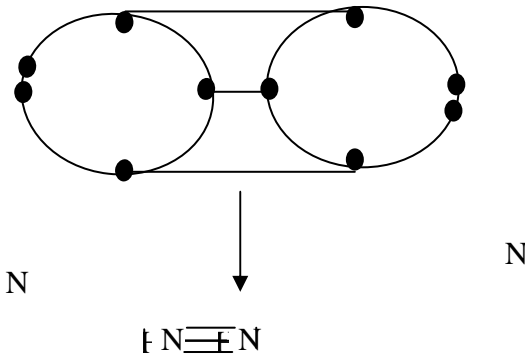
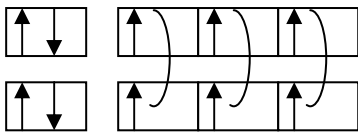
نمثل الزوج الإلكتروني الحر بخط فوق الذرة (أنظر الشكل 4).
 • الرابطية المشتركة المتعددة:

مثال: الجزيء N_2

$7N : 1s^2 2s^2 2p^3$

N :

N :



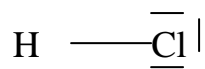
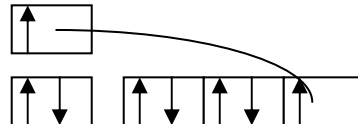
(شكل 5)

1- الرابطية المشتركة المستقطبة:

مثال: HCl

$1H : 1S^1$

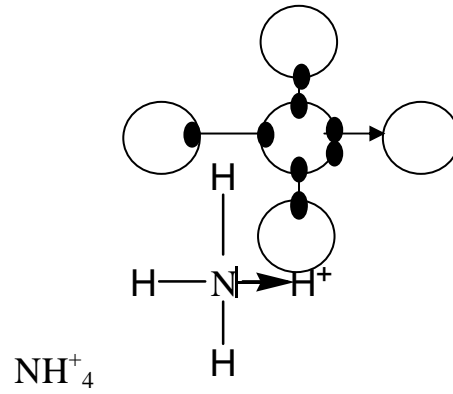
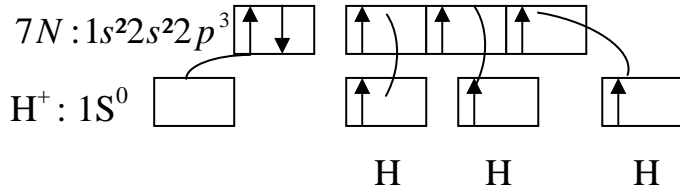
$Cl : 3S^2 3P^5$



3- الرابطة المشتركة المانحة

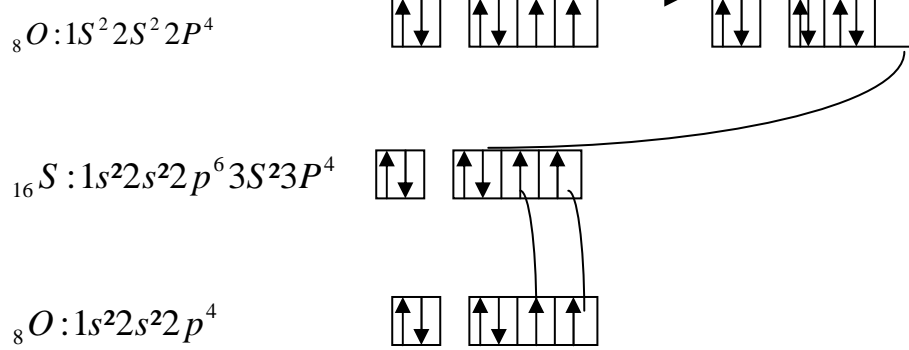
في الرابطة المانحة الإلكترونان اللذان يكونان الرابطة هما من طرف ذرة واحدة.

مثال 1: شاردة الأمونيوم NH_4^+

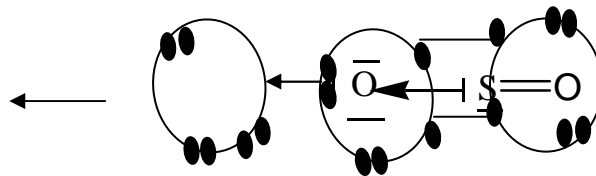


(الشكل 6)

مثال 2: SO₂



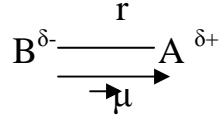
ملاحظة: في هذه الحالة يجب على الأكسجين أن يكون خاثة فارغة وهذا يستلزم جمع الكترونين عازبين لتكوين زوج مرتبط كما هو مبين في التخطيط.



(شكل 7)

4- الجزيئات الثنائية لذرتين مختلفتين AB (الرابطة المستقطبة) :

في الجزيء AB يكون هناك اختلاف في الكهروسلبية. إذا كان $X_B > X_A$ يكون الثنائي الإلكتروني متمركز أكثر من جهة B فالكثافة الإلكترونية تقل من جهة A و من هنا يكون اختلاف التوازن فتخلق شحنة δ^- من جهة B و δ^+ من جهة A.



يكون خلق عزم ثنائي القطب للرابطة μ متوجهة من δ^- إلى δ^+
r: المسافة بين A و B

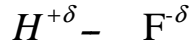
$$\vec{u} = \sigma \vec{r} \quad \sigma: \text{شحنة}$$

$$1D = 0,33 \cdot 10^{-29} \text{ C} \times \text{m} \quad \vec{u} = \delta e \vec{r} \quad \delta: \text{الشحنة الجزيئية}$$

$$1D = 10^{-18} \text{ CGS} \cdot \text{Cm} \quad |e| = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} = 4,8 \cdot 10^{-10} \text{ CGS}$$

مثال:

عزم HF يساوي 1,91 D و المسافة بين H و F تساوي $r = 0,92 \cdot 10^{-8} \text{ cm}$
ذرة الفلور أكثر كهروسلبية من ذرة الهيدروجين اذن الشحنة الجزيئية δ السالبة تكون من جهة F و الموجبة من جهة H.



$$\vec{\mu}_{HF}$$

• أحسب الشحنة σ و الشحنة الجزيئية δ

$$u_{HF} = 1,91 D = 1,91 \cdot 10^{-18} \text{ CGS} \cdot \text{cm}$$

$$\vec{u}_{HF} = \sigma \cdot r \Rightarrow \sigma = \frac{u}{r} = \frac{1,91 \cdot 10^{-18}}{0,92 \cdot 10^{-8}} = 2,076 \cdot 10^{-10} \text{ CGS}$$

$$\sigma = \delta \cdot e \Rightarrow \delta = \frac{\sigma}{e} = \frac{2,076 \cdot 10^{-10}}{4,8 \cdot 10^{-10}} = 0,432 .$$

5- المقارنة بين العزم في الرابطة المشتركة و الرابطة الشاردية:

• في الرابطة الشاردية ($B^- A^+$) نرسم لعزم الرابطة ب u_i و هو $u_i = e \cdot r$ (في هذه الحالة $1 = \delta$).

• في الرابطة المشتركة ($A^{\delta+} - B^{\delta-}$) هو عزم الرابطة $u = \sigma r$

للرابطة المشتركة صفة شاردية بنسبة تساوي:

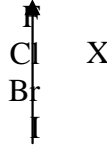
$$\left(\frac{u}{u_i}\right) \times 100 = \left(\frac{\sigma.r}{e.r}\right) \times 100 = \delta \times 100 \text{ النسبة:}$$

الرابطة المشتركة تؤول الى رابطة شاردية عندما σ يؤول الى e و δ تؤول الى 1.

$$\left(\begin{array}{c} \sigma \rightarrow e \\ \delta \rightarrow 1 \end{array}\right) \text{ أي:}$$

مثال: الجزيء HX حيث X هو هالوجين. نعطي النسبة الشاردية.
HF : 45% , HCl : 17% , HBr : 12% , HI : 5%

نلاحظ أن الكهروسلبية تزداد من I نحو F و كذلك النسبة الشاردية .



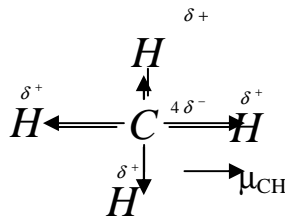
(شكل 8)

6-العزم الكلي للجزيء:

في الجزيئات المتعددة الذرات، لكل رابطة عزم ثنائي القطب مسمى بعزم الرابطة. يساوي العزم الكلي للجزيء مجموع الهندسي لعزوم الروابط.

مثال 1: CH₄

يوجد تناظر في هندسة جزيء الميثان CH₄.
وبهذا يكون مجموع العزوم معدوم.

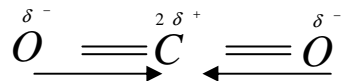


(شكل 9)

$$\vec{\mu}_{CH_4} = \sum \vec{\mu}_{CH} = \vec{0}$$

مثال 2: CO₂

ان هذا الجزيء خطي و تمثيل لويس يعطي الشكل 10.
ان الأكسجين أكثر كهروسلبية من الكربون اذن يوجد عزمين متعاكسين و مجموعهما يساوي الصفر.

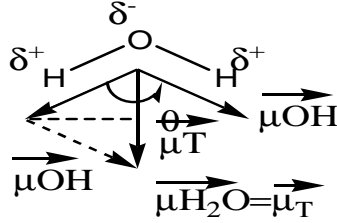


(الشكل 10)

$$\vec{\mu}_{CO_2} = \sum \vec{\mu}_{CO} = \vec{0}$$

مثال 3: جزيء الماء H₂O.

جزيء الماء غير خطي و الزاوية $\theta = \widehat{HOH}$ تساوي 105°.



(شكل 11)

$$\cos \frac{\theta}{2} = \frac{\frac{U_T}{2}}{\mu_{OH}} \Rightarrow \cos \frac{\theta}{2} = \frac{U_T}{2 \mu_{OH}}$$

$$\mu_{OH} = 6l = e \delta l$$

8) الرابطة تتكون إذا كانت المسافة بين الذرتين أدنى. الجزيء يكون أكثر استقرار من الذرتين المنفصلتين .

ج) الرابطة المعدنية:

هي رابطة كيميائية مشتركة تسمح بترابط ذرات المعادن مع بعضها. تكون الالكترونات المشتركة فيها موزعة على شكل سحابة الكترونية على كل ذرات المعدن, هذا ما يجعل المعدن ناقل للكهرباء.

II-هندسة الجزيئات:

1-بنية الشوارد والجزيئات متعددة الذرات:

• التكافؤ:

بارتباط ذرة مع ذرات أخريات ينتج جزيئات أو شوارد متعددة الذرات.

عدد الروابط التي بإمكان الذرة أن تكونها تسمى التكافؤ (valence).

مثال: جدول 1 :

العنصر		التكافؤ	المركب
N	2	3	NH ₃ NF ₃
S	3	2 4 6	H ₂ S SCL ₄ SF ₆
Cl	3	1 3 5	HCl ClF ₃ ClF ₅

• دراسة ذرة الكربون:

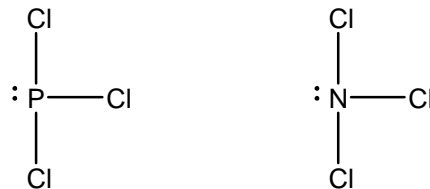
تحتوي ذرة الكربون في حالتها الأساسية على الكترونين فرديين فتكافؤها يساوي 2



عند ارتباط ذرة الكربون مع ذرات أخرى تتغير بنيتها الخارجية مثل CH_4 يصبح عندئذ التكافؤ 4 إذن ذرة الكربون تصبح في حالة مثارة (Etat excité) نرسم إليه بـ C^*

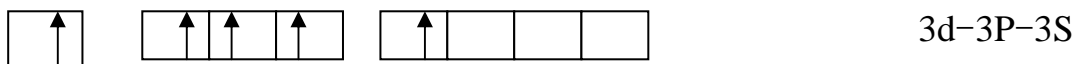
• دراسة ذرات أخرى:

إننا نعرف الجزئين PCl_3 و NCl_3 ولكن كيف لنا أن نفسر عدم وجود NCl_5 بينما PCl_5 جزيء مستقر على الوجه الأكمل ؟



شكل 1

إن تشكل PCl_5 يجعل 5 الكترونات فردية تتوزع في الطبقات الثانوية لذرة الفوسفور P



3S

3P

3d

شكل 2

أما الطبقة الخارجية للأزوت ($n=2$) لا تحتوي على الطبقة الثانوية d.

2- قاعدة الثمانية (règle de l'octet):

يمكن أن نرى بسهولة وبواسطة مخططات لويس أن عناصر الدور الثاني F, O, N, C محاطة بـ 8 إلكترونات خارجية في مركباتها المختلفة وكذلك الأمر مع العناصر الأخرى في تكافئاتها. إن هذه البنية هي بنية الغازات النبيلة. مثال:

• CH_4 : الطبقة الخارجية للكربون محاطة بـ 8 إلكترونات .

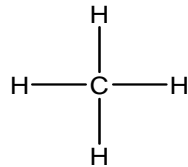
• HF: كذلك الطبقة الخارجية للفلور محاطة بـ 8 إلكترونات .



شكل 3

3- هندسة بناء الجزيئات:

إذا أخذنا جزيء الميثان CH_4 فان في تمثيل لويس الزاوية HCH تساوي 90° (الشكل 4).



الشكل 4

نلاحظ أن الجزيئية الممثلة مستوية (Plane).

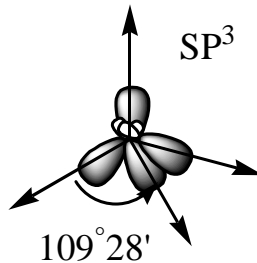
لكن التجربة توضح أن الزاوية HCH تساوي $109^\circ 28'$ و طول كل رابطة تساوي 1.06Å . هندسة الجزيئية CH_4 هي رباعي الوجوه مركزها هو الكربون.

لكي نحصل على هذا يجب ان تكون كل الروابط متشابهة و متساوية و يكون هذا بخلط المحطات الذرية الأربعة للذرة المركزية أي الكربون ($2S, 2P_x, 2P_y, 2P_z$) لتكوين أربع محطات هجائن متساوية SP^3 : هذه العملية تسمى بالتهجين.

توجد أنماط عديدة من التهجين (Hybridation):

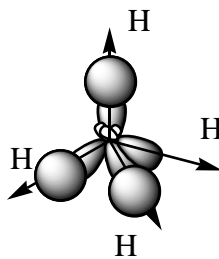
• التهجين الرباعي Sp^3 (Hybridation tétragonale)

في جزيئة CH_4 الكربون يكون في حالة مثارة $2S^1 2P^3$ قبل ارتباط ذرة الهيدروجين بذرة الكربون محطات الكربون S و P تتهجن أي يختلط محط S مع 3 محطات (P_x, P_y, P_z) و يكونون 4 محطات هجينة SP^3 كما هو موضح في الشكل 5.



شكل 5

يلقب التهجين برباعي الوجوه بعد ذلك يقع تراكب المحطات الهجينة مع محطات $1S$ لذرات الهيدروجين لتكوين روابط بسيطة و متينة تسمى بروابط σ (شكل 6).

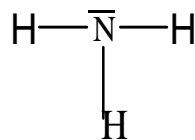


(شكل 6)

روابط σ تكون ناتجة عن :

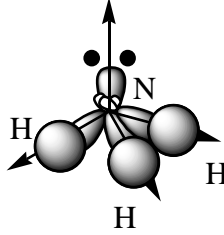
- ترابط بين محط ذري هجين مع محط ذري S .
- ترابط بين محط ذري هجين مع محط ذري هجين.
- ترابط بين محط ذري S مع محط ذري S (مثال: جزيء H_2)

- مثال الأمونياك: NH_3



مخطط لويس:

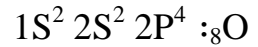
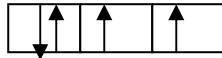
التجربة تعطينا زاوية $\text{H-N-H} = 107.3^\circ$ وروابط N-H متطابقة. هندسة هذا الجزيء هو رباعي الوجوه (هرم ذو قاعدة مثلثية).
قيمة هذه الزاوية قريبة من قيمة زاوية CH_4 فنستنتج بأن الأزوت في حالة التهجين sp^3 . نفس كون الزاوية الرابطة أدنى قليلا من 109.28° يكون التدافع بين الثنائية غير الرابطة (الزوج الإلكتروني الحر) والثنائية الرابطة (الزوج الإلكتروني المنخرط في الرابطة) في NH_3 أكبر من التدافع بين الثنائيتين الرابطين في CH_4 (شكل 7).



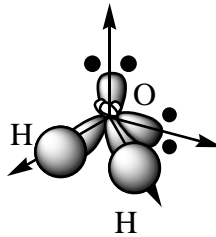
(شكل 7)

ملاحظة : الزوج الإلكتروني الحر يشارك في الهندسة.

- جزئية الماء: (شكل 8)
الأكسجين



إذا تخيلنا التراكب بدون تهجين فالمحط $1s$ لذرة الهيدروجين يتحد مع المحط $2p$ للأكسجين فالزاوية HOH من المفروض تساوي 90° لكن التجربة تعطي القيمة 104.5° للزاوية HOH . هذه القيمة تقترب من القيمة 109.28° لأن الأوكسجين في حالة تهجين sp^3 . الزاوية HOH أصغر من الزوايا HCH و HCH لأن التدافع بين ثنائيتين حرتين له فعالية أكثر منه في الحالات الأخرى.

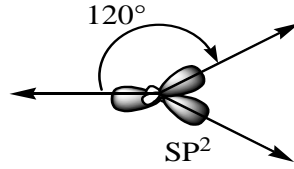


(شكل 8)

ملاحظة: الزوجين الحرين يشاركان في هندسة الجزيئة.

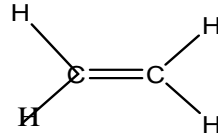
• التهجين مثلثي (SP^2 Hybridation Trigonale)

الإتحاد الخطي بين محط S ومحطين P (P_x, P_y) يكون 3 محطات هجينة SP^2 (المحط Pz المتبقى يبقى في حالته الأساسية). محاور هذه المحطات الهجينة تشكل مثلث مستوي متساوي الأضلاع و الزوايا بين المحاور تساوي 120° كما هو مبين في الشكل 9 .

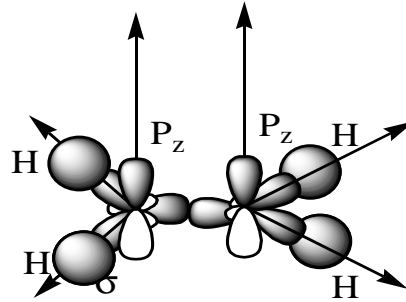


(شكل 9)

- مثال: الأيتيلين C_2H_4 .



مخطط لويس



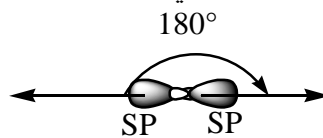
(شكل 10)

كل كربون في هذا الجزيء في تهجين SP^2 .

المحطان Pz الغير مهجنة للكربونين تكوينان رابطة جانبية π باشتراك الكترونيهما العازبين. المحط Pz الغير مهجن يلقب بمحط بحث Pure .

• التهجين القطري (SP hybridation Diagonale)

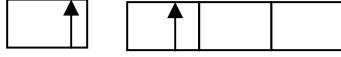
اتحاد محط S مع محط P يشكل محطين هجينين Sp. في هذه الحالة الهندسة خطية و الزاوية بين المحطين الهجينين تساوي 180° كما هو مبين في الشكل 11.



(شكل 11)

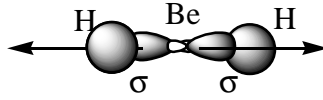
مثال: BeH_2

4Be في الحالة الطبيعية: $1s^2 2s^2$
 4Be^* في الحالة المثارة: $1s^2 2s^1 2p^1$



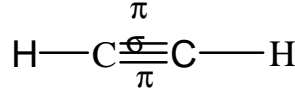
S Px Py Pz

البريليوم يكون في حالة تهجين SP (بخلط المحط S مع المحط Px نتحصل على محطين هجينين SP). إن المحطين $2P_z$ و $2P_y$ محطان بحثان و فارغان. المحطين الهجينين SP يكونان رابطتين σ مع محط S لكل هيدروجين كما هو مبين في الشكل 12.



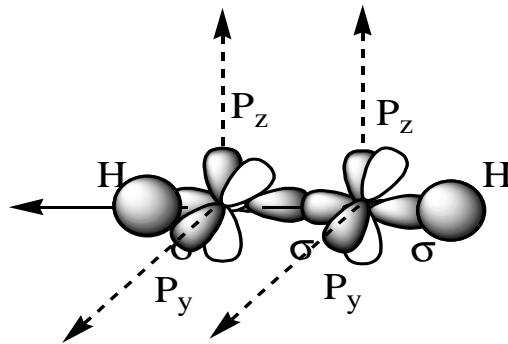
(شكل 12)

- الايتيلين : C_2H_2



الكربون في حالة تهجين SP

إن الرابطة σ (C-C) ناتجة عن ترابط المحطين الهجينين (Sp-Sp) الرابطة σ (C-H) (sp-S) - ناتجة عن ترابط المحط S للهيدروجين مع المحط الهجين SP للكربون. يبقى على كل ذرة كربون محطان (Py, Pz) غير مهجينين. المحطان المتقابلان Py للكربونين يشكلان رابطة π باشتراك الكترونيهما و نفس الشيء بالنسبة للمحطين المتقابلين Pz كما هو مبين في شكل 13.



(شكل 13)

ملاحظة:

يمكن أن تشترك المحطات d في التهجين ويحدث هذا غالبا في الجزيئات أو الشوارد الكبيرة أو المعقدة .

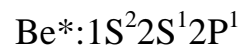
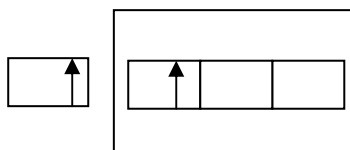
4 - هندسة الجزيئات التي على شكل AX_n (طريقة VSEPR):

هذه الطريقة تخص الجزيئات التي على شكل AX_n أين A هي الذرة المركزية و X هي الذرات المرتبطة بالذرة A . n هو عدد الروابط البسيطة (الأحادية) الموجودة بين A و X .
* الهندسة لـ AX_n مرتبطة مباشرة بترتيب أزواج الإلكترونات في طبقة التكافؤ (الطبقة الخارجية) للذرة المركزية A .
و لكن يجب أن نفرق بين زوج الإلكترون الرابطة و زوج الإلكترون الحر . عدد الأزواج في طبقة التكافؤ للذرة A المنخرطة في الجزيء AX_n هو:

$$N = \frac{n_A + n}{2}$$

n : هو عدد الإلكترونات التي تأتي من X و هو عدد الأزواج المرتبطة .
 n_A : هو عدد إلكترونات الموجودة في طبقة التكافؤ لـ A
عدد الأزواج الحرة m . هو الفرق بين عدد الأزواج الكلي و عدد الأزواج المرتبطة أي : $m = N - n$
هندسة الجزيء AX_n لها علاقة بعدد الأزواج الكلي N و الشكل له علاقة بعدد الأزواج الحرة ونكتب إذن هذا الجزيء على الشكل $AX_n E_m$.
أمثلة:

(أ) هندسة خطية $(N=2)Sp$:



اذن الجزيء من نوع AX_2 $N = \frac{2+2}{2} = 2, m = 2 - 2 = 0$ $N = 2^*$

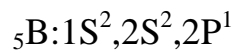
اذن الهندسة خطية:



شكل 1

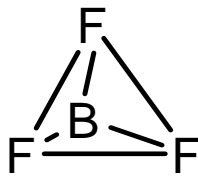
ب) هندسة مستوية Sp^2 - (N=3):

مثال 1: BF_3



$$N = \frac{3+3}{2} = 3 \quad m = 3 - 3 = 0 ,$$

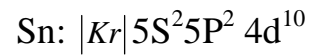
اذن الجزيء من نوع AX_3



شكل 2

الشكل ممثل

مثال 2: $SnCl_2$

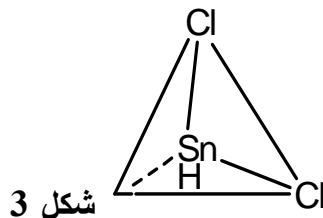


$$N = \frac{2+4}{2} = 3 \quad m = 3 - 2 = 1,$$

$$N = 3$$

اذن الجزيء من نوع AX_2E_1

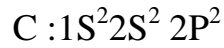
والشكل هو شكل V



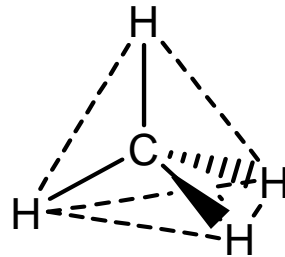
شكل 3

ج) هندسة رباعي الوجوه Sp^3 (N=4):

مثال 1: CH₄

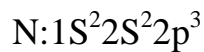


اذن الجزيء من نوع AX₄ والشكل رباعي الوجوه. $N = \frac{4+4}{2} = 4$.. $m = 4 - 4 = 0$



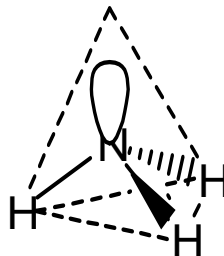
شكل 4

مثال 2: NH₃



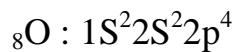
$$N = (5+3)/2 = 4, m = 4 - 3 = 1$$

اذن الجزيء من نوع AX₃E₁ والشكل رباعي الوجوه.



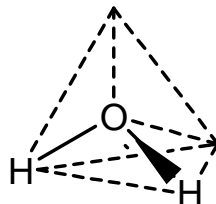
شكل 5

مثال 3: H₂O



اذن نوع الجزيء هو AX₂E₂ و هو على شكل شكل V (شكل 6).

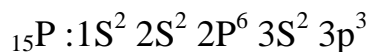
$$\left. \begin{array}{l} N = \frac{6+2}{2} = 4 \\ m = 4-2 = 2 \end{array} \right\} AX_2E_2$$



شكل 6

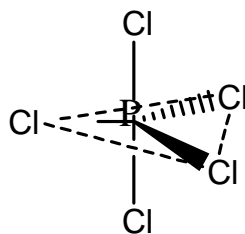
(د) هندسة هرمين ذو قاعدة مثلثة SP³d (N=5):

مثال 1: PCl₅



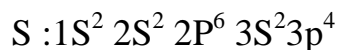
اذن الجزيء من نوع AX₅ و الشكل هو هرمين ذو قاعدة مثلثة (شكل 7).

$$N = \frac{5+5}{2} = 5 \dots m = 5 - 5 = 0$$



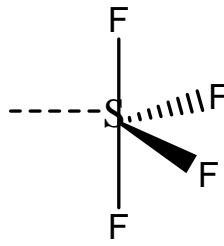
شكل 7

مثال 2: SF₄



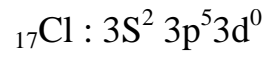
اذن الجزيء من نوع AX₄E₁ و شكله نوع خاص من الأشكال يسمى بشكل SF₄ (الشكل 8).

$$N = \frac{6+4}{2} = 5 \quad m = 5 - 4 = 1$$

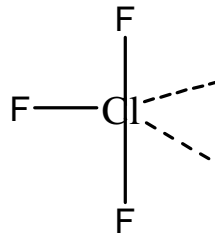


شكل 8

مثال 3: ClF₃

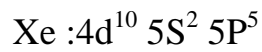


.اذن الجزيء من نوع AX₃E₂ و هو على شكل T (شكل 9) .



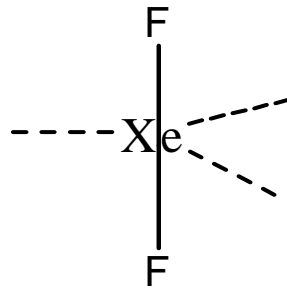
شكل 9

مثال 4: XeF₂



$$N = (8+2)/2 = 5 ; m = 5-2=3$$

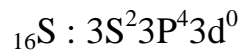
اذن الجزيء من نوع AX₂E₃ وهو على شكل قطعة مستقيمة (شكل 10).



شكل 10

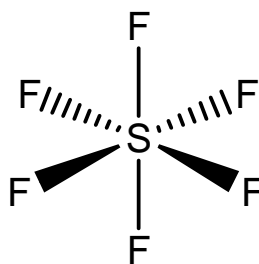
(ذ) هندسة ثماني الوجوه SP³d² (N=6).

مثال 1: SF₆



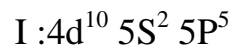
$$N = (6 + 6)/2 ; m = 6-6 = 0$$

اذن الجزيء من نوع AX₆ والشكل ثماني الوجوه أو ثنائي الهرم ذو قاعدة مربعة (شكل 11).



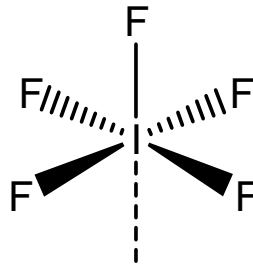
شكل 11

مثال 2: IF₅



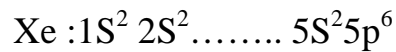
$$N = (7+5)/2 = 6 ; m = 6-5 = 1$$

اذن الجزيء من نوع AX₅E₁ و الشكل هو هرم ذو قاعدة مربعة (الشكل 12).



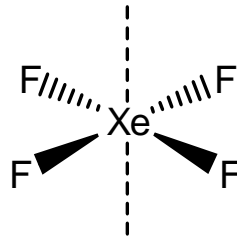
شكل 12

مثال 2: Xe F₄



$$N = (8+4)/2 = 6 ; m = 6-4 = 2$$

اذن الجزيء من نوع AX₄E₂ و الشكل هو مربع مستوي (شكل 13).



شكل 13

جدول تلخيصي:

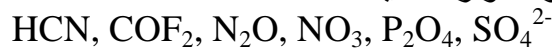
التهجين	N	الهندسة	n	m	نوع الجزيء	الشكل	المثال
Sp	2	خطية	2	0	AX ₂	خط مستقيم	BeCl ₂
SP ²	3	مثلث متساو الاضلاع	3	0	AX ₃	مثلث متساوي الاضلاع	BF ₃
			2	1	AX ₂ E ₁	شكل V	SnCl ₂
SP ³	4	رباعي الوجوه	4	0	AX ₄	رباعي الوجوه	CH ₄
			3	1	AX ₃ E ₁	رباعي الوجوه	NH ₃
			2	2	AX ₂ E ₂	شكل V	H ₂ O
Sp ³ d	5	ثنائي الهرم ذو قاعدة مثلثة متساوية الأضلاع	5	0	AX ₅	ثنائي الهرم ذو قاعدة مثلثة	PCl ₅
			4	1	AX ₄ E ₁	شكل SF ₄	SF ₄
			3	2	AX ₃ E ₂	شكل T	ClF ₃
			2	3	AX ₂ E ₃	خط مستقيم	XeF ₂
Sp ³ d ²	6	ثمانى الوجوه أو ثنائى الهرم ذو قاعدة مربعة	6	0	AX ₆	ثمانى وجوه	SF ₆
			5	1	AX ₅ E ₁	هرم رباعي	IF ₅
			4	2	AX ₄ E ₂	مربع مستوي	XeF ₄

ملاحظة: توجد جزيئات أو شوارد معقدة ذات تهجينات خاصة و معقدة لن نتطرق لها في هذا الدرس.

تمارين تطبيقية

التمرين 1

اعط تمثيل لويس للجزيئات و الشوارد التالية:



المعطيات: (6C, 7N, 8O, 9F, 15P, 16S, 1H).

التمرين 2

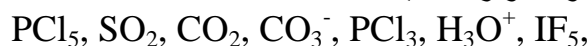
ليكن الجزيء LiH ذو طول رابطة $1,6\text{\AA}$ و عزم $\mu = 5,85\text{D}$ - أحسب الشحنة النسبية δ و اعط اتجاه السحابة الالكترونية (3Li, 1H).
(1 D = $0,33 \cdot 10^{-29}$ C)

التمرين 3

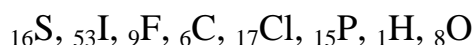
عزم ثنائي القطب لجزيء H_2S هو $0,95\text{D}$ بينما الزاوية HSH هي 92° .
- ما هو استقطاب هذا الجزيء؟
- احسب النسبة الشاردية لهذه الرابطة H-S اذا كان طولها $1,31\text{\AA}$. (16S, 1H).

التمرين 4:

تحدث عن هندسة الجزيئات و الشوارد التالية:



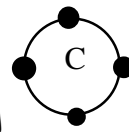
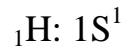
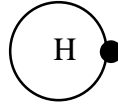
المعطيات:



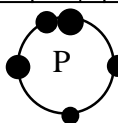
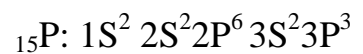
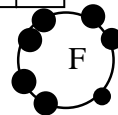
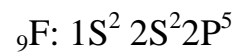
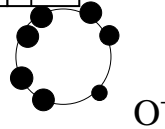
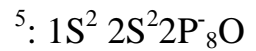
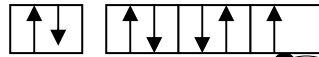
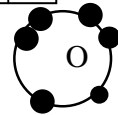
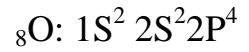
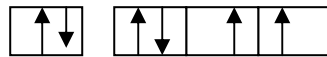
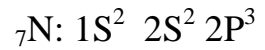
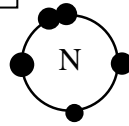
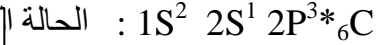
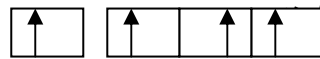
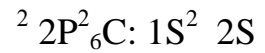
حل التمارين

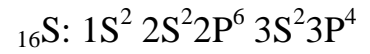
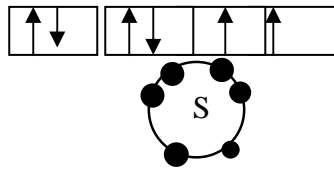
التمرين 1

• التوزيع الإلكتروني و تمثيل الطبقة الخارجية للذرات الآتية:

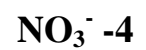
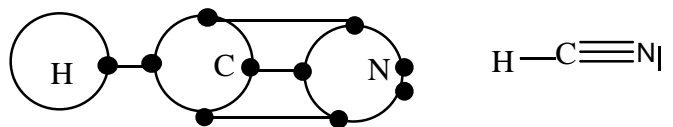
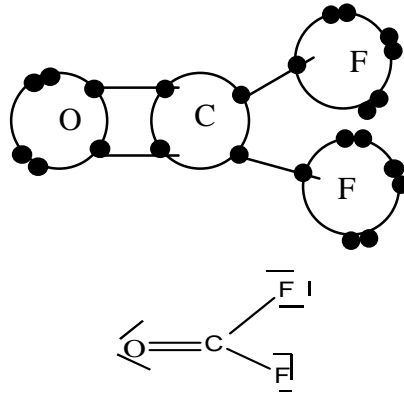
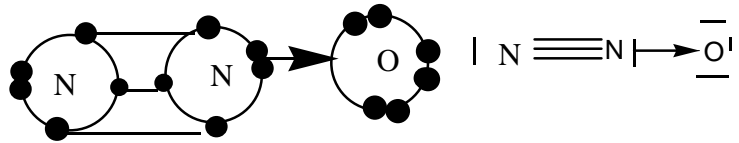
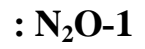


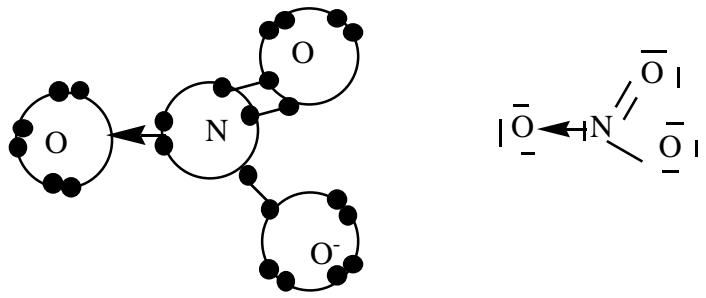
الحالة الطبيعية:



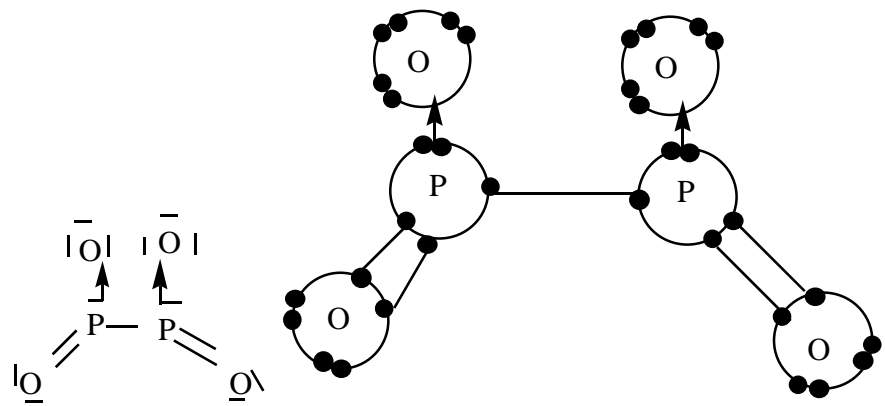


• تمثيل لويس للجزيئات و الشوارد:

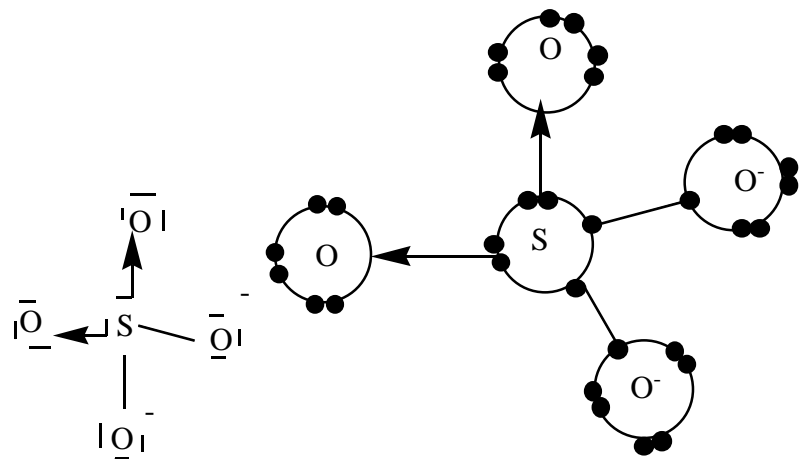




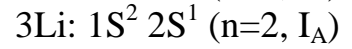
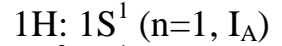
$P_2O_4^{5-}$



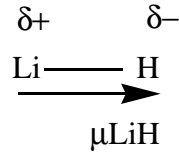
$:SO_4^{2-}$ -6



التمرين 2



• بما أن Li و H ينتميان الى نفس الفوج فان $X_H > X_{Li}$



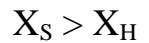
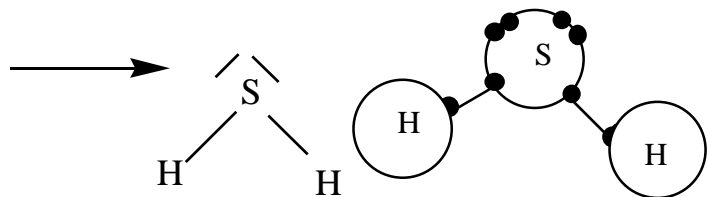
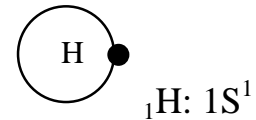
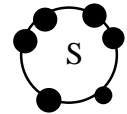
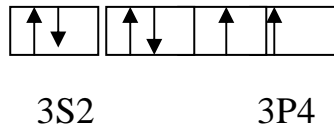
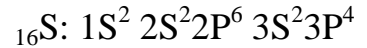
$$\mu_{LiH} = \sigma.l = \delta.e.l$$

$$\delta = \frac{\mu_{LiH}}{e.l} \Rightarrow$$

$$\delta = \frac{5,85.0,33.10^{-29}}{1,6.10^{-19}.1,6.10^{-10}} = 0,75$$

• السحابة الالكترونية تكون في جهة الذرة الأكثر كهروسلبية أي جهة الذرة H.

التمرين 3



• استقطاب الجزيء

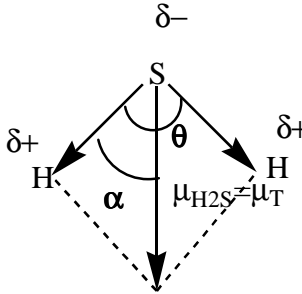
ليكن :

$$\alpha = \frac{\theta}{2} = \frac{92}{2} = 46^\circ$$

$$\frac{\mu_T}{\mu_{SH}} = \cos \alpha$$

$$\Rightarrow \mu_{SH} = \frac{\mu_T}{\cos \alpha}$$

$$\mu_{SH} = \delta \cdot e \cdot l = \frac{\mu_T}{\cos \alpha}$$

$$\Rightarrow \delta = \frac{\mu_T}{e \cdot l \cdot \cos \alpha}$$


حساب النسبة الشاردية

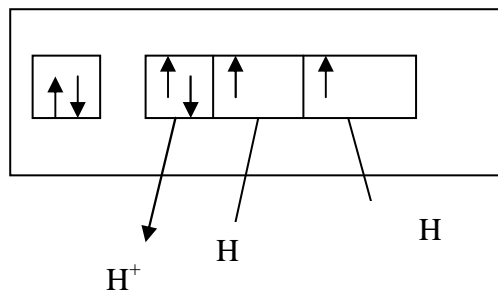
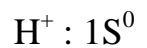
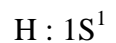
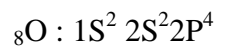
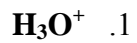
$$\delta\% = \delta \cdot 100$$

$$\delta\% = \left(\frac{\mu_T}{e \cdot l \cdot \cos \alpha} \right) \cdot 100$$

$$\delta\% = \left(\frac{0.95 \times 0.33 \times 10^{-29}}{1.6 \times 10^{-19} \times 1.31 \times 10^{-10} \cos 46} \right) \times 100 = 21.54\%$$

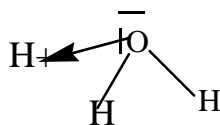
$$\delta\% = 21.54\%$$

التمرين 4:

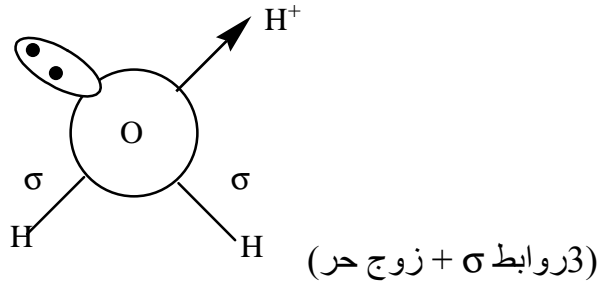


تهجين SP^3

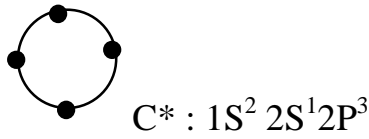
- مخطط لويس لجزيء H_3O^+ :



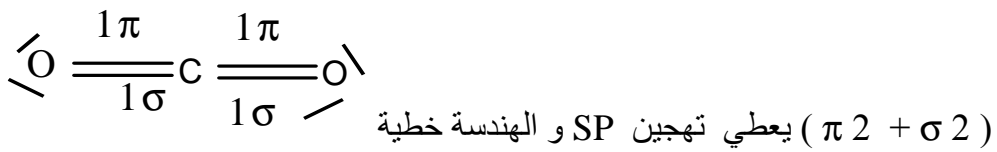
الهندسة رباعي الوجوه



2. CO_2



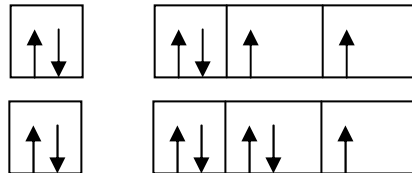
مخطط لويس:



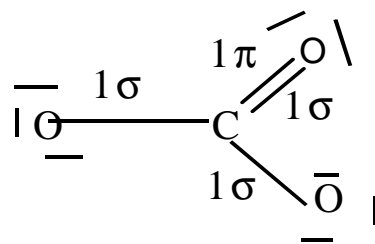
3. CO_3^{2-}

$\text{O} : 1s^2 2s^2 2p^4$

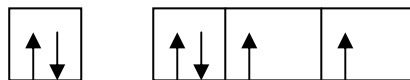
${}^8\text{O}^- : 1s^2 2s^2 2p^5$



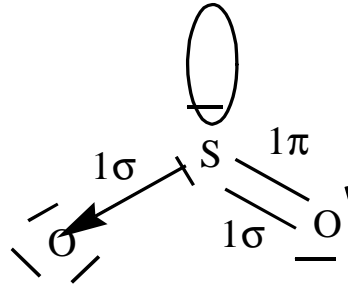
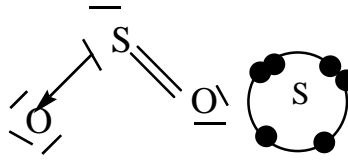
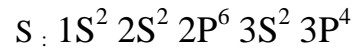
تمثيل لويس :



الهندسة مثلث مستوي و sp^2 يعطي التهجين $3\sigma + 1\pi$



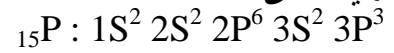
4. SO_2



$2\sigma + 1\pi$ و زوج حر يعطي تهجين SP^2 و الهندسة مثلث مستوي .



جزء على شكل AX_n



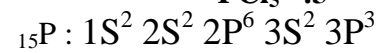
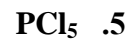
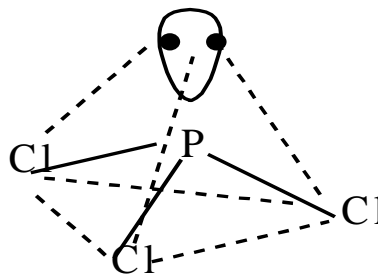
عدد الروابط $N = (5+3)/2 = 4$

ادن التهجين هو SP^3

عدد الأزواج الحرة $m = 4 - n = 4 - 3 = 1$

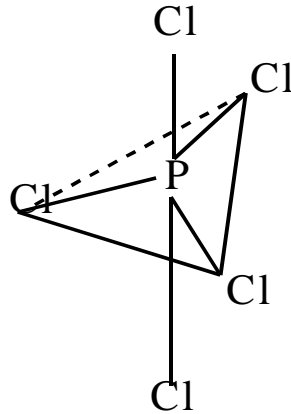
الجزء من نوع AX_3E_1

الهندسة رباعي الوجوه



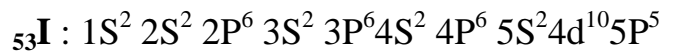
عدد الروابط $N = (5+5)/2 = 5$

اذن التهجين هو SP^3d
 عدد الأزواج الحرة $m = 4 - 5 = 0$
 الجزيء من نوع AX_5



والهندسة هرمين ذو قاعدة مثلثة

IF₅ .6



اذن التهجين هو SP^3d^2 $N = (7 + 5) / 2 = 6$

$m = 6 - 5 = 1$

اذن الجزيء من نوع AX_5E_1

الهندسة ثماني الوجوه

