

الإلكترون - Electron ، الوحدة الأساسية للكتلة الكهربائية

ان كتلة الإلكترون (e) = 9.11×10^{-31} كجم أو 9.11×10^{-28} g

ان اول تجربة اثبتت ان الكتلة الكهربائية مكونة من ذرات
مفردة متجانسة هي تلك التي قام بها فاراداي خلال دراسته
التوصيل الكهربائي لاجرة من الخليل .

طبيعة الإشعاع α - Nature of α radiation

قام رذرفورد بوضع (^{238}U) في قعر قطعة من الزجاج
وسمح للإشعاع بالمرور بين قطعتين من مطبقين ~~من الزجاج~~ من
قوتوغرافية فلاحظ ان قسم من الإشعاع لا يتأثر
بالتجال المغناطيسي والقسم الآخر ينحرف باتجاهين

المتعاكسين

الكتلة القياسية $\frac{4}{2}$ ، سبيل من الإشعاع متحدون بكتلة موجبة

وسرعته (10^8) جزء سرعة الضوء وذات تفاديه

قلية ونشأ توي ذرة الهليوم ^4_2He

اسمها α ، دقائق متجانسة بالية تنطلق بنفس

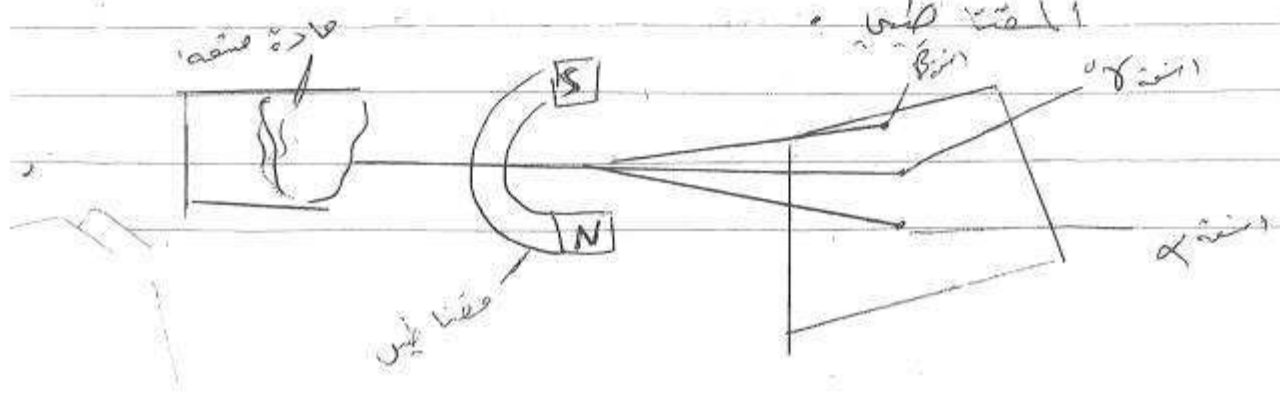
سرعة الضوء وذات تفاديه $\frac{4}{2}$ من كتلة α

اسمها α ، هي ارتفاع زخمها $\frac{4}{2}$ يتابع امواج الضوء

عدد كتلتها اقل طول موجي لذلك تكون طاقتها

عالية وذات تفاديه قوية ولا تنكسر بالجمال

المقتناطيه



Nature of Electromagnetic Radiation

الطول الموجي Wavelength	10nm	200nm	380nm	0.78um	780nm	2.5um	15um	50um	30cm
المنطقة الطيفية Spectral region	Vacuum U.V	Near or quartz U.V	Visible		Near IR				
المنطقة الطيفية Excitation		الالكترونات التكافؤ Valence electrons							
العدد الموجي Wave Number						Molecular Vibration and rotation			
	10^6 cm^{-1}	$50,000 \text{ cm}^{-1}$	$26,300 \text{ cm}^{-1}$						
						4000 cm^{-1}	666 cm^{-1}		200 cm^{-1}

$1 \mu\text{m} = 10^{-6} \text{ m} = 10^{-4} \text{ cm}$

$1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m} = 10^{-7} \text{ cm}$

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

$\mu\text{m} = \text{micrometer}$

$\text{nm} = \text{nanometer}$

$\text{\AA} = \text{Angstrom}$

ميكرو متر

نانومتر

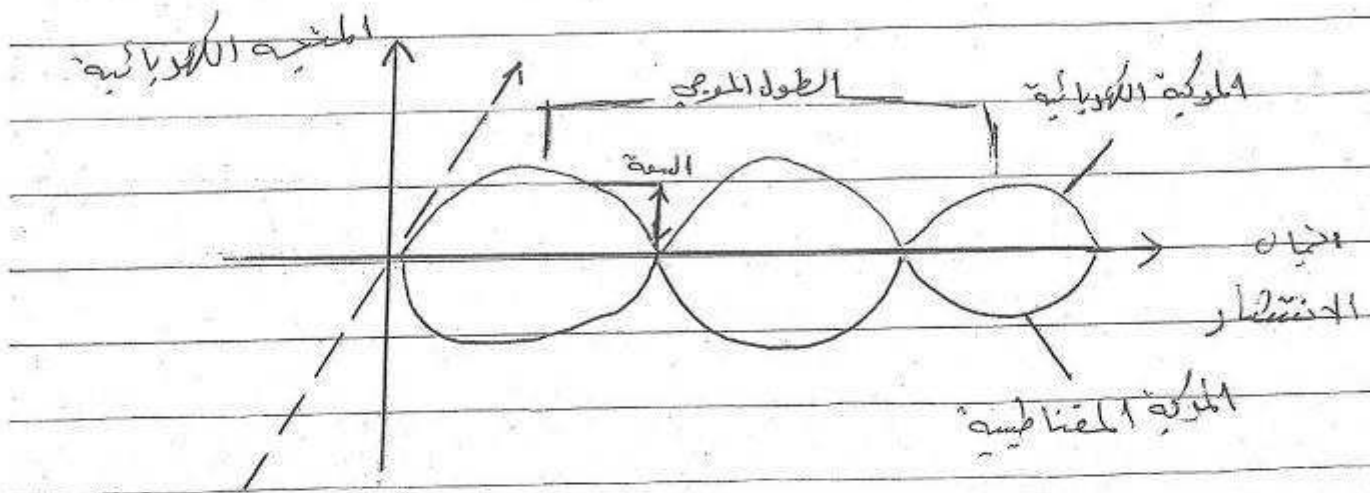
انجستروم

ان الضوء الكهرومغناطيسي هو نوع من انواع الطاقة التي تنتقل في الفراغ بسرعات فائقة وفي شكل دلائل الضوء من خواص الامتصاص والانبعاث والانعكاس والحيوية والحرارة وغيرها (ومقائفة)

Wave properties

افترض كل من هانجين وما كويل ان الامتصاص ينتج عن موجة موجبات مركزها مصدر الامتصاص وانها تسير

بسرعة $(3 \times 10^{10} \text{ cm/Sec})$ خلال الفراغ وتطوّر في الاتجاه
 مركبة كهربائية وانري مغناطيسية تتذبذبات في مستوى
 متعامدين وعموديين على اتجاه تولد الإشعاع .
 وإذا تطرقت الكهربية في وسطها القاررة على التفاعل
 مع المادة وتبادل الطاقة .



الموجة المغناطيسية

الطول الموجي (λ) Wavelength

هو المسافة بين قمتين متتاليتين أو قرايرتين

متتاليتين ، ويصير عنه بوحوات (μm) و (nm) (Å)

التردد (ν) Frequency

عدد الموجات التي تمر بنقطة ثابتة في

ثانية واحدة أي عدد الدورات في الثانية

ويقاس بالهيرتز (Hz)

$$c = \lambda \nu \quad c = 3 \times 10^{10} \text{ cm/Sec}$$

العدد الموجي (λ) Wave number
عدد الموجات في المتر الواحد

$$\lambda = \frac{1}{\nu}$$

الخاصية الدقائقيّة - Particle properties

إنّ تقاطع المادة مع الإشعاع على شكل جسيمات أو حزم تدعى الفوتونات أو الكمّات. لهذا طاقة محددة وافر هذا التهور هو ما عندنا وينسبنا تفسير وازاهرة الكبروفوتية.

التأثير الكبروفوتية - photoelectric effect

ظاهرة انبعاث الكبرونات من سطح بعض المعادن الحساسة عند ماسة الإشعاع له الطاقة الكافية لتحريرها من طاقة الكبرونات المنبثقة (E_0) ترتبط بتردد الإشعاع الساقط.

$$E = h\nu - W_0$$

حيث W_0 هي دالة العتبة

وهي العتبة اللازم (الطاقة) لتحرير الكبرونات من المعدن الى الفراغ.

عند سقوط ازمة ما فوق البنفسجية على سطح فلز نحافظ انبعاث الكبرونات تحت الشروط الاشعاعية

(لا تخرج الكبرونات الا اذا كانت تردد الإشعاع الساقط يزيد على قيمة معينة (تردد حرج) ويمتد على نوع الفلز.

١٢) تعتمد الطاقة الجارية في الكون على الترددات المنخفضة من الفلز على ترددات الأضواء الساخنة وليس على تردداتها

١٣) تتناسب عدد الإلكترونات المنبعثة من الفلز مع شدة الضوء الساقط

Photocurrent vs Frequency

أما النظرية الكلاسيكية فتتوقع

١٤) طاقة الإلكترونات المنبعثة من سطح الفلز بتأثير الضوء الساخنة عليه تزداد بزيادة شدة الضوء

١٥) تنبعث الإلكترونات إذا سقطت كمية من الضوء كافية عن ترددها

١٦) إشعاع الجسم الأسود Black Body Radiation

الجسم الأسود يكون مثلاً الكرة السوداء التي لا تعكس الضوء ولا تتردده. عند تزيان درجة الحرارة ينفذ من الجسم الأسود إشعاع كهرومغناطيسي.

لقد توصل العالم ستيفان عام 1879 للعلاقة التي هي

$$E = \epsilon \sigma T^4$$

E = معدل انبعاث الطاقة من السطح

ϵ = قابلية السطح لإشعاع الطاقة

T = درجة الحرارة المطلقة

σ = ثابت ستيفان وبولتزمان

بقدر فعل النظرية الكلاسيكية في حساب الاختلاف في سرعة
 الإشعاع المنبعث من الجسم الأسود مع الضوء المرئي
 في المجال لظهور نظرية الكم للعالم فأكبر دليل

أنه إذا كانت الطاقة تبعثها ذرات محددة وإذا تتناسب
 طاقة الإشعاع المنبعث من الذرات طويلا مع التردد

$$E = \text{طاقة الإشعاع المنبعث أو الممتص} \quad \nu = \text{التردد}$$

$$E = h\nu \quad (6.626 \times 10^{-27} \text{ erg} \cdot \text{sec})$$

$$\text{أو } (6.626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{sec})$$

$$\because c = \lambda \nu \Rightarrow \boxed{\nu = \frac{c}{\lambda}}$$

$$\nu = \frac{1}{\lambda}$$

$$\therefore E = h \frac{c}{\lambda} \Rightarrow \boxed{E = hc \bar{\nu}}$$

من أجل طاقة الإشعاع المنبعث من الذرة المنبعث للخط الأحمر
 (10^{-6} cm) وفارنفا مع الطاقة المنبعثة من مصدر الضوء المرئي
 تحت الحمراء للضوء المرئي $7 \times 10^{-4} \text{ cm}$

$$E = \frac{hc}{\lambda} = \frac{6.6 \times 10^{-27} \text{ erg} \cdot \text{sec} \times 3 \times 10^{10} \text{ cm/sec}}{10^{-6} \text{ cm}} = 19.8 \times 10^{-11} \text{ erg}$$

$$E = \frac{6.6 \times 10^{-27} \text{ erg} \cdot \text{sec} \times 3 \times 10^{10} \text{ cm/sec}}{7 \times 10^{-4} \text{ cm}} = 2.83 \times 10^{-13} \text{ erg}$$

الاستدلال
 التردد

الطاقة المنبعثة من الذرة المنبعث أكبر من طاقة
 تحت الحمراء

أطياف الامتصاص والانبعاث للذرات absorption and emission spectra of atoms

إذا ما كانت الذرات أو الجزيئات في درجات حرارة عالية فإنها تشع ضوءا بترددات عالية وبإعدادة ضوء أحمر عند تسخين ذرة الهيدروجين وهذا أيضا طبقا للنظرية.

بذلك تشع خطوط أو مسلسلة طبقا للنظرية بأشكال مختلفة.

(1) سلسلة ليمان، تظهر في منطقة الأشعة فوق البنفسجية.

$$n_1 = 1, n_2 = 2, 3, 4, \dots$$

(2) سلسلة بالمر، تظهر في المنطقة المرئية.

$$n_1 = 2, n_2 = 3, 4, 5, \dots$$

(3) سلسلة باسند، تظهر في المنطقة تحت الحمراء.

$$n_1 = 3, n_2 = 4, 5, 6, \dots$$

(4) سلسلة براكن، تظهر في I.R.

$$n_1 = 4, n_2 = 5, 6, 7, \dots$$

(5) سلسلة فوندر، تظهر في I.R.

$$n_1 = 5, n_2 = 6, 7, 8, \dots$$

لقد وضع رايدبيرغ وصيغته رياضيا $\bar{\nu} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$ التي يوافق جميع الأطوال الموجية لذرة الهيدروجين.

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

$$R_H = 109678 \text{ cm}^{-1}$$

أما الذرات البعيدة بالهدروجين يكون العدد الذري = 2، $\bar{\nu} = R_H Z^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$

ذرة بور Bohr atom

لقد وضع العالم بور عدة فرضيات

(1) تدور الإلكترونات ضمن مدارات حول النواة

(2) لكل من هذه المدارات نصف قطر و طاقة محددة

(3) يكون للإلكترون الذي يدور حول النواة زخم زاوي $\frac{h}{2\pi}$

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

ولأن مدار يكون المدار مستقرًا يجب أن تكون القوة

الطاردة المركزية الناتجة عن الحركة الدائرية للإلكترونات

تساوي قوة الجذب وتساوي في الاتجاه مع قوة الجذب

بين النواة والإلكترونات

$$F_1 = \frac{mv^2}{r} \quad \text{القوة الطاردة المركزية}$$

$$F_2 = \frac{-Ze^2}{r^2} \quad \text{قوة التجاذب بين النواة والإلكترونات}$$

كما أن شرط المدار المستقر $F_1 + F_2 = 0$

$$\frac{mv^2}{r} + \left(\frac{-Ze^2}{r^2} \right) = 0 \Rightarrow \frac{mv^2}{r} = \frac{Ze^2}{r^2} \quad \text{--- (1)}$$

يمثل ذلك الإلكترون طاقة حركية وطاقة كامنة

$$K_E = \frac{1}{2} mv^2 \quad \text{طاقة حركية} \quad \text{--- (2)}$$

$$P_E = \frac{-Ze^2}{r} \quad \text{طاقة كامنة} \quad \text{--- (3)}$$

الطاقة الكلية للالكترون

$$E = \frac{1}{2} m v^2 - \frac{z e^2}{\gamma} \quad \text{--- (2)}$$

نحذف قيمة كتلة المادة (1) بالشكل التالي

$$m v^2 = \frac{z e^2}{\gamma} \quad \text{--- (1)}$$

وعند تعويض (1) في (2) نحصل على

$$E = \frac{1}{2} \frac{z e^2}{\gamma} - \frac{z e^2}{\gamma} \quad \Rightarrow \quad E = - \frac{z e^2}{2\gamma} \quad \text{--- (3)}$$

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

وحيث أن سرعة الدوران

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

تكون سرعة الالكترون (4)

وعند تعويض المادة (4) في معادلة (3) نحصل على

$$\frac{m n^2 h^2}{4\pi^2 m^2 \gamma^2} = \frac{z e^2}{\gamma}$$

$$\gamma = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 m z e^2} \quad \text{--- (5)}$$

وعند تنويره المعادلة ~~في~~ في المعادلة (4) $\lambda = 0.529 \text{ \AA}$

$$E = \frac{-2\pi^2 m Z^2 e^4}{n^2 h^2} \quad 8$$

$$\pi = \frac{22}{7} \text{ (النسبة التقريبية 3.14)}$$

$$m = 9.11 \times 10^{-28} \text{ g} \text{ كتلة الإلكترون}$$

$$Z = \text{العدد الذري للهيدروجين} = 1$$

$$e = 4.80 \times 10^{-10} \text{ e.s.u} \text{ شحنة الإلكترون}$$

$$n = \text{رقم المدار}$$

$$h = \text{ثابت بلانك}$$

$$\gamma_H = 0.529 \text{ \AA} \Rightarrow a_0 \text{ نصف قطر الهيدروجين}$$

اعا بالنسبة للذرات الشبيهة بالهيدروجين

$$\gamma = a_0 \frac{n^2}{Z}$$

$$\gamma = 0.529 \times 10^{-8} \text{ cm} = 0.529 \text{ \AA}$$

$$E = \frac{-e^2 Z^2}{2a_0 n^2} = -13.6 \text{ eV} \quad \text{وعليه تكون}$$

والذرات التي تكون الطاقة

$$E = -13.6 \times \frac{Z^2}{n^2}$$

من / حيث R_H هو ثابت الورد، n_1 و n_2 هما عددي ليمان

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

$$= 109679 \left(\frac{1}{12} - \frac{1}{2^2} \right) \Rightarrow 109679 \left(1 - \frac{1}{4} \right)$$

$$= 82259 \text{ cm}^{-1} \quad \text{الخط الاول}$$

$$\bar{\nu} = 109679 \left(\frac{1}{12} - \frac{1}{3^2} \right) \Rightarrow \bar{\nu} = 109679 \left(\frac{1}{1} - \frac{1}{9} \right)$$

$$= 97492 \text{ cm}^{-1} \quad \text{الخط الثاني}$$

1/ احس زاوية قطر مدار بور الاول في

$$\gamma = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 m Z e^2} = \frac{1^2 \times (6.6 \times 10^{-27} \text{ erg/see})^2}{4(3.14)^2 \times 9.109534 \times 10^{-28} \text{ g} \times 1 \times (4.80 \times 10^{-10} \text{ cm})^2}$$

$$= 0.529 \times 10^{-8} \text{ cm} \Rightarrow \underline{\underline{0.529 \text{ \AA}}}$$

ولحساب سرعة الإلكترون في المدار الاول

$$V = \frac{nh}{2\pi m r} \Rightarrow V = \frac{1 \times 6.6 \times 10^{-27}}{2 \times 3.14 \times 9.11 \times 10^{-28} \times 0.529 \times 10^{-8}}$$

$$= 2.19 \times 10^8 \text{ cm/see}$$

تفسر نظرية بور أطراف الانبعاث والامتصاص في ذرة الهيدروجين فالإلكترون في المدار الأول $n=1$ او طاقة عالية وان كان مستقر وتسمى الحالة الراديعة وانما امتصاص هذا الإلكترون الطاقة فانه ينتقل الى مستوى ذي طاقة عالية وعند عودته للإلكترون الى الحالة المستقرة فانه يبعث فوتونات وتظهر المسائل الخمس السابقة الذكر.

إن طاقة الانتقال ΔE_H هي فرق الطاقة بين الحالة الأولى والحالة الثانية،

$$\Delta E_H = E_2 - E_1$$

$$\Delta E = \frac{-2\pi^2 m e^4}{n_2^2 h^2} - \left(\frac{-2\pi^2 m e^4}{n_1^2 h^2} \right)$$

$$= \frac{2\pi^2 m e^4}{h^2} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad \text{--- 1}$$

$$\frac{2\pi^2 m e^4}{ch^3} = R_H$$

وبما أن

$$\Delta E = hc\bar{\nu}$$

~~16~~

$$\bar{\nu} = \frac{\Delta E}{hc} \quad \text{2}$$

نعوض 2 في 1

$$\bar{\nu}_H = \frac{2\pi^2 m e^4}{ch^3} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad \text{3}$$

وبالتعويض عن قيمة R_H في المعادلة 3

$$\bar{\nu}_H = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad \text{4}$$

من أجل إحصاء العدد الموجي للقوتون اللازم لإثارة الإلكترون
إلى مستوى $n=5$ لذرة الهيدروجين في سلسلة باس
واحده كمية الطاقة الممتصة في هذه الحالة.

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

$$= 109679 \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{5^2} \right) = 7799.39$$

$$E = hc\bar{\nu} \Rightarrow E = 6.6 \times 10^{-27} \text{ erg/sec} \times 3 \times 10^{10} \text{ cm/sec} \times 7799.39$$

Ionisation Energy

طاقة التأين

أقل طاقة لازمة لإزالة إلكترون من ذرة غازية متعادلة
وهي في الدنيا مستويات الطاقة وتحويله إلى أيون موجب
وتكون I_E موجبة.

$$I_E = \frac{2\pi^2 m Z^2 e^4}{n^2 h^2} = 13.6 \text{ eV}$$

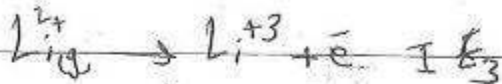
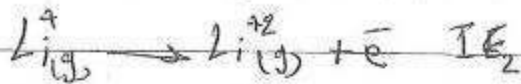
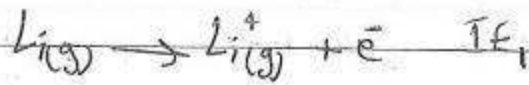
للهيدروجين

أما الذرات البسيطة تكون

$$I_E = 13.6 \times \frac{Z^2}{n^2}$$

$Z =$ (قبل عملية التأين) رقم المدار $n =$ العدد الذري

1- حساب طاقة التأين الثالثة لذرة الليثيوم



$$I E_3 = I E_H \times \frac{Z^2}{n^2} \Rightarrow I E_3 = 13.6 \times \frac{(3)^2}{(1)^2} = 122.45 \text{ eV}$$

دي بروي الذي اقترح انه لكل ذرة متحركة موجة
مرتبطة بها ذات طول موجي λ ، ربط الطاقة
الكتلية بالفترة الموجية.

$$\lambda \propto \frac{1}{p} \Rightarrow \lambda = \frac{h}{p} \quad , \quad p = mv$$

$$E = mc^2 \quad \text{①} \quad \text{الطاقة الكتلية}$$

$$E = h\nu \quad \text{②} \quad \text{الطاقة الموجية}$$

$$mc^2 = h\nu$$

$$\nu = \frac{c}{\lambda} \Rightarrow mc^2 = \frac{hc}{\lambda} \quad \text{وبما ان}$$

$$mc = \frac{h}{\lambda} \Rightarrow p = \frac{h}{\lambda}$$

$$p = \text{زخم الجسيم} \quad , \quad M = \text{كتلة الجسيم} \quad , \quad V = \text{سرعة الجسيم}$$

١٥ / أهمية الطول الموجي المراد بها للإلكترون
بسرعة 10^7 cm/sec

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

قاعدة اللا تحديد The Uncertainty principle

لا يمكن تحديد كل من حجم جسيم وموقعه بدقة وفي
آن واحد.

$$\Delta p \cdot \Delta x \geq \frac{h}{2\pi}$$

مثال إلكترون يتحرك بسرعة 10^8 cm/sec في ذرة
الهيدروجين في المدار الأول فإذا كان الخطأ في
الموقع $(\Delta x) = 10^{-11} \text{ cm}$ أحده مقدار الخطأ في
الزخم

$$\Delta p \geq \frac{h}{2\pi \Delta x}$$

$$p = mv$$

أو

نظرية بور المكمورة

رغم النجاح الذي حققته

نظرية بور في حساب تردد الخطوط في طيف الهيدروجين والذرات البسيطة الأخرى لاقت بعض الصعوبات في تفسير ظاهرة التراكيب الدقيقة في الطيف الخطي للذرات البسيطة بالهيدروجين، إذ وجد عند استخدام أجهزة قياس الطيف أن خطوط الطيف الذري التي وضعتها نظرية بور لتفسيرها ليست خطوط مفردة بل تتكون من مجموعة من الخطوط المتقاربة، كما لوحظ انقسام بعض الخطوط عند وضع الذرات في مجال مغناطيسي وهذا ما يدعى بتأثير زيمان.

Sommerfeld theory

نظرية سومر فيلد

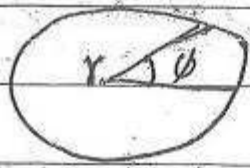
فسرت التراكيب الدقيقة للطيف على أن الإلكترون لا يدور في مدارات دائرية فقط بل يدور كذلك في مدارات إهليلجية، ففي المدار الدائري تتغير فقط زاوية الدوران بينما في الحالة الثانية تتغير كل من زاوية الدوران (ϕ) ونصف قطر المدار (r) وبذلك تتحدد طاقة الإلكترون أو يتحدد الزخم الزاوي بعدد k .

عدد الكم الرئيسي n
 = = نصف القطر k

$$K = 3, n = 3, 6 \rightarrow n = 1, K = 1$$

$$n = 3, K = 2$$

$$n = 3, K = 1$$



مدار اهليلجي

مدار دائري

ولا يمكن أن يأخذ $K = 0$ لأنه يعني حركة الإلكترون في خط مستقيم يمر بالنواة.

وهو أنه توجد مستويات فرعية ناتجة عن انقسام مستوى الطاقة الرئيسي وهذا ما يفسر التراكيب الدقيقة للهليوم الذري.

لقد استُخدمت عدد الكم (K) بعدد الكم الثانوي (l) حيث $(l = 0, 1, 2, \dots, n-1)$ وهذا يعني أن عدد المدارات تحدد ما (n) فإذا كان $n=1$ يوجد مدار واحد فقط من مدارات بور. ومعرفياً بقيمة $l=0$ وعندما تكون $n=2$ فإن $l=0, 1$.

Zeman effect

تأثير زيمان

إن ظاهرة الانقسام في مستويات الطاقة أدى إلى دخول عدد كم ثالث يصف الاتجاه الذي يأخذه المستوى الثانوي بالنسبة لاتجاه المجال المغناطيسي الخارجي وقد سمى بعدد الكم المغناطيسي (M_l)

تأثير الجرم المذبذب البسيط

يؤثر المجال المغناطيسي على حركة

الإلكترون في دارة LC كما يؤثر على حركة تيار في موصل متحرك

باعتبارين وهذا ما يقال بسبب الوجود في موصل مغناطيسي

مزدوجة في أطراف التيارات القلوية وهذا يتطابق مع

عدد كيركوف أطلق عليه (م) بعد دمج الترم (MS)

اعتماداً على اتجاه دوران الألكترون حول نفسه يمكن

تفسير ظهور الخلو المزدوجة في أطراف الموصل

التي يحاط بها بزم الألكترونات يتمثل بالمقدار $M_s \frac{h}{2\pi}$

عندما $\frac{h}{2\pi}$ عندما

تكون الحركة الترددية الباقية المجال المغناطيسي الخارجي

أو تكون $\frac{M}{2\pi}$ عندما تكون الحركة معاكسة

للمجال المغناطيسي الخارجي

المجال المغناطيسي الخارجي

Schrodinger equation معادلة شرودنجر

توضح العلاقة بين طاقة الإلكترون في ذرة هيدروجين ودالة الموجة ψ .

$$\nabla^2 \psi + \frac{8\pi^2 \mu}{h^2} (E - V) \psi = 0$$

معادلة شرودنجر لوصف الحركة الموجية للإلكترون في الذرة.

$$\mu = \frac{mM}{m+M}$$

الكتلة المخفضة $M =$ كتلة النواة $m =$ كتلة الإلكترون

من أجل حل معادلة شرودنجر تم التوصل إلى حلول عددية لكم وحالات الموجة.

10 / احده الطول الموجي المرابي بالترتيب المتحرك ~~تتضمن~~
 سرعة 10^7 cm/sec

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

The uncertainty principle قاعدة الـ لا تحديد

لا يمكن تحديد كل من زخم جسم وموقعه بدقة
 وفي آن واحد

$$\Delta p \cdot \Delta x \geq \frac{h}{2\pi}$$

هايزنبرغ

مثال: إلكترون يتحرك بسرعة 10^8 cm/sec في ذرة الهيدروجين في
 المسار الأول فإذا كانت عمال الخطأ في الموقع (Δx)
 $1 \times 10^{-11} \text{ cm}$ احده مقدار الخطأ في الزخم.

$$\Delta p \geq \frac{h}{2\pi \Delta x} \quad \text{أو} \quad p = mv$$

Quantum Number أعداد الكم

عدد الكم الرئيسي (n) يحدد العدد الأقصى من الإلكترونات
 لكل غلاف رئيسي حسب المعادلة

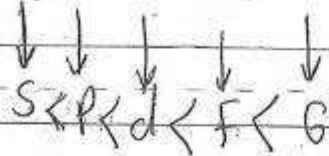
$$2n^2 \text{ كما يحدد رقم الغلاف أو المدار}$$

$n=1$	2	8	18	32
↓	↓	↓	↓	
$2e$	$8e$	$18e$	$32e$	

عدد الأعم الثانوي (l) يحدد عدد الأعم السطحي l
 يحدد شكل المدار وهو يعتمد على عدد

الأعم الرئيسي (n)

$$l = 0, 1, 2, 3, 4 \quad (n-1)$$



طاقة عالية →

يمكن الاستفادة من قيم l في تحديد ما يلي:

(1) شكل المدار (شكل المدارات الثانوية)

$$l=0 \rightarrow s \quad ; \quad l=1 \rightarrow p \quad ; \quad l=2 \rightarrow d$$

$$l=3 \rightarrow f \quad ; \quad l=4 \rightarrow g \quad ; \quad l=5 \rightarrow h$$

(2) عدد الإلكترونات لكل مدار (عدد الإلكترونات)

$$n=1 (2e^-)$$

$$n=2 (8e^-)$$

$$n=3 (18e^-)$$

$$l=0 \rightarrow s$$

$$l=0, 1$$

$$l=0, 1, 2$$

$$(2e^-)$$

$$s, p$$

$$s, p, d$$

$$(2e^-) (6e^-)$$

$$(2e^-) (6e^-) (10e^-)$$

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

(3) الزخم الزاوي للإلكترونات

$$\sqrt{l(l+1)} \cdot \frac{h}{2\pi}$$

الزخم الزاوي للإلكترونات في المدار

الثانوي حول النواة

$$l=0(s) \rightarrow \sqrt{0(0+1)} \cdot \frac{h}{2\pi} = \frac{h}{2\pi}$$

$$l=1(p) \rightarrow \sqrt{1(1+1)} \cdot \frac{h}{2\pi} = \sqrt{2} \cdot \frac{h}{2\pi}$$

$$l=2(d) \rightarrow \sqrt{2(2+1)} \cdot \frac{h}{2\pi} = \sqrt{6} \cdot \frac{h}{2\pi}$$

(٤) يحدد عدد الأوربتالات في الألفة.

يحتوي كل غلاف كمي على عدد من الأوربتالات

المتساوية الطاقة والتي تحمل مستوى طاقة الغلاف
الكمي المكونة له ويمكن معرفة عدد هذه الأوربتالات

$$\text{من } 2l+1$$

$$l=0(s) \quad 2(0)+1=1 \text{ أوربتال واحد } (2e^-)$$

$$l=1(p) \quad 2(1)+1=3 \text{ أوربتالات } (6e^-)$$

$$l=2(d) \quad 2(2)+1=5 \text{ أوربتالات } (10e^-)$$

$$l=3(f) \quad 2(3)+1=7 \text{ أوربتالات } (14e^-)$$

(3) عدد الكم المغناطيسي للمستويات الذرية (m_l)
 عند تسليط مجال مغناطيسي على اوريثالات الفلاف
 الذرية ينتج اتجاهات هذه الاوريثالات حسب اتجاه
 تسليط المجال المغناطيسي.

تتخذ قيم m_l على l كما ان تحديد الزخم الزاوي
 m_l يحدد على قيم الزخم
 الزاوي بدلالة l - $(l, \dots, 0, \dots, -l)$ $m_l =$

$l = 0 (s)$ تسليط مجال مغناطيسي $\rightarrow m_l = 0$

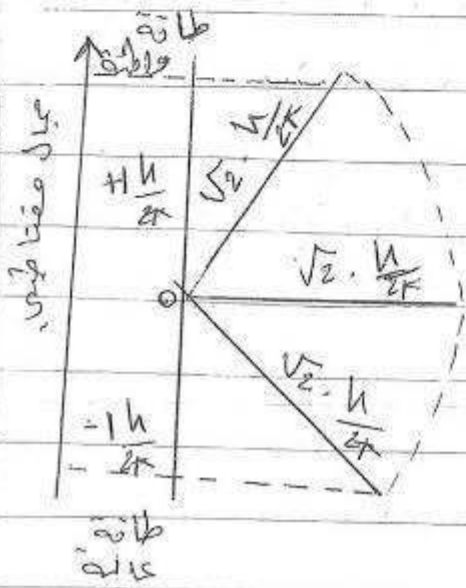
$l = 1 (p)$ تسليط مجال مغناطيسي $\rightarrow m_l = +1, 0, -1$

+	0	-

$l = 2 (d)$ تسليط مجال مغناطيسي $\rightarrow m_l = +2, +1, 0, -1, -2$

2+	1+	0	-	-	2-

حيث $l = 0$ و $m_l = 0$



$m_l = \frac{h}{2k}$

$m = +1 \frac{h}{2k}$

$m = -1 \frac{h}{2k}$

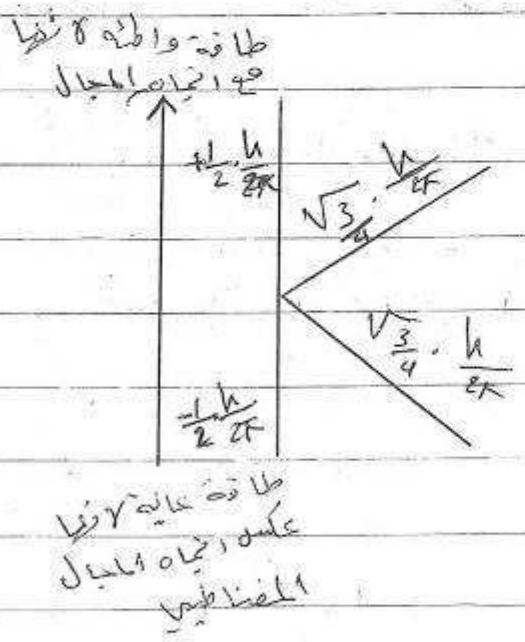
ع عدد الكم البرمي M_S اتجاه دوران الإلكترون حول نفسه بالنسبة إلى المحور العمودي

كما يمكن حساب الزخم الزاوي للحركة الدورانية للإلكترون باعتبار أن المجال المغناطيسي يؤثر على الحركة البرمية ويظهر اتجاهين أحدهما باتجاه المجال المغناطيسي والاخر عكس المجال.

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

$$M_S = \sqrt{S(S+1)} \cdot \frac{h}{2\pi}$$

$$M_S = \pm \frac{1}{2} \quad \boxed{1V} \quad M_S = -\frac{1}{2}$$



عدد الإلكترون عدد كم وكمي $n=4$ $l=0, 1, 2, 3$ m_l

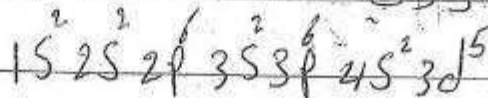
- $n=4, l=3, 2, 1, 0$
- $l=3, m_l=3, 2, 1, 0, -1, -2, -3$
- $l=2, m_l=2, 1, 0, -1, -2$
- $l=1, m_l=1, 0, -1$
- $l=0, m_l=0$

ص / ما هو العنصر الذي يمتلك الترتيب الأخير أعداد
 الكمومية $n=3, l=2, m_l=-2, m_s=+\frac{1}{2}$

لما كان $n=3, l=2$ إذن المستوي الطاقوي هو $3d$ وكذلك فإن الإلكترون
 سيقتل ويحور مفردة 1 وبالتالي الذي يمتلك $m_l=-2$

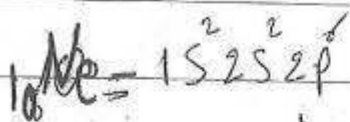
4	2	1	0	-1	-2
1	1	1	1	1	1

ولما كان $4s$ يمتلك قبل $3d$
 فالترتيب الإلكتروني



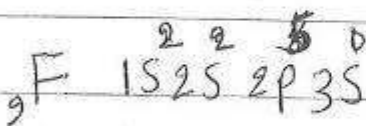
وهذا يدل على أن العدد الذري للعنصر هو 25 وهو Mn

ص / اوجد أعداد الكمومية للعناصر الأيونية Ne, F, N



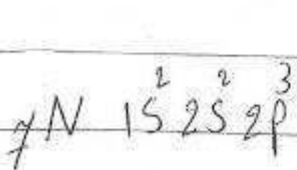
$$n=2, l=1, m_l=-1, m_s=-\frac{1}{2}$$

1	0	-1
1	1	1



1	0	-1
1	1	1

$$n=2, l=1, m_l=0, m_s=-\frac{1}{2}$$



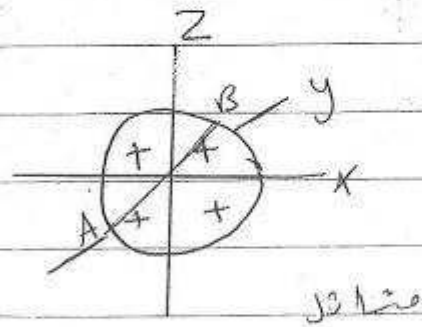
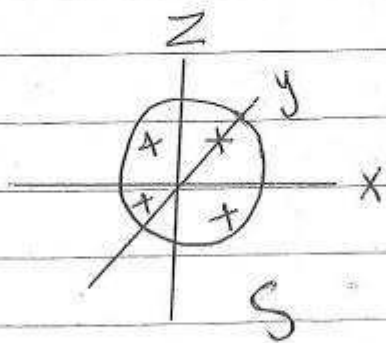
1	0	-1
1	1	1

$$n=2, l=1, m_l=1, m_s=+\frac{1}{2}$$

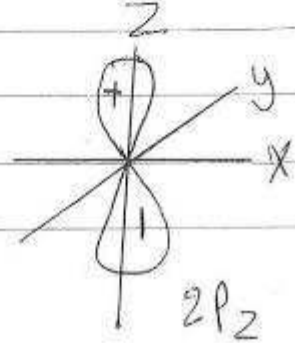
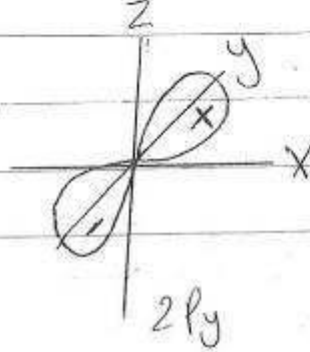
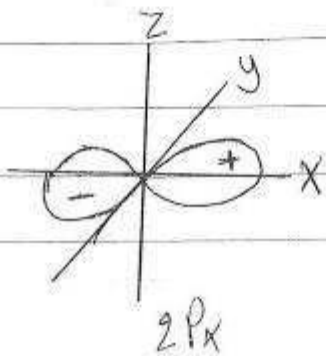
الاوربتال orbital هو حيز فضاء له شكل يحدد
احتمالية انتشار الكثافة الإلكترونية

الشكل الاوربتالية

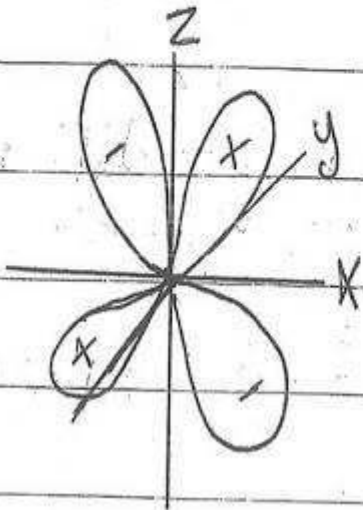
1) ا اوربتال (S) يكون كروي متماثل لأن إشارة
الدالة الموجية هي نفسها في كل مكان
فإذا دوطينا خطاً مستقيماً بين نقطتين
على سطح الاوربتال (S) ونقطة اخرى تقع
على نفس البعد في السواء مبروماً بالسواء وكانت
إشارة النقطتين وقيمتيهما متساوية.



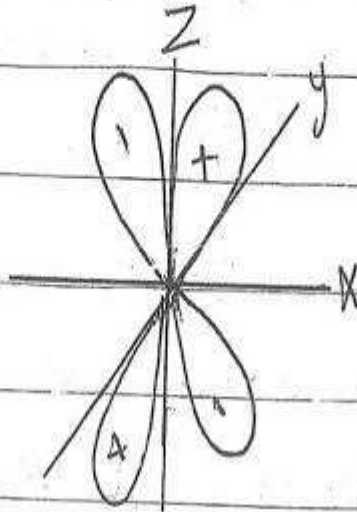
2) ا اوربتال (P) يتكون من قسيتين ويكون غير متماثل
لانه تشير اشارة دالة الموجية
على الطرفين.



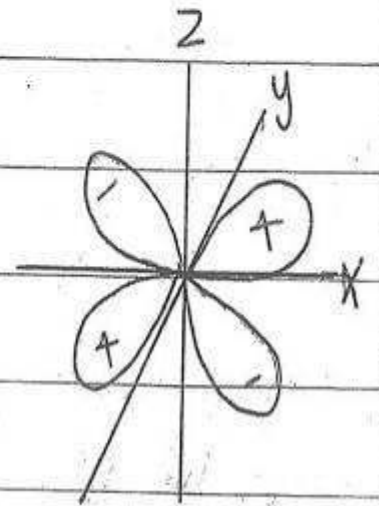
٣) اور مثال (d) 1. يتكون من اربعة فصوص وتكون متماثلة



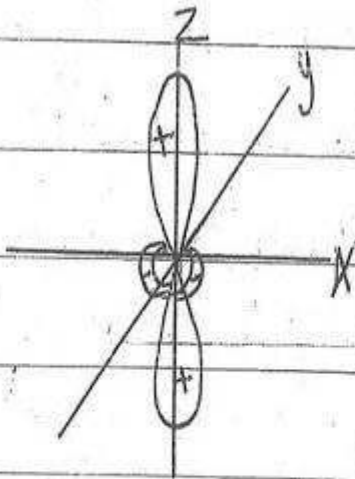
dxz



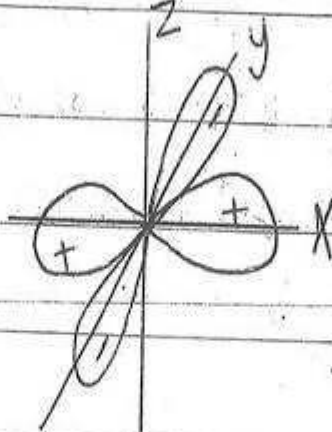
dyz



dxy

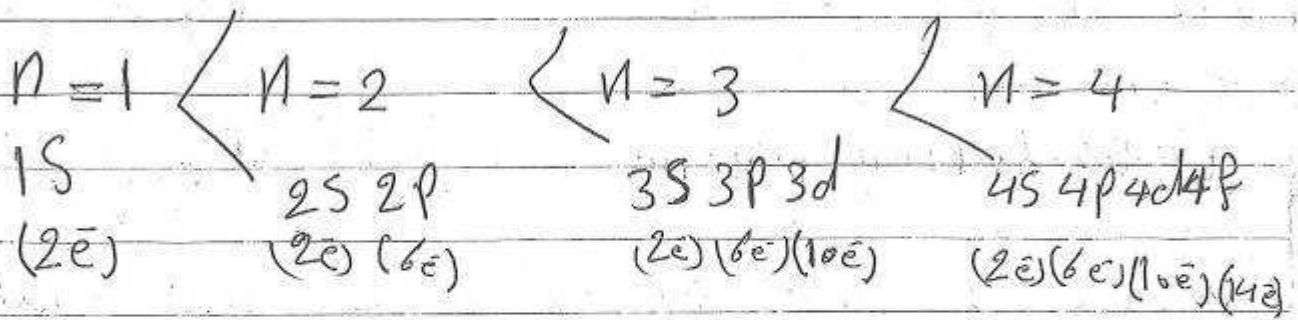


dz^2



$dx^2 - y^2$

تسلسل مستويات الطاقة



أقل طاقة

أعلى طاقة

أ) يجب معرفة الفلاف الرئيسي أو مستوى الطاقة الرئيسي في حالة الاستقرار وهو الرطب مستوى طاقة ، وفي حالة تعدد الإلكترونات يتم صلا الرطب مستوى طائه ثم الأعلى مع ملاحظة الحد الأقصى للإلكترونات لكل مستوى رئيسي .

ب) يتم صلا الإغلفة النانوية ضمن الفلاف الرئيسي الواحد حسب تسلسل مستويات الطاقة وضمن الحد الأقصى للإلكترونات لكل مستوى نانوي .

يتم تحديد طاقة المستوى النانوي حسب قاعدة $(n+l)$ فإذا كانت قيمة $(n+l)$ واطئة فهذا يعني وجود مستوى طاقة واحد وإذا كانت $(n+l)$ عالية هذا يعني ارتفاع مستوى الطاقة

$n=3$

$l=0, 1, 2$

$3s$ $3p$ $3d$

$3s = 3+0 = 3$

$3p = 3+1 = 4$

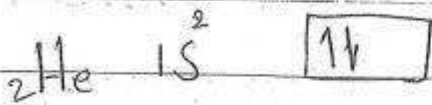
أولاً طاقة $3s$

أولاً طاقة $3p$

إذا تساوى $(N+1)$ فإن طاقة مدار أقل قيمة
 لعدد الإلكترون (N) .

قاعدة باولي للاستبعاد Pauli's Exclusion Principle

(ليس هناك إلكترونين في ذرة واحدة لها نفس أعداد الكم الأربعة)

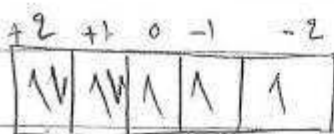
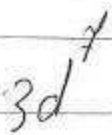
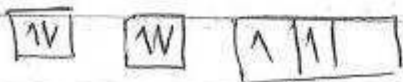
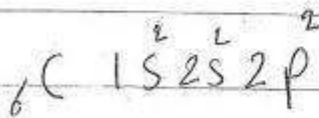


لإلكترون الأول $n=1, l=0, m_l=0, m_s=+\frac{1}{2}$

لإلكترون الثاني $n=1, l=0, m_l=0, m_s=-\frac{1}{2}$

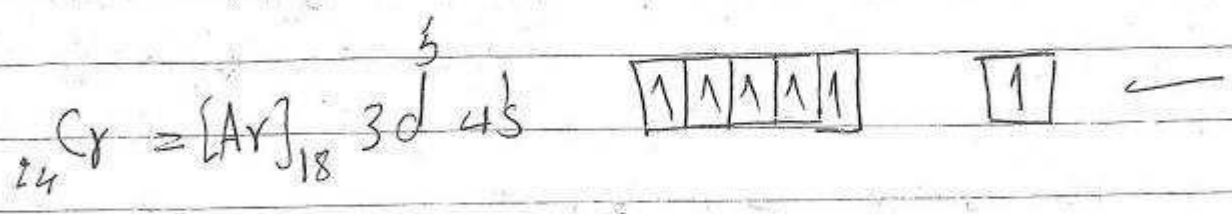
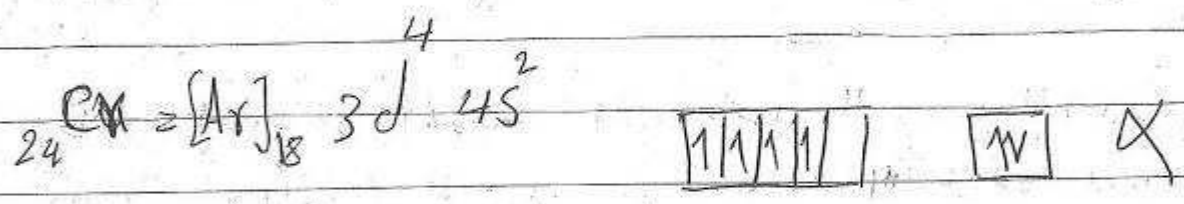
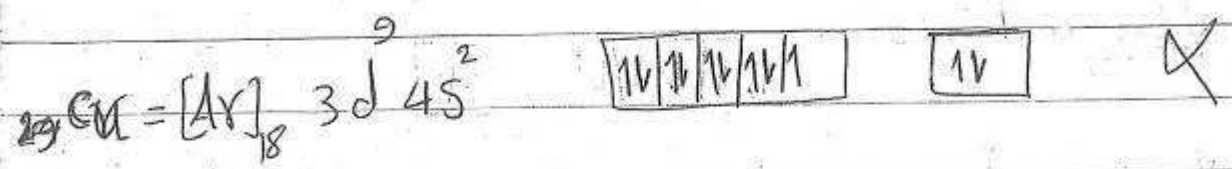
قاعدة هوند Hund's First Rule

إن الإلكترونات تتوزع بإلكترون منفرد في الأوربتالات المتساوية الطاقة ولا تتزوج إلا إذا اضطررت لذلك. ظهرت قاعدة هوند نتيجة للتناقضات التي تحدث بين الإلكترونات بسبب تشابه الشحنات.



فراغ خلائي

أ) بالنسبة إلى العناصر الانتقالية للسلسلة الأولى يكون التوزيع الإلكتروني بصورة عامة وصحبه قاعدة (n-1) بيان صيغ الفلاف Cu و Cr قبل d (n-1) ما عدد Cu و Cr

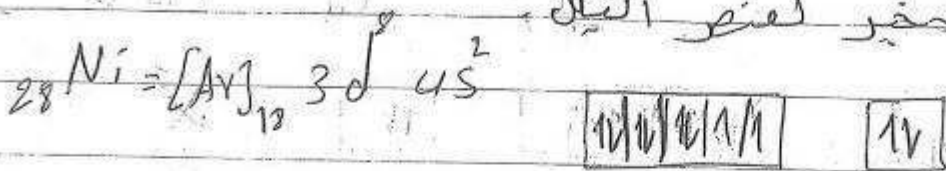


أي يفضل العنصر ان يكون الفلاف الثاني اما شبه او نصف شبه لضمان حالة الاستقرار.

ك) الأيونات التكافؤ من الأيونات الموجود في غلاف التكافؤ الخارجي الفلاف الخارجي وهذا يشير ان الأيونات موجود في أعلى قيمة لعدد الكم الرئيسي ويكون من أول الأيونات التي يمكن ان يفقد العنصر ويطلقا اسمياً من الأيونات التساهمي.

أما الإلكترون الأخير فهو آخر الإلكترون يدخل إلى المدار
 تحت المستوى الثانوي للفلاف الرئيسي حسب قاعدة (A+l)

مثال حسب أعداد الكم الأربعة لكل من إلكترونات النكافو
 والإلكترون الأخير لعنصر النيكل

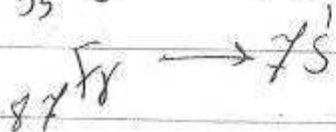


الإلكترون النكافو $n=4, l=0, ml=0, ms=-\frac{1}{2}$

الإلكترون الأخير $n=3, l=2, ml=0, ms=-\frac{1}{2}$

أما في العناصر الأمثلة التي تحل التوزيع الإلكتروني NSMP
 يكون الإلكترون الأخير هو نفسه الإلكترون الساهي
 والنكافو

(١٣) يكون التوزيع الإلكتروني للذرة الواحدة متشابه
~~في جميع العناصر~~ أعداد الكم ما عدا عدد الكم
 الرئيسي (n).



أما في الدورة فجميعها لها نفس عدد الكم الرئيسي (n) ولكن قد تختلف في قيم l و ml و ms .

${}_3\text{Li}$	${}_4\text{Be}$	${}_5\text{B}$	${}_6\text{C}$	${}_7\text{N}$	${}_8\text{O}$	${}_9\text{F}$	${}_{10}\text{Ne}$
$(2s)$	$(2s^2)$	$(2s^2 2p)$	$(2s^2 2p)$	$(2s^2 2p^2)$	$(2s^2 2p^3)$	$(2s^2 2p^4)$	$(2s^2 2p^6)$
↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓
$l=0$	$l=0$	$l=1$	$l=1$	$l=1$	$l=2$	$l=1$	$l=1$
$ml=0$	$ml=0$	$ml=+1$	$ml=0$	$ml=-1$	$ml=+1$	$ml=0$	$ml=-1$
$ms=+\frac{1}{2}$	$ms=-\frac{1}{2}$	$ms=+\frac{1}{2}$	$ms=+\frac{1}{2}$	$ms=+\frac{1}{2}$	$ms=-\frac{1}{2}$	$ms=-\frac{1}{2}$	$ms=-\frac{1}{2}$

Russell-Saunders Symbols

رموز رسل - ساندورس

سبقت وأن تعلمنا أن تصف الذرات بواسطة الترتيب الإلكتروني وهذا وحده غير كافٍ إذ لا يعطي الوصف الحقيقي حول كيفية ترتيب الإلكترونات في تلك الذرة وذلك لأن الإلكترونات تمتلك عزوماً زاوية أوربيتالية وعزوماً يرمية مختلفة.

ولذلك فقد استطاع العالمات رسل وساندورس تطوير طريقة بسيطة عن الشجرات الخشبية التي سجلت للعناصر التي أعدادها الذرية أقل من ثلاثين.

وتسمى بطريقة (L-S Coupling) وتعتمد هذه الطريقة على أساس أن جميع العزوم الزاوية الأوربيتالية المنفردة (l) للإلكترونات تتحد مع بعضها لتكوينية العزوم الزاوية الأوربيتالية (L) لجميع الإلكترونات في تلك الذرة

$$\sqrt{L(L+1)}$$

وتتعدد العزوم الزاوية البرقية (S) لجميع الإلكترونات لتكوين

$$\sqrt{S(S+1)}$$

العزم الزاوية البرقي الكلي (S)

وبعد ذلك يدخل امتزاج ما بين (L و S) فيكون (J)

فحالة امتزاج العزم الزاوي الاوربتي البرقي لجميع

الإلكترونات في تلك الذرة وبذلك يكون (J) عددكم

يتمثل ما يلي .

$$J = L + S, L + S - 1, L + S - 2, \dots, L - S$$

$$L = \sum m_l = m_{l1} + m_{l2} + m_{l3} + \dots + m_{ln}$$

$$S = \sum m_s = m_{s1} + m_{s2} + m_{s3} + \dots + m_{sn}$$

يظهر عند قيم العزوم الزاوية البرقية وكذلك العزوم الزاوية

الأوربتيّة وكذلك عند المرحلة التي تمثل بالعزم الزاوي

J ، يرموز صفاً به للتحديد عند الأوربتيّات الذرية

ولكن تكتب بالأحرف الكبيرة تمثل رموز الأد الطيفية

(Spectral term symbols)

$$L = 0, 1, 2, 3, 4, 5, 6$$

$$S \quad P \quad D \quad F \quad G \quad H \quad I$$

$$2S+1$$



ويشير عنه بجورة كاملة

رمز التيرم Term Symbol

تستخدم رموز التيرم للدراسات الطيفية المختبرية يومياً. وهي تصير عن طريقة رجل - اندوز للتصير عن الازدواج اليرمي الاورتالي (L-S Coupling) لأي أيون، فمثلاً الأيون d^2

	+2	+1	0	-1	-2
d^2	1	1			

$$L = \sum ml = +2 \times 1 + 1 \times 1 = \underline{\underline{3}} = F$$

$$S = \frac{1}{2} + \frac{1}{2} = \underline{\underline{1}}$$

$$2S + 1 = 2 \times 1 + 1 = 3$$

لذلك فإن رمز التيرم هو

$${}^3F_4, {}^3F_3, {}^3F_2$$

رمز تيرم حالة السكون Ground State

لا يحتاج رمز تيرم حالة السكون لأي نظام الترتيب تبع مجموعة من القواعد تماماً بقواعد هوند وكامبلي.

(أ) حالة السكون هي التي تمتلك أعلى قيمة للفرم الزاوي اليرمي (MS) والذي يساوي $(2S + 1)$.

(ب) إذا أمثلة حالتان نفس تعدادية اليرم (MS) فالحالة التي تمتلك أعلى قيمة عزوم زاوية اورتالي $(L + 1)$ هي الأكثر استقراراً.

١٢ الحالة التي يكون فيها الفلاف أكثر من نصف صبي
 قضية (ك) الكبرى هي $(L+S)$ في الأكثر استقراراً

أما الحالة التي يكون فيها الفلاف أقل من نصف صبي
 قضية (د) الدنيا هي $(L-S)$ في الأكثر استقراراً

أما عندما يكون الفلاف نصف صبي ~~أو صبي~~
 $MS = \text{مقر} \text{ فأت} \quad \bar{L} = S$

ولذلك فأت رمز حالة السكون للأيون d^2 هو
 $3F_2$

سأجد رمز الثيوم تلك من الأرقام والايونات الآتية

$$7N \quad 1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^3 \quad \begin{array}{|c|c|c|} \hline +1 & 0 & -1 \\ \hline 1 & 1 & 1 \\ \hline \end{array}$$

$$L = +1 \times 1 + 0 \times 1 + 1 \times -1 = 0$$

اذن اليرمز S

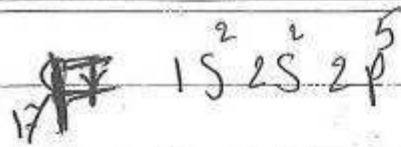
$$S = \frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2} = \frac{3}{2}$$

$$2S+1 = 2 \times \frac{3}{2} + 1 = \underline{\underline{4}}$$

اذن اليرمز $4S_{\frac{3}{2}}$

$$J = |L+S| \text{ و } |L-S|$$

$$= |0 + \frac{3}{2}| \text{ و } |0 - \frac{3}{2}| = \underline{\underline{\frac{3}{2}}}$$



+1	0	-1
1	1	1

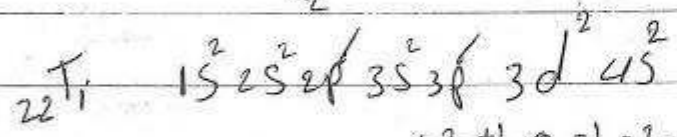
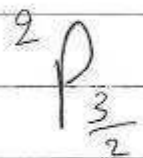
$$L = 2 \times 1 + 2(0) + 1(-1) = 1$$

اذن الرمز P

$$S = 0 + 0 + \frac{1}{2} = \frac{1}{2} \Rightarrow 2S+1 = 2 \times \frac{1}{2} + 1 = \underline{\underline{2}}$$

$$J = |1 + \frac{1}{2}|, |1 + \frac{1}{2} - 1|, |1 + \frac{1}{2} - 2|, |1 - \frac{1}{2}|$$

$$= \frac{3}{2}, 1, \frac{1}{2}, \frac{1}{2}$$



+2	+1	0	-1	-2
1	1			

0
1

$$L = 1(+2) + 1(+1) + 2(0) = \underline{\underline{3}} \rightarrow \underline{\underline{F}}$$

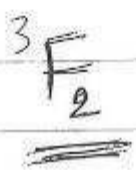
$$S = \frac{1}{2} + \frac{1}{2} + 0 = 1 \Rightarrow 2S+1 = 2 \times 1 + 1 = \underline{\underline{3}}$$

$$J = |3+1|, |3+1-1|, |3-1|$$

4 , 3 , 2

بما ان المستوى اقل من ظرف سبيج تختار اقل قيمة لـ J وهي

2



اذن رمز التبريد

$${}_{24}C_7 \quad 1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 3d^5 4s^1 \quad \begin{matrix} +2 & +1 & 0 & -1 & -2 \\ \boxed{1} & \boxed{1} & \boxed{1} & \boxed{1} & \boxed{1} \end{matrix} \quad \begin{matrix} 0 \\ \boxed{1} \end{matrix}$$

$$L = 1(+2) + 1(+1) + 1(0) + 1(-1) + 1(-2) + 1(0) = 0 \Rightarrow S$$

$$S = \left(1 \frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2}\right) + \frac{1}{2} = \underline{\underline{3}} \Rightarrow 2S+1 = 2 \times 3 + 1 = \underline{\underline{7}}$$

$$J = |0+3|, |0+3-1|, |0-3|$$

$$3, 2, 3$$

$7S_3$

اذن الرمز

$${}_{24}C_7^{+2} \quad 1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 3d^4 4s^1 \quad \begin{matrix} +2 & +1 & 0 & -1 & -2 \\ \boxed{1} & \boxed{1} & \boxed{1} & \boxed{1} & \end{matrix}$$

$$L = 1(+2) + 1(+1) + 1(0) + 1(-1) = \underline{\underline{2}}$$

$$S = \frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2} = \frac{4}{2} = \underline{\underline{2}}$$

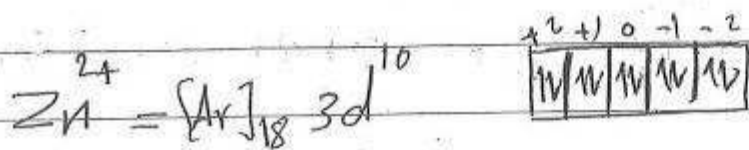
$$2S+1 = 2 \times 2 + 1 = 5$$

$$J = |2+2|, |2+2-1|, |2+2-2|$$

$$= 4, 3, 2, 1, 0$$

$5D_0$

اذن الرمز

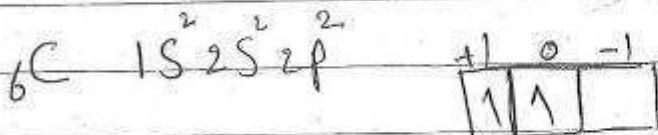


$$L = 2(+2) + 2(+1) + 2(0) + 2(-1) + 2(-2) = 0 \Rightarrow \underline{\underline{S}}$$

$$S = 0 \Rightarrow 2S+1 = 2 \times 0 + 1 = \underline{\underline{1}}$$

$$J = |0+1|, |0-1| = 1$$

1S_0

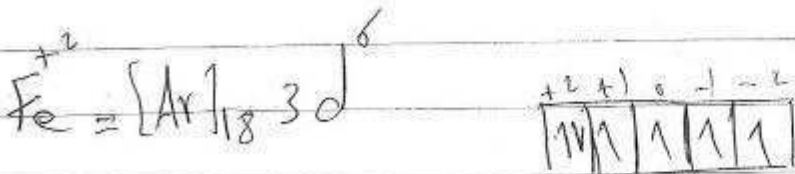


$$L = 1(+1) + 1(0) = 1 \Rightarrow \underline{\underline{P}}$$

$$S = \frac{1}{2} + \frac{1}{2} = 1 \Rightarrow 2S+1 = 2 \times 1 + 1 = \underline{\underline{3}}$$

$$J = |1+1|, |1-1| = 2, 0$$

3P_0



$$L = 2(+2) + 1(+1) + 1(0) + 1(-1) + 1(-2) = 2 \Rightarrow \underline{\underline{D}}$$

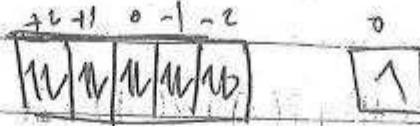
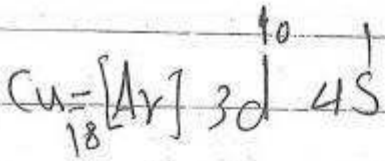
$$S = 2 \Rightarrow 2S+1 = 2 \times 2 + 1 = \underline{\underline{5}}$$

$$J = |2+2|, |2+2-1|, |2+2-2|, |2-2|$$

4, 3, 2, 1

5
D
4

اذت رمز اليرم هو



$$L = 2(+2) + 2(+1) + 2(0) + 2(-1) + 2(-2) + 1(0) = 0 \Rightarrow S$$

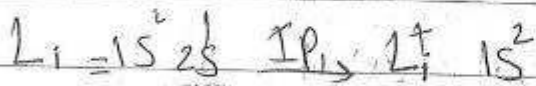
$$S = \frac{1}{2} \Rightarrow 2S + 1 = 2 \times \frac{1}{2} + 1 = \underline{\underline{2}}$$

$$J = \frac{1}{2}$$

$$2S$$

$$\frac{1}{2}$$

10 احيى جود التانيه الاول لذرة اليرم



$$IP = IP_H \times \frac{(\sum Z_i)^2}{n^2}$$

=

$$S = 2 \times 0.85 + 0 \times 0.35 = 1.7$$

$$Z^* = 3 - 1.7 = 1.3$$

$$IP_1 = 13.6 \times \frac{(1.3)^2}{(2)^2}$$

الجدول الدوري Periodic Table

تم تصنيف الجدول الدوري اعتماداً على أعداد الكم وقاعدة (n+l).

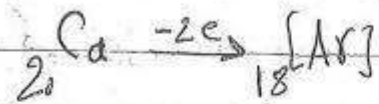
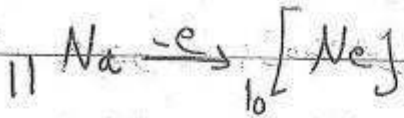
1- فجوة العناصر النبيلة The Noble Gas Elements
 وتسمى بالعناصر الخاملة لأنها لا تدخل في أي تفاعل كيميائي نتيجة لطبيعة الإلكترونات الخارجية ولتقاربها الواضحة على فقدان أو اكتساب الإلكترونات، ثم تتغير هذه العناصر بالعناصر النبيلة بعد أن يتم تحضير مركبات الكريبتون والزينون والرادون، وتتملك هذه العناصر التركيب الإلكتروني $(ns^2 np^6)$ كما عدا عنصر الهيليوم الذي يمتلك التركيب $1s^2$ ويكون موقع العناصر النبيلة أقصى اليمين من الجدول الدوري.

The Representative Elements

2- العناصر الممثلة، وتتكون من نوعين
 a- عناصر الـ s، ويتم فيها فلز أو رجال الفلاف الثاني ns بالكترون واحد أو الـ ns^2 ويصنف لها الرمز

IA	IIA
العناصر القلوية ns^1	
H	
Li	Be
Na	Mg
K	Ca
Rb	Sr
Cs	Ba
Fr	Ra

تتميز هذه العناصر بسهولة إلى فقدان الإلكترون أو اثنين وتكون الحادية الرئيسية السحنة لأنها تؤدي للوصول إلى التوزيع المستقر



وتسمى العناصر التي تميل إلى فقدان الإلكترونات بسهولة لتكوين الأيونات الموجبة المشحونة بالعناصر القلوية أو القلوية الترابية

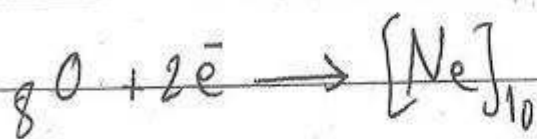
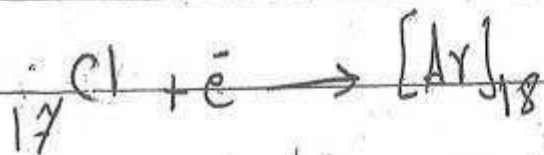
تسمى المجموعة الأولى (IA) بالقلويات والثانية بقلويات الأرضية القلوية وتتميز بقابليتها الجيدة للتوصل الكهربائي وتزداد الشحنة القلوية بالانتقال من الأعلى إلى الأسفل ضمن المجموعة الواحدة. وذلك لأنه كلما تقدمت الأتلفة الرئيسية يقل جذب السواة للإلكترون في خلاف التكافؤ وبذلك يصبح فقدانها سهلاً.

ب- عناصر الـ p

وتشمل بالجاميع IIIb, IVb, Vb, VIb, VIIb

في المجموعتين VIb و VIIb تمتلك ترتيباً إلكترونياً خاصاً يتفصل بالإلكترون واحد أو اثنين عن الترتيب الخارجي للعناصر البقية.

لذلك فان ذرات هذه العناصر لها القابلية على امتلاك
 الترتيب المستقر للغازات النبيلة باكتساب العدد المطلوب
 من الإلكترونات .



وتسمى العناصر التي تفضل اكتساب الإلكترونات للوصول
 الى حالة الاستقرار بالفلزات وتقل الهمة

الاقليزية بالاتجاه من الاعلى الى الأسفل ضمن المجموعة
 الواحدة (بسبب تعدد الأغلفة وابتعاد الإلكترونات
 عن جذب النواة) ، ويمتاز هذه العناصر بعدم
 قابليتها على التوصل الدرري والكهربائي .

أما عناصر المجموع VB ، IVB ، VB فانها تحتوي
 على عناصر منها ذات صفات فلزية والآخرى ذات
 صفات لاقليزية وهناك عناصر أخرى تتبع بين اللفين
 وتسمى أشباه الفلزات وتوضع على السلم المدرج .

IIIb IVb Vb VIb VIIb

B C N O F

Al Si P S Cl

فلزات

فلزات

Ga Ge As Se Br

In Sn Sb Te I

Tl Pb Bi Po At

٢- العناصر الانتقالية الرئيسية . The main Transition Elements

يفرق العنصر الانتقالي بأنه العنصر الذي لذاته أو أحد أيونات الأيون واحد أو أكثر في الفجوة القوية d بلا ضامة إلى عدد من الإلكترونات من (1 - 9) في الفجوة القوية d (n-1). وتسمى العناصر المركبة d، وتوجد تحت طاقف s والد و f ونماذج مجاميع.

IIIA IVA VA VIA VIIA VIII Ib IIb

Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe Co Ni	Cu	Zn
Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru Rh Pd	Ag	Cd
Lu	Hf	Ta	W	Re	Os Ir Pt	Au	Hg

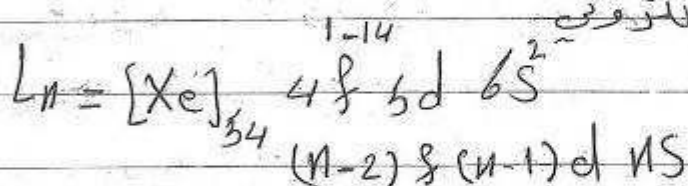
تمتاز هذه العناصر بان لها القابلية على فقدان الالكترونات
 من اوربيال f وكذلك اوربيال d لذلك تتواجد
 بجارات اكسدة متعددة اكثر من (12) اذلا فمن ايضا
 فلزات .

ع - العناصر الانتقالية الداخلية The Inner Transition Elements

وهي تنقسم الى اوربيال f قبل اوربيال d وتسمى عناصر
 الوركنة f . وهي على نوعين

أ - اللانثانات نسبياً لعنصر الالانثانيوم

ويكون توزيعها الالكتروني



ويزداد الفارق في الطاقة ما بين اوربيال f و $(n-2)$ و $(n-1)$
 مع زيادة العدد الذري تحت السلسلة الواحدة، وتبدأ بغير



La Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb

ب - الالكتينات ، نسبياً لعنصر الالكتينوم ويكون توزيعها

الالكتروني



تكون حالة التأكد الخارجية $(n-2) f \text{ و } (n-1) d \text{ و } ns$

اكثر شيوعاً في الالانثانات والالكتينات

الصفات العامة لمظاهر الجدول الدوري،
 تتواجد العناصر في حالات فيزيائية مختلفة حسب نوع
 المجموعة وخصائصها تختلف بين المجموعة الواحدة فمثلاً
 في الدورة الثامنة تتواجد كل من (Cl, O, N) بالحالة
 الغازية على شكل جزيئات غازية (O₂, N₂, Cl₂)
 بينما مجموعة الهالوجينات يكون كل من (F, Cl) بحالة
 غازية بينما يتواجد Br على شكل سائل وكل من At و I
 على شكل صلب.

(أ) مجموعة الفلزات أو العناصر النشطة تتواجد بالحالة
 الغازية وبالحالة الذرية ليس على شكل جزيئات.

(ب) مجموعة الأوكسجين جميعها تتواجد بالحالة الصلبة
 عدا الأوكسجين غاز.

(ج) مجموعة النيتروجين جميعها تتواجد بالحالة الصلبة عدا
 النيتروجين غاز.

(د) مجموعة الكربون جميعها تتواجد بالحالة الصلبة
 (هـ) مجموعة الهالوجين جميعها تتواجد بالحالة الصلبة

عدا Ba سائل.

(و) مجموعة (Ib) يكون Zn, Cd بالحالة الصلبة أما
 Hg سائل.

(ز) مجموعة الفلزات القلوية (IA) يزداد الميل لتكون بالحالة
 السائلة.

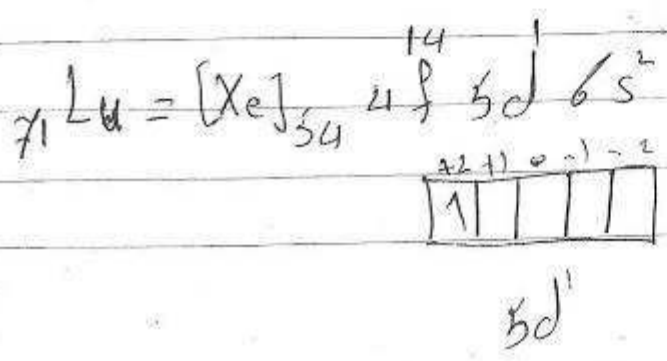
(Cd, Zn, Hg) هذه العناصر لها نسبة قليل بالعناصر الانشعالية
 بسبب اشتراكها في المدارات (d) وكلما لا تفقد
 أكثر من إلكترونين وفي هذه الحالة تتشابه مجموعة الأثرية القلوية

أما التوزيع الإلكتروني للمعادن الجدول الدوري يمكن معرفة
 الحقبة المغناطيسية للمعدن. إذا تحرك الإلكترون حول
 محور يتولد مجال مغناطيسي إذا تحرك لو حرة، أما
 في حالة وجود الإلكترون في أوربتال واحد فالمجال
 المتولد من الأول يلغي الآخر، وتسمى الذرة أو الأيون
 الذي يمتلك الإلكترونات مقرونة في الأغلفة الثانوية
 بأن له صفة بارامغناطيسية.

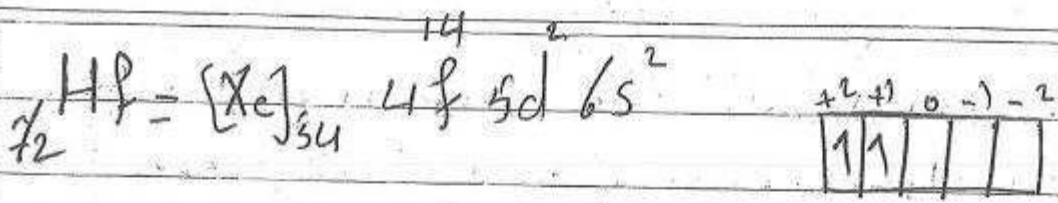
ويتولد مجال ~~مغناطيسي~~ مغناطيسي أثناء الحركة الأوربتالية حول
 النواة وتكون باتجاه معاد للمجال المغناطيسي المسلط
 وهذه الحقبة هي الدايا مغناطيسية.
 وعندما تكون الإلكترونات مقرونة فإن صفة الدايا مغناطيسية
 تكون صفة أو صفة والحقبة البارامغناطيسية هي المنظمة

* تتغير الحقبة الدايا مغناطيسية عندما تزدهج الإلكترونات
 وللتمييز بين المعدن في حالة المغناطيسية فان المادة
 البارامغناطيسية تنجذب إلى المجال المغناطيسي المسلط
 وإذا تفرقت من المجال المغناطيسي تعتبر ذات صفة
 دايا مغناطيسية.

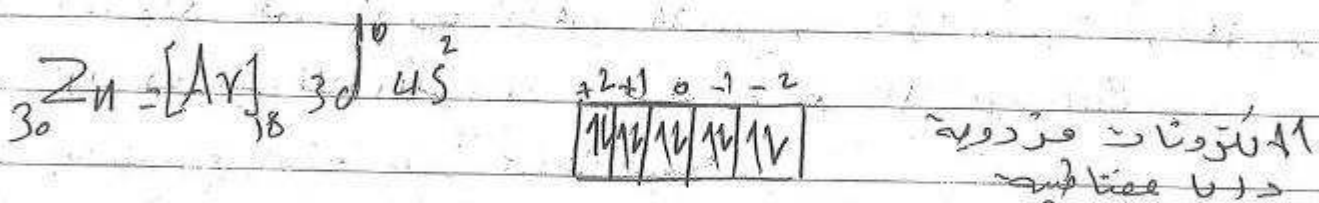
18 الكيمياء الترنسبية الإلكترونية للمعادن الانتية وبين
 الحقبة المغناطيسية تلك صفة واعداد اللف المغناطيسية
 للكاتيون الأخير.



$n = 5, l = 2, m_l = +2$
 $m_s = \frac{1}{2}$
 الحقبة بارامغناطيسية.

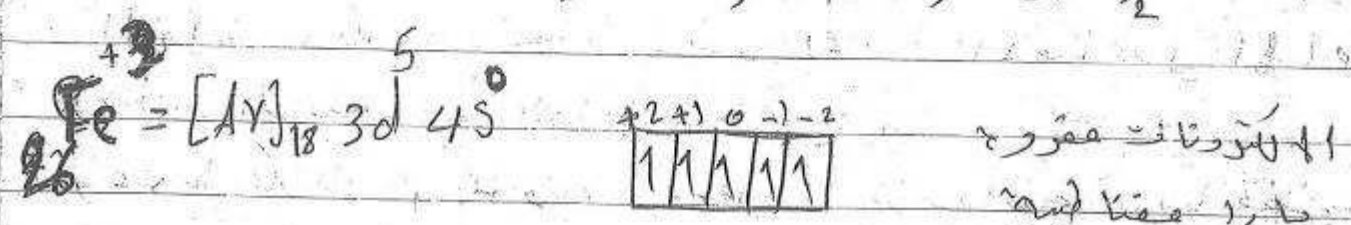


$n=5, l=2, m_l=+1, m_s=+\frac{1}{2}$
 الـ 41 إلكترونات مفردة يعني باراً مغناطيسياً



الـ 41 إلكترونات مزدوجة
 دارة مغناطيسية

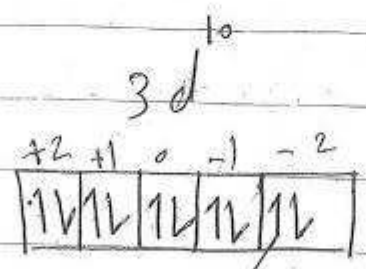
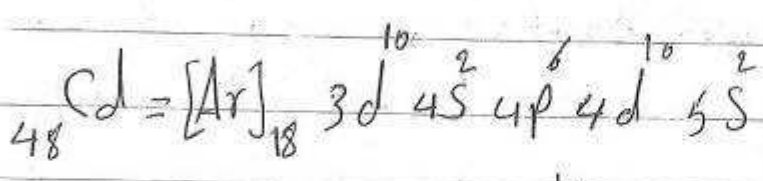
$n=3, l=2, m_l=-2, m_s=-\frac{1}{2}$



الـ 41 إلكترونات مفردة
 باراً مغناطيسياً

$n=3, l=2, m_l=-2, m_s=+\frac{1}{2}$

15 عنصر عدد الذري 48 بين أعداد الكم للـ 41 إلكترون
 الخاص والـ 30 وبين موقع العنصر من حيث
 الدورة والـ 41



$n=3, l=2, m_l=-2$
 $m_s=+\frac{1}{2}$

(25) e

يوجد في المجموعة الثانية
 والدورة الخامسة

في الدورة الأولى $l = 0$ لذلك يكون الفلاف هو S

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty$$

$$l = 0, 1, 2, 3, \dots, (n-1)$$

الدورة الأولى

${}^1\text{H}$

${}^2\text{He}$

$n=1$

$l=0 \rightarrow 1S$

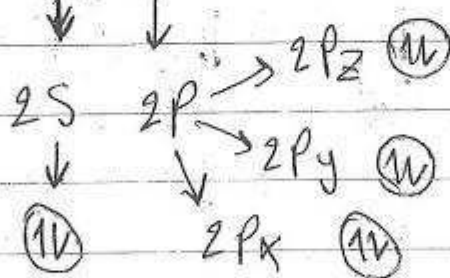
$1S$

الدورة الثانية

${}^3\text{Li}$ ${}^4\text{Be}$ ${}^5\text{B}$ ${}^6\text{C}$ ${}^7\text{N}$ ${}^8\text{O}$ ${}^9\text{F}$ ${}^{10}\text{Ne}$

$n=2$

$l = 0, 1$



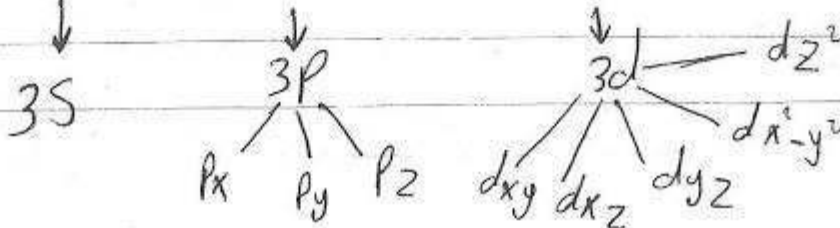
عدد الاوربتالات = $2l+1$
لذلك يكون المجموع
 $8 = 2 \times 4$

الدورة الثالثة

${}^{11}\text{Na}$ ${}^{12}\text{Mg}$ ${}^{13}\text{Al}$ ${}^{14}\text{Si}$ ${}^{15}\text{P}$ ${}^{16}\text{S}$ ${}^{17}\text{Cl}$ ${}^{18}\text{Ar}$

$n=3$

$l = 0, 1, 2$



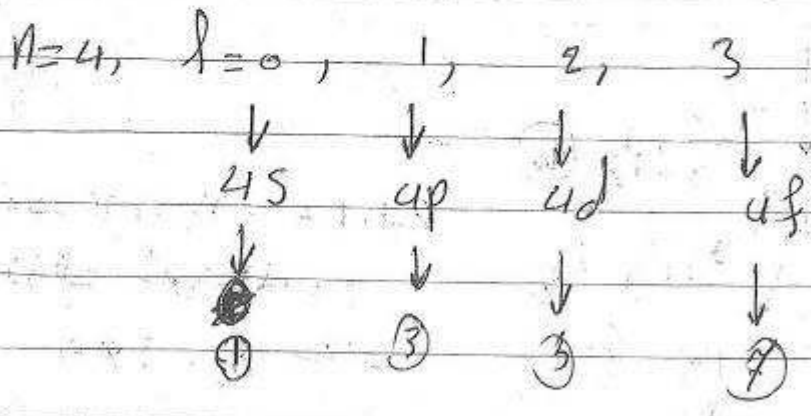
بناء الذرة يعتمد على $n+l$ أما إذا كان ثابتاً
 الذرة للحصول على الأيون الموصل فتستمد هذه طاقة الارتفاع
 على عدد الكم الأساسي فأبهما أعلى عدد كم، وما هي أعلى طاقة.

الدورة الثالثة نقارن طاقة الارتفاع التي تظهر في
 الدورة بالذرة التي تليها في تقارن $4s$
 $3d$

$$4s = n+l = 4+0 = 4$$

إذا كانت $n+l$ أقل أو مساوية (4) تدخل الإلكترونات
 في الدورة الثالثة. الترتيب الإلكتروني $3d 4s 4p$

الدورة الرابعة
 $19K$ $20Ca$ $21Sc$ $22Ti$ $23V$ $24Cr$ $25Mn$ $26Fe$



$$5s = n+l = 5$$

الدورة التي تليها

$$4s = 4, \quad 4p = 5, \quad 4d = 6, \quad 4f = 7$$

وإذا تساوت $n+l$ فنأخذ الارتفاع التي n أقل
 يكون أقل طاقة.

$n=5$, $l=0, 1, 2, 3, 4$ الدورة الخامسة

↓ ↓ ↓ ↓ ↓
5s 5p 5d 5f 5g

↓ ↓ ↓ ↓ ↓
① ③ ⑤ ⑦ ⑨

$n+l=5$

↓ ↓ ↓ ↓ ↓
5 ✓ 6 ✓ 7 × 8 × 9 ×

$n=6$

تقارن مع الدورة السادسة

وهو كل عنصر له $n+l=6$ أو أقل يرتبط بهذه الدورة

المستبعد من الدورة السادسة
4d ✓ 4f (×)
↓ ↓
6 7

4d 5s 5p

الترتيب الإلكتروني

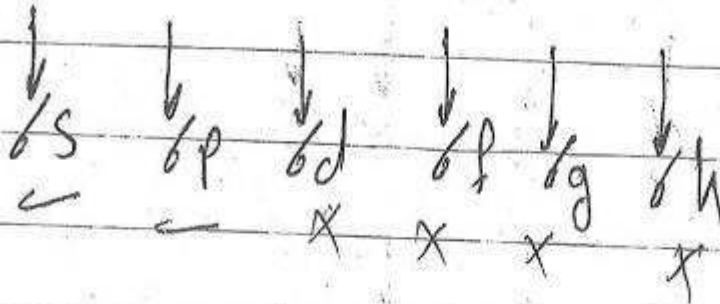
5s < 4d < 5p

فصل الطاقة :

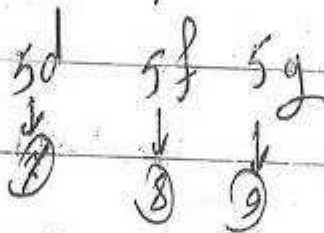
$$l = 6$$

الدورة السادسة

$$l = 0, 1, 2, 3, 4, 5$$



والخفيف



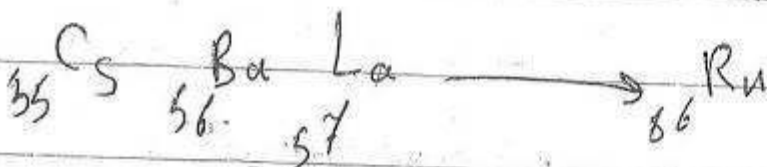
تقاربت مع 7s



تمثال الطاقة



الترتيب الإلكتروني



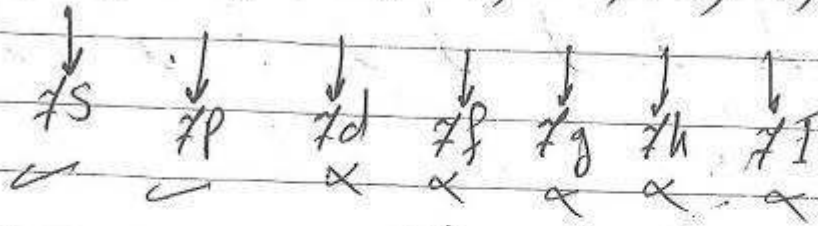
$$\begin{array}{r} 86 \\ 55 \\ \hline 31 \\ +1 \\ \hline \end{array}$$

32

$n = 7$

$l = 0, 1, 2, 3, 4, 5, 6$

الدورة السابقة



المتبقي

$n = 8$

تقارن مع الدورة السابقة

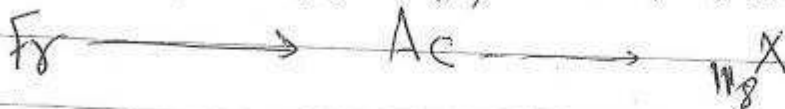


التوزيع الإلكتروني



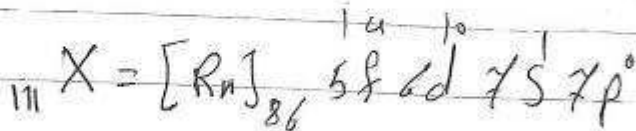
تسلسل الطاقة

$(1) (7) (5) (7) = 16 \times 2 = 32$



عدد إلكترونات الدورة السابقة عدد إلكترونات

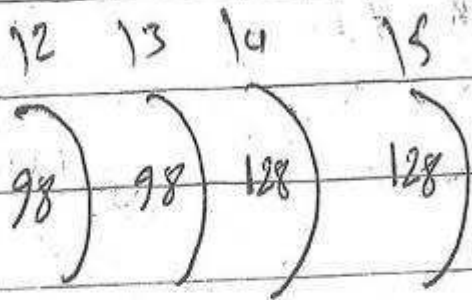
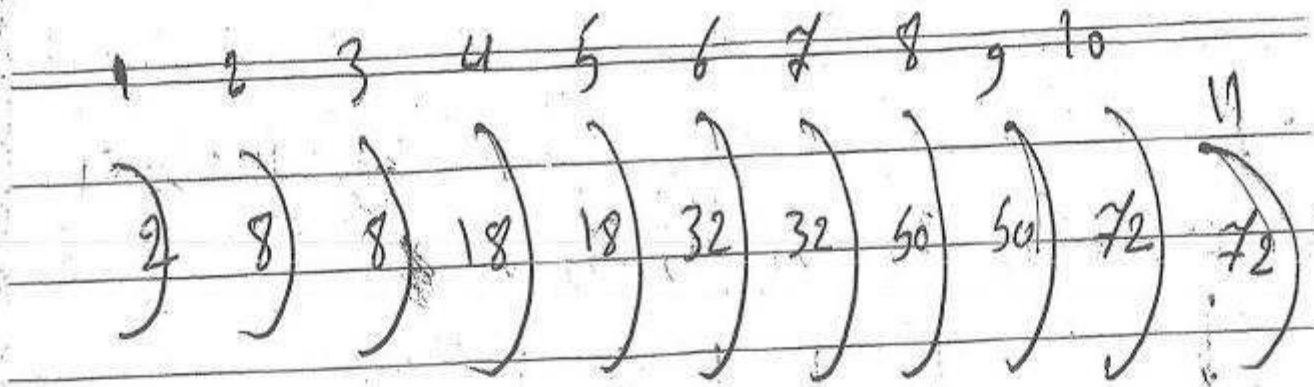
111
 $- 32$
 $79 Au$



$- 32$
 $47 Ag$



$- 18$
 $29 Cu$



$l = 4, 5, 6, 7, 8$



(9) (11) (13) (15) (17)

الحجب Shielding

من المتوقع ان تزداد الطاقة اللازمة لانتزاع الإلكترونات من الذرة (طاقة التأين) بزيادة العدد الذري وذلك لتواجد الاطارة السالبة كما في المعادلة التالية

$$E = \frac{2K^2 Z^2 e^4 M}{n^2 h^2}$$

حيث يتضح من المعادلة ان معدل الزيادة في شحنة النواة (العدد الذري) اكبر من معدل الزيادة في عدد الكم الرئيسي n ، وتبعاً لذلك يجب ان يكون لذرة الليثيوم $n=2$ ، $Z=3$ طاقة تأين اعلى من طاقة تأين ذرة الهيدروجين $(n=1, Z=1)$ ولكن الواقع غير ذلك حيث يكون لذرة الليثيوم طاقة تأين تقل تساوي (5.4) إلكترون فولت في حين طاقة تأين ذرة الهيدروجين تساوي (13.6) إلكترون فولت ويعود السبب في ذلك الى

1) معدل المسافة للإلكترون الواقع في (2s) عن النواة اكبر من معدل المسافة للإلكترون الواقع في (1s) .

2) الإلكترون الخارجي لذرة الليثيوم لا يقع تحت تأثير الشحنة الكلية لنواة الليثيوم التي مقدارها (13) وهذا يعود الى ان الإلكترون في القلاف الاول في ذرة الليثيوم يحجب شحنة النواة عن الإلكترون في القلاف الثاني .

وبالتاليه فان قدرة المستويات الثانوية على الاحتراق
تتغير كما يلي

$$s > p > d > f$$

واستناداً لذلك فان الإلكترونات المستوية الثانوية s
تتضمن تحسب بشحنة نووية أكبر من تلك التي
تتضمن بها الإلكترونات المستوية الثانوية f وذلك
كذلك فان هذه الإلكترونات تتجه جميعاً نحو
عن الإلكترونات الأخرى بدرجة أكبر مما تتجه
الإلكترونات المستوية الثانوية الأخرى.

لقد وضع سيليس Slater مجموعة من القواعد لتقدير
مدى التحجب للإلكترونات

(أ) يكتب الترتيب الإلكتروني للمنتصر من اليسار إلى
اليمين حسب الترتيب الآتي

$$(1s) (2s 2p) (3s 3p) (3d) (4s) (4p) (4d) (4f) (5s 5p)$$

(ب) إذا كان التوزيع الإلكتروني تمت $(ns np)$ فان جميع
الإلكترونات التي تقع إلى يمين الإلكترون المطلوب إلى
تقع تحت $(n+1)$ و تساهم في قيمة ثابت التحجب

(ج) الإلكترونات التي تقع تحت الغلاف الرئيسي $(n-1)$
الذي يقع فيه الإلكترون المطلوب يساهم في شحنة النواة
بمقدار (0.35)

ب) ان كل اللترون ينتهي الى الفلاف الرئيسي (1-1) بحجب
 سحنة النواة بمقدار (0.85)

هـ ان كل اللترون ينتهي الى الفلاف الرئيسي (1-2)
 بحجب سحنة النواة حجباً كاملاً اي = 1

أط لحساب ثابت الحجب لللترون يقع في المستوى اللتانوي
 Ad و Af نستخدم نفس القواعد السابقة طعدا
 القاعد تبين (1/4) ان تصبح جميع اللتروونات الواقعة
 الى يمار المجموعة Ad و Af تحجب سحنة النواة حجباً
 كاملاً اي = 1

$$Z^* = Z - S$$

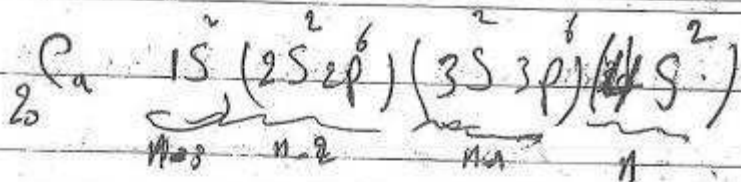
Z^* = السحنة المؤثرة
 Z = العدد الذري
 S = ثابت الحجب

بداية السحنة المؤثرة للنواة التي يحجب بها اللتروني
 التكافؤ في ذرة Ca 20

$$80 = 15^2 2^2 2^4 \Rightarrow 80 = 15^2 (2^2 2^4)$$

$$S = 15 \times 0.35 + 2 \times 0.85 = 3.45$$

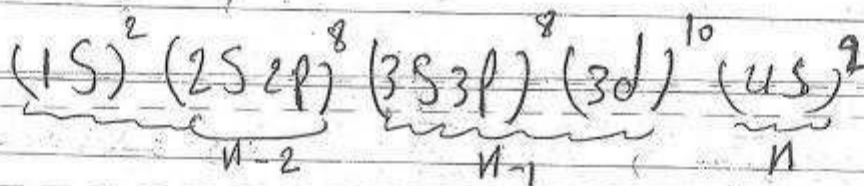
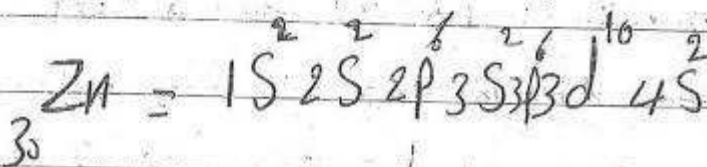
$$Z^* = 8 - 3.45 = 4.55$$



$$S = 1 \times 0.35 + 8 \times 0.85 + 10 \times 1 = 17.15$$

$$Z^* = 20 - 17.15 = 2.85$$

عدد الشحنات الموجبة المؤثرة للذرة التي يحس بها الإلكترون الكافون في ذرة الخارجة.



$$S = (1 \times 0.35) + (18 \times 0.85) + (10 \times 1) = 25.65$$

$$Z^* = Z - S \Rightarrow Z^* = 30 - 25.65 = 4.35$$

اما الإلكترونات في نصف الذرة.

$$S = (9 \times 0.35) + (18 \times 1) = 21.15$$

$$Z^* = Z - S$$

$$= 30 - 21.15 = 8.85$$

10/ احسب Z^* التي يتصرف بها الإلكترون الكافون
 لذرة الصوديوم

$$N = (1s)^2 (2s 2p)^5$$

$$S = (4 \times 0.35) + (2 \times 0.85) = 3.1$$

$$Z^* = 7 - 3.1 = 3.9$$

11/ احسب الشحنة المؤثرة للإلكترون الكافون للأيونات
 والذرات التالية.

$$F^- (1s)^2 (2s 2p)^8$$

$$S = (4 \times 0.35) + (2 \times 0.85) = 4.15$$

$$Z^* = 9 - 4.15 = 4.85$$

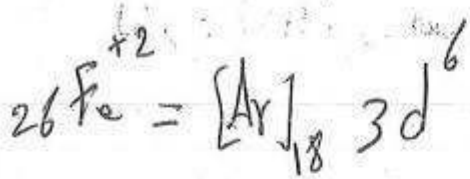
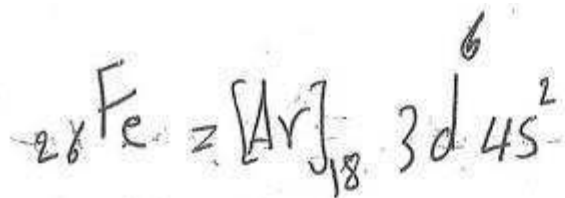
$$Cr = [Ar]_{18} 3d^5 4s^1$$

$$Cr^{+6} = [Ar]_{18}$$

$$S = (1s)^2 (2s 2p)^8 (3s 3p)^8$$

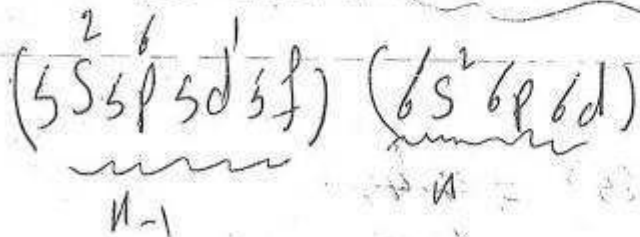
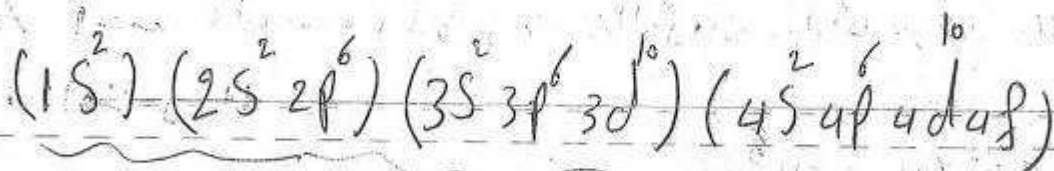
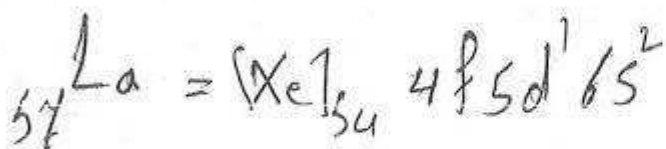
$$S = (7 \times 0.35) + (8 \times 0.85) + (2 \times 1) = 11.25$$

$$Z^* = 24 - 11.25 = 12.75$$



$$S = (5 \times 0.35) + (18 \times 1) = 19.75$$

$$Z^* = 26 - 19.75 = 6.25$$



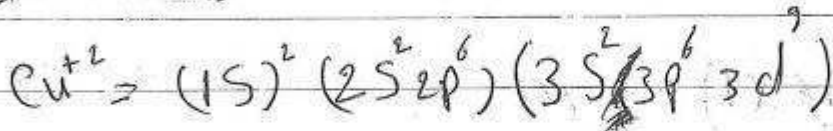
$$S = (1 \times 0.35) + (9 \times 0.85) + (46 \times 1) = 54$$

$$Z^* = 57 - 54 = 3$$



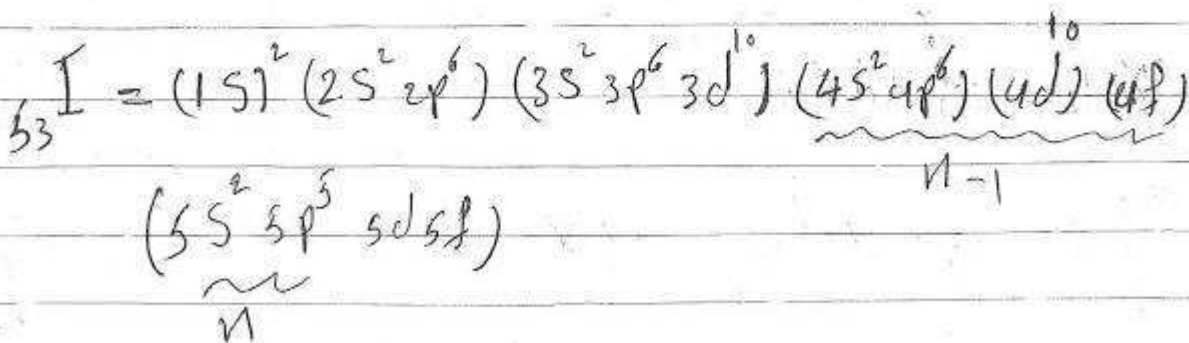
$$S = (6 \times 0.35) + (1 \times 1) = \underline{19.75}$$

$$\underline{Z^*} = 27 - 19.75 = \underline{7.25}$$



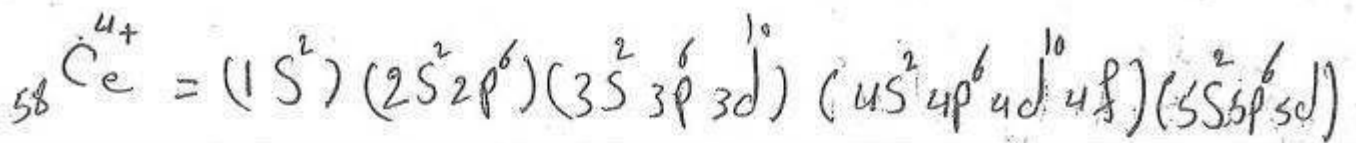
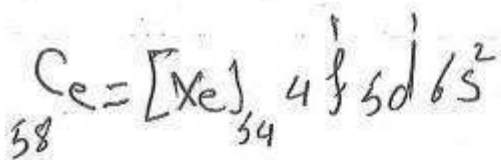
$$S = (8 \times 0.35) + (1 \times 1) = \underline{20.8}$$

$$\underline{Z^*} = 29 - 20.8 = \underline{8.2}$$



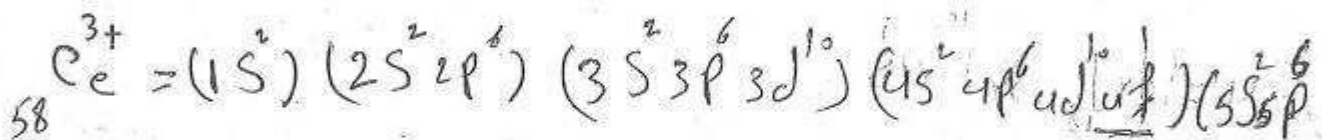
$$S = (6 \times 0.35) + (18 \times 0.85) + (28 \times 1) = \underline{45.4}$$

$$\underline{Z^*} = 53 - 45.4 = \underline{7.6}$$



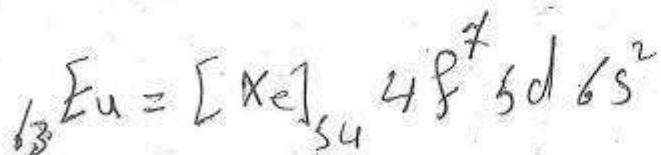
$$S = (7 \times 0.35) + (18 \times 0.85) + 128 \times 1 = \underline{45.75}$$

$$Z^* = 58 - 45.75 = \underline{12.25}$$



$$S = (6 \times 0.35) + (46 \times 1) = \underline{46}$$

$$Z^* = 58 - 46 = \underline{12}$$



$$S = (6 \times 0.35) + (46 \times 1) = \underline{47.75}$$

$$Z^* = 63 - 47.75 = \underline{15.25}$$

Ionization Energy

طاقة التأين

أقل طاقة لازمة لتزج إلكترون من ذرة متعادلة وهو في
أدنى حالات الطاقة أما جهد التأين الثاني فهو
الطاقة اللازمة لتزج إلكتروناً آخر من حالاته
الأيونية الموجبة في أدنى حالاته.

وتكون طاقة التأين عملية السحب لا تزداد مع النوع
الأيوني بل تزداد (endothermic) ويعبر عنها بيوحدات
(e.v) ، (KJ Mol⁻¹) و (Kcal Mol⁻¹)

$$1 \text{ e.v} = 23.06 \text{ Kcal Mol}^{-1} = 96.48 \text{ KJ Mol}^{-1}$$

وإن لكل عنصر عدد من جهود التأين يساوي عدد الإلكترونات
في كل المنظر.



وإنها هي مستوياته فإنه من الصعب إزالة الإلكترون من أيون
موجب مقارنة بإزالة إلكترون من ذرة متعادلة.

$$I.E_1 < I.E_2 < I.E_3$$

وهذا يعتمد على قوة عوامله.

١- بعد الاكثرة عن السواة او نصف القطر كما ان بعد اللذرة عن السواة كلما قلت قوة ارتباطها بالسواة وبالتالي قلت طاقة الثابتة.

٢- السحنة الموجبة (الحي) التي يدورها نقيضها على مدارا ازدياد مقدار الجذب.

٣- نوع الاكثرة المزاج كما في مدارا اقتراب الاكثرة

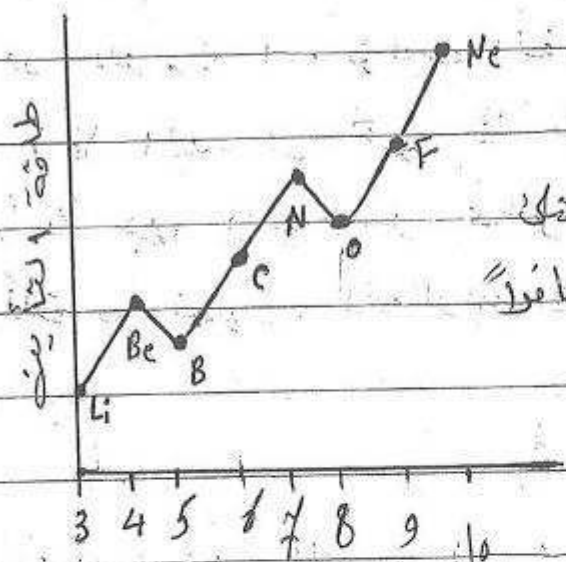
من السواة $f > d > p > s$

٤- فأمير سحنة اليبوت (العدد التأكسدي) من زيادة اعتقاد ان الاكثرة تتسبب في زيادة السحنة الموجبة (الحي) مما يؤدي الى نقص نصف القطر حيث تكون هناك زيادة حادة في قوة الجذب بين الاكثرة والمنتجة والسحنة التورية الفعلية للذرة لذلك فان جهد التأيين لذرة يزداد بزيادة العدد التأكسدي

أما انما تغير طاقة التأيين في الجدول الدوري فيمكن تفسيرها ضمن العوامل الآتية.

١- ضمن الدورة الواحدة يزداد جهد التأيين مع زيادة العدد الذري منه مع بروت عدد الكم الرئيسي (n) فزداد السحنة الموجبة (الحي) على الاكثرة في المقادير الخارجية كما تدخل زيادة في جذب السواة للاكثرة

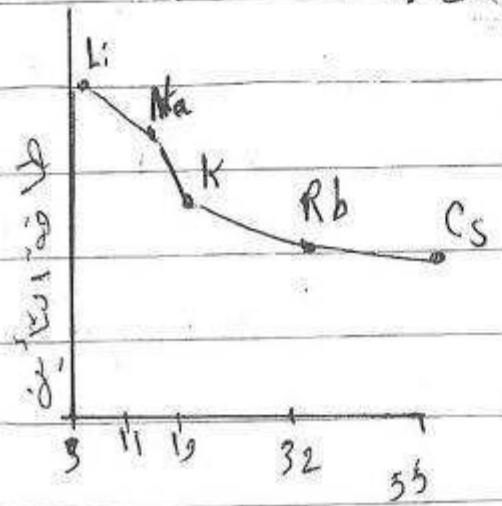
كما انه تمت الاذرة الواحدة في حالة وجود عناصر ذات اقلية صغيرة او نصف مرتبة فأت خيول التأيين وذلك المنصر يكون اقل من خيول تأييد المنصر الذي يليه مثل (N) و (O).



حيث انه 2p في التوزيع ينفق منزلة وان امانه الكروم اخر الى اوربنال نصف ممثلي كما في الاوكسجين فانه يعاني تضامراً مما يسهل انتزاعه.

العدد الذري

في عناصر المجموعة الواحدة يقل خيول التأيين مع زيادة العدد الذري اي بزيادة من اليمين الى اليمين فله السعة المؤثرة على الاكسجين في القلاق الخارجي. كما يقل جذب السواة للألكترونات.



العدد الذري

٤- أقل العناصر في قيمة جهد التأين هي مجموعة العناصر
 القلوية (لا تبدأ تهيل إلى التوزيع الإلكتروني للعناصر النبيلة
 فتفقد إلكترون واحد) ، وأكثر العناصر جهد تأين هي
 مجموعة الهالوجينات (لا تبدأ تهيل إلى أكسجين الكزوت
 واحد للوصول إلى ترتيب القارات النبيلة).

٥- أقل العناصر جهد تأينه هو عنصر السيزيوم Sr
 وأكثرها جهد تأينه هو عنصر الفلور F
 ولكن في مجموعة الهالوجينات فكانت جهود التأين تكون
 $F < Cl > Br > I$

٥/ اكتب جهد التأين لذرة الليثيوم



$$S = (0 \times 0.35) + (2 \times 0.85) = \underline{1.7}$$

$$Z^* = Z - S = 3 - 1.7 = \underline{1.3}$$

$$IE_1 = 13.6 \times \frac{Z^{*2}}{n^2}$$

$$= 13.6 \times \frac{(1.3)^2}{(2)^2}$$

$$= \underline{5.748 \text{ eV}}$$

Electron Affinity الألفة الإلكترونية

الطاقة المنحدرة عند اتحاد ذرة غازية مفردة وهي في أدنى حالات الطاقة بالكثوث معطية الايون السالب الاحادي الغازي في أدنى حالات الطاقة



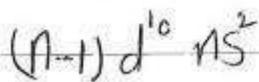
1- في الجدول الدوري تزداد الألفة الإلكترونية في عناصر الدورة الواحدة مع زيادة العدد الذري. أيضاً لزيادة السحنة الموجبة مما يزيد من قابلية النواة لجذب الإلكترون المتكسب من

2- ولذلك تشير العالو صينات التي تقع نهاية الوراثة بشكل اعلى قيمة لطاقة الألفة الإلكترونية ويبدو التأثير في أنها تشير إلى اكتساب إلكترون واحد للفرد إلى التوزيع الإلكتروني للعناصر التالية.

3- أما في عناصر المجموعة الواحدة تقل الألفة الإلكترونية وذلك لزيادة الحجم الناتج من تعدد الألفة فيقل تأثير النواة للعنصر وتقل قابلية اكتساب الإلكترونات، ولذلك في مجموعة العناصر العالو صينات تكون الألفة

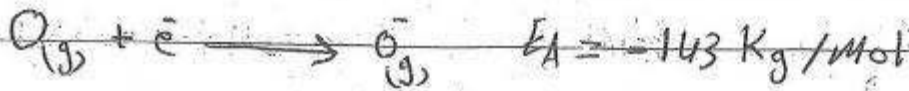


4- تقل طاقة الألفة الإلكترونية للعناصر التي تحتوي على غازة صلبة



وفي الفلاف الزنك صلبه فإن اكتساب الإلكترون يؤدي إلى حصول تناظر ثابتة إلكترون العنصر في الفلاف الخارجي والإلكترون المتكسب مما يولد طاقة شمساً طاقة التناظر التي تقل عن

• EA



نتيجة للتناثر اذ يتم يدخل بينه الايونات السالبة او السحاوية الاكسوجينية
 للأيون السالبة في (O) وبينه الاكسوجين الاكسوجين هذه الحالة
 تصرف طاقة كبيرة عند طاقة التناثر التي تصبح فائضه ايون
 السالبة تكسبه الكتلوت صعبة جدا وتحتاج طاقة عالية عند
 تكوين ايون ثنائي الشحنة السالبة وطاقة التي فلا تأتي
 الاكسوجين المتكسبه للأيون السالبة مع الاكسوجين الاكسوجين يؤديه
 الى زيادة حجم سطح السواة ويقل قدرتها للاكسوجين
 الاكسوجين.

ع- اقل طاقة الفحة الاكسوجينية هي مجموعة العناصر القلوية
 واعداً طاقة الفحة الاكسوجينية هي مجموعة الهالوجينات

Electronegativity

الكهرسالبية

قدرة ذرة في جزيئة على جذب الإلكترونات نحوها فيما

اصرة كيميائية

$\delta+$ $\delta-$



(2)



ايونية

جهد تأين عالي

وسالبية عالية

جهد تأين وانخفاض

وسالبية وانخفاض

- (1) في عناصر الدورة الواحدة تزداد السالبية مع زيادة العدد الذري بسبب زيادة الشحنة الموجبة التي تؤدي من قابلية العناصر على جذب السحابة الإلكترونية حيث الامرة الكيميائية
- (2) في عناصر المجموعة الواحدة تقل الكهرسالبية مع زيادة العدد الذري بسبب تعدد الاغلفة وابتعاد الغلاف النكافوي عن النواة وزيادة السحب مما يقلل من تأثير جذب ~~النواة~~ السحابة الإلكترونية حيث الامرة

(3) اقل العناصر كهرسالبية هو السيزيوم

واكثا العناصر هو الفلور F

تحسب قيم الكهرسالبية

(1) طريقة موليكوت - تعتمد على ان فكرة السالبية الكهرسالبية

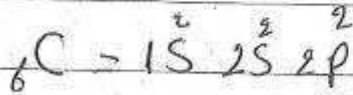
للعنصر هي معدل طاقتين ، طاقة التأين وطاقة الالفة

الإلكترونية لهذا العنصر

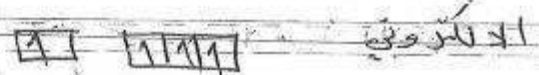
$$EN = \frac{1}{2} (IE + EA)$$

حيث IE طاقة التأين وهي مقياس قابلية الذرة على إعطاء
 إلكترون واحد و EA الطاقة الإلكترونية وهي مقياس قابلية الذرة
 لقبول الإلكترون.

استطاع عدم استخدام هذه الطريقة
 (P) كما في EA و IE تنص النظرية في الحالة الذرية
 وليس هن جزئية وهذا لا يتفق مع تعريف الكيمياء
 مع جرد التأين في الحالة المستقرة يختلف عن جرد التأين
 في حالة تغير التوزيع الإلكتروني.

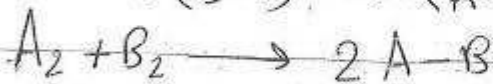


حالة تغير التوزيع CH_4



حالة توجهاً طريقة مباشرة لحساب طاقة اللفة الإلكترونية.

(C) طريقة بولتك. تعتمد على قياس أن طاقة الاهتزاز التساهمية
 بين ذرتين مختلفتين $(A-B)$ والتي يعرفها $D(A-B)$ تكون
 لها علاقة مع تلك المحسوبة على قياس المتوسط الحسابي
 أو المتوسط الهندسي للأعداد $(A-A)$ و $(B-B)$.



$$D_{A-B} = \frac{1}{2} (D_{A-A} + D_{B-B})$$

المتوسط الحسابي

$$D_{A-B} = \sqrt{D_{A-A} \times D_{B-B}}$$

المتوسط الهندسي

فإذا استخدمنا المتورب الحسابي يمكن كتابة طاقة
الاهارة على الصورة الآتية:

$$D_{AB} = \frac{1}{2} [D_{AA} + D_{BB}] + D_{AB}$$

D_{AB} طاقة الرزونانس الأيونية وتزداد كلما زاد الفرق
في السالبية الكهربائية بين الذرتين في المهرجة
وبدلالة عدد كبير من الجزيئات تنشأ الذرة اوجه
بولتاك وله قيمة صافية طاقة الرزونانس من المعادلة

$$X_A - X_B = 0.208 \sqrt{\Delta_{AB}}$$

حيث X_A و X_B هو السالبية الكهربائية للذرتين (B-A) على
التوالي

ومثال علاقة بين قيم السالبية للمعاصر المقسمة بطريقة
بولتاك X_p وتلك المقسمة بطريقة مولف X_M

$$X_p = 0.336 (X_M - 0.613)$$

على احدى طاقة الرزونانس الأيونية لجزيئة فلوريد الهيدروجين
إذا علمت ان طاقة المهرج $H-F$ عمليا هي 135
كيلو سعرة تلك مولد وان طاقات المدارات لجزيئات F_2 و H_2
107 و 33 كيلو سعرة تلك مولد على التوالي

المعدل التجديدي $DHF = \sqrt{103 + 33} = 68.3 \text{ kcal mol}^{-1}$

المعدل الحسابي $\Delta HF = \frac{103 + 33}{2} = 68 \text{ kcal mol}^{-1}$

$$\Delta H_f^{\circ}(\text{exp}) = \Delta H_f^{\circ}(\text{Calc}) + \Delta H_f^{\circ}$$

$$135 = \Delta H_f^{\circ}(\text{Calc}) + 68$$

$$\Delta H_f^{\circ} = 67 \text{ K Cal mol}^{-1}$$

ظلمة الرزومات ما يتقدم
المعدل والعملي

$$\Delta H_f^{\circ}(\text{exp}) = \Delta H_f^{\circ}(\text{Calc}) + \Delta H_f^{\circ}$$

$$135 = 58.36 + \Delta H_f^{\circ}$$

$$\Delta H_f^{\circ} = 76.7 \text{ K Cal mol}^{-1}$$

اتصاف القطر الذرية Atomic Radii

نصف القطر هو معدل المسافة بين الذرات في الجزيئات

(أ) في الدورة الواحدة يقل نصف القطر مع زيادة العدد الذري

وبذلك لتباين السحنة المؤثرة في ذلك يزداد

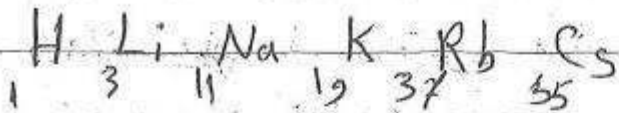
مقدار الشحنة للكروونات الموجودة تحت الغلاف

الداخلي (ب)

Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3	4	5	6	7	8	9	10

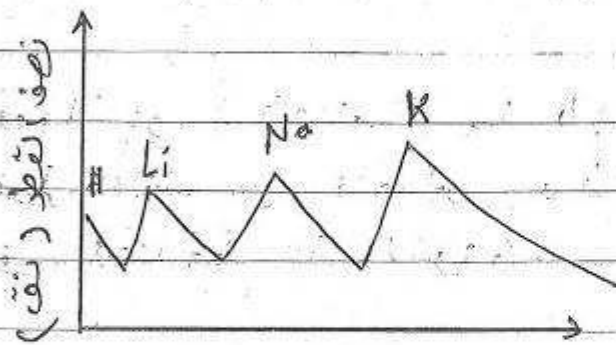
يقل نصف القطر وتزداد

(٤) في المجموعة الواحدة يزداد نصف القطر مع زيادة العدد الذري وذلك لتعدد الإلكترونات وابتعاد الإلكترونات عن النواة. \rightarrow



يزداد نصف القطر \rightarrow

وتنحط زيادة مفاجئة في نصف القطر كلما بدأت دورة جديدة



العدد الذري (Z)

نصف القطر التساهمي \rightarrow منصف المسافة أو نصف طول الهبة التي تربط بين ذرتين متساويتين ويقاس بواسطة الهبة $\cdot \lambda$

وان نصف القطر يبقى ثابتاً في جميع المركبات لذلك استناد منه في نصيب طول الهبة في الذرات المختلفة

$$\lambda = \lambda_A + \lambda_B$$

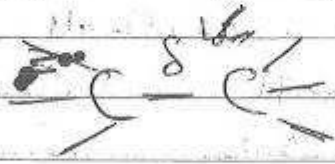
والتي وجد عليها بأن طول الأضلاع بين ذرتين يكون أقل من القيم النظرية وذلك لوجود السالبية الكهربائية ويجب أن يؤخذ بنظر الاعتبار الصفات الأيونية التي تظهر في الأضلاع التساهمية بين ذرتين مختلفتين نتيجة لاختلاف الكهروسالبية للذرتين.

$$\gamma_{A-B} = \gamma_A + \gamma_B - 0.09(E_{NA} - E_{NB})$$

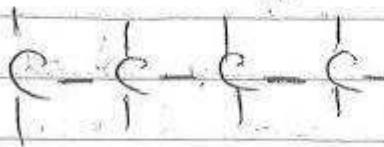
للغايات سوفيكر وستيفنسون.

(١) في الجزيء الجاهزة زمن الجدول الدوري يزداد نصف القطر التساهمي للعنصر وذلك لتعدد الأغلفة وبعد غلاف التكافؤ عند النواة.

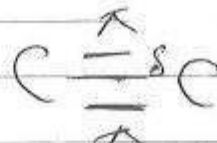
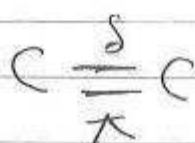
(٢) بينما نصف القطر التساهمي ثابت في المركبات الكهربية في حالة احتواء المركب على مقادير من الهالوجين.



نصف القطر التساهمي يكون ثابت في المركبات بين (C-C)



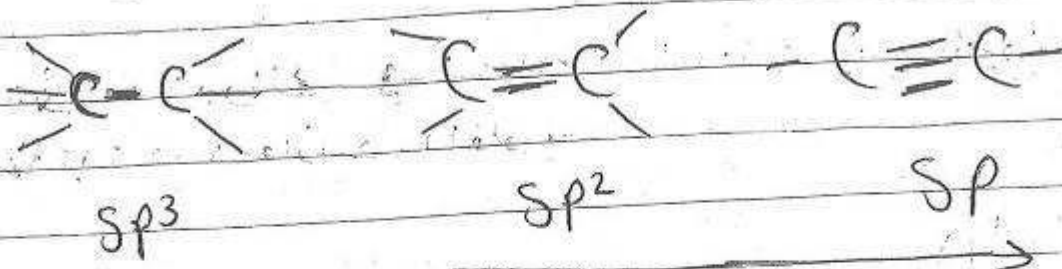
(٣) يقل نصف القطر التساهمي في المركبات كلما زادت رتبة الأضلاع التي عدد الهالوجين ما بين الذرتين



يقل نصف القطر ويقل طول الأضلاع δ وتزداد طاقة الأضلاع التساهمية

والنسبة في ذلك أت وجود الظاهر λ فمتاه زيادة فتأقل
 ما بين الموربتالات الذرية للذرتين وهذا يعني اقترابه
 فواتي الذرتين من بعضها البعض وبذلك تنقص المسافة

٤٤ يقبل هذه القطر التساهمي حسب نوع التوجيه



يقبل هذه القطر

كلا تزداد نسبة (S) يقبل طول المسافة التساهمية وذلك
 لأن أوربتال (S) أصغر من أوربتال (P) مما يقلل حجم
 الموربتالات الذرية الموجهة واتجاهه إلى قربة أوربتال (S)
 إلى المسافة بالمقارنة مع أوربتال (P).

نصف القطر الأيوني

هو المسافة بينه فواتي الأيون
 الموجب والأيون السالب أو هو المسافة بينه فواتي ذرتين
 أحدهما لا القابلية على فقدان الإلكترون وتتحول إلى
 أيون موجب (كما يحدث تأينه واضح) والآخرى لها طاقة
 اللفة الكروية عالية ولها قابلية عالية على تهيؤ اكتساب
 الإلكترون وتتحول إلى أيون سالب.

$$r_0 = r^+ + r^-$$

والفرقة تسمى قطر γ حد الأيونية لا بد من معرفة نصف قطر الأيون الآخر في حين أن العلاقة بينهما (γ_0) تسمى صيغاً بوساطة الأربعة السابقة.

طرق حساب ارتفاع القطر الأيونية

1- طريقة بيرال في لحساب العلاقات بين الأيونات γ_0 في حالات القلويات القوية.

$$\gamma_0 = \gamma^+ + \gamma^-$$

المادة
الكلية



$$\gamma_{KCl}^0 = \gamma_{K^+} + \gamma_{Cl^-}$$

$$\gamma_{NaCl}^0 = \gamma_{Na^+} + \gamma_{Cl^-}$$

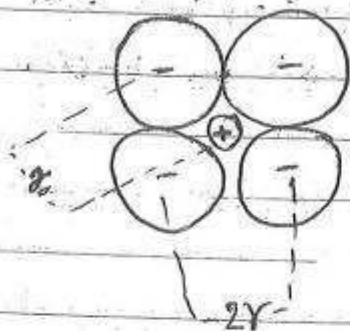
$$\gamma_{KCl}^0 - \gamma_{NaCl}^0 = \gamma_{K^+} - \gamma_{Na^+}$$

$$\gamma_{NaCl}^0 = \gamma_{Na^+} + \gamma_{Cl^-}$$

$$\gamma_{NaF}^0 = \gamma_{Na^+} + \gamma_{F^-}$$

$$\gamma_{NaCl}^0 - \gamma_{NaF}^0 = \gamma_{Cl^-} - \gamma_{F^-}$$

(د) طريقة هندية. قام بدراسة خاليدات الليثيوم
 $Lix (F, Cl, Br, I, X)$ حيث افترض أن أيون الليثيوم
 صغر جداً بحيث لا يمنع من تلاصق أيونات الخاليدات
 بعضها البعض وكلما زاد حجم أيون الخاليد كلما زاد
 فراغ هذه الأيونات.



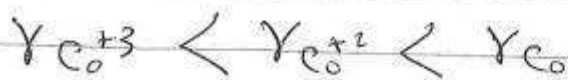
معروفة من
 المسعة السنية

$$\gamma_{LiI} = \gamma_{Li^+} + \gamma_{I^-}$$

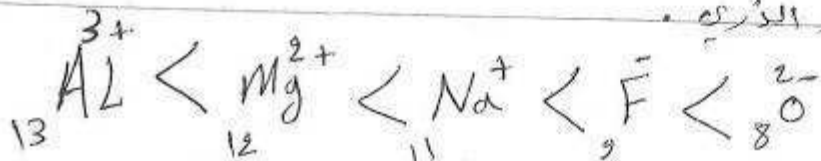
$$\gamma_{LiI}^0 = \gamma_{Li^+} + \gamma_{I^-}$$

(ا) يزداد نصف القطر قد المجموع الواحدة بزيادة العدد
 الذري والسبب في ذلك انه الزيادة الكبيرة الحاصلة في
 ثابت الجذب واما قوتها بالتجارة الفلية الحاصلة في

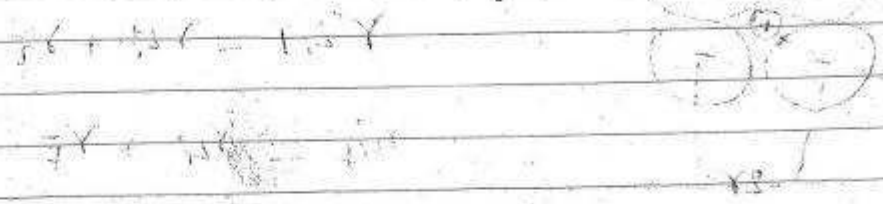
(ب) يزداد نصف قطر الأيون التالي بزيادة العدد الذري
 لعناصر المجموعة الواحدة. وذلك لنفس السبب في (ا).
 (ج) يقل نصف القطر الايوني بزيادة شحنة الايون الموجب
 (زيادة الشحنة) وذلك بسبب زيادة الشحنة الموجبة



(د) في الأيونات ذات الترتيب الإلكتروني المتماثل
 Isoelectronic يقل نصف القطر الايوني بزيادة العدد
 الذري. حيث يكون ثابت الجذب نفسه لذلك فأف



(هـ) تصف القطر الميوني الموجيب، اقل من تصف قطر النور
 التي تسبح في الماء، يسبح في الماء $\lambda = 0.4 \mu m$
 تصف قطر الميون السالبي، كبير من تصف قطر النور
 وذلك يسبح في الماء، ثابت الحجم $\lambda = 0.4 \mu m$ وبقا من تصف
 كما ان وجود شحنة سالبة اضافة يزيد من التفاعل
 بين الميونات مما يجعلها تنبعث عن بعض البعض اكثر
 وهذا يؤدي الى الحجم



(و) تصف قطر الميون الموجيب، اقل من تصف قطر النور
 التي تسبح في الماء، يسبح في الماء $\lambda = 0.4 \mu m$
 تصف قطر الميون السالبي، كبير من تصف قطر النور
 وذلك يسبح في الماء، ثابت الحجم $\lambda = 0.4 \mu m$ وبقا من تصف
 كما ان وجود شحنة سالبة اضافة يزيد من التفاعل
 بين الميونات مما يجعلها تنبعث عن بعض البعض اكثر
 وهذا يؤدي الى الحجم

(ز) تصف قطر الميون الموجيب، اقل من تصف قطر النور
 التي تسبح في الماء، يسبح في الماء $\lambda = 0.4 \mu m$
 تصف قطر الميون السالبي، كبير من تصف قطر النور
 وذلك يسبح في الماء، ثابت الحجم $\lambda = 0.4 \mu m$ وبقا من تصف
 كما ان وجود شحنة سالبة اضافة يزيد من التفاعل
 بين الميونات مما يجعلها تنبعث عن بعض البعض اكثر
 وهذا يؤدي الى الحجم

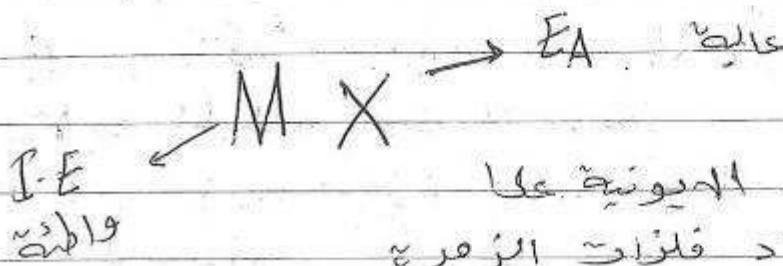
Ionic Compounds

المركبات الأيونية

يتكون المركب الأيوني عادةً من اتحاد فلز فعال جداً مع لا فلز فعال أيضاً حيث يفقد الفلز إلكترونات مولداً أيون موجب ويكتسب اللافلز الإلكترونات مولداً أيون سالب ولذلك يعتمد تكوين المركب الأيوني على وجود قابلية الفلز وعلى الألفة الإلكترونية للفلز ، ولهذا فمن الضروري توفر شروط لتكوين المركب الأيوني .

(أ) لا بد أن يكون لأحد المنتزعين القابلية على فقدان الإلكترون واحد أو إلكترونين دون أن تحتاج هذه العملية إلى طاقة كبيرة جداً ، أي تكون للفنصر طاقة متأينة وإيجابية .

(ب) لا بد أن يكون للفنصر الآخر القابلية على اكتساب الإلكترون واحد أو إلكترونين دون أن تحتاج العملية إلى طاقة كبيرة ، أي أن تكون طاقة الألفة الإلكترونية لهذا الفنصر عالية .



لذا فنفسر المركبات الأيونية على تلك المتكونة من اتحاد فلزات الزمراء (IA ، IIA) وبعض فلزات الزمراء (IIIb) وكذلك بعض العناصر الانتقالية التي تكون بحالة تأكسد عالية مع لا فلزات الزمراء (VIIb ، VIIIb) وكذلك مع النيتروجين .

خواص المركبات الأيونية

① المركبات الأيونية ليست موصلة جيدة للكهربائية في الحالة الصلبة وذلك بسبب ارتباط الأيونات بالذاتية البلورية ارتباطاً وثيقاً وعليه تكون المركبات موصلة صماً أي لا تفر صولة للكهربائية إلا عند انصهارها أو إذابتها في الماء وذلك يعود إلى وجود أيونات موصلة ونهائية في المنظر ولا حرية الحركة تحت تأثير المجال الكهربائي.

② معظم المركبات الأيونية درجتها انصهار وغليانها عالية.

③ مواد صلبة جداً إلا أنها ممتصة للماء وتذوب المركبات الأيونية في المذيبات القطبية التي لها ثابت عزل كهربائي عالي (dielectric constant).

$$E = \frac{q_1 q_2}{\epsilon r}$$

E = طاقة التجاذب بين الأيونية $q_1 q_2$

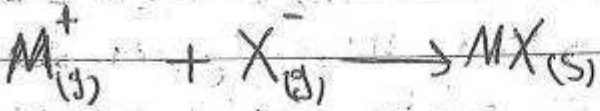
r = المسافة بين الأيونين

ϵ = ثابت العزل الكهربائي للوسط الذي يقطر بين

الأيونين

طاقة الشبكة البلورية Crystal Lattice Energy

مقدار الطاقة المتحررة عند ترتيب مول واحد من الأيونات الموجبة مع مول واحد من الأيونات السالبة بشكل متدري خاص يدعى بالشبكة البلورية.



$$E_{\text{att}} = \frac{-z^{+}z^{-}e^2}{r_0} \quad \text{طاقة التجاذب الألكتروستاتيكي (1)}$$

بين الأيونات z^{+}, z^{-}

وبما أن طاقة التجاذب الألكتروستاتيكي للتزوج الأيوني تمت الشبكة البلورية في لحظة القوى المؤثرة على هذا الزوج أي طاقة الترتيب التدري.

$$E_{\text{att}} = \frac{-M z^{+}z^{-}e^2}{r_0} \quad \text{(2)}$$

M = ثابت ماد لونداغ
 r_0 = المسافة بين الأيونين

و يلاحظ أن التناقض يكون عمداً عند المسافات الكبيرة ولأنه يزداد عند اقتراب الأيونات من بعضها وتكون طاقة التناقض موجبة.

$$E = E_{\text{att}} + E_{\text{rep}} \quad \text{--- (3)}$$

الطاقة الكلية
|
طاقة التجاذب
|
طاقة التناقض

ولقد اقترح بورن (Born) الطاقة الاثنية لطاقة الشاقر

$$E_{\text{exp}} = \frac{B}{\gamma n} \quad (4)$$

B = ثابت و (n) ثابت يعتمد على طبيعة الايونات
ولقد اقترح باولك اعتماد قيمة للثابت (n) يعتمد على
الترتيب الالكتروني للأيون وكما موضحة في الجدول.

التوزيع الالكتروني المناسب للتوزيع الالكتروني للفئات التالية	n
2 He	5
10 Ne	7
18 Ar	9
36 Kr	10
54 Xe	12

وعليه تكون الطاقة الكلية بالنسبة لعدد واحد من المرات

$$E = \frac{-M Z^2 e^2}{\gamma_0} + \frac{NB}{\gamma n} \quad (5)$$

N = عدد اقلوكادرو 6×10^{23}

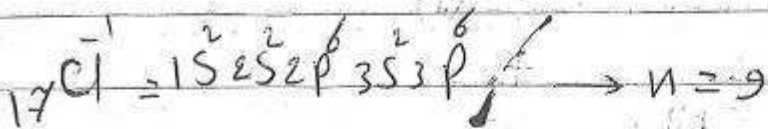
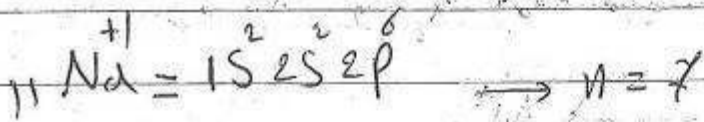
وفي حالة الاستقرار تكون حاله توازن ثابتة طاقة
التجاذب وطاقة الشاقر بحيث يصبح مقدار التغير في

الطاقة البلورية يتغير دالة العلاقة تساوي مقر $\frac{dE}{dt} = 0$

$$U_0 = \frac{-NMZ^+Z^-e^2}{\gamma_0} \left(1 - \frac{1}{n}\right) \quad (8)$$

معادلة بورن - لاندé لطاقة البلورة مكونة ايوني
Born - Lande equation

مثال احسب طاقة البلورة لمركب NaCl اذ $\gamma_0 = 0.281 \text{ \AA}^{-1}$ و $M = 1.74756$



$$n = \frac{7+9}{2} = \underline{\underline{8}}$$

$$U_0 = \frac{6.023 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} \times (+1)(-1) \times (1.6021 \times 10^{-19})^2 \times 1.74756}{0.281} \left(1 - \frac{1}{8}\right)$$

$$= -767 \text{ kJ/mol}$$

Born-Haber cycle

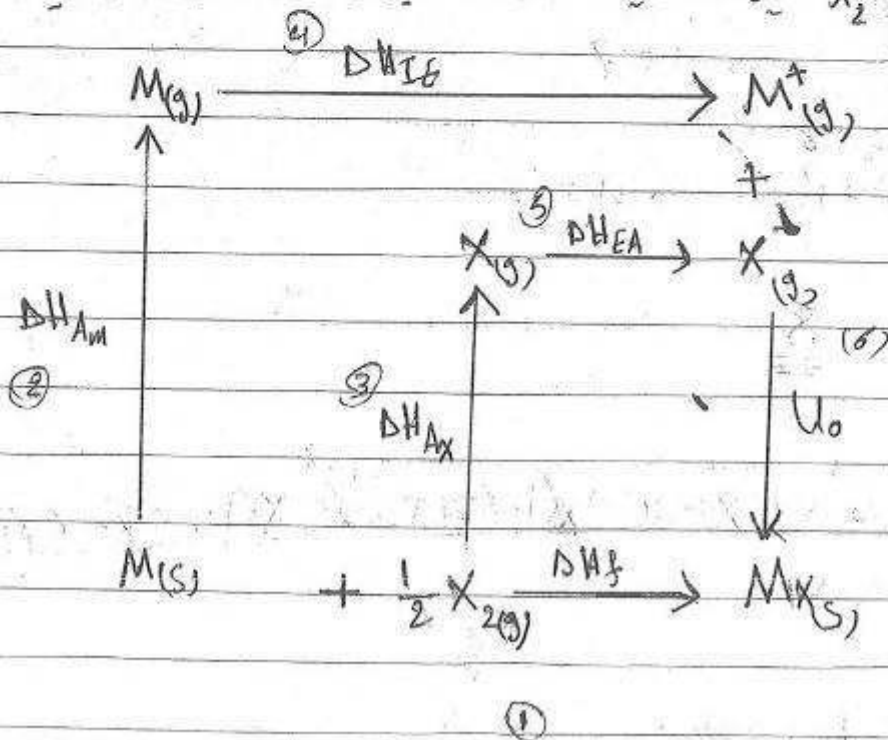
دورة بورن-هايب

تعتمد دورة بورن-هايب على قانون هيس (Hess's Law) للكمية الحرارية التي ينطلق منها (أو الأحرار المكتسبة أو المتحررة) في تفاعل كيميائي هي كمية ثابتة ولا تعتمد على عدد وطبيعة المراحل التي تستخدم لإحداث ذلك التفاعل.

إن التاليم الكوريه المولكواليفي **Standard Molar**

هو مقدار التاليم الذي يحاط به كلوية مول واحد من مركب ايوني من عناصر في درجة حرارة 298K وضغط واحد

وبالنسبة لتكوين مركب ايوني كيميائي فان كلوية (MX) من عناصر M و X₂ يمكن تمثيل دورة بورن-هايب كما آتي:



١) انتاجي الكولينز (ΔH_p) الذي يمثل انتاج M_y مع $\frac{1}{2} X_{2O}$ ونوعه M_x وهو مقدار سالب.

٢) انتاجي التذرية للفلز (ΔH_{Am}) الذي يمثل تحول M_y من الحالة الصلبة الى الحالة الغازية ثم تساوية انتاجي التسامي وهو مقدار موجب.

٣) انتاجي التذرية للفلز (ΔH_{Ax}) الذي يمثل تحول $\frac{1}{2} X_{2O}$ الى X_O وهي تمثل انتاجي التقلد الجزئي وهو مقدار موجب.

٤) انتاجي التأيين للفلز (ΔH_{IE}) الذي يمثل تحول M الى الايون M^+ وهو مقدار موجب.

٥) انتاجي الالفة الالكترونية للفلز (ΔH_{EA}) الذي يمثل تحول X_O الى الايون X^- وهو مقدار سالب.

٦) انتاجي الشبكة U_0 التي تمثل انتاج M^+ مع X^- لتكوينه MX_y وهو مقدار سالب.

واشتاداً الى قانون هنري نجد ان

$$\Delta H_f = \Delta H_{Am} + \Delta H_{Ax} + \Delta H_{IE} + \Delta H_{EA} + U_0$$

(+ + + - -)

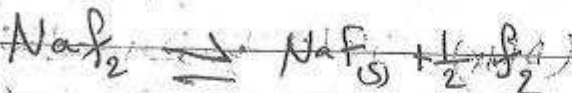
كما تزداد القيمة السالبة للانتاجي التكويني الكولي تزداد الاستقرار لذلك يستفاد من هذه الصيغ المعروفة مدد الاستقرار المركبات الكيماوية ومدد الاستقرار الصلبة الكيماوية المفترضة كما يمكن الاستفادة من

دورة بيورنت وريفاً في إيجاد قيم بعض أنواع الاستقطاب
 و يمكن قياسها بصورة مباشرة



$\Delta H_f^\circ (-)$
 واطئ

$\Delta H_f^\circ (-)$
 عالي



Polarization

الاستقطاب

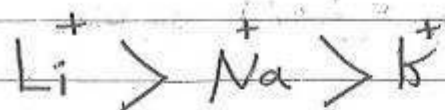
الصفة التساهمية في الصلة الأيونية

هو ظهور

لقد درسنا فاجانس Fajans الاستقطاب الذي يحدث
 للأيون السالب ويتبعه عند التجاذب بين السحابة الإلكترونية
 فيه مجال الأيون الموجب، وكذلك يمكن تقاؤل الأيون الموجب
 مع ذوات الأيون السالب، فعندما يكون الأيون السالب كبير
 الحجم وثقل الأيون الموجب فتحدث استقطاب كبيرة أكبر
 مع تدخل السحابة الإلكترونية لكلا الأيونين مع بعضهما
 وزيادة التدخل تظهر الصفة التساهمية.

ملاحظة: إذا احتوى المركب على أيون موجب صغير الحجم
 M^+ وأيون سالب كبير الحجم فإن الأيون الموجب
 يسهل الطاقة الإلكترونية على طول محور الجزئية.
 وبذلك تزداد الصفة التساهمية، أي كلما زاد الاستقطاب
 زادت الصفة التساهمية.

لقد اقترح قاجاز عدة قواعد كبرى للمستقطاب
١) يزداد الاستقطاب كلما زادت نسبة السحنة الى نصف
القطر، وبذلك تزداد الصفة السالبة.



٢) يزداد الاستقطاب عندما تكون سحنة الايون السالبة
وجبة كبيرة.

ان زيادة حجم الايون السالبة وسحنته تؤديان الى تقليل
دأثير سحنة النواة (البر) على السحابة الالكترونية للأيون
السالب مما يؤدي الى زيادة مرونته مما يؤدي الى تقصير المسافة
الالكترونية وبالتالي تزداد مقدرة على الاستقطاب
ويتبادر على ذلك فتوقع للأيونات السالبة الكبيرة مثل I^- و S^{2-}
و As^{3-} والأيونات السالبة عالية السحنة مثل As^{3-} و P^{4-} يكون لها
ميل عالي للاستقطاب وتكون مركباتهما متعادلة.

٣) يزداد الاستقطاب عندما يكون الترتيب الالكتروني للأيون
الموجب غير الترتيب الالكتروني للقاز النييل. ويوضح ذلك
من اجراء مقارنة مركبات القلويات القلوية مع مركبات
فلزية مثل (Cu, Ag, Au) التي تحتوي أيوناتها الموجبة
احادية الشحنة على 18 الةرون في الغلاف الخارجي
انما لاداة النحاس والفضة والذهب شحنة الذرات في
الماء ودرجات انصهارها اقل من درجات هاليدات
الصوديوم واليوتاسيوم والروبيديوم، فقلاً عن ذلك
فإن لأيونات Cu^+ , Ag^+ , Au^+ إلكترونات في غلاف (d)
وهذا يكون له قابلية جسيم اقل من اوربتال (s) و (p)
ويج الالكتروني الخارجية في القلويات القلوية لهذا يكون
لأيونات عائلة الخامس استقطاب أكبر من على الأيونات السالبة
من فلزات الاثرية القلوية.

القطبية تظهر العلاقة الأيونية في الامتصاص الضوئي
 ويصل بينه فرقتين أحدهما ذو قابلية عالية والآخر
 واملأه

تتعلق القطبية بواسطة العزم ثنائي القطب

$$\mu = q \times r$$

المادة
 الشحنة
 المسافة

كما زاد الفرق في السالبية

زاد العزم وزادت القطبية

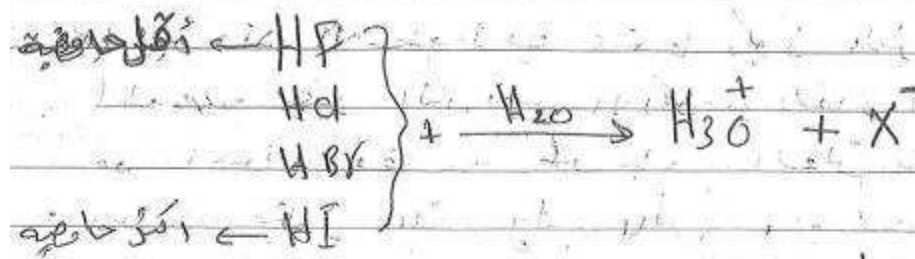
↑	HF	↑
	HCl	
	HBr	
	HI	
↓		↓

ما لدا في الظروف

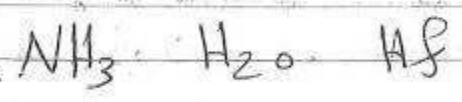
مع هذا السائل إذا انزلنا في الماء لنته كما

تزداد في قطبية الفقرة بزيادة ذرات

المركب الناتج فالذي يملك القطبية



يعتبر الماء أكبر قطبية من الأمونيا وذلك لأن الفرق
 في الكهرسالبية بينه (H₂O) أكبر من (NH₃) فضلاً عن
 وجود جارية الترونية على الأوكسجين أكبر مما على النيتروجين
 لوجود مزدوجين على الأوكسجين وفرد واحد على النيتروجين



تزداد القطبية
 بزيادة الفرق في السالبية

قابلية الذوبان
تزداد في المركبات الأيونية في المذيبات القطبية وتقل قابلية الذوبان كما زاد ظهور الصفة الشامية في المصرة الأيونية.

أقل شامية وأكثر أيونية (ذائب في الماء) AgF

تزدون في الأيونات الأقل قطبية ولا يذوب في الماء $AgCl$

$AgBr$

AgI

تكون أكثر شامية ولا يذوب في الماء

وذلك لأنها تحمل شحنة عالية نسبة للاستقطاب العالي الذي يملكه أيون الفضة على كل من Br^- و I^-

فقدت عن أن قابلية استقطاب أيون الفضة للأيونات

Br^- أعلى من قابلية استقطاب أيون الفضة لجزيئات الماء مما يقلل الذوبان

ملاحظة: معظم الملاح الأيونية التي تكون قريبا نسبة الشحنات الحادية التكافؤ (1+، 1-) مثل أملاح الفلزات القلوية تكون أكثر ذوباناً في المذيب القطبي من المركبات التي تحمل شحنة أعلى من الشحنات

$NaCl$

ذائب

ZnS

غير ذائب

كما أن الأيونات ثنائية التكافؤ تدخل في تكوينه مركبات قليلة الذوبان لأن درجة الاستقطاب للأيونات الموجبة

صائية الكافور ووجهدا الميوني هو اعدا مما قيد خالجا
 الايونات اجدادية الكافور مما يقوي الامور مع
 الايونات السالبة

كما ان المذيبات القير قطبية لا تذوب المركبات الأيونية
 اعمد من المصرة من نوع (ion-ion) في الحالة القطبية اعلى
 فكل من طاقة المصرة من نوع (ion-dipole) للمذيب اعمد تكون
 قيمة ثابتة القزل الكهربائي للمذيب مضمومة لذلك
 فأت المذيبات القطبية تذوب المركبات القطبية
 والمذيبات القير قطبية تذوب المركبات القير قطبية

لذلك لا يمتزجان ايدراولا
 تحصل اذوية
 CCl_4 - اواور
 فاندر فالز
 H_2O
 اواور هيدرومينة

تطبيقات أخرى للانثالبي البيكيمي

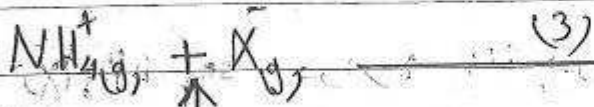
بالإضافة إلى الفائدة التي تأتي من البيكيمي البورية في تقدير مدى حدوث المواد البورية عند الصفات البيونية. يستلزم هذا في حساب الأمور المشقة.

(1) حساب اللقمة البيوتونية Proton affinity

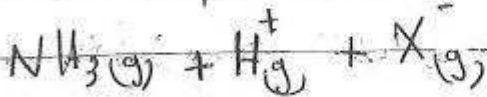
تستعمل تقويم ذلك من ذرات اللقمة البيوتونية (ΔH_p)



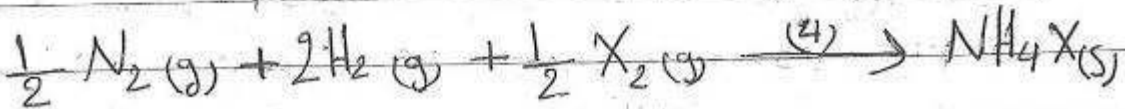
حيث يمكن استخدام دورة بون هاير لحساب اللقمة البيوتونية



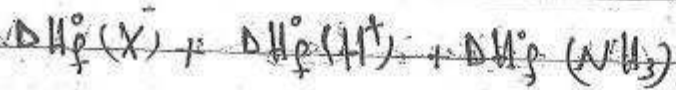
(2)



(1)



وتتضمن هذه الدورة الخطوات المشقة.



(1)

صحة يتم $\Delta H_f^\circ(H^+)$ حرارة تكويته H^+ ويشمل على مراحل
الانفلاق dissociation



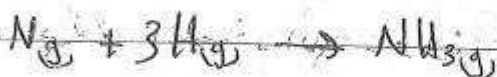
والثانية Ionization



كذلك قات $\Delta H_f^\circ(WH_3)$ يتم حرارة تكويته $NH_3(g)$ ويشمل على مراحل تفكك $N_2(g)$ في



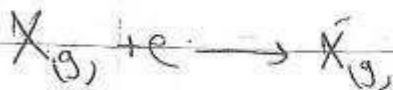
مضاعفًا إلى حرارة التفكك



وتشمل $\Delta H_f^\circ(X)$ على حرارة التبخير في حالة (Br_2, I_2)



والانفلاق



واللفة الإلكترونية للمزيد

٢٤ تميل حرارة تكويته ايون الأمونيوم NH_4^+ لتنتج
من اتحاد الأمونيا مع البروتونات وتدعى طاقة لفة
البروتونية للأمونيا (ΔH_p°)

٢٣ تميل طاقة الشبكة البلورية إلى للمركب الأيوني
عائد الأمونيوم

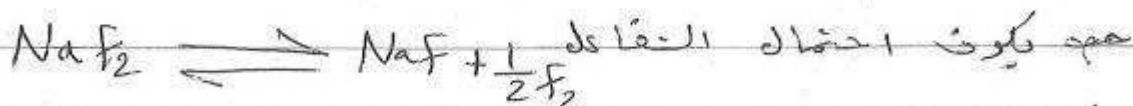
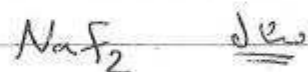
(د) مثل حرارة تكويتها للمركب الأيوني الطيب حاليه الامونيوم

$$\Delta H_f^\circ = -\Delta H_f^\circ(H^+) - \Delta H_f^\circ(X^-) - U_0 + \Delta H_f^\circ(NH_4^+) - \Delta H_f^\circ(NH_3)$$

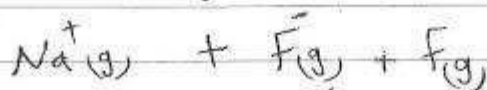
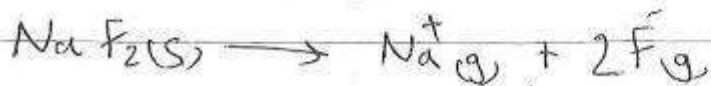
(هـ) استقرار مركبات فرضية
Stability of Hypothetical Compounds

أي أنه من المفضل اجزاء الخالي على رأسه كون قيمة
التالي السلبية للمركب المقروض صافية تقريبية لقيمة
التالي للمركب المقبول في الجدول الدوري.

وعليه نفترض كون NaF_2 مركب NaF_2 صافية تقريبية U_0
لمركب MgF_2 وكذلك كون $CaCl$ مركب صافية
تقريبية لقيمة U_0 لمركب KCl .



ويمكن تجزئة هذا التفاعل إلى عدة خطوات



وبما أننا نعلم أن تفرق القلويات يفترض أن القلوي الثاني

في NaF_2 مساوية تقريبا لقيمتها في MgF_2 (9.78A)

كيلو جول المول (ال) $\Delta H = 9.78A - 7.334$

$$\Delta H^\circ = 9.7092 - 6.0654 + 7.334 - 9.709 - 7.47$$

$$= -2303 \text{ K.J. mol}^{-1}$$

وعند حدوث تفاعل التأكسد المختزل الذاتي للمركب

NaF_2 ينتج مركب القلوي NaF وعناصر

القلوي وتنبهنا ثلاثة عناصر نتيجة للتأثير الثاني

لذرة الفلورين (6.0654 ك.ج.مول⁻¹) ولذلك لا يكون


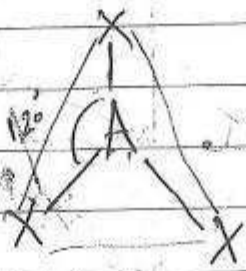
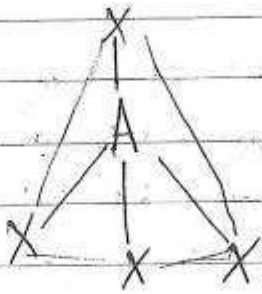
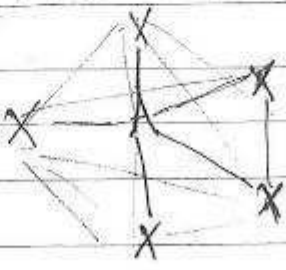
النتيجه من القلوي والفلورين مستقر

في الحالة الحرة بل في الحالة الجزيئية

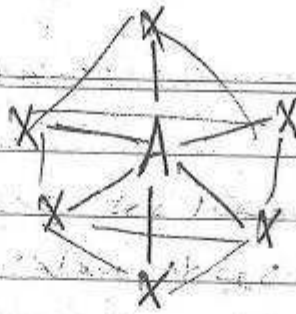
التي هي الحالة المستقرة

حساب عدد التناظر

يتم عدد التناظر بالاعتماد على حجم ذرات الأيونات بحيث يضمن تماثل الأيون المركزي مع جميع الأيونات المحيطة به وبالعكس لا بالسحنة وقلة أو عدم حصول تناظر ما بين الشحنتان المتضابيتين. ويصل عدد التناظر الحد الأقصى لعدد الأيونات المحيطة بالأيون المركزي.

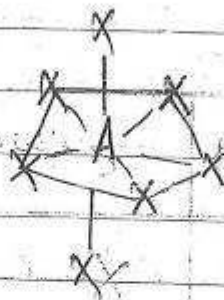
التوزيع الفراغي (عدد تناظر)	الشكل الهندسي الناتج	عدد التناظر
linear مستقيم		AX_2 (2) عدد التناظر
triangular مثلث مستوي		AX_3 (3)
tetrahedral رباعي السطوح		AX_4 (4)
ثنائي الهرم المثلثي		AX_5 (5)
Trigonal bipyramidal		

Octahedral AX_6 مكعب



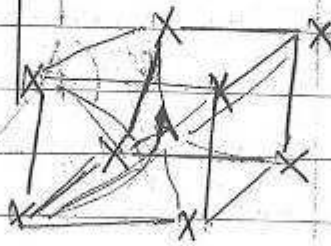
AX_6 (6)

Pentagonal bipyramidal AX_5 مكعب



AX_5 (5)

Cube AX_8 مكعب



AX_8 (8)

كما سبق ذكره يمكننا تصور بنية البلورة الأيونية مكونة من
 أيونات سالبة للأيونات السالبة كبيرة الحجم بينما تمثل الأيونات
 الموجبة الصغيرة الحجم الفجوات المكونة بين الأيونات السالبة

وبعبارة أخرى يتحدد العدد التناسقي للأيون الموجب بمقدار
 الشحنة بين حجم وحجم الأيون السالبة أي الشحنة بين نصف
 قطر الأيون الموجب والسالب.

النسبة $\frac{r^-}{r^+}$	النسبة $\frac{r^+}{r^-}$	العدد التناسقي للأيون الموصوف	الشكل
4.144 - 6.445	0.155 - 0.225	3	ثلاثي triangular
2.41 - 4.144	0.225 - 0.414	4	رباعي السطوح tetrahedral
1.37 - 2.41	0.414 - 0.73	6	ثماني السطوح octahedral
0.00 - 1.37	0.73 - 1	8	مكعب cube

كلوريد الصوديوم NaCl

$$r_{\text{Na}^+} = 0.95 \text{ \AA}$$

$$r_{\text{Cl}^-} = 1.82 \text{ \AA}$$

$$0.521 = \frac{0.95}{1.82} = \text{عدد تناسق } \text{Na}^+$$

عدد التناسق في الجدول قانته يحدد

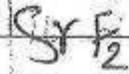
عدد التناسق k في

شعاعي السطوح

عدد تناسق $k = 6$ أي نسبة الشحنات تناسق 1:1

$$Y_{Sr^{+2}} = 1.13 A^{\circ}$$

$$Y_{F^{-}} = 1.36 A^{\circ}$$



عدد تناظر $Sr^{+2} = \frac{1.13}{1.36} = 0.83$ فانه من الجدول متوقع (8) كعب

عدد تناظر $F^{-} = \frac{1.36}{1.13} = 1.20$ فانه (8) كعب

وهكذا يكون عدد ايونات الفلوريد F^{-} و
ايونات السترونتيوم Sr^{+2}

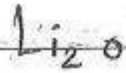
$$\text{عدد تناظر } Sr^{+2} = 2 \times \text{عدد تناظر } F^{-}$$

$$2 \times \text{عدد تناظر } F^{-} = 8$$

$$\text{عدد تناظر } F^{-} = \frac{8}{2} = 4$$

اذ كان عدد تناظر F^{-} يجب ان يكون (4) هرم رباعي المثلج
والتيبة الاخرى ملح SrF_2 يكون ايون Sr^{+2} مركزه
لكعب يحاط بيثمانية من ايونات F^{-} مرتبة على رؤوس
المكعب ويبقى الثامن ولكل من ايون الفلوريد يكون مركز
لهرم رباعي المثلج تكون ايونات Sr^{+2} مرتبة على رؤوس
الهرم

$$V_{Li^+} = 0.6 \text{ \AA}^3$$



$$V_{O^{2-}} = 1.4 \text{ \AA}^3$$

$$\text{عدد تنسيق } Li^+ = \frac{0.6}{1.4} = 0.428 \approx 1 \text{ أي يقابل عدد التنسيق (6)}$$

$$\text{عدد تنسيق } O^{2-} = \frac{1.4}{0.6} = 2.3 \approx 3 \text{ أي يقابل عدد التنسيق (8)}$$

$$\text{عدد تنسيق } O^{2-} = 2 \times \text{عدد تنسيق } Li^+$$

$$2 \times 4 = 8$$

$$\text{عدد تنسيق } Li^+ = \frac{8}{2} = 4 \text{ مما يتوافق مع الرتبة}$$

البنية البلورية للمركبات الأيونية Structure of Ionic Crystals

تبلور الفلزات على ذرات هيئات مختلفة تعتمد على
انتصاف قطر الذرات للفلزات أي على الحجم وفي
هذه الحالة تتراص الذرات بجالات تنسيق مختلفة

إذا كانت التراص متقارب فأيئة الذرات يسأ رص
محكم (أي الفراغات قليلة)
وإذا كان التراص أكثر تباعد فأيئة الذرات يسأ رص
غير محكم (أي الفراغات كبيرة)

أي أن الفلز يمكن أن يتبلور ببلورات مستطبة

١١ رص مجام كاهي مركزي الاوجه (المستطبة مركز اوجه)

١٢ رص مجام كاهي مثل ZnS (Wurtzite)

١٣ رص كاهي مركزي الجسم

مثال على النوع الثاني هو ZnS

مثال على النوع الأول $NaCl$

ونوع الثالث $CsCl$

Covalent Compounds

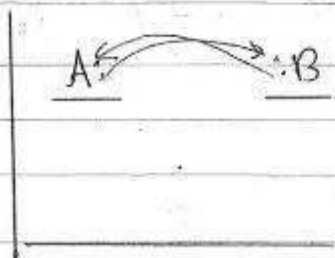
المركبات التساهمية

لقد عرفنا لويس ولا تكور الأهرية التساهمية في الأهرية المتكونة نتيجة اشتراك ذرتين أو أكثر بالكتروناتها لتكوينه جزيئة وه استعمال الأكترونات الموصولة في عملاق الشكافو

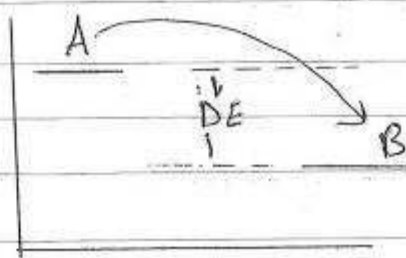
أما التفريق الحديك للأهرية التساهمية هو مقدار طايحط من تغير في الطاقة عند الاقتران ما بينه الذرتين لتكوينه نظام ذو طاقة منخفضة أو مستوى طاقة أعلى عند الوصول إلى مسافة بين الذرتين تما مسافة التوازن

أما كيف تكون الأهرية التساهمية وتغير جزيئة تساهمية مستقرة عند حالة التوازن هو تغير ياعن الجولية من ويتم تكوينه الأواهر التساهمية يا تياح الشروط المتكافئة

(أ) أيجاد الصفة الأيونية وهذا يعني أن طاقة الأكترون للذرة A يجب أن تكون مساوية أو فقارية إلى طاقة الأكترون للذرة B كشرط لا اتحاد الذرتين وتكوينه أهرية ذات الأكترونات مستوكة كما في الشكل (ب) أما إذا كان هناك فرق في مستويات الطاقة بحيث تكون طاقة الأكترون للذرة B هي أقل بكثير من مستوى طاقة الأكترون للذرة A فسوف ينتقل الأكترون من A إلى B ويكون مركب أيوني A^+B^- كما في الشكل (ج)

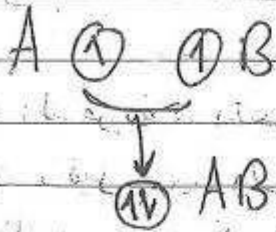


(أ)



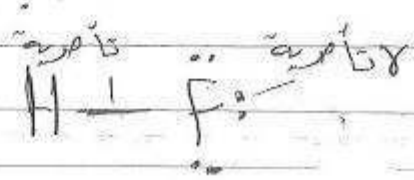
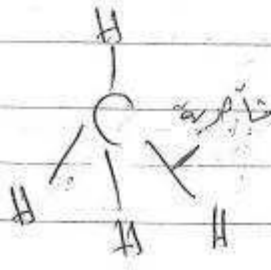
(ب)

٢) تتكون المصرة الضامية من المشترك الإلكتروني بحيث يكون مصدر كل الذرات ذرة فعيلة بطريقة تظهر عدم تطوّر تفاعل بين السحابة الإلكترونية المشتركة في تكوين المصرة، أي يجب أن أفتح

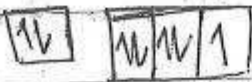
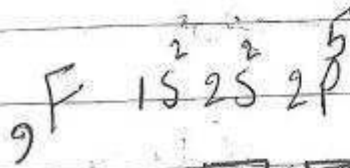
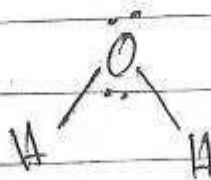
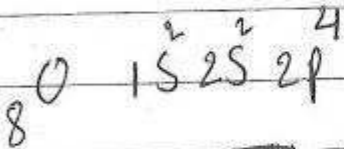
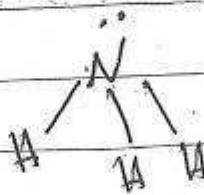
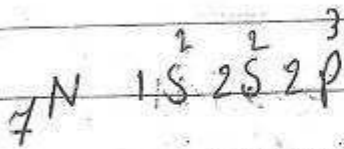
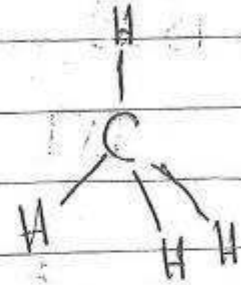
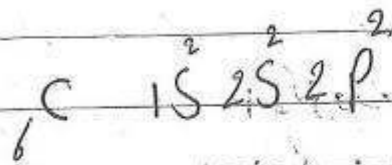


فأعدّه ياوله للاستعداد وذلك بكمية الحركة البرصية للألكترونات

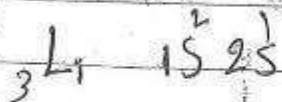
٣) من المصرة تتكون عندما تدخل الأوربتالات الذرية بين الذرتين المتحدتين بحيث تملأ السحابة الإلكترونية المشتركة أكبر حجم مما بينت فتوازي المدارتين أو عمادياً وتعدا إلى زوايا الحيز المشترك. فابعد التوازي والسحابة الإلكترونية المشتركة، صم الأيونات المرصودة في الأوربتالات الذرية المتحدة لتكوين الأوامر والتي تكون أوربتالات متعامدة في التماثل الأوربتالي. تتماثل بالأيونات التآصية، أما إذا كانت تماثل أوربتالات الذرة A مختلفاً عن تماثل الذرة B فلا يحصل تداخل ولا تتماهم في تكوين الأوامر وتتما بالالتوازي التآصية. وفي حالة وجود النوعين في الحيزية أي تآصية ولا تآصية فإن ترتيب التآصية المرصودة التآصية والتآصية حول الذرة المركزية يجب أن تكون متبايناً عند قدر الامكان



في معظم الجزيئات لها حد اقصى لانظمة الشكافو الذرات
 المتحدرة والكونية لجزيئية في معظم الاحيات يكون هذا
 الحد الاقصى (8) سببا بناء لويس للاكتفاء الثماني ، ويمكن
 ان نطبق هذه القاعدة على جميع الذرات التي لها اقلية
 قانونية من نوع s , p في اقلية الشكافو .



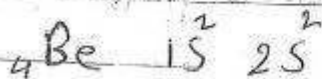
ملاحظة عند تكوين ازمة تساهمية بين عنصرين فيها
 نقصا في الالكترونات مثل (Be, Li, B) مواد
 كانت الاصل متجانسة بين ذرتين او غير متجانسة
 فان عدد الاوامر الناتجة بالاعتقاد على خلاف الشكوك
 لا ينطبق الاكتفاء الشافعي.



III

الالكترون واحد في غلاف الشكوك

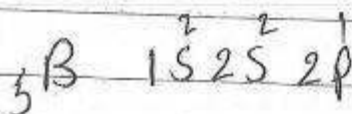
لذا يكون ازمة واحدة



IV

الالكترونين في الغلاف الشكوكي

لذا يكون ازمة اثنين



IV

III

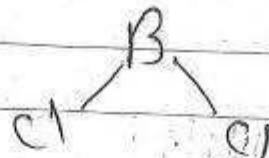
B*

IV

IV

Cl

Cl



مركب ناقص الاكترونيا

ومن المركبات الناقصة الاكترونيا هي LiCl و LiCl_2

وهذا ناتج عن وجود اوربิทัลات فارغة في الغلاف

الشكوكي لهذه المركبات لذا يمكن الوصول الى الاكتفاء

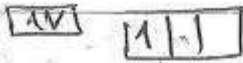
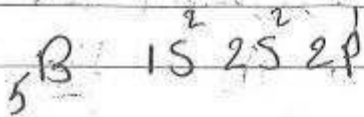
الشافعي لهذه الذرات بإدخال مزدوجات اكترونية

الى الاوربิทัลات الفارغة بواسطة مركبات او ايونات

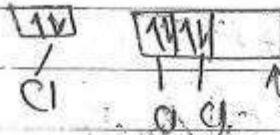
لا مزدوجات نضع الى الاوربิทัลات الفارغة وسبب

المركب المطاوع للمزدوج بقاعدة لويس اما المركب

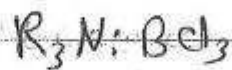
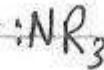
الذئ لولج اوربٹالز قارئة بجاء لولبلا كل Bcl_3



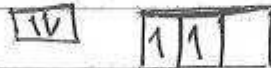
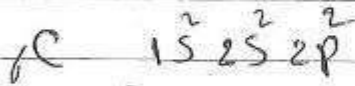
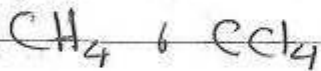
B^*



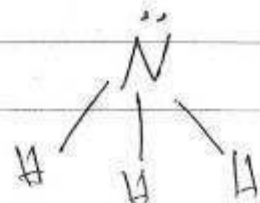
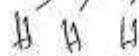
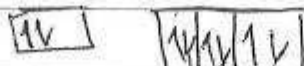
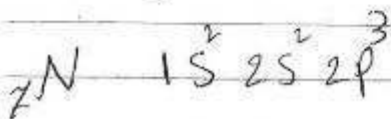
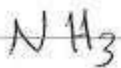
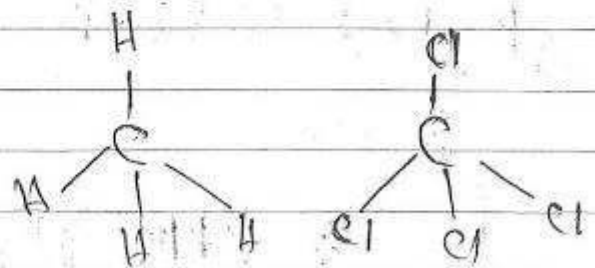
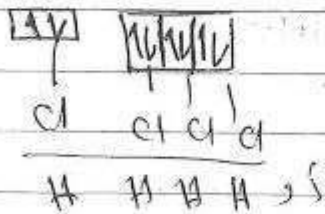
اقانة قارة لولبلا



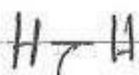
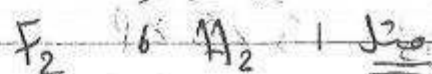
اذا عدا يكون عدد الالكترونات في عناق التكا في عن ربيعة عمار فوق في هذه الحالة فيلك الوصول الى حالة الاستقرار لتكوين المركب التساهمي وتكوينه بناء لولبلا



C^*



وتميز الجزيئة التي تحتوي على نوعين من المزدوجات
 أقل استقراراً من تلك الخالية من المزدوجات الأتامية



مزدوج تأمري

103 Kcal/mole



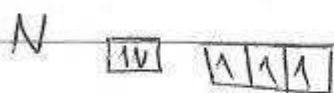
مزدوج تأمري

مزدوج تأمري

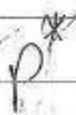
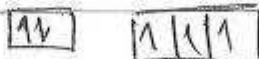
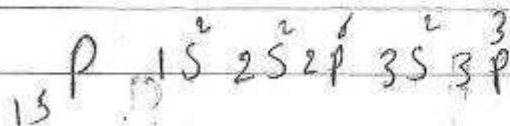
33 Kcal/mole

بمعنى زيادة التعاقب ما بين المزدوجات الأتامية والتأمرية
 للجزيئة لذلك تكون أقل استقراراً

أما في العناصر الرئيسية أو الهلجنة تبدأ من ضرورة
 الكتلة ولوجود أوربتال (d) فارغ مما يؤدي إلى
 زيادة عدد الإلكترونات المنفردة في غلاف التكافؤ



Pd

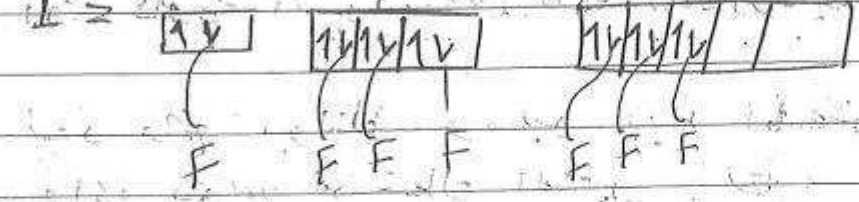


d d d d

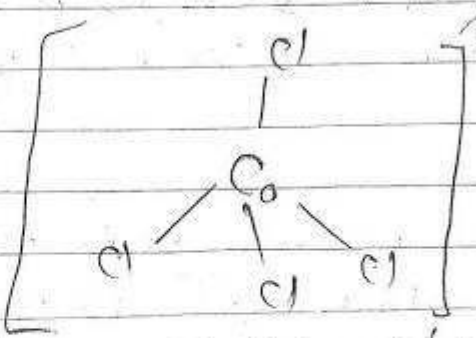
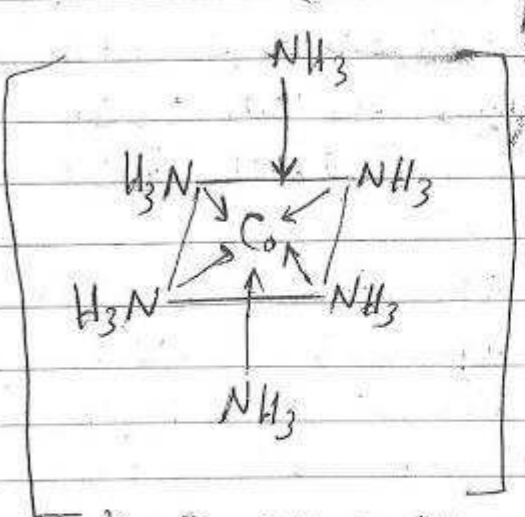
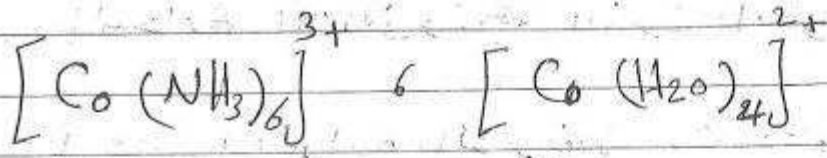
في هذه الحالة تدخل على
 اكتفاء أعلى من الشغلي في غلاف التكافؤ إلى

قد تحاط الذرة المركزية في هذه الحالة بـ 6 ذرات

حيث حسب عدد الإلكترونات المنقولة التي تستطيع
 أن تشكل أكثر عدد من الأوربيتالات الفارغة في الغلاف
 مثل IF_7 , PCl_5 , SF_6 , IF_7 , PCl_5



في حيث تكون العناصر الانتقالية أو من تناسقية مع
 جزيئات حاوية على عناصر ذات كهرسلبية عالية وفيها
 مزدوج أو تأري أو مع أيونات عالية الشحنة بحيث
 تدخل المزدوجات إلى الأوربيتالات الفارغة المتوافرة
 في غلاف التكافؤ لأيون الفلز الانتقالي، وتسمى المركبات
 الناتجة أو المعقدات بالمركبات التناسقية



تعتبر المركبات التناسقية متعادلة
 كهربائياً لذلك تتأثر بدرجات

الحرارة وتخلبات واطئة لذلك تضع القوة التي تربط
 بين الجزيئات والمسولة عند هذا الانخفاض ثم قوداً فاندرفالز

نظرية الصلة التكافؤ Valance bonding theory

تصدر على قرصان لويس في تفسير
الاصلة التساهمية بين ذرتين او عن طريق ولف الصلة تتكون
بازدواج الالكترون الذرة مع الالكترون الذرة الاخرى على
ان تكون الحركة البرمية للالكترونين متعاكسة .

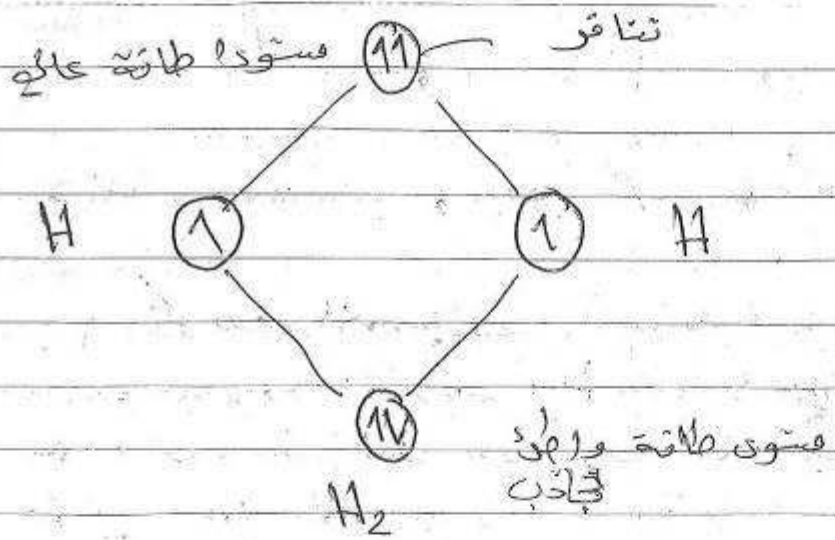
لقد وضع بولتك وسليتر بعضا المقترحات على هذه النظرية
والتي توضح من خلال التغير بالطاقة الناتجة من السماح
لذرتين من الهيدروجين في تكوين الجزيئية هناك في
التي تتحرك في عملية تكونه الصلة .

١) عند ما تكون ذرة الهيدروجين بعيدة عن الذرة
الاخرى بحيث لا تتصل نواة احد الذرتين بالسحابة
الالكترونية المتذبذبة بالذرة الثانية . وفي هذه الحالة
تكون طاقة الصلة صفر لان كل نواة لا تتحسس
بالسحابة الالكترونية للذرة الاخرى .

٢) عند اقتراب الذرتين من بعضهما هناك قوتين تجاذب
وهي قوة تجاذب نواة الذرة الاولى للسحابة الالكترونية
للذرة الثانية وبين نواة الذرة الثانية والسحابة الالكترونية
للذرة الاولى .

٣) عند ازدياد الاقتراب تكون دالة الموجة لكل
الالكترون لذرة الهيدروجين ذات برعم موازي للحركة
البرمية لدالة الموجة للالكترون الاخر فيحصل تناظر
بين دالتي الموجة للالكترونين مما يؤدي الى قلة
استقرار الجزيئية (٤) وللوصول الى حالة الاستقرار

قادت الحركة البرومية للألكترون لإحدى الذرتين مما أسهل
 الحركة البرومية للألكترون الذرة الثانية فتنتج طاقة
 الجزيئية وتنتج طاقة نتيجة تكوينه اهارة ما بين
 الذرتين وفي هذه الحالة نصل الى حالة توازن نتيجة
 اقتراب نواتي الذرتين الى ان يحددها فيما بينها التوازن
 في هذه الحالة تتحدد دالة الموجة للجزيئية وهي تتحدد
 اقترابية الجزيئية لاجموع الاوربتالات تشمل تبادل
 وتتساوى في التجاذب بين نواتي الذرتين والالكترونات
 المتحركة معها وكذلك على الجيب المتبادل والالكترونات
 على نواتي الذرتين



Molecular orbital theory

نظرية الاوربتال الجزيئية

تأخذ هذه النظرية بنظر الاعتبار جميع الالكترونات
 السائبة لكلا الذرتين المتكونتين في الهارة التساهمية
 ولا تقتصر على الالكترونات الموجودة في غلاف التكافؤ
 وان الاوربتالات الذرية لكلا الذرتين تتصاوم في تكوين
 نوع اخر من الاوربتالات سماها بالاوربتالات الجزيئية

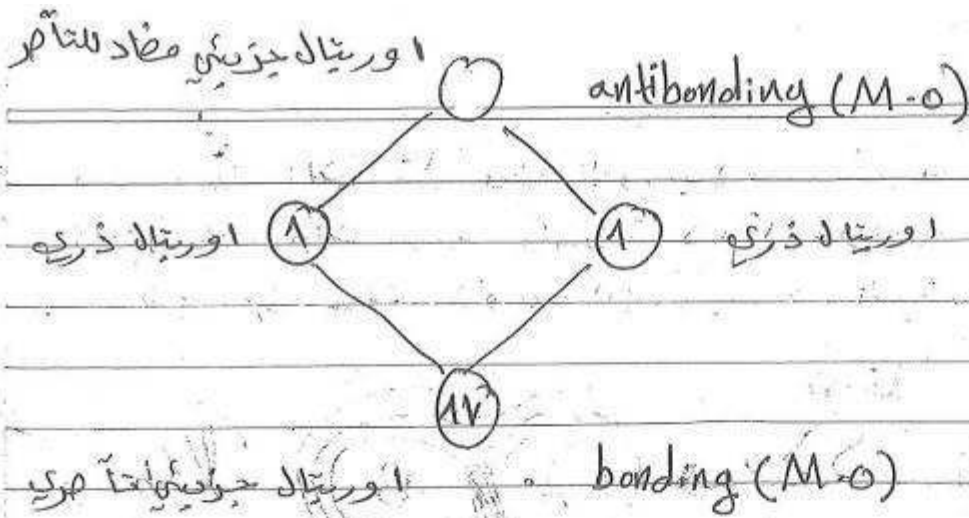
على ان يكون عدد الاوربتالات الجزئية مساوية لمجموع الاوربتالات الذرية لذرتين المتحدتين كذلك عدد الاوربتالات التي تحتويها الاوربتالات الجزئية يكون مساوية الى عدد الاكترونات في الاوربتالات الذرية لكلا الذرتين وهذا يعني ان جميع الاكترونات لكلا الذرتين تقع تحت تأثير النووية وتحتل الاوربتالات الجزئية الناتجة منه تسلسل مستويات طاقاتها كما يحل عند اتباع توزيع الاكترونات في الاوربتالات الذرية وتسمية التماثل للاوربتالات الجزئية يعتمد على نوع الاوربتالات الذرية المكونة لها

d s p s اوربتالات ذرية

دلتا و باي و كاي و اوربتالات جزئية

يتم تكوين الاوربتالات الجزئية عن طريق اتحاد الاوربتالات الذرية بطريقة الارتباط الخطي اى عند اتحاد ذرتين عن طريق الاوربتالات الذرية يتولد نوعين من الاوربتالات الجزئية احدهما ذو مستوى طاقته واطئ الى اقل مستوى من مستوى الاوربتالات الذرية ~~ويجسم~~ ويصحبها الاوربتالات الجزئية الطامرة والآخر

ذو مستوى طاقة اعلى من مستوى طاقة الاوربتالات الذرية ويصحبها الاوربتالات الجزئية المقاد للنأمر



تكون الكثافة الإلكترونية المشتركة بين الذرتين أو نواتي الذرتين بأعلى تركيز في الاوربتالات الجزيئية التآثرية وهذا يؤدي الى زيادة جذب نواتي الذرتين لهذه الكثافة الإلكترونية إضافة الى جذب نواتي الذرتين عن بعضهما البعض مما يسهل عملية التآثر بين النواتين كما هذا التجاذب العالي وقلة التآثر بين النواتين يؤدي الى زيادة التداخل بين الاوربتالات الذرية وبالتالي زيادة الاستقرار الجزيئية وانخفاض مستوى الطاقة للاوربتال الجزيئي التآثري

$$\psi_b = \psi_A + \psi_B$$

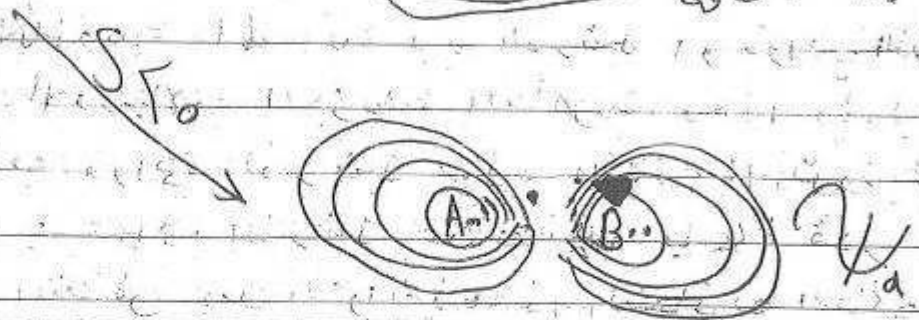
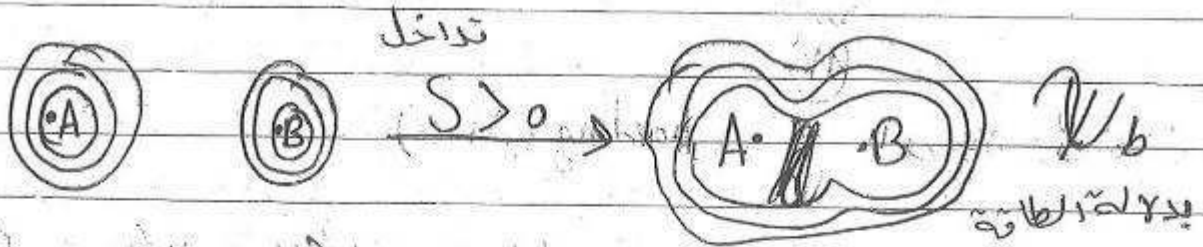
دالة الموجة التآثري

اما الاوربتالات الجزيئية المضادة للتآثر فتتواجد الطردويات في فضائات غير تابعة لجذب النواتين فتقل الكثافة الإلكترونية الموجودة بين النواتين وبذلك يقل جذب النواتين التواثني فيزداد تعرض النواة الاولى او الثانية النواة الثانية للكثافة الإلكترونية مما يؤدي الى حصول تآثر فتقل استقرارية الجزيئية مما يعكس اتجاه التآثر

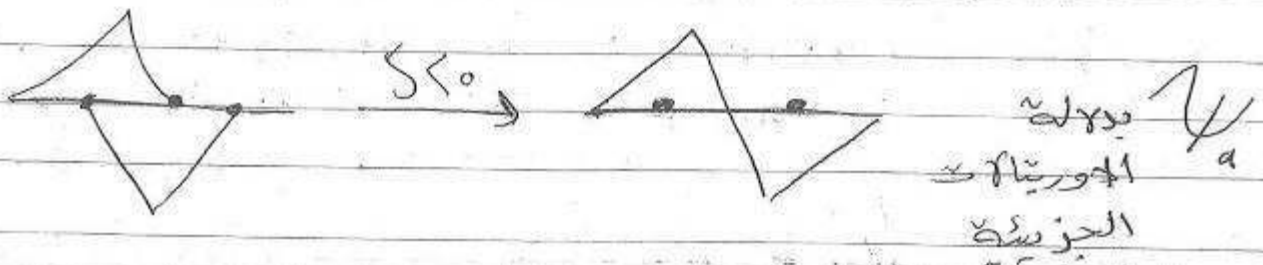
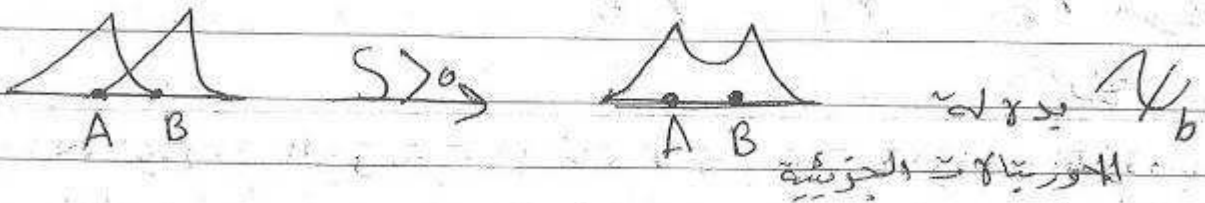
$$\psi_a = \psi_A - \psi_B$$

دالة الموجة ضد التآثر

أي أن التداخل بين الأوربتالات الذرية لتكوين الأوربتالات
 الجزيئية التأخرية يكون تدخلا عميقا ويكون التداخل
 سالب في حالة تكوين الأوربتالات الجزيئية المتأخرة للتأخر

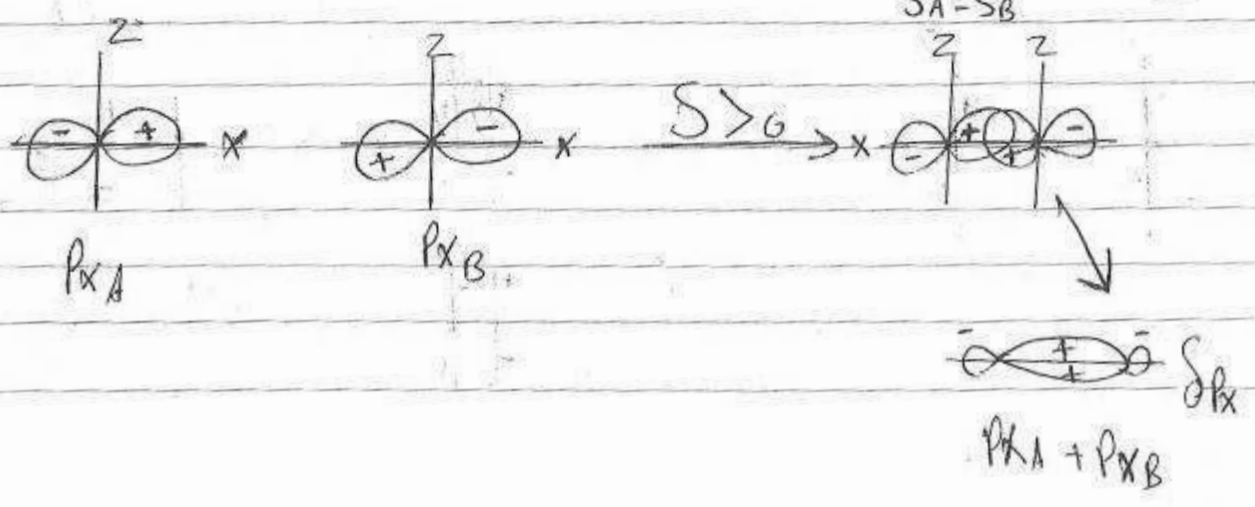
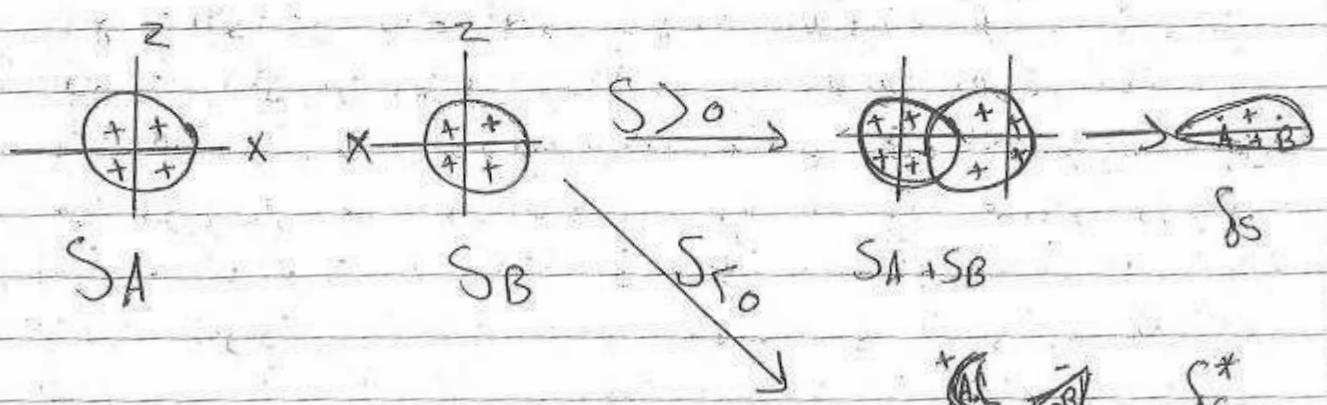


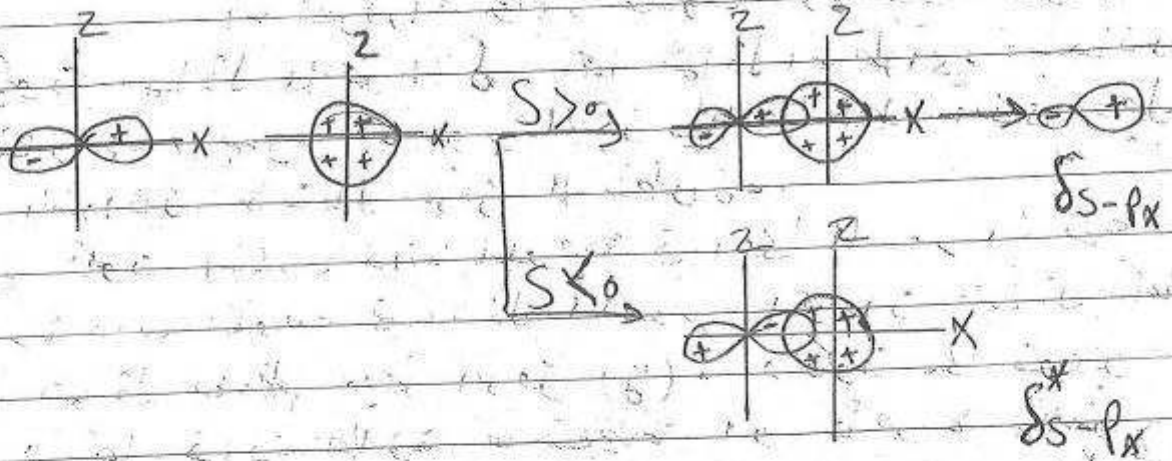
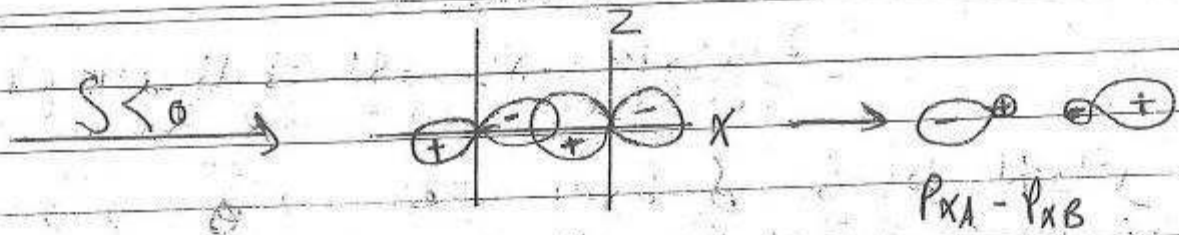
$$\psi_A + \psi_B = \psi_b = \psi_b$$



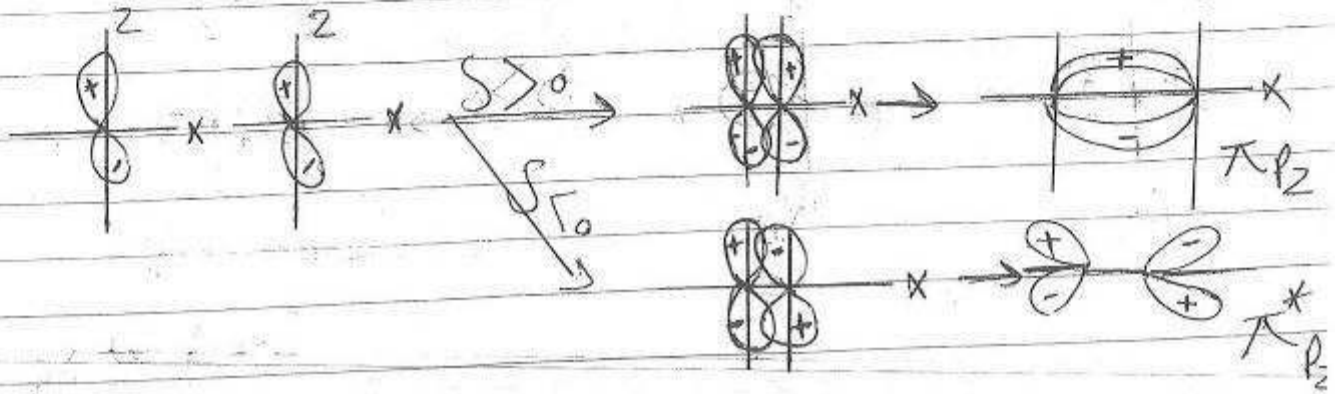
انواع التداخل في الامواج الجزئية

(1) نوع δ : تصير امرة δ من اثنى الاوامر
 استقراراً والتي تتكون اولاً بين الذرتين
 ويكون تماثل الامرة δ كما تماثل اطرانتي متجانس
 الامارة ويمر بمحور الجزئية الخط الذي يربط
 بين النواتين من خلال مركز الاطرانتي.
 لذلك تكون اشارة دالة الموجة في اعلى المحور مساوية
 لاشارة دالة الموجة في اسفل المحور اي من تماثل كما
 يكون تماثل منتظم يعطى الرمز (δ) وتكون عدداً ترميز
 امرة كما ذات طاقة منتظمة او تأميرة والنتيجة
 الاخر ذو طاقة عالية او ضد التآثر ويعطى الرمز δ^* .

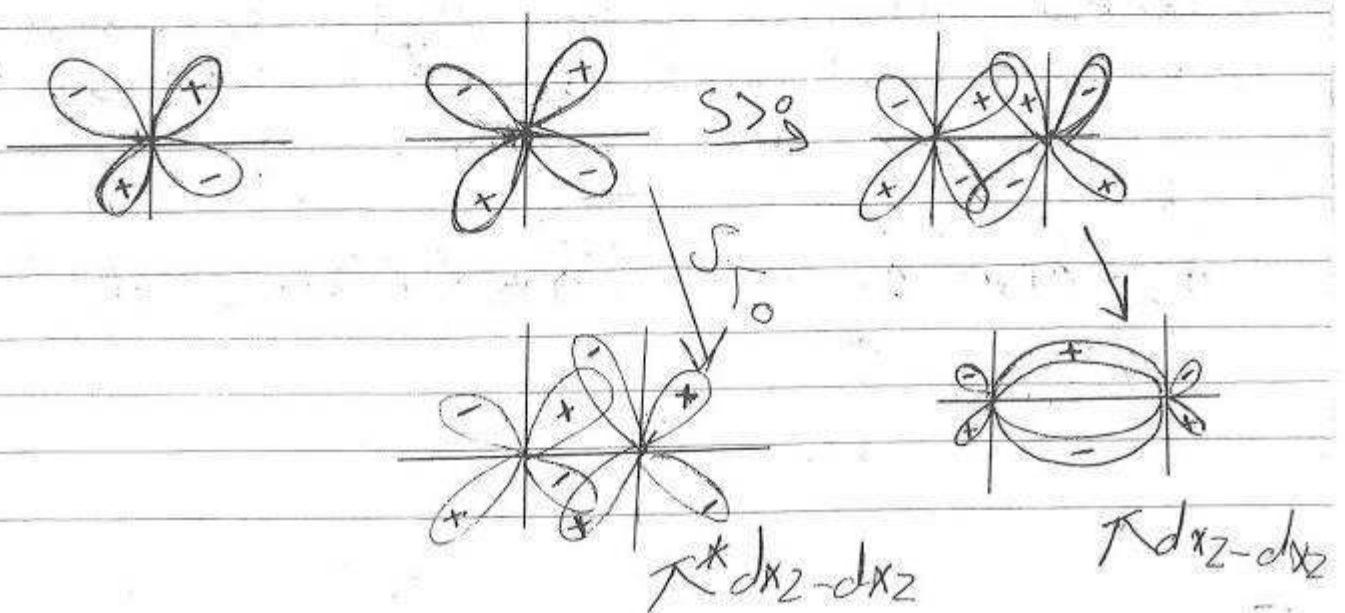
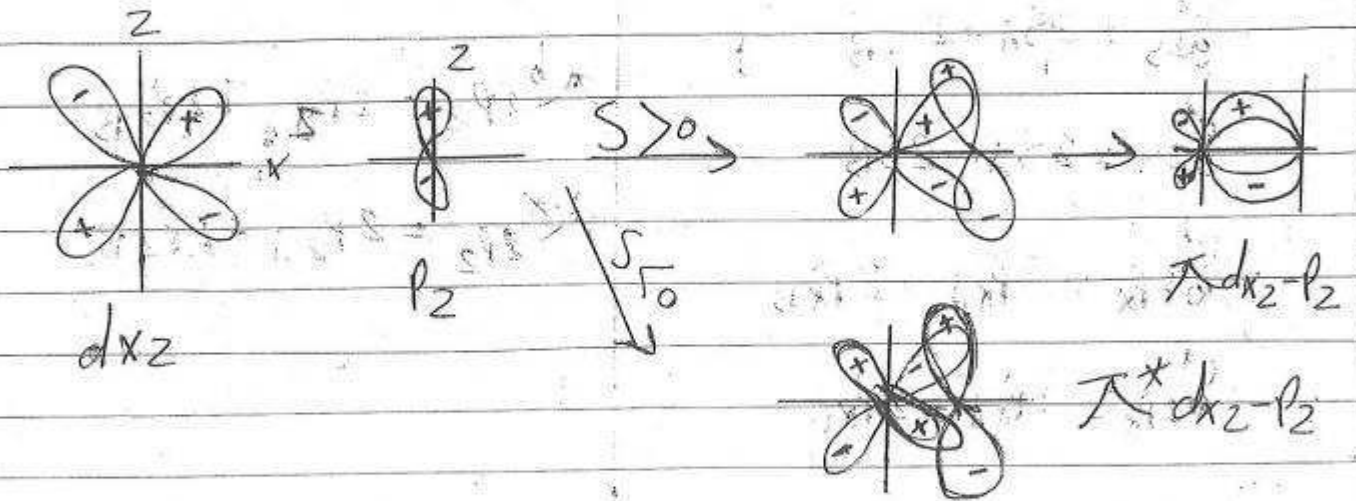
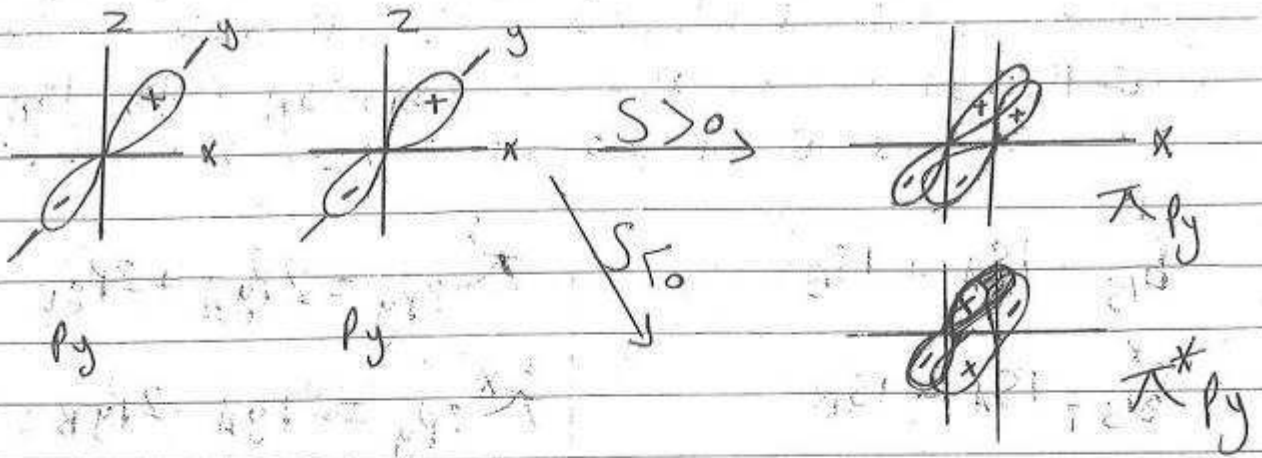




(c) امرة π تكون امرة باي اضعف من امرة $\pi/2$
 في الداخل بينه الاوربتالات المكونة لهذه الامرة
 تكون اقل من اثنى يحط عند تكوين امرة $\pi/2$.
 ان الاوربتالات الذرية التي تتجمع في الاوربتالات الجزيئية
 من نوع π هي اوربتالات p_y و p_z وبعض اوربتالات
 (d) ويكون الداخل في اعلى واسفل محور الجزيئية
 لذلك تكون اشارة دالة الموصلة في الاعلى فتختلف عن
 الاشارة في الاسفل ويكون التماثل غير منتظم ويرفده
 • (u)



ويكون مستوى طاقة الذرة π^* في الحالة π أعلى من مستوى طاقة الذرة π في الحالة π .



بعد التعرف على أنواع المدارات المتماثل في المدارات الذرية والجزئية يمكن القول ان المدارات الجزئية المستقرة تتكون نتيجة اتحاد المدارات المتماثلة في الذرات A و B وتكون المدارات المتناسقة لمدارات الذرتين A و B هي:

$$\delta_{1s}^b = 1s_A + 1s_B$$

$$\delta_{1s}^* = 1s_A - 1s_B$$

$$\delta_{2s}^b = 2s_A + 2s_B$$

$$\delta_{2s}^* = 2s_A - 2s_B$$

$$\delta_{2p_x}^b = 2p_{xA} + 2p_{xB}$$

$$\delta_{2p_x}^* = 2p_{xA} - 2p_{xB}$$

$$\kappa_{2p_y}^b = 2p_{yA} + 2p_{yB}$$

$$\kappa_{2p_y}^* = 2p_{yA} - 2p_{yB}$$

$$\kappa_{2p_z}^b = 2p_{zA} + 2p_{zB}$$

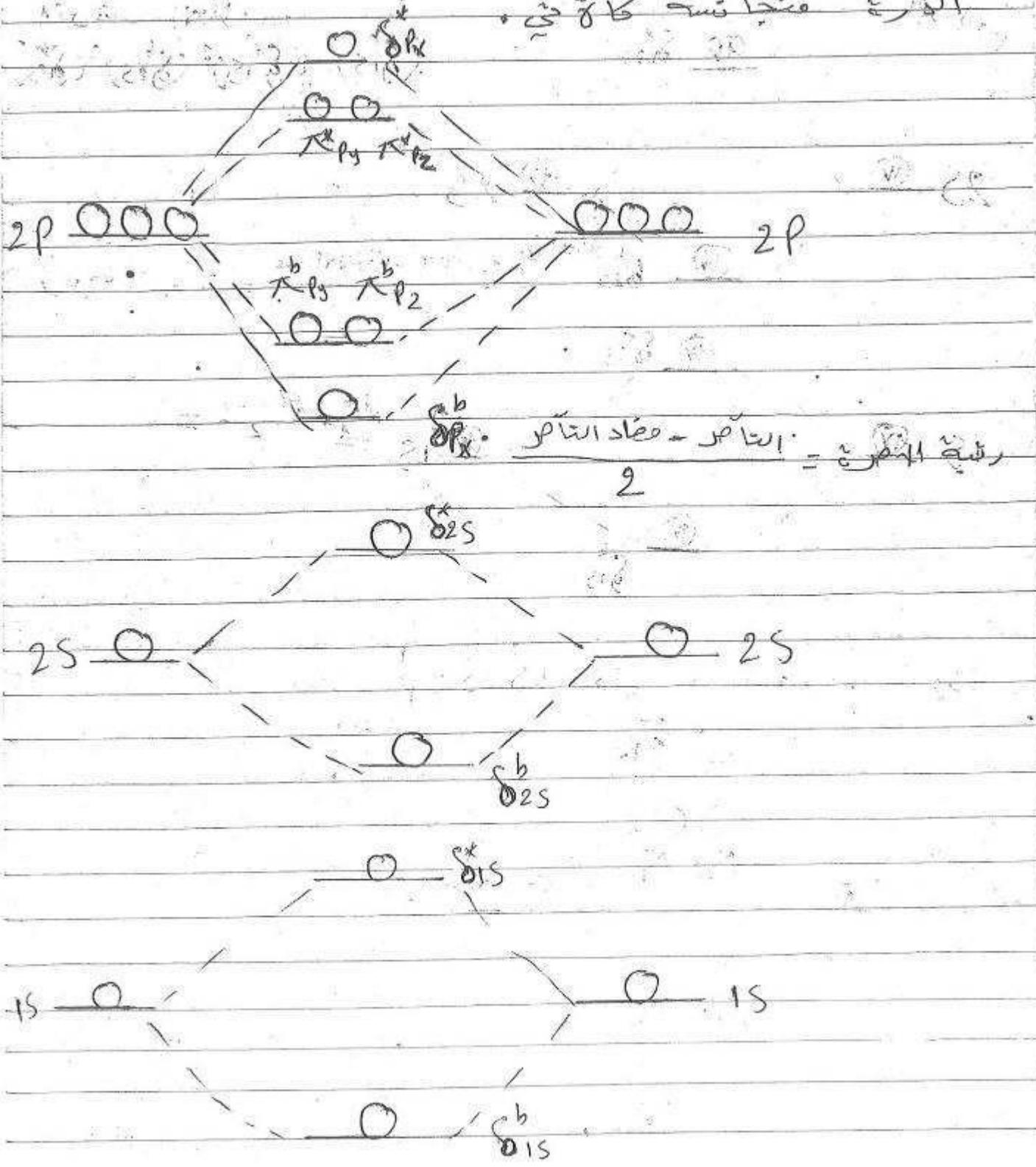
$$\kappa_{2p_z}^* = 2p_{zA} - 2p_{zB}$$

لقد وجد ان الجزئيات متساوية الطاقة المدار المتجانسة لعناصر الدورة الطائفة في الجدول الدوري لها الترتيب العام لمستويات طاقة المدارات الجزئية:

$$\delta_{1s}^b < \delta_{1s}^* < \delta_{2s}^b < \delta_{2s}^* < \delta_{2p_x}^b < \kappa_{2p_y}^b = \kappa_{2p_z}^b <$$

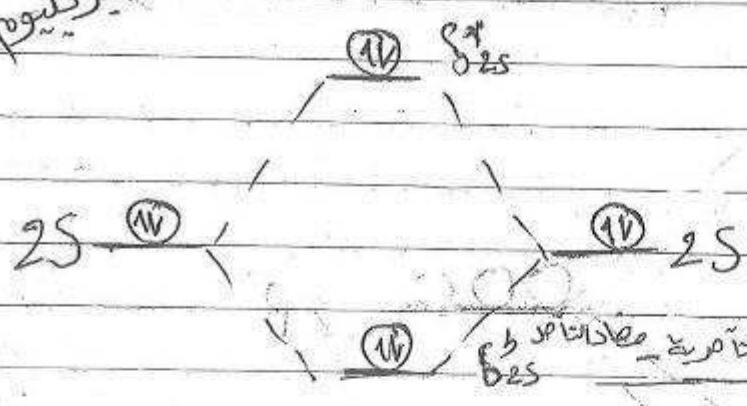
$$\kappa_{2p_y}^* = \kappa_{2p_z}^* < \delta_{2p_x}^*$$

وعليه يكون مخطط مستويات الطاقة لجزيئة ثنائية الذرة متجانسة كالتالي .



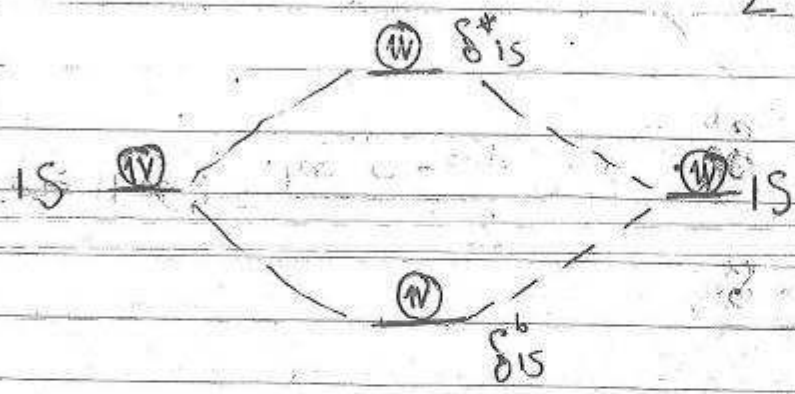
Be₂ / 4Be 1s² 2s²
البريليوم

ترتيب الأيونية
(σ_{1s}^b)² (σ_{1s}^a)² (σ_{2s}^b)² (σ_{2s}^a)²

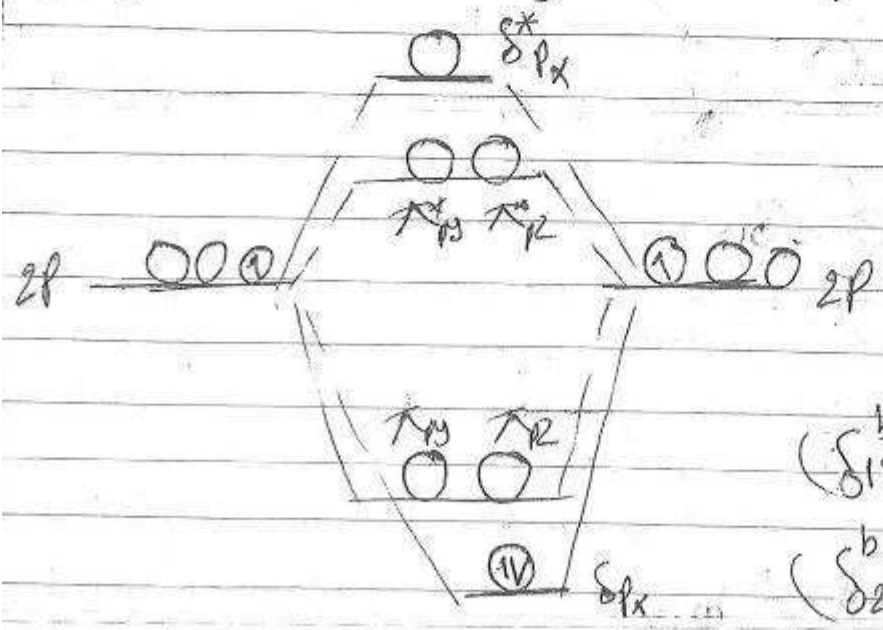


عدد الإلكترونات التكافؤية = رتبة الأيونية

$$2 = \frac{4 - 4}{2} = 0$$



B₂ البورون 5B 1s² 2s² 2p

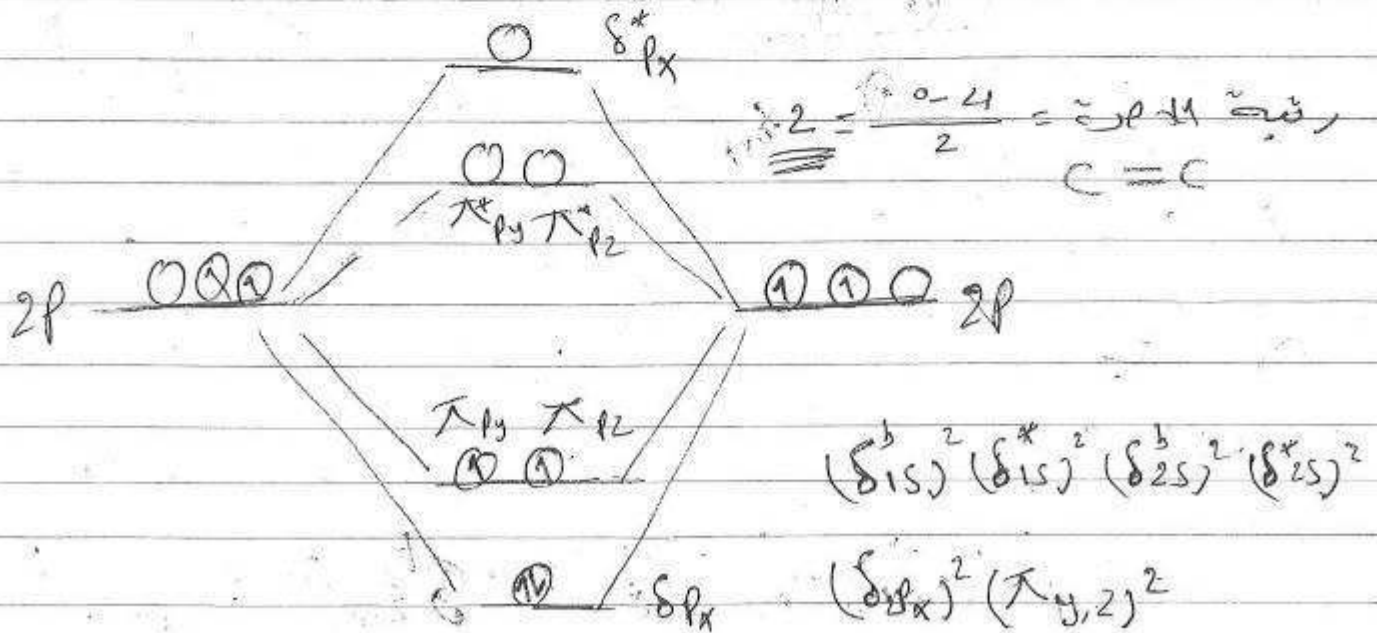
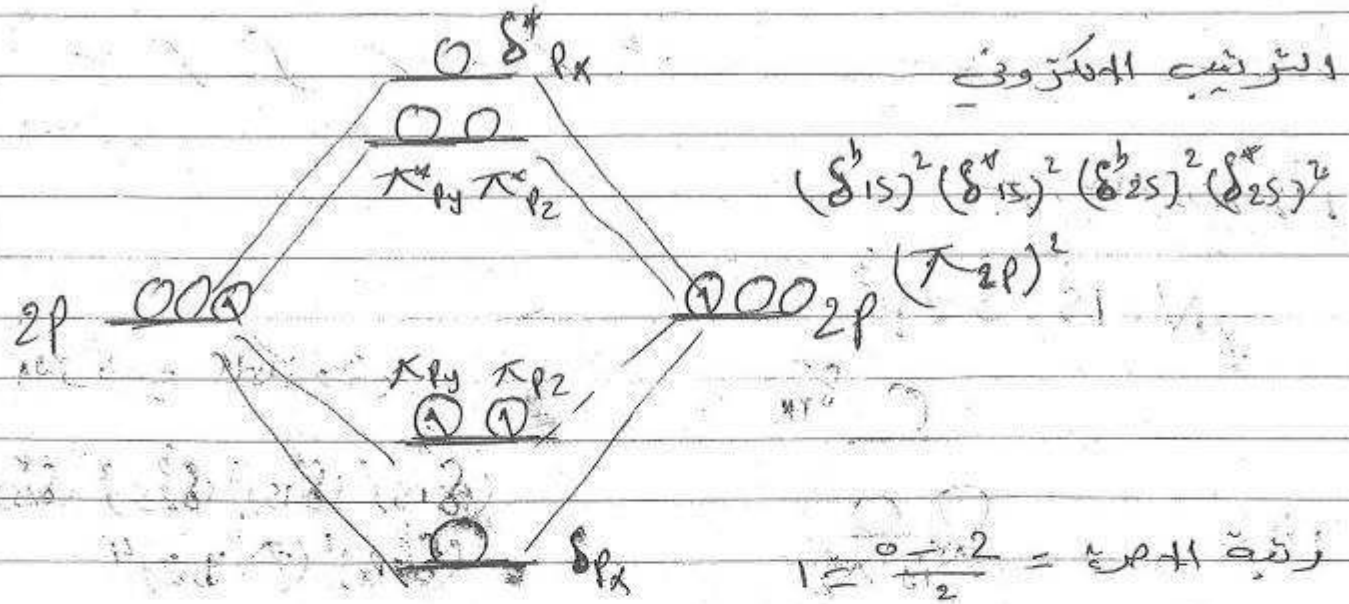


(σ_{1s}^b)² (σ_{1s}^a)² (σ_{2s}^b)² (σ_{2s}^a)²

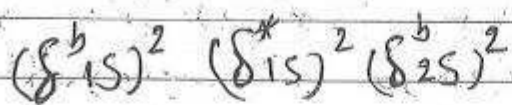
(σ_{2p}^b)²

$$1 = \frac{6 - 2}{2} = 2 \text{ رتبة + 1 صفة}$$

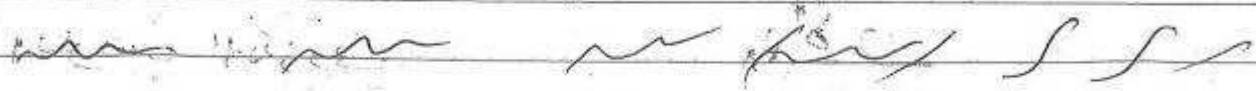
ولكن وورد ان هذا الشكل غير صحيح انه لا يتفق مع قاعدة هوند وبديلا يكون الترتيب الصحيح هو π_{2p}^2 اي يصبح الالكترونين غير مزدوجين وعلى ان يكون الشكل



Li₂ / Li 1s² 2s¹



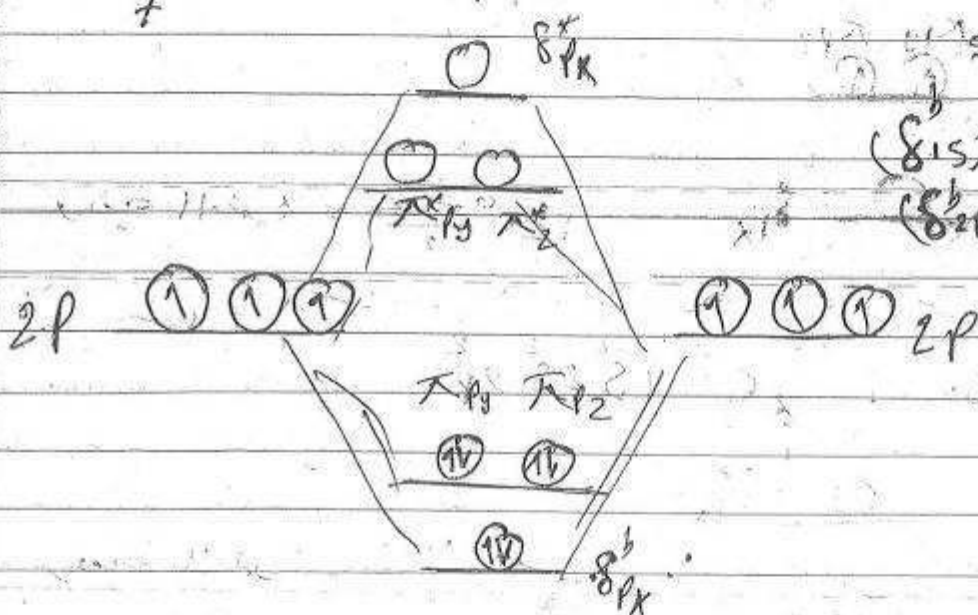
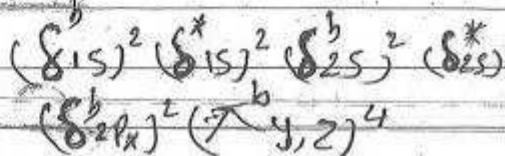
الترتيب الإلكتروني



N₂ (جزيء النيتروجين)

7N 1s² 2s² 2p³

الترتيب الإلكتروني



3 = مرتبة
 $N \equiv N$



O₂ جزيء

الترتيب الإلكتروني

8O 1s² 2s² 2p⁴

2 = مرتبة
 $O = O$

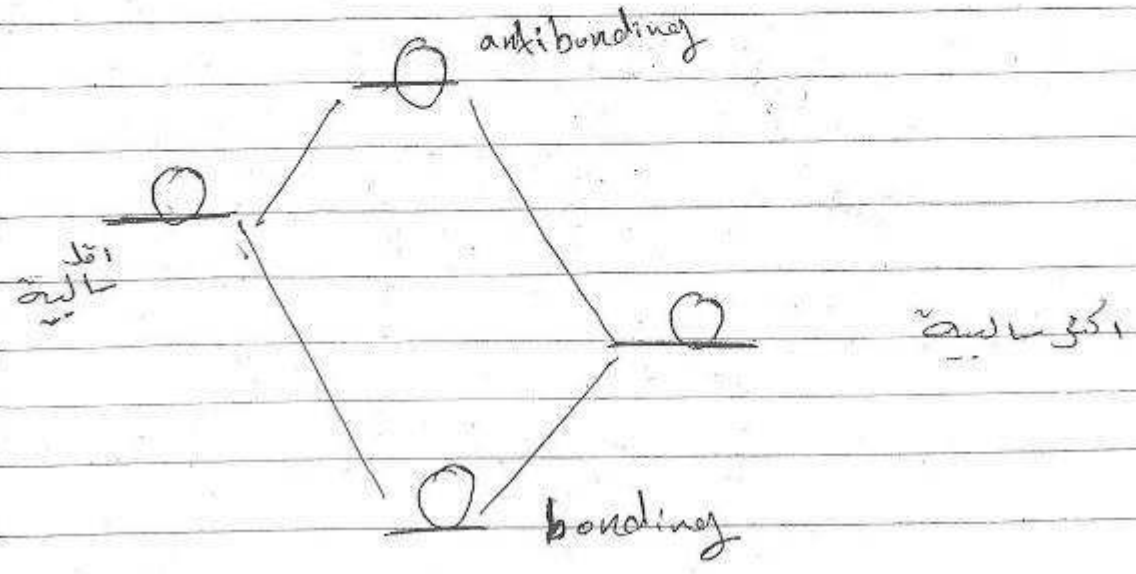
الترتيب الإلكتروني



مخطط الموريتال الجزيئي للجزيئات ثنائية الذرة الغير متجانسة

في الحالة تكون جزيئة بيتيم ذرتين مختلفتين من نفس الذرة (ASAP) مثال على ذلك الدورة الطائفة ونشجيرة للفارق في الكهرسالية بين الذرتين المختلفتين يصبح هناك اختلاف في مستويات الطاقة لجميع قوس الكهرسالية حيث تكون مستويات الطاقة للموريتالات الذرية للفنر الأقل كهرسالية أعلى من مستويات الطاقة للفنر الأكثر كهرسالية مع الحفاظ على موقع الموريتال الجزيئي الشاخره ما أن يكون اربطاً من مستوى طاقة الموريتالات الذرية والموريتال الجزيئي الشاخر يكون أعلى من مستوى طاقة الموريتالات الذرية

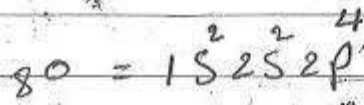
لا يكون موقع الموريتال الجزيئي الشاخره بموقع قريب من مستوى طاقة الموريتالات الذرية للفنر الأكثر كهرسالية كما الموريتال الجزيئي الشاخره قريب من مستوى طاقة الموريتالات الذرية للفنر الأقل كهرسالية. وهذا يعني ان مساهمة الفنر الأكثر كهرسالية تكون أكثر في تكوين الامرغ التساهية.



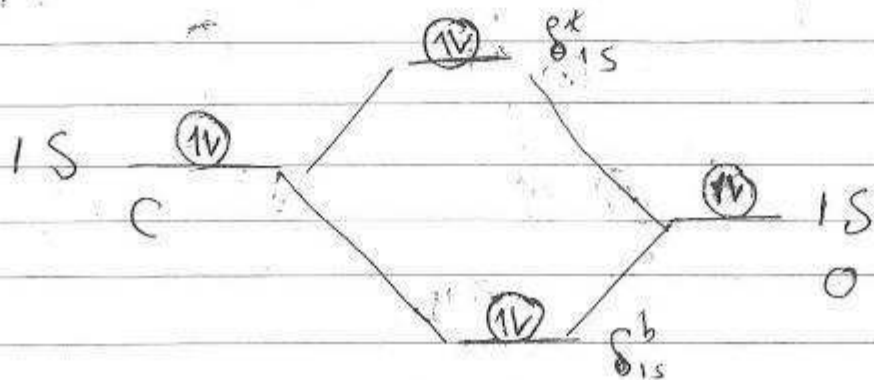
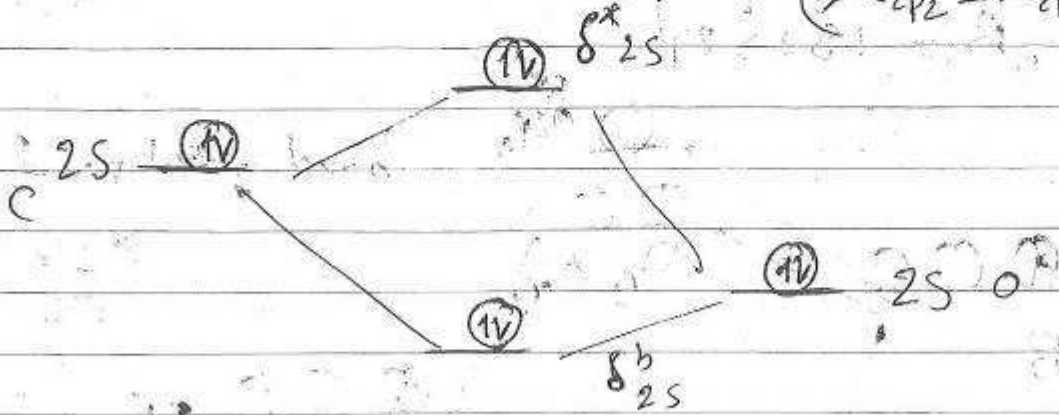
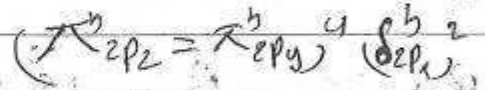
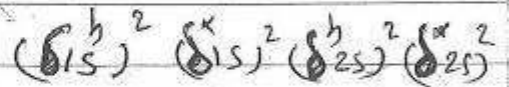
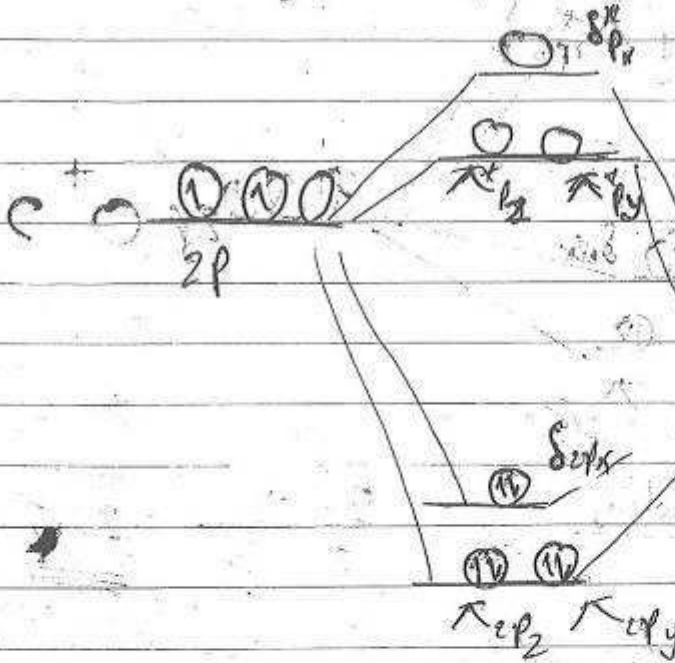
يتبع تقبل المخطط المشيع في تكوين الجزيئات المشعته
 التي تكون من تحت الدورة نفسها (ASMP) ولكن يكون
 مستوى طاقة $(\tau_{2p} \leftarrow \tau_{2p})$ ارتطام من مستوى طاقة
 δ_{2p} ما يساوي N_0 لانها تامة ان تكون N_0 و N_0^+

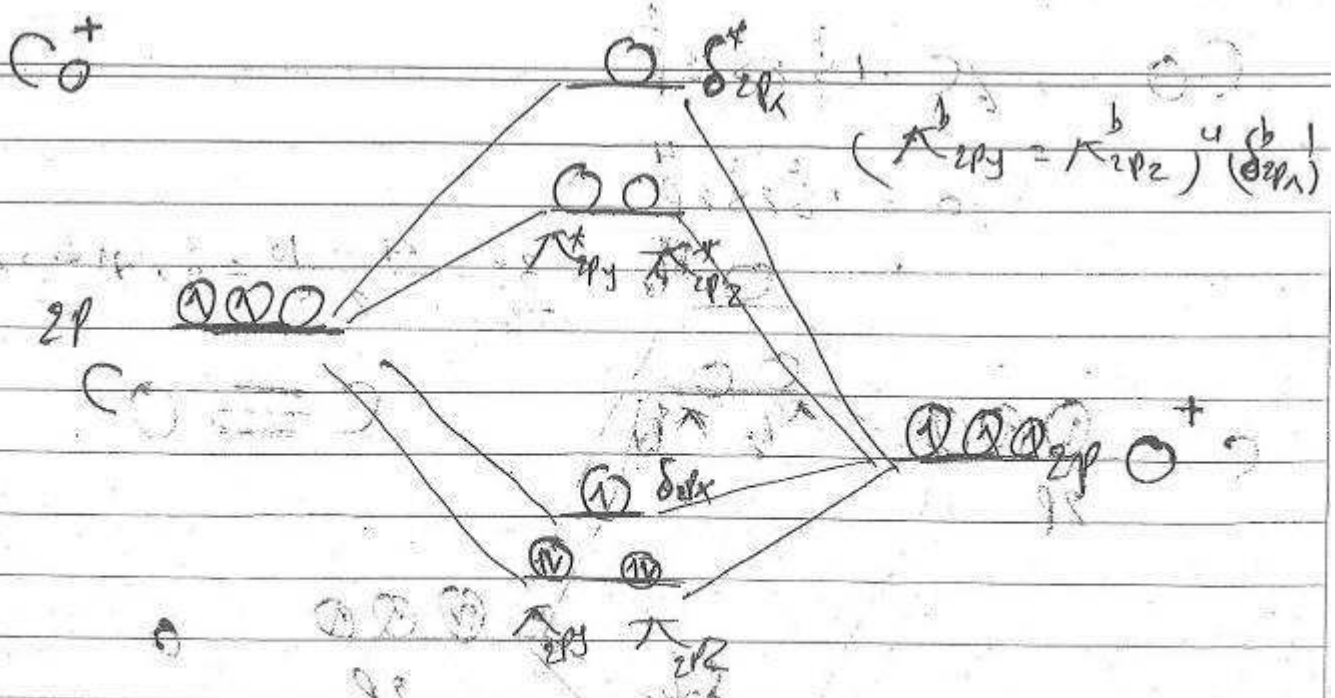
فيكون δ_{2p} وسطاً من τ_{2p} و τ_{2p} مع اجتماع
 تقبل قواها والتوزيع الجافاع طاقتها ما يولد وهو قوا

في حالة الاختصاص في نسبة الاهرة فاذا ان كان
 في حالة جزئية في نسبة الاهرة في حدهما
 تكمل السجلات التالية والمخرق في فتحة فتكون السجلات
 اقل استقراراً بسبب زيادة الحجم مما يتكلم من قابلية
 في الارتفاع على جزيئات الشحابة الالكترونية المتكاملة
 الاهرة وتضخم وتكون اقل استقراراً في وجود
 عامة كما قد تكون نسبة الاهرة زادت الاستقرار

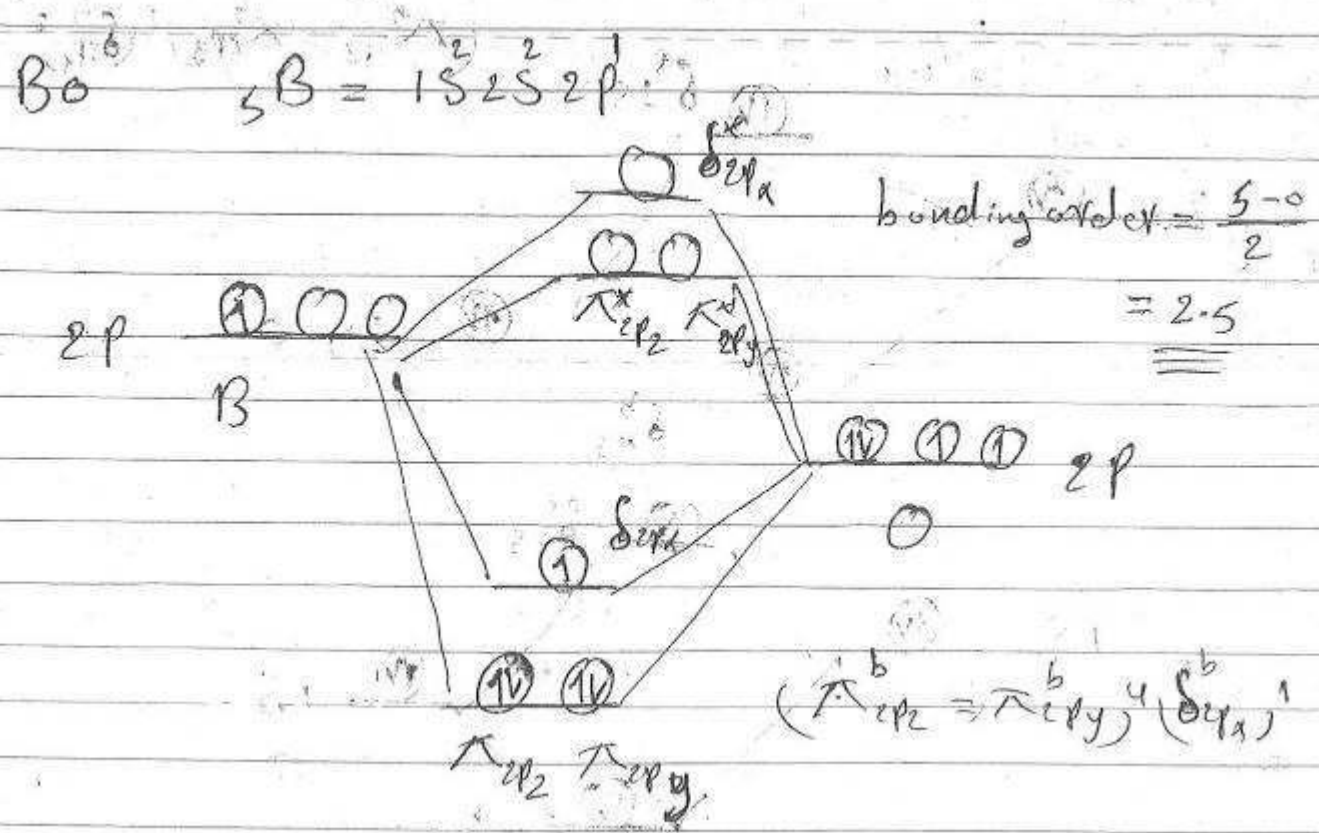


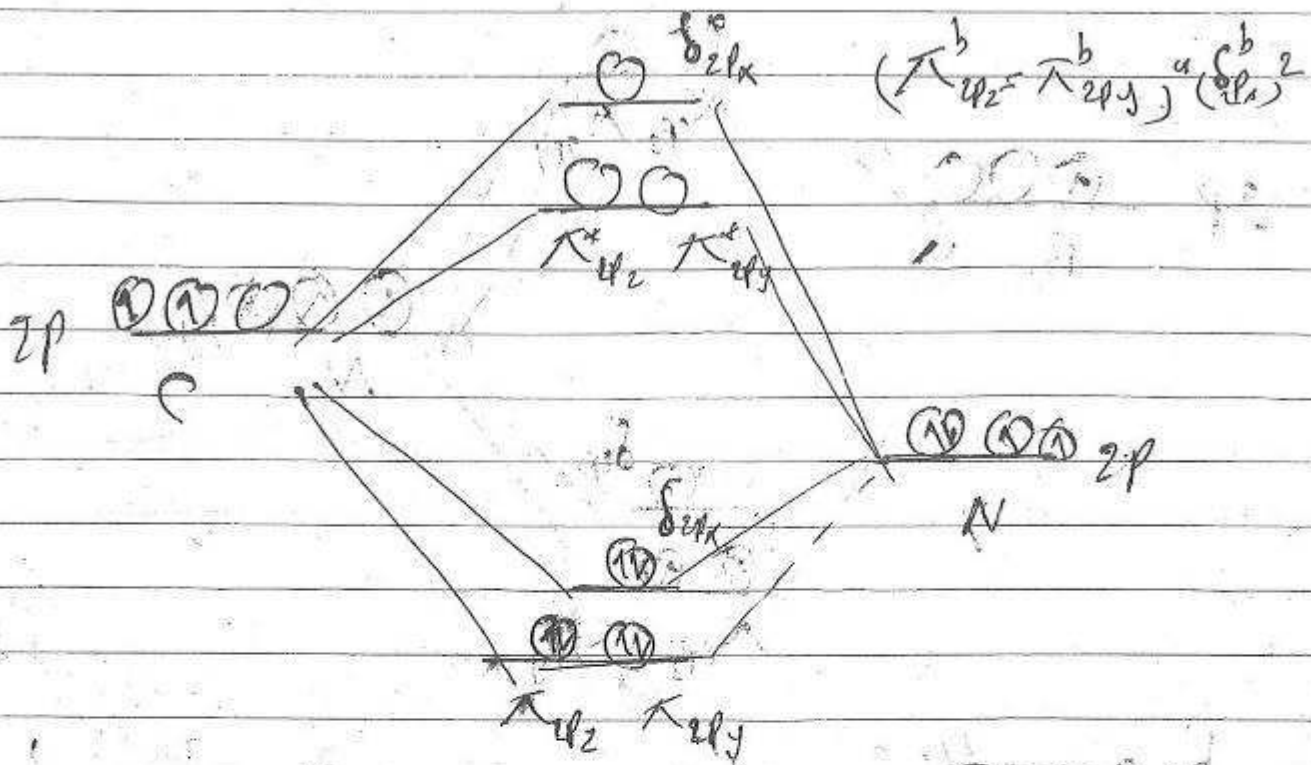
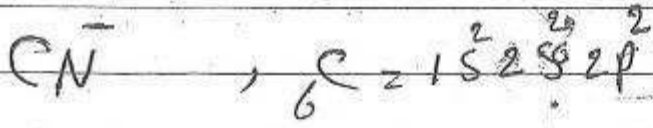
$3 = \frac{4 - 10}{2} = 2 \text{ unpaired e}^-$



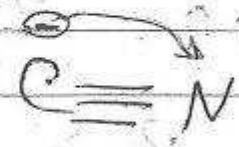


b.o = $\frac{\text{bonding} - \text{antibonding}}{2} = \frac{5 - 0}{2} = 2.5$





$$b-o = \frac{6-0}{2} = 3$$

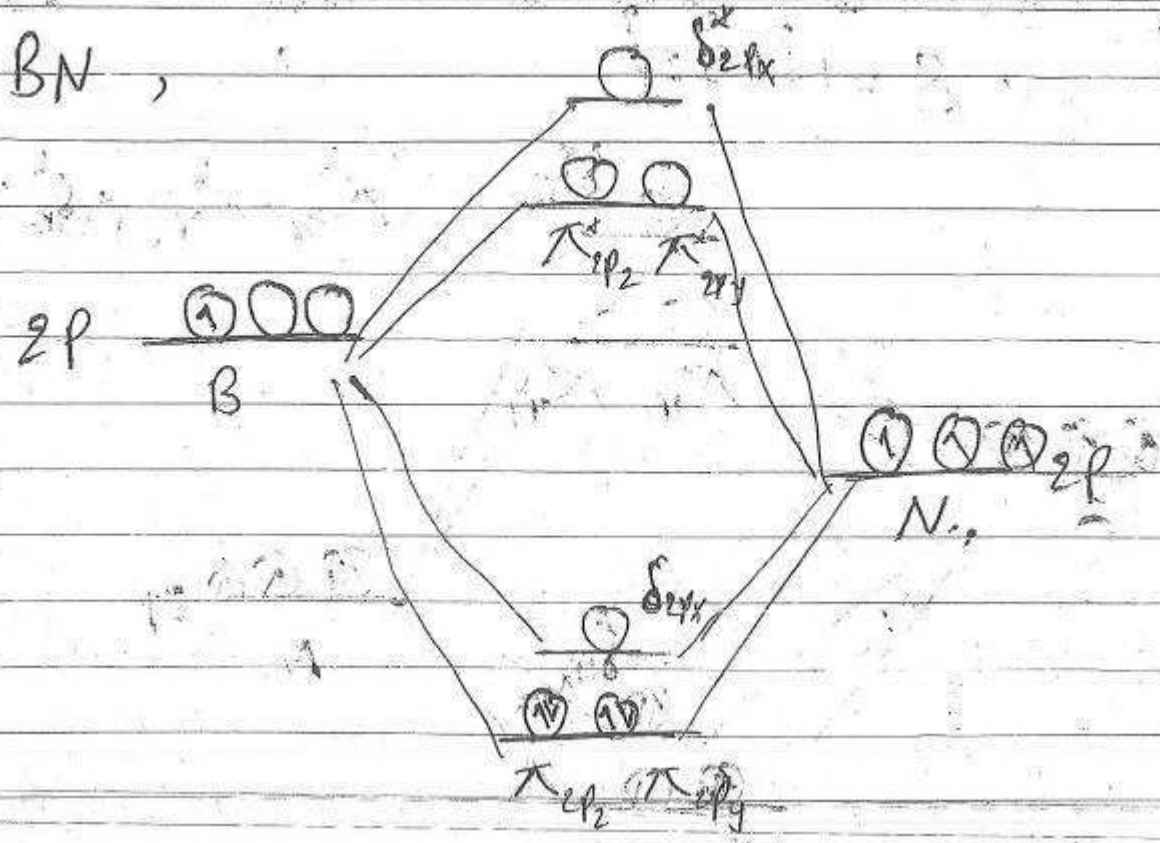


ولو اردنا معرفة تامل الاستقرار للمركبات السابقة فيكون .



CN^- أكثر استقرارية لأنه ذو رتبة ايونية أعلى و CO^+ أعلى من BO وذلك بسبب زيادة الشحنة الموجبة للنواة أي الاوكسجين مما يزيد من قابليتها على جذب السحابة الإلكترونية مما يؤدي إلى قصر طول الألفة وتصبح أكثر استقراراً .

BN ,



$$b.o = \frac{4-0}{2} = \underline{\underline{2}}$$

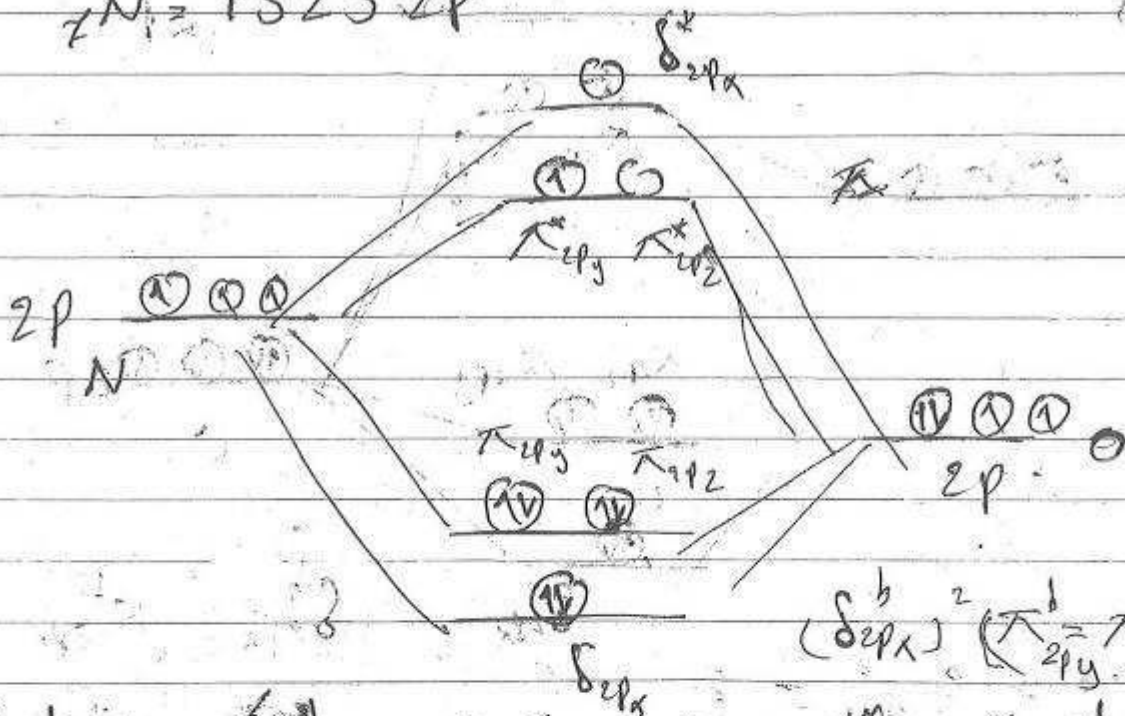
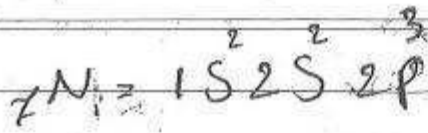
$B_o > B_N$

لذلك يكون

زيادة الاقتران

$$(\pi_{2pz}^b = \pi_{2py}^b)^4$$

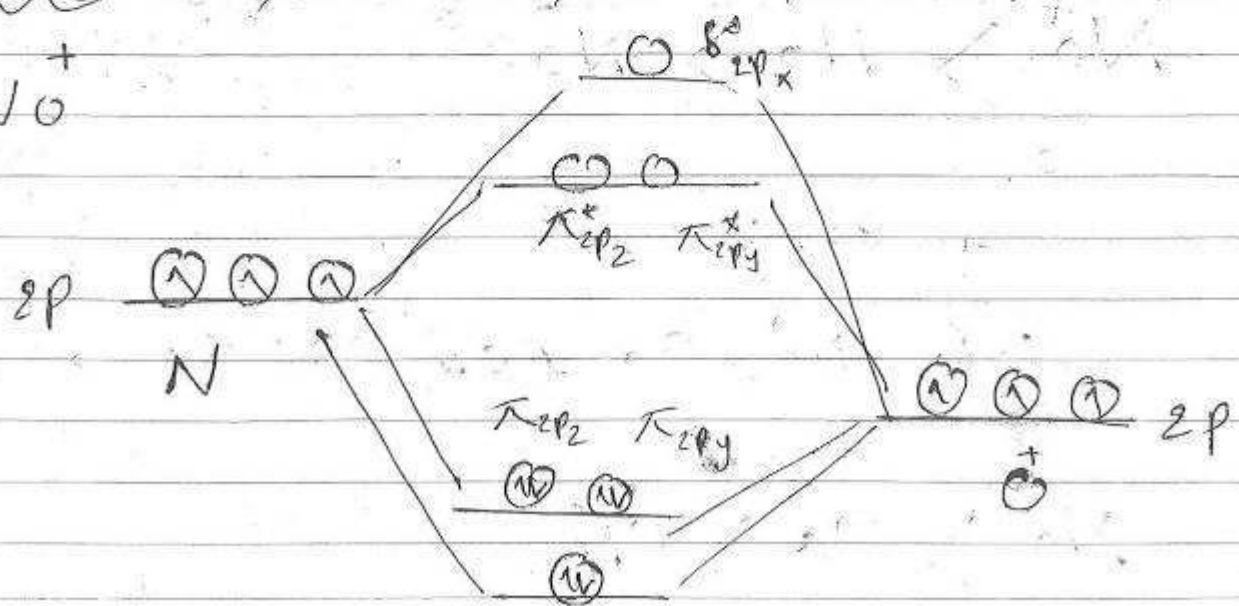
No



$b_{-0} = \frac{6-0}{2} = \underline{\underline{2.5}}$

$(\delta_{2p_x})^2 (\pi_{2p_y}^b = \pi_{2p_z}^b)^4$
 $(\pi_{2p_y}^b = \pi_{2p_z}^b)^4$

No^+

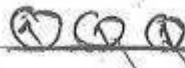


$b_{-0} = \frac{6-0}{2} = \underline{\underline{3}}$

$(\delta_{2p_x})^2 (\pi_{2p_y}^b = \pi_{2p_z}^b)^4$

No^-

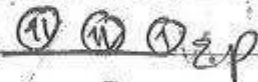
2p



π_{2p_z} π_{2p_y}



σ_{2p}



σ^*

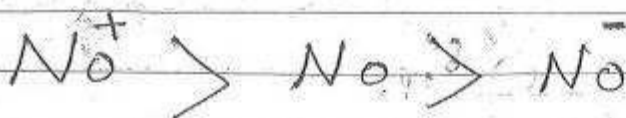


$$b.o = \frac{6 - 2}{2} = 2$$

$$(\delta_{2p_x})^2 (\pi_{2p_z}^2 = \pi_{2p_y}^2)$$

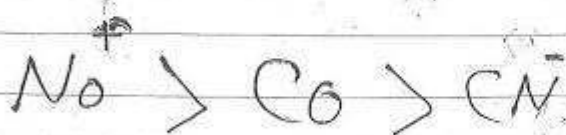
$$(\pi_{2p_z}^2 = \pi_{2p_y}^2)$$

لذلك يكون



← زيادة الاستقرار

وعند مقارنة No^+ , Co , CN^- يكون

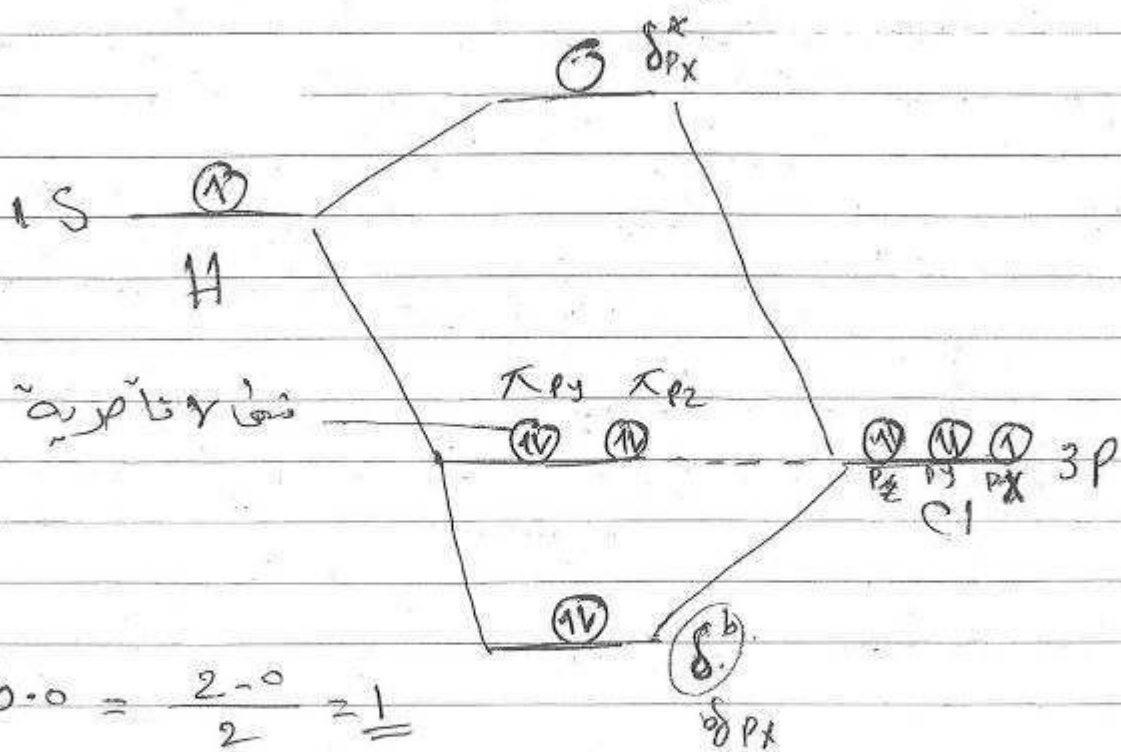


يكون CN^- فيه زيادة الحجم مما يقلل من الشحنة المؤثرة للنواة وبالتالي تضعف اللمعة وتطول. ويكون No^+ أكثر فيه قوة الجذب وزيادة تأثير النواة وتضعف اللمعة.

وقد يحدث في بعض الأحيان اقتراب بينه أو بينات ذرات
 وأوربيالات p لذرة الأخرى والحصول على أوربيالات
 غير تأثرية مثل HI ، HBr ، HF ، HCl

H 1s

17 Cl 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁵

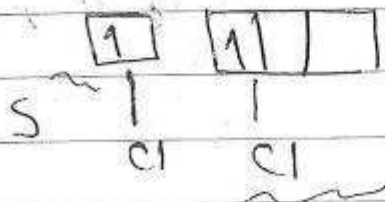
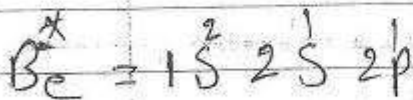
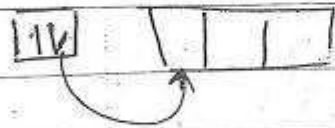
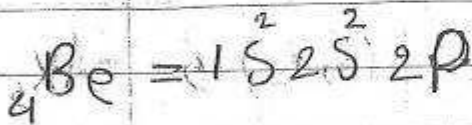
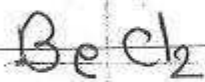


$$b.o = \frac{2-0}{2} = 1$$

H-Cl

التجانب Hybridisation


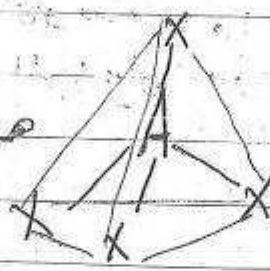
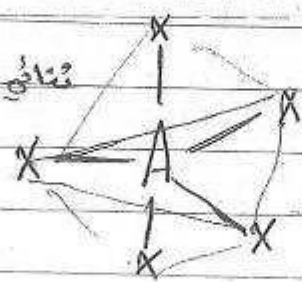
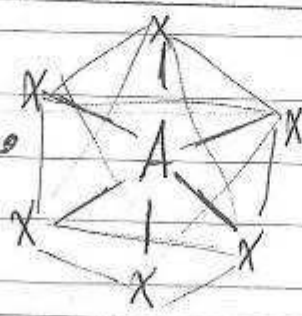
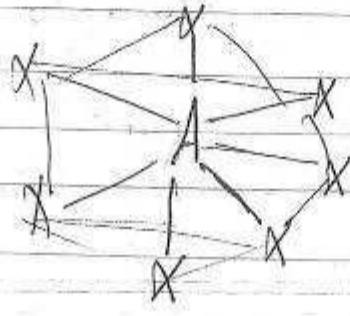
هو عملية فرز وإعادة ترتيب الإلكترونات على
 المدارات في غلاف التكافؤ بحيث تتصلب أو تصبح جميع
 هذه المدارات الطوية على الإلكترونات ذات طاقة
 أو طاقة وكثافة الكترونية متساوية.
 وبعد ترتيب المدارات التي (الاوربيالات) في مدارية واحدة
 مول الذرة المركزية بطريقة تضمنت عدم حصول تناثر
 فيما بينها ويتم تكوينه أوامر كما مع ذرات أخرى
 بطريقة الموربتان الجزيئي أو الاتحاد الخطي.

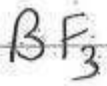


التيج SP

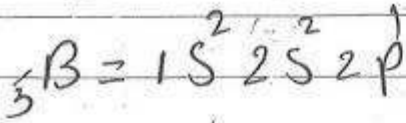
منه واحد من s واخر من p

الشكل الهندسي مستقيم linear

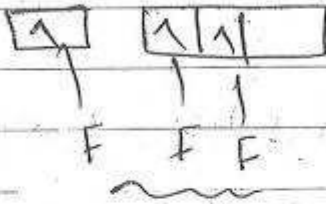
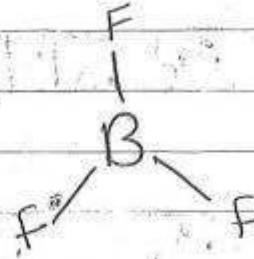
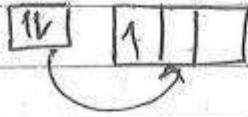
مثال	التركيب المستقر (الذي يوضح دوائر تقارب بين الذرات)	عدد الروابط (عدد الإلكترونات الموزعة في غلاف التكافؤ)	الصيغة الجزيئية
$BeCl_2$	خطي مستقيم $X-A-X$	$(2e) \cdot 2$	AX_2
$BeCl_3$	مثلثي مسطح 	$(3e) \cdot 3$	AX_3
CH_4	هرم رباعي السطح 	$(4e) \cdot 4$	AX_4
PCl_5	ثنائي الهرم المخروطي 	$(5e) \cdot 5$	AX_5
SF_6	هرم ثماني السطوح 	$(6e) \cdot 6$	AX_6
IF_7	ثنائي الهرم المعكبي 	$(7e) \cdot 7$	AX_7



التهجين sp^2



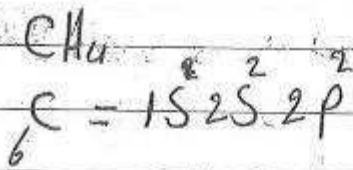
الشكل الهندسي مثلث متساوي



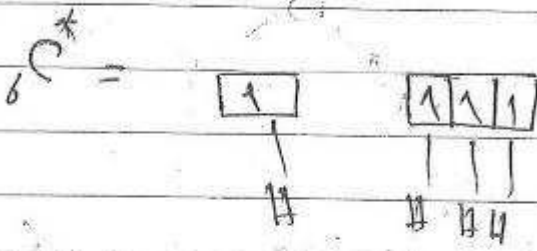
وكما مر سابقاً فإنه لجميع الجزيئات حد أقصى لثلاثة الكافور للذرات المتحدرة والمكونة للجزيئة والذي يمثل بناء لويس للإنتشار الهاماني، وتنطلق هذه القاعدة على جميع الذرات التي لا أغلفة فانوية من نوع p, s في الغلقة الكافور.

* أي أن الذرة المركزية تحيط نفسها بثمانية الكروتات وهذا يتطبق على الاورة الثمانية التي لا اربعة الكروتات في خلاف الكافور او اكر واذا كان اقل يمكن الوصول لبناء لويس الهاماني باضافة جزيئة لا مزدوج الكروني تدعى قاعدة لويس والذرة المركزية الداوية على اهرتلات قارئة تدعى حاض لويس ، وكما مر ذكره سابقاً

من اكتبه يتاد لويس ل H_2O , NH_3 , CH_4

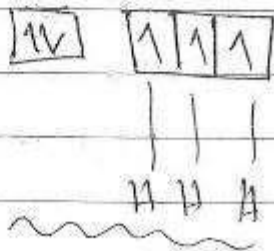
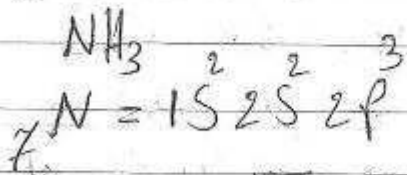
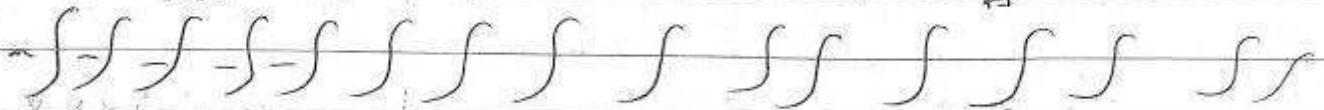
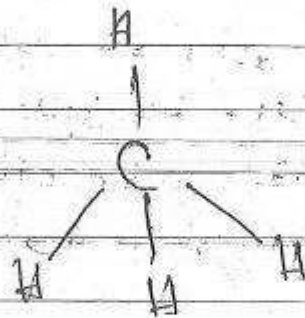


تصل ثر فية

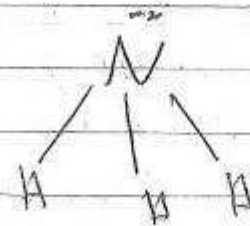


الشكل اللولبي رباي الولوج

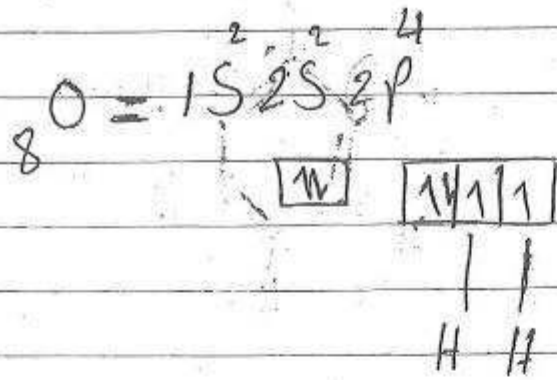
sp^3



sp^3



عزم صغلي



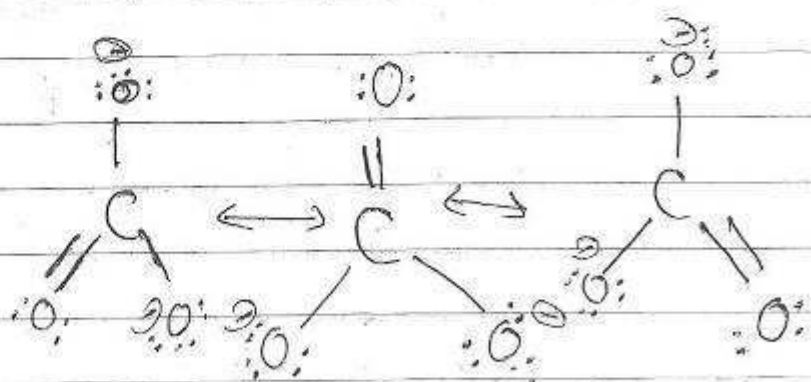
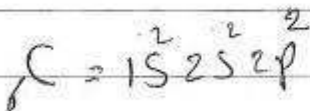
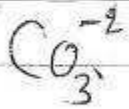
sp^3

عناصر الدورة الثانية لا تحل أكثر من أربعة روابط أي أنه
 على زوجين هو sp^3

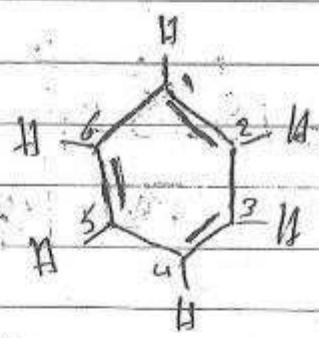
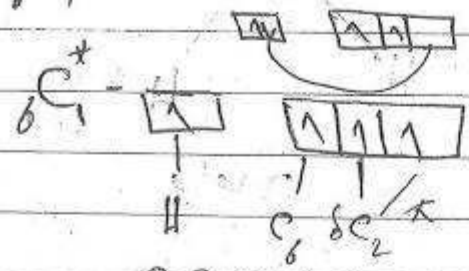
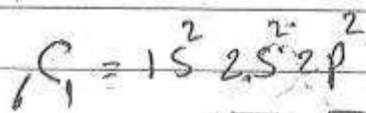
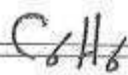
Resonance

الرنين أو الرزونات

معدل الصيغ المحتملة في ترتيب روابط π باي

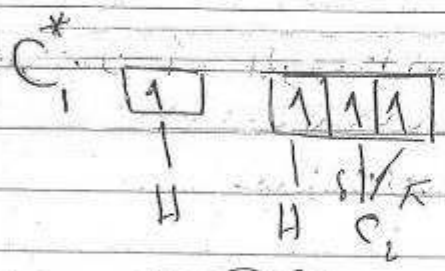
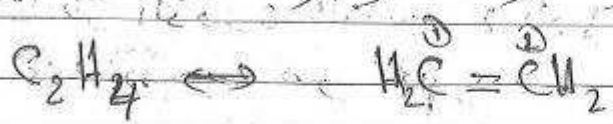
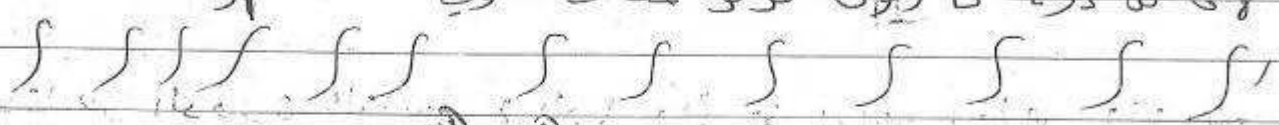


sp^2

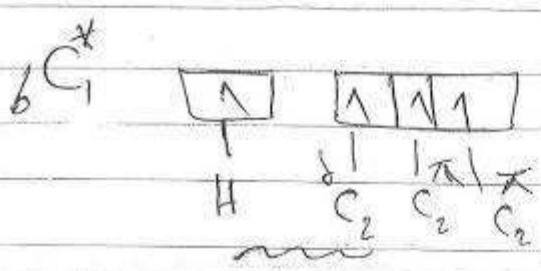
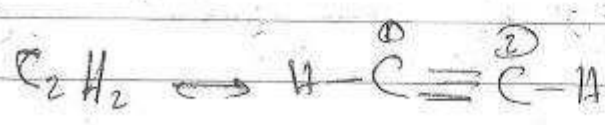
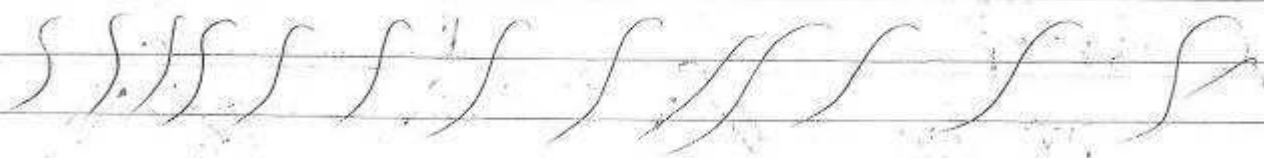
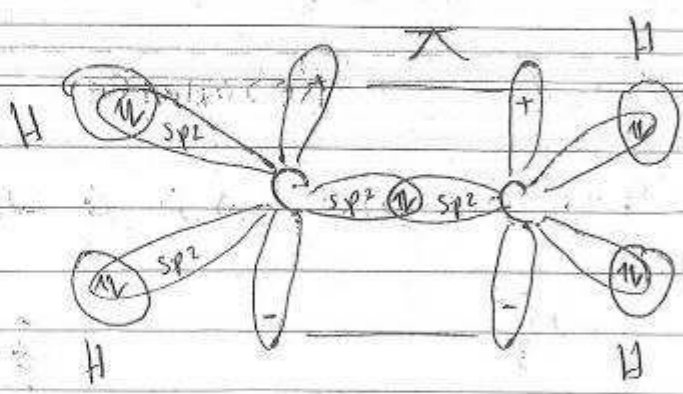


وتكون جزيئة الترمية مستوية
 في كل ذرة كاربون مركز ثلثة مستوية

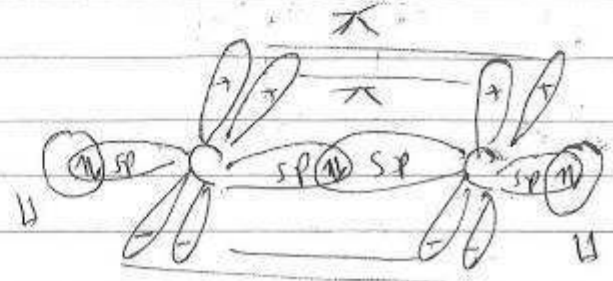
sp^2

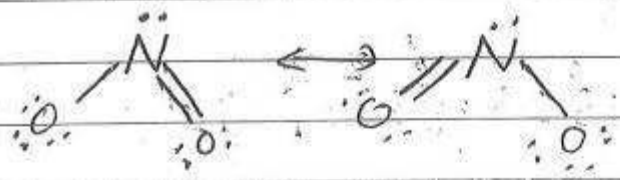
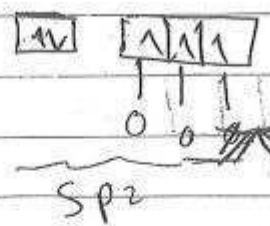
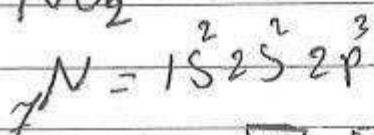


sp^2

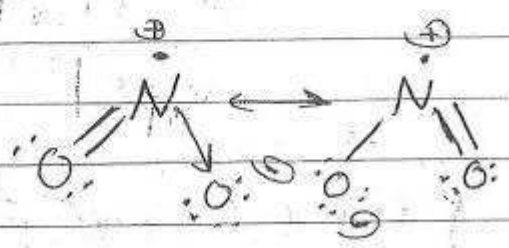
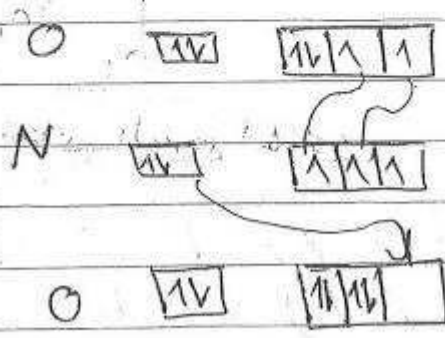


sp

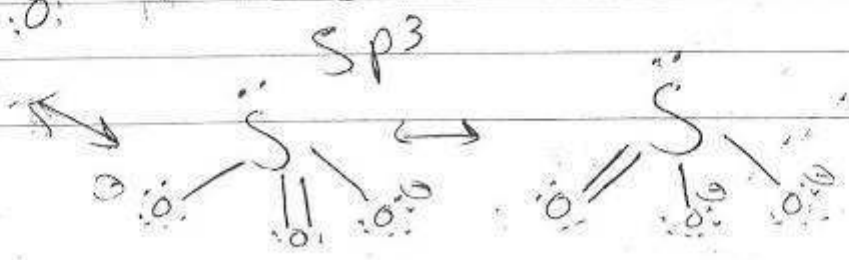
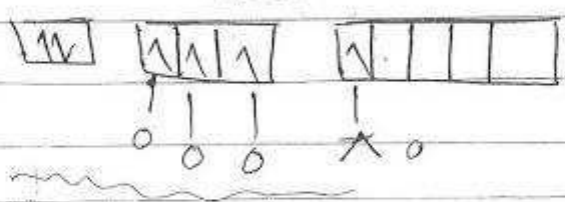
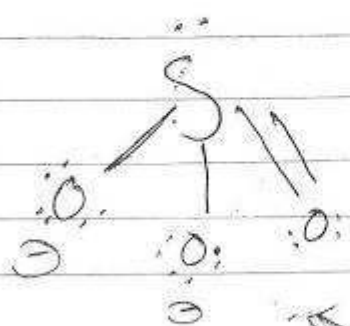
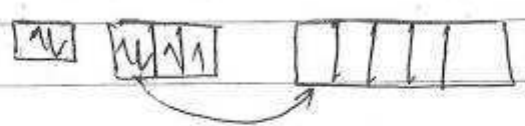
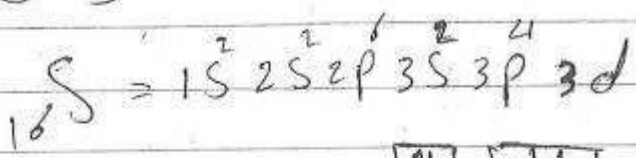




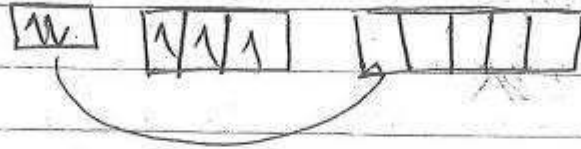
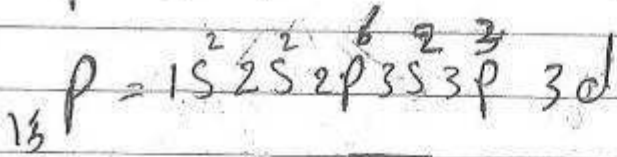
وفي حقيقة الأمر فإن العملية كالتالي



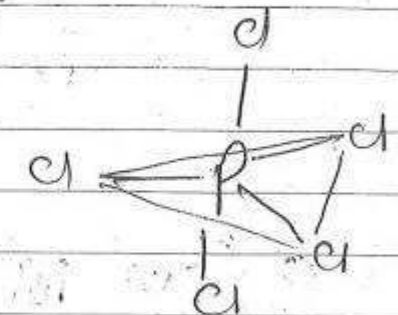
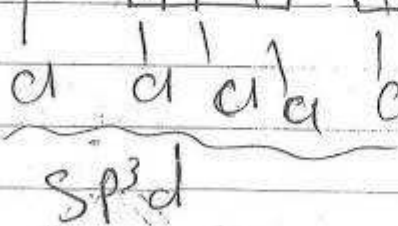
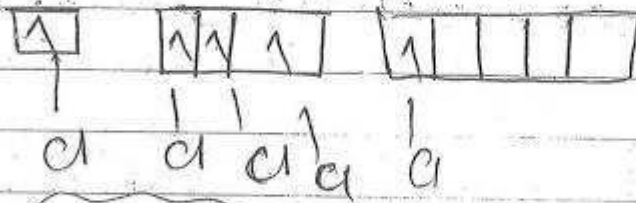
وبطريقة تبادلية عدد المدارات فيها يتبدل من الدورة الثانية



pel₃



$13P^*$

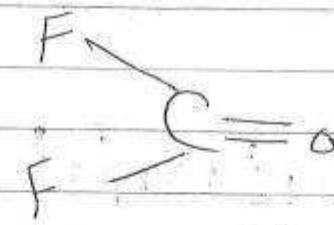
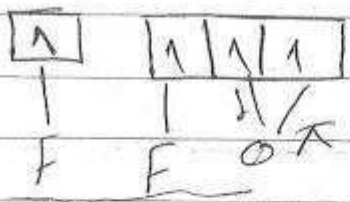


شكلى الهندسة المثلثية



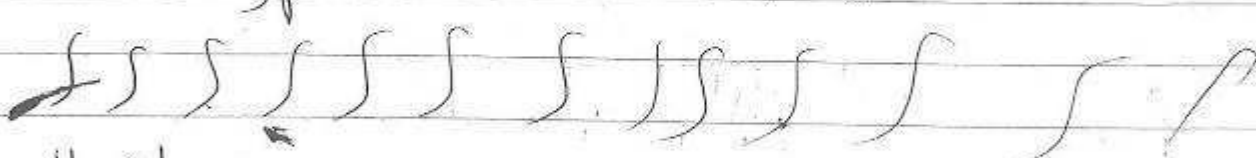
COF_2

$6C^*$

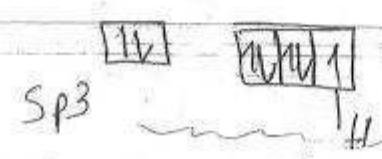
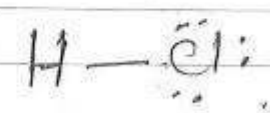
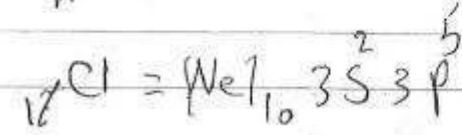


sp^2

مركب مستوي

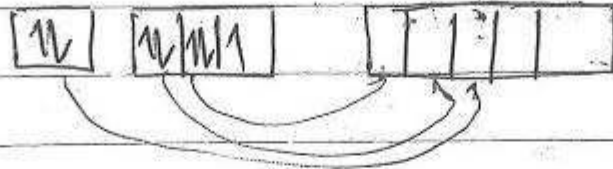
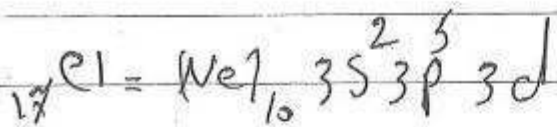


H-Cl

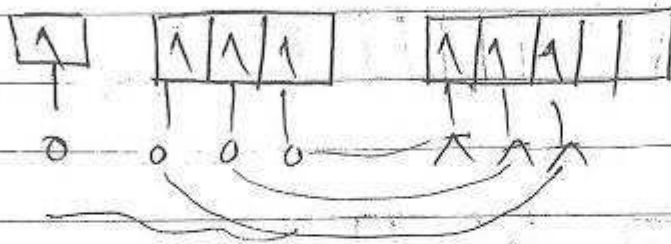


ClO_4^-

شكل مربعي في السطح

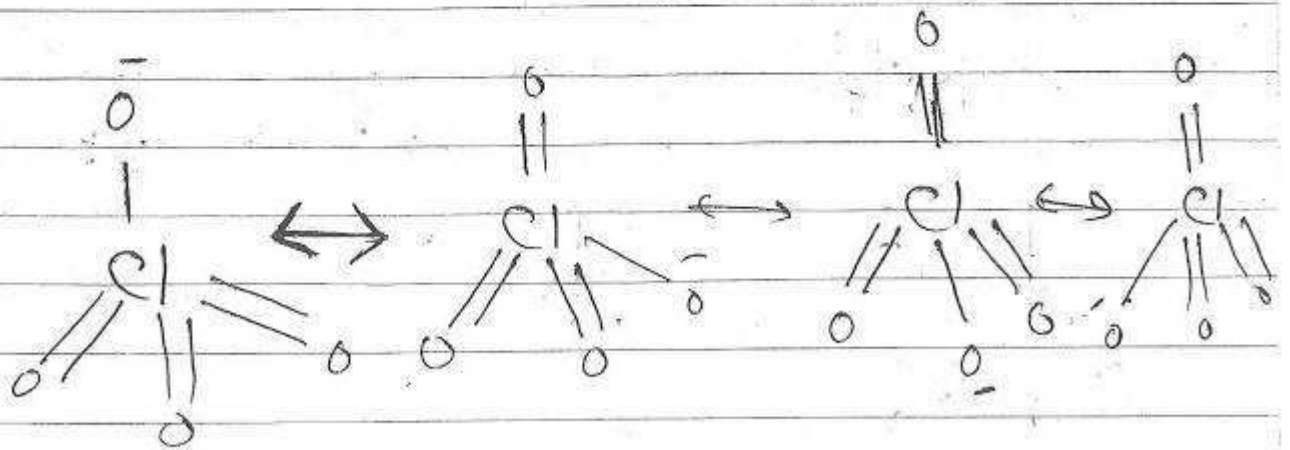


Cl^+



sp^3

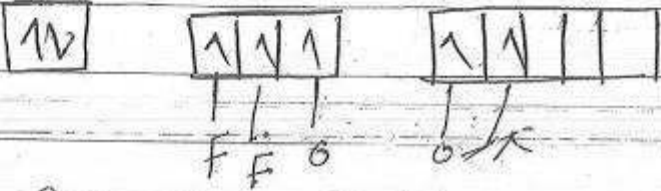
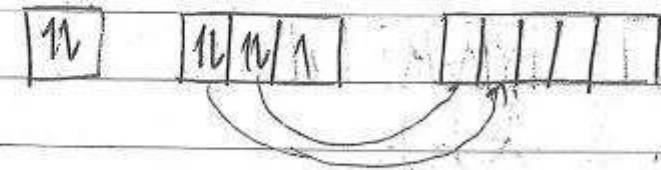
شكل مربعي



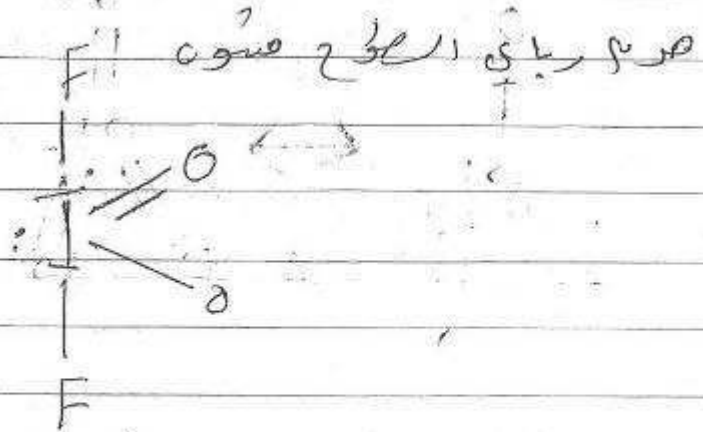
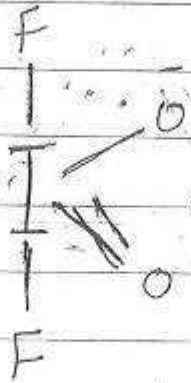
صافية اواخر باله π لا تدخل في عملة الترجية

$$I O_2 F_2 = [I O_2 F_2]^{+5}$$

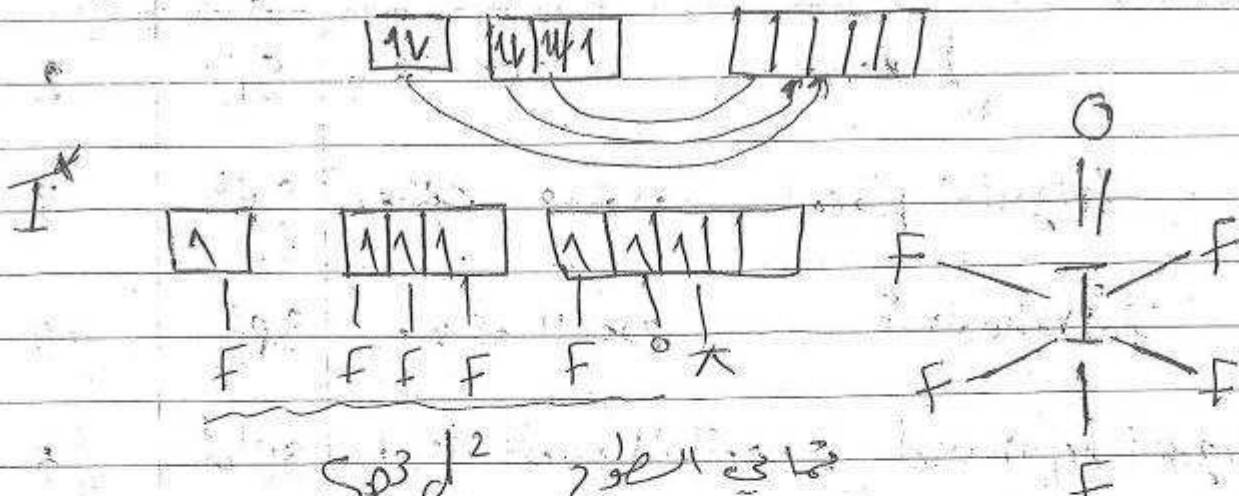
$$I = \cancel{6s^2} \cancel{5p^5} 5d$$



Sp³d



IOF_5 $53 \overset{5}{I} = ns^2 np^5 nd$



تجانس النوع sp^3d^2

كذلك تنافر المدارات الإلكترونية في حاد التجهيز

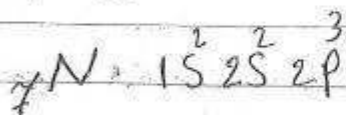
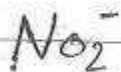
Valence Shell Electron Pair Repulsion (VSEPR)

يتمدد على عدد المدارات الإلكترونية المتأخرة وغير المتأخرة

* الأوكسجين عندما يكون طرفي وليه ذرة مركزية
يسمى مقر

ويتمدد بتحديد الشكل والتجهيز على الجدول التالي

عدد المزدوجات الإلكترونية	التهجين	الشكل الفراغي
2	sp	خطي
3	sp ²	مثلث مسطح
4	sp ³	رباعي السطح
5	sp ³ d	ثلاثي الهرم المثلثي
6	sp ³ d ²	ثماني السطح
7	sp ³ d ³	ثلاثي الهرم الخماسي



تأخذ الإلكترونات في غلاف التكافؤ فقط

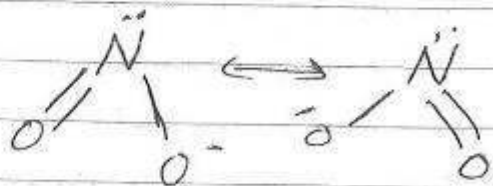
$N = 5e$

$2O = 2 \times 6e$

$+ e$

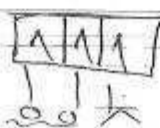
$\frac{17}{2} = 8.5$

$\sim sp^2$

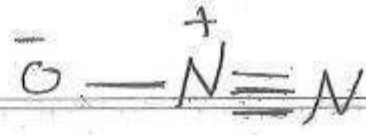


زاوية

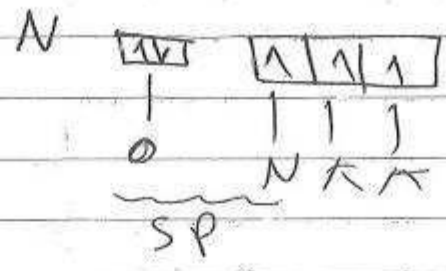
$N = IV$



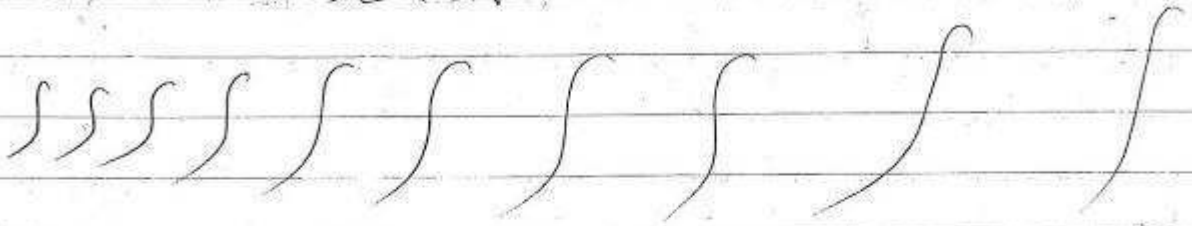
sp^2



N_2O
 $N = 5e$
 $O = 2e$
 $N = 5e$
 $\underline{-2e}$



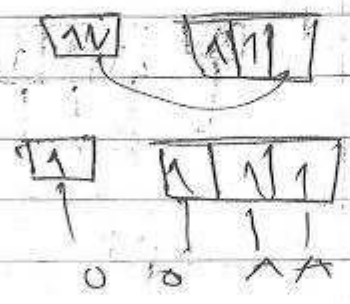
$\frac{4}{2} = 2$ sp



CO_2

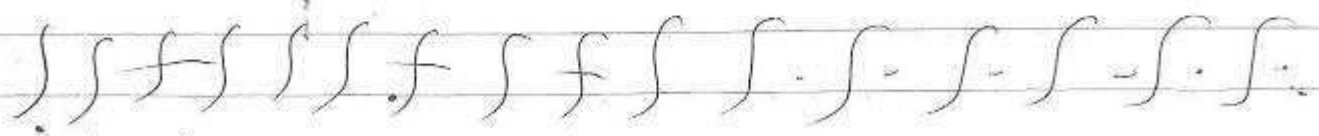
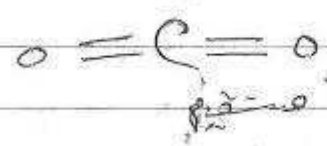
$6e = 1s^2 2s^2 2p^2$

$e = 4e$
 $2o = 2e$



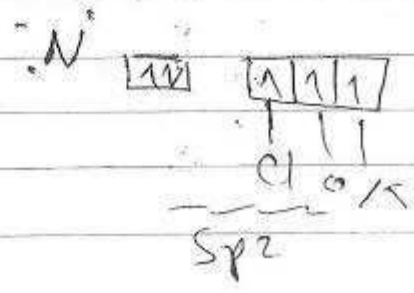
sp

$\frac{4}{2} = 2$ sp

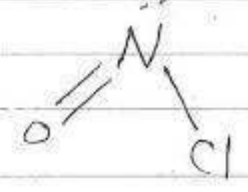


$NOCl$

$N = 5e$
 $O = 2e$
 $Cl = 7e$



sp2



زاویه

$\frac{6}{2} = 3$ sp2

HCN

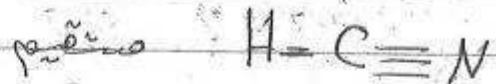
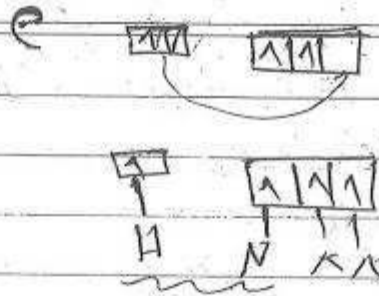
$e = 4e$

$N = e$

$H = e$

$\frac{6e}{2} = 3$

$\frac{2 \times 4}{2} = 2 \text{ SP}$



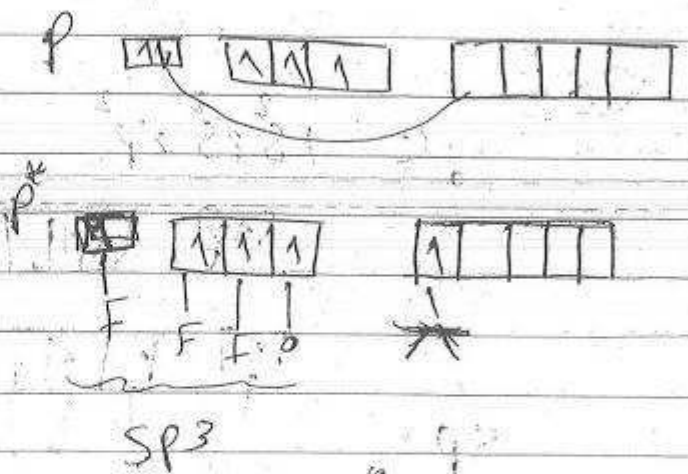
POF₃

$P = 5e$

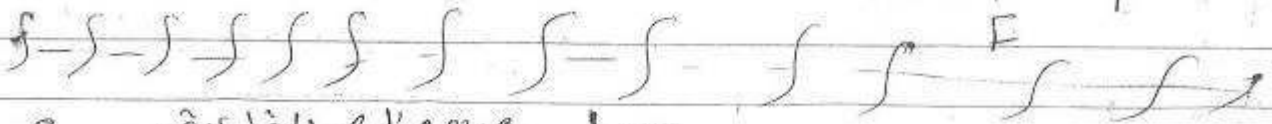
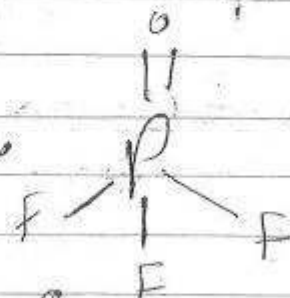
$O = 2e \times 2$

$3F = 3e$

$\frac{8}{2} = 4 \text{ SP}^3$



مركب الفاسفور

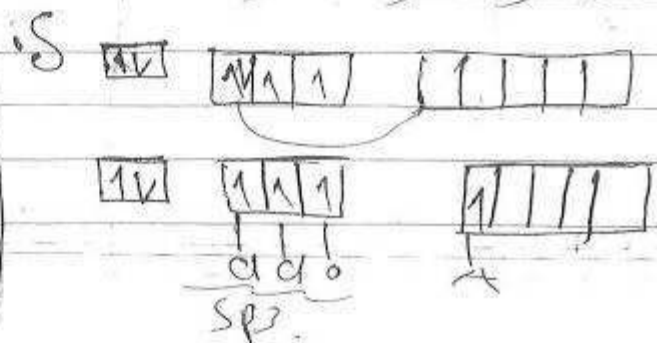
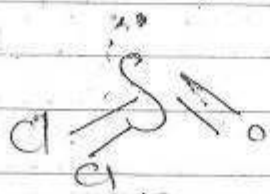


مركب الكلور الفاسفور
SOCl₂

$S = 6e$

$O = 2e \times 2$

$2Cl = 2e \times 2$
 $\frac{8}{2} = 4 \text{ SP}^3$



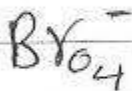
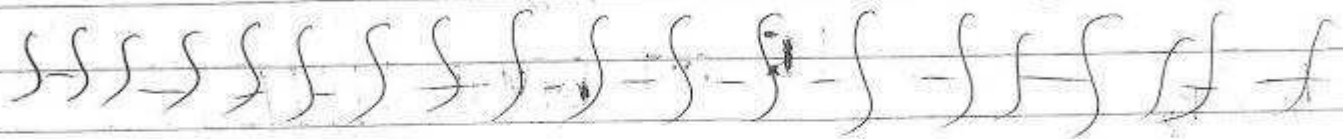
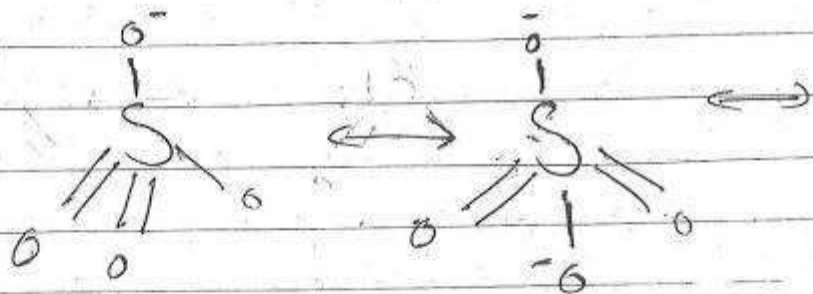
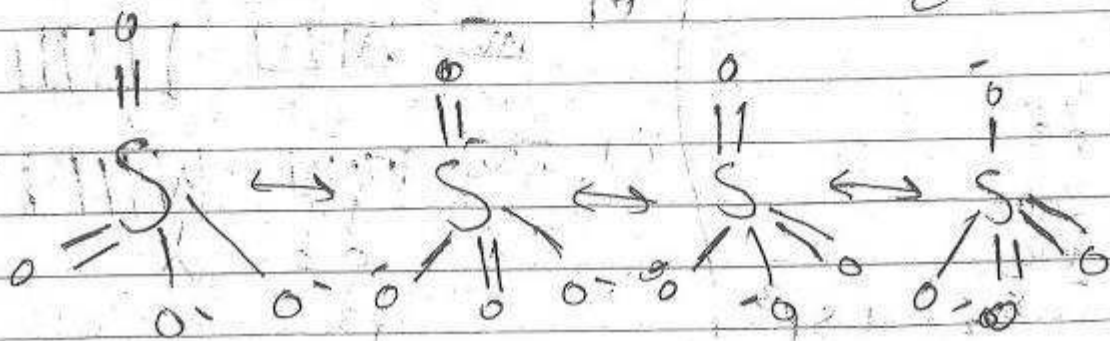
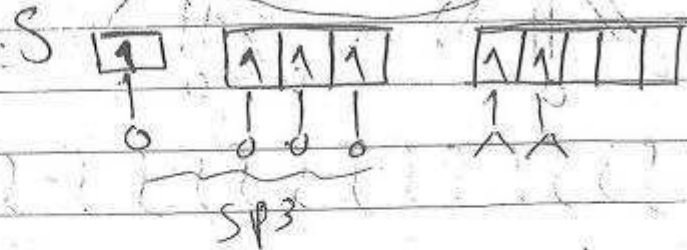


$$S = 6e$$

$$4O = 2 \times 6e$$

$$+ 2e$$

$$\frac{8}{2} = 4 \text{ sp}^3$$

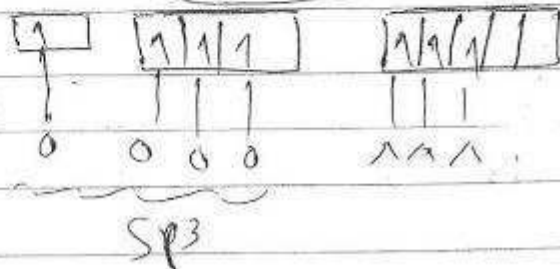
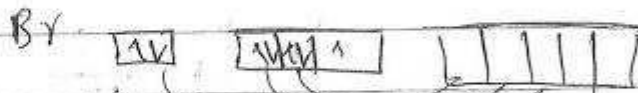


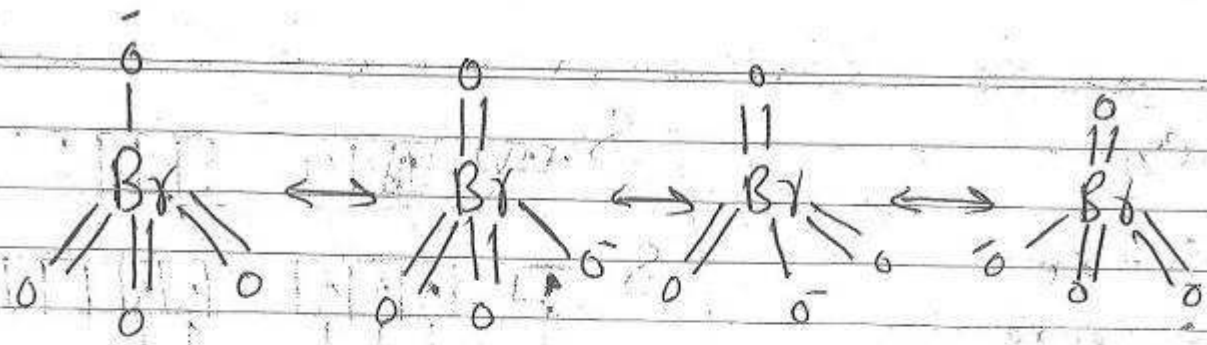
$$Br = 7e$$

$$4O = 2 \times 6e$$

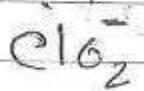
$$+ e$$

$$\frac{8}{2} = 4 \text{ sp}^3$$





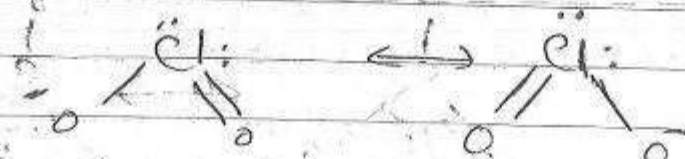
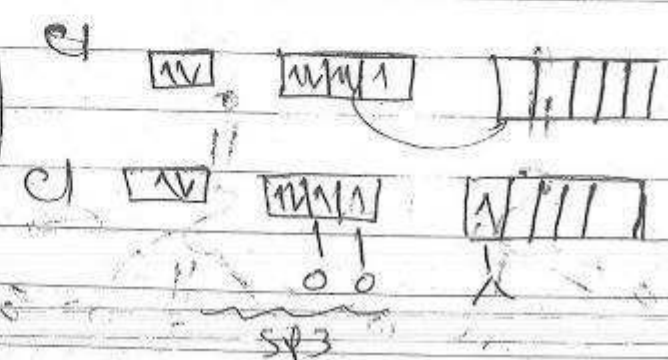
~~~~~



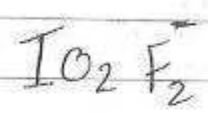
$17e^- = 7e^-$   
 $2 \times 6 = 12e^-$   
 $+ 1e^-$   


---

 $30e^- = 6 \times 5 = 30e^-$   
 $1/2 = 5 \text{ } sp^3$

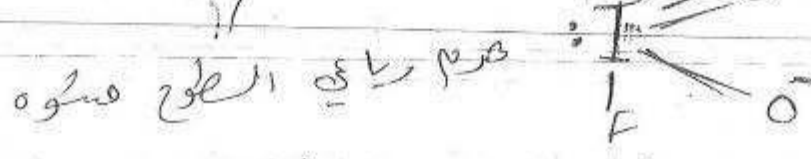
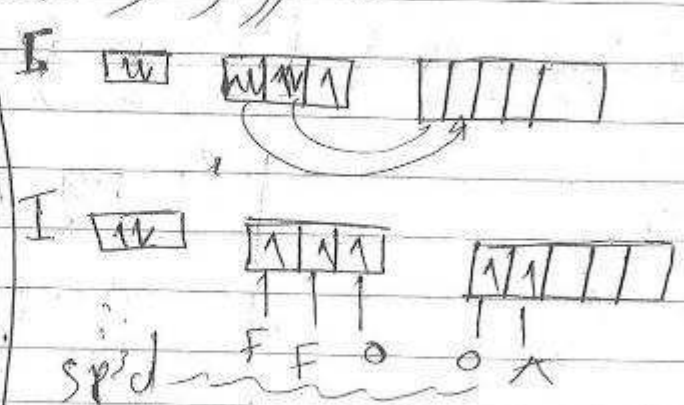


~~~~~



$I = 7e^-$
 $2 \times 6 = 12e^-$
 $2 \times 7 = 14e^-$
 $+ 1e^-$

 $34e^- = 7 \times 5 = 35e^-$
 $1/2 = 5 \text{ } sp^3d$

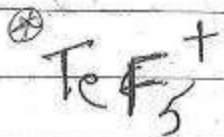
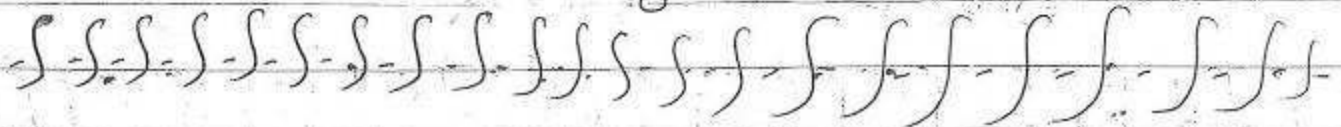
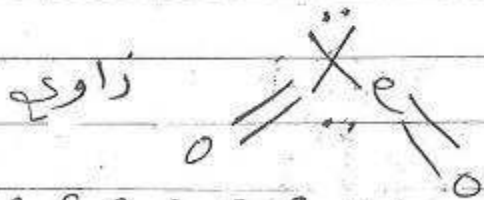
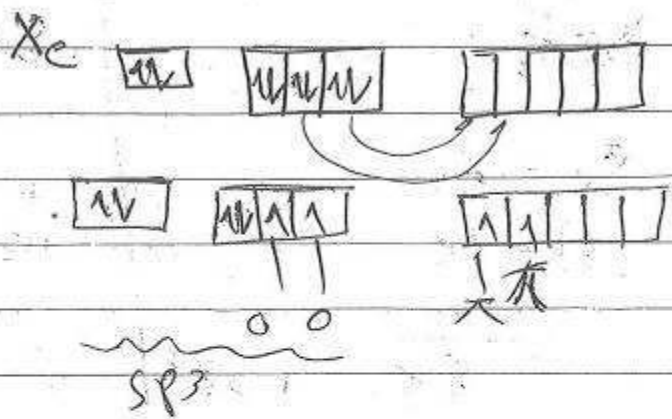




$\text{Xe} = 8e$

$2 \times 6 = 12e$

$\frac{20}{2} = 10 \text{ sp}^3$

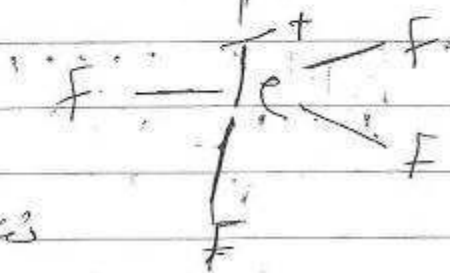
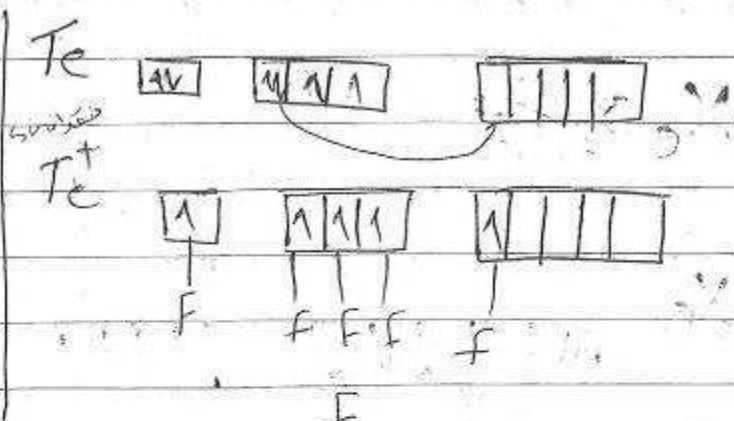


$\text{Te} = 6e$

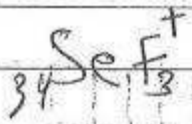
$5 \times 7 = 35e$

$-e$

$\frac{40}{2} = 20 \text{ sp}^3d$

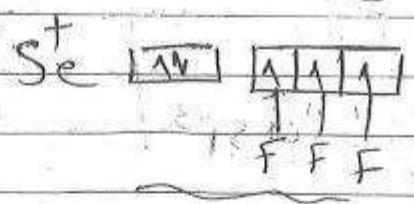
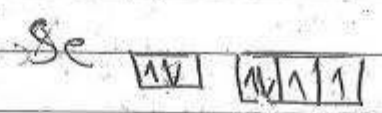


شکل الیوم الکلی

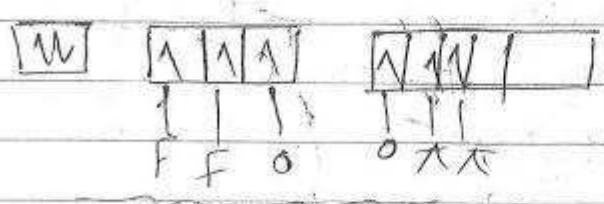
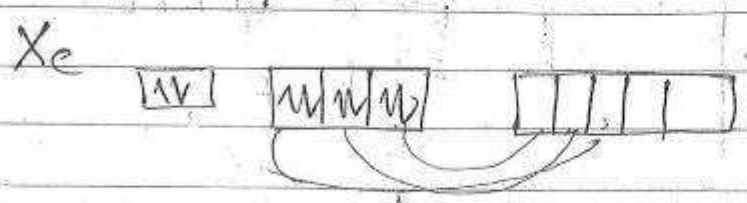
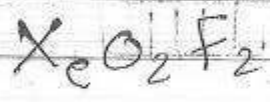
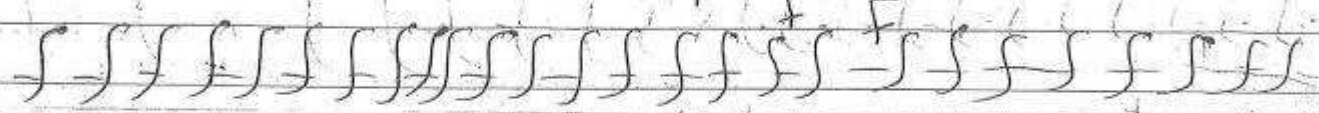


Se = 6e
 3F = 3e
 1e

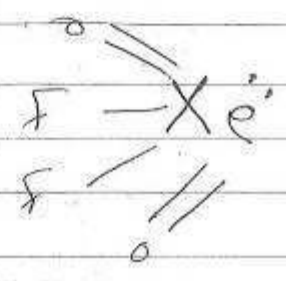
$\frac{8}{2} = 4 \text{ sp}^3$



ଅଧିକ ସଂକୀର୍ଣ୍ଣ



sp^3d



ଅଧିକ ସଂକୀର୍ଣ୍ଣ

VSEPR ونظرية اهرام الشكاف

نظرية
شكاف

توجد هناك عدة قواعد يجب اتباعها في هذه النظرية لكي نحصل على الشكل الهندسي

القاعدة الأولى

الترتيب المفضل لعدد من المزدوجات الإلكترونية في طبيعة الشكاف لذرة ما هو ذلك الترتيب الذي يبعد بين هذه المزدوجات إلى أكبر مدى ممكن، حيث يكون

زوج منفرد - زوج منفرد < زوج منفرد - زوج متأخر

< زوج متأخر - زوج متأخر

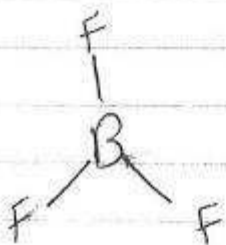
ويعود السبب في ذلك أن الأيونات الزوج المنفرد تقع تحت تأثير قوة واحدة موصلة وهي الذرة المركزية وبذلك فإنه يأخذ مساهمة أكبر أما المزدوج المتأخر فإنه يعود إلى الذرتين.

(٢) الجزيئات التي لذرتها المركزية لعدد من المزدوجات الإلكترونية

بمعدل 2 : AB_2

هنا B تمثل الجزيء السالب

يكون الشكل مستقيماً مثل BeH_2

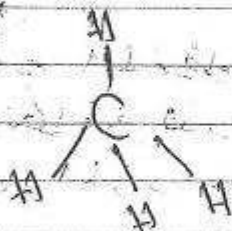


يكون الشكل مثلث مستوي

(٣) AB_3 مثل BF_3

١٤) AB_4 الجزيئات التي لا ترتبط بالزوجية عموماً من المتذبذبات
 ١ إلكترونية بطاوي ٤

١٥) AB_4 مثل CH_4 يكون الشكل رباعي السطح



١٦) جزيئة من نوع AB_3E

١٧) E مزدوج منفرد مثل NH_3 ويكون الشكل
 صريم مثلثي



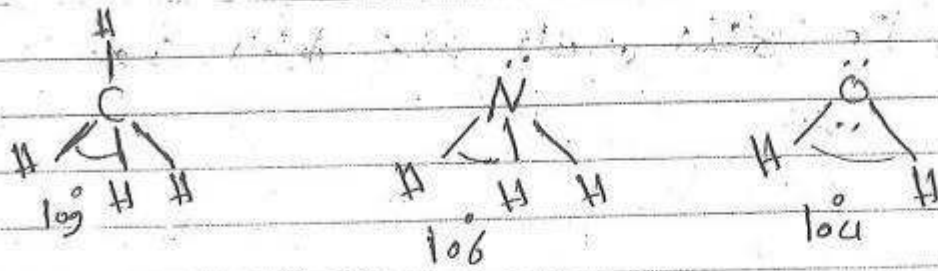
١٨) جزيئة من نوع AB_2E_2

١٩) مثل H_2O ويكون الشكل زاوي



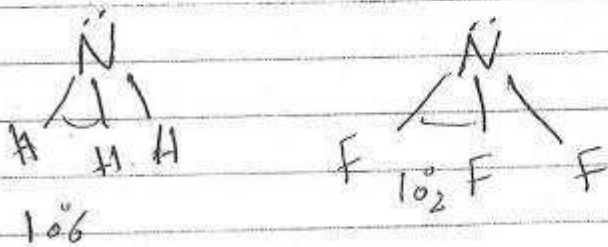
القاعدة الثانية

يسفل المزدوج الإلكتروني المنفرد حيناً في الفراغ أكبر من الحجم الذي يغطيه المزدوج الإلكتروني الشاهري، وهذا يتكس على الزاوية.



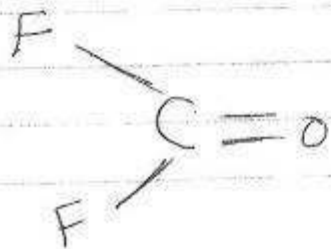
القاعدة الثالثة

نقل حجم الحجم الفراغي الذي يغطيه المزدوج الإلكتروني الشاهري بزيادة سالبية الألفة المرتبطة بالذرة المركزية التي تقصت زاوية الشاهري.



القاعدة الرابعة

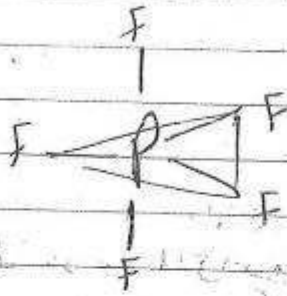
الذرات المزدوجة والسالبية تحتاج إلى حجم أكبر من الذي يغطيه مزدوج الإلكتروني الشاهري وذلك يتكس كلياً على زاوية الشاهري.



(ع) الجزئيات التي لذاتها المركزية حذرة من المترادفات الإلكترونية بيدارتي (تق)

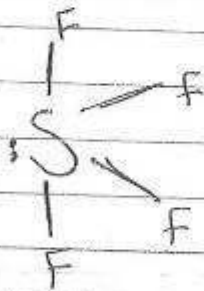
(ا) جزئية من نوع AB_5

يكون الشكل صانئ الصمم المثلثي مثل PF_5



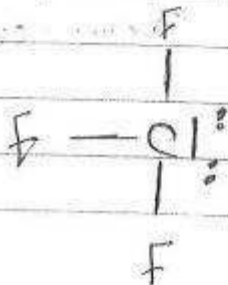
(ب) جزئية من نوع AB_4E

مثل SF_4 ويكون الشكل صمم رباعي المثلج صموم



(ج) جزئية من النوع AB_3E_2

مثل ClF_3 ويكون الشكل حرف T



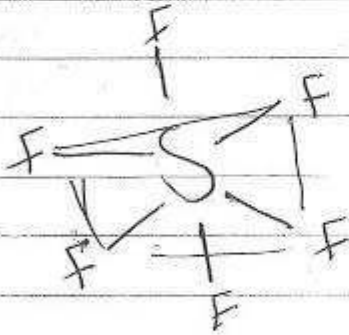
٤٤) جزيئة من نوع AB_2E_3 ويكون الشكل مستقيماً
مثل XeF_2



هـ) الجزيئات التي لذاتها مركزية عدداً من المزدوجات الإلكترونية ياتبع VA

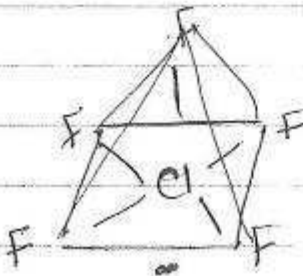
١) جزيئة من نوع AB_6

مثل SF_6 ويكون الشكل ثماني السطح



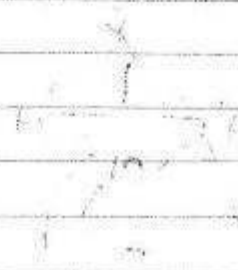
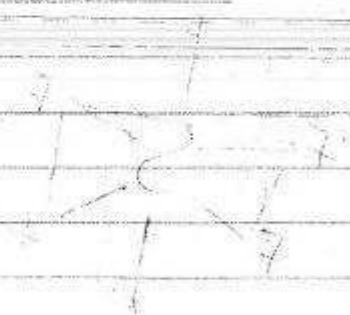
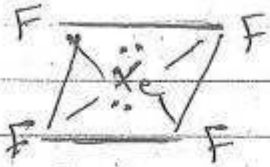
٢) جزيئة من نوع AB_5E

مثل ClF_5 ويكون الشكل هرم مربع القاعدة



١٣ جزئية من نوع $ABuE_2$

كل XeF_4 ويكون الشكل مربع مستوي



Symmetry

التماثل

إذا افكك وصف وخصيصة جزيئة ما في الفراغ فإحد من اتجاه واحد بحيث لا يمكن التمييز بين هذه الموضع يقال أن لهذه الجزيئة تماثل. فمثلا لا يمكن التمييز بين ذرتي الهيدروجين في جزيئة الهيدروجين إذا لم توضع إشارة عليهما.

فإذا كانت الجزيئة في الوضع (أ) ودارت حول مركزها بزاوية 180° فانها تصبح في الوضع (ب) وهذا الدوران يكون حول محور عمودي.



(أ)

(ب)

بعض المحاور الذيه تضم من خلال عملة الدوران ويتبع عن ذلك جزيئة لا يمكن تمييزها عن الجزيئة الأصلية. يدعى عنصر التماثل Symmetry Element وتسمى عملة الدوران عملة التماثل Symmetry Operation.

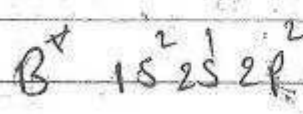
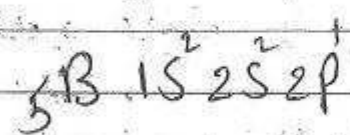
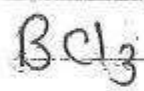
عناصر التماثل

(1) محور الدوران الرئيسي (C_n) Main Rotation Axis

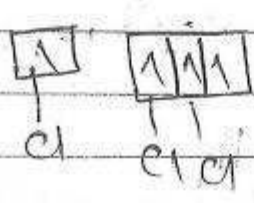
تتضمن دوران الجزيئة حول محور (C) يمر

خلال الجزيئة بزاوية $(2\pi/n)$ وهذه العملية

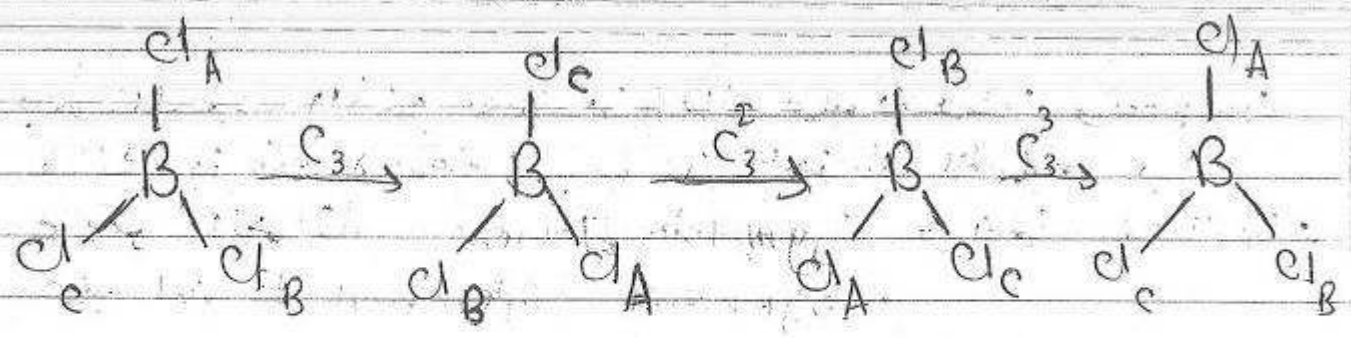
تسمى عمليّة الدوران الجلفينية ويرمز لها (C_n) حيث (n) تمثل عدد الدورات حتى تُرجع الجزيئة الى وضعها الأصلي وهذا يقابل الهوية (E) Identity



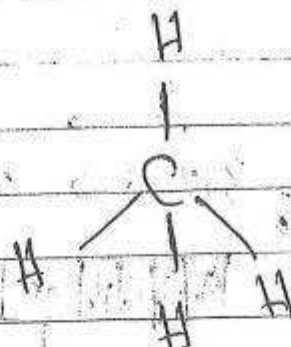
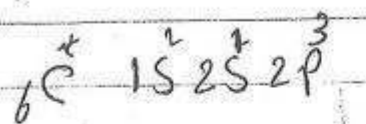
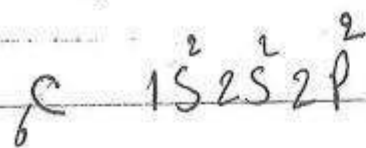
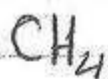
مركب مستوي



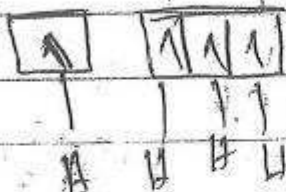
sp^2



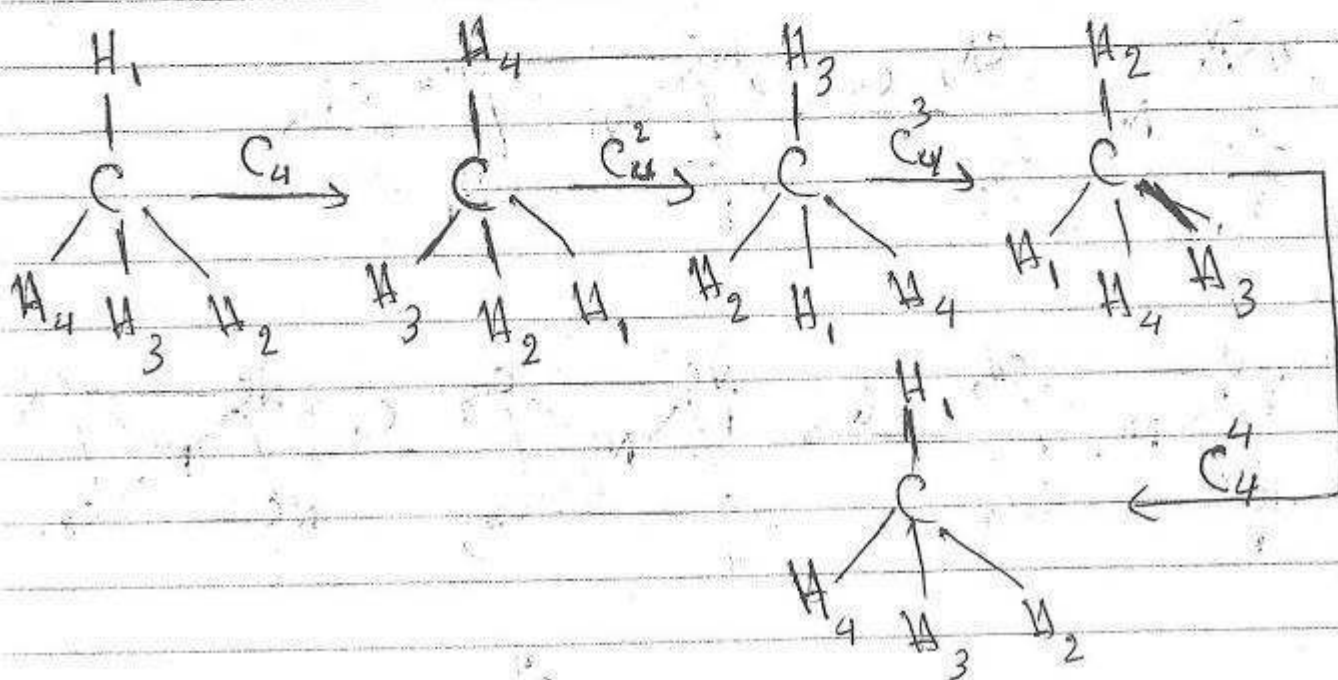
يكون محور الدوران C_3

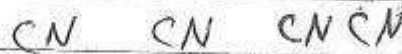
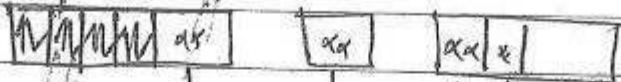
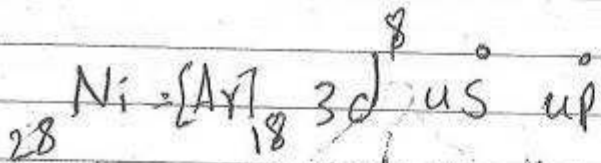
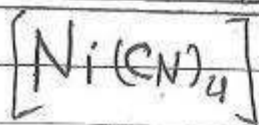


تربيعي

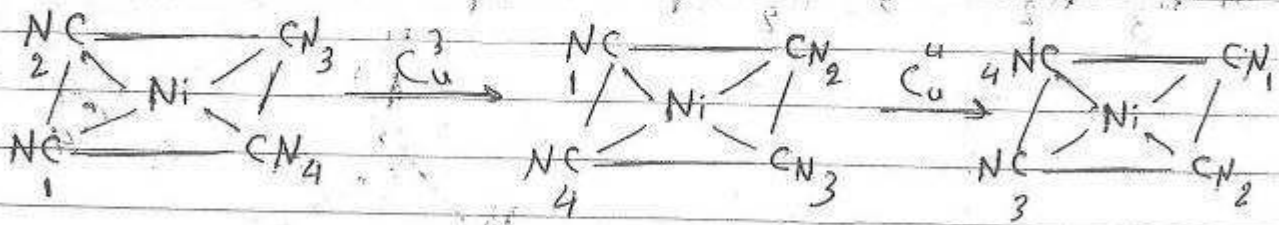
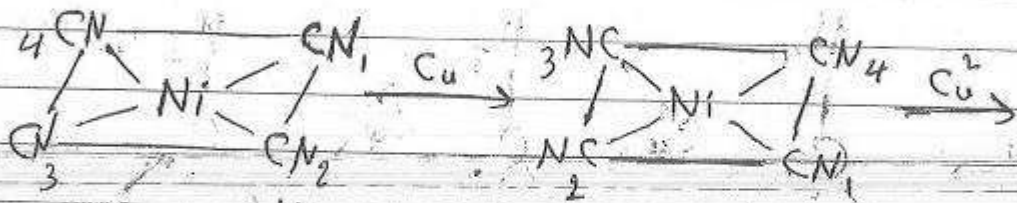


sp³

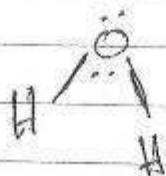




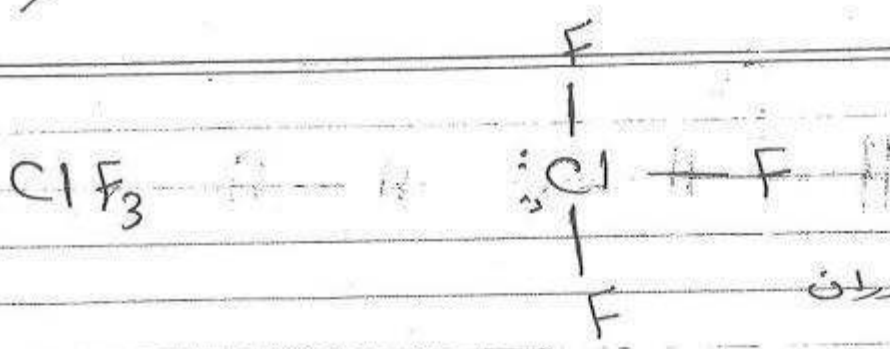
مربع مستوي sp^2



محور الدوران C_4

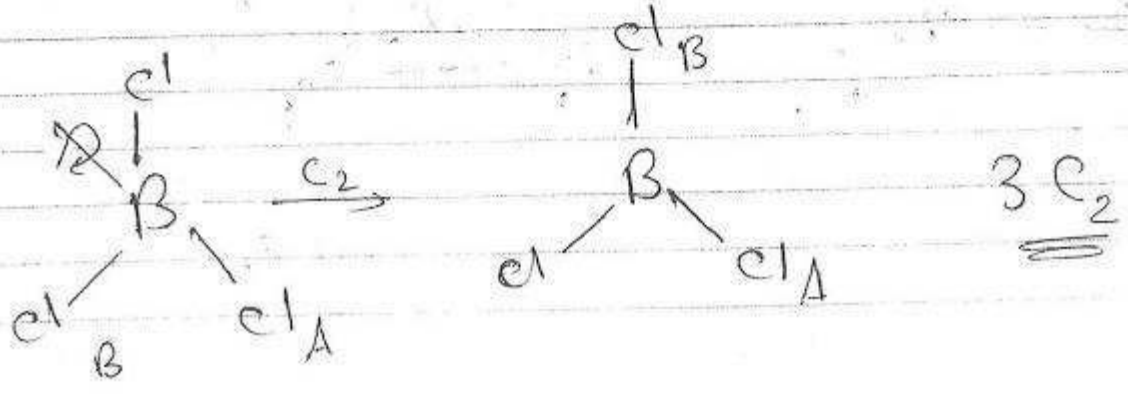
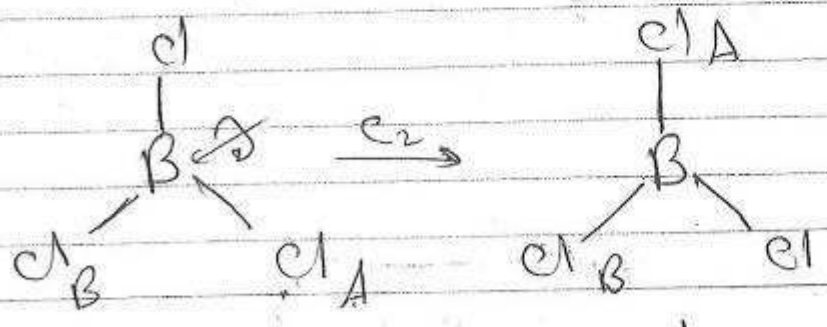
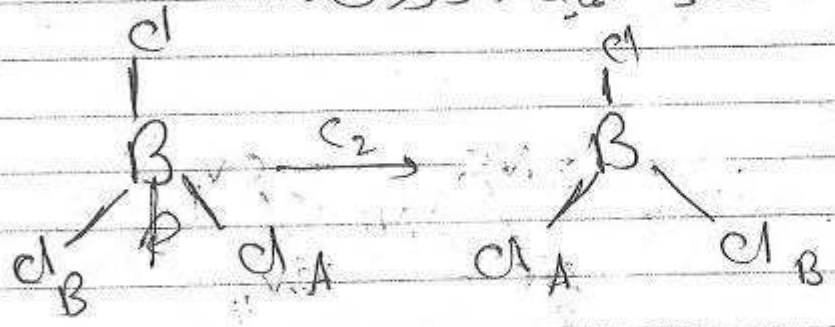


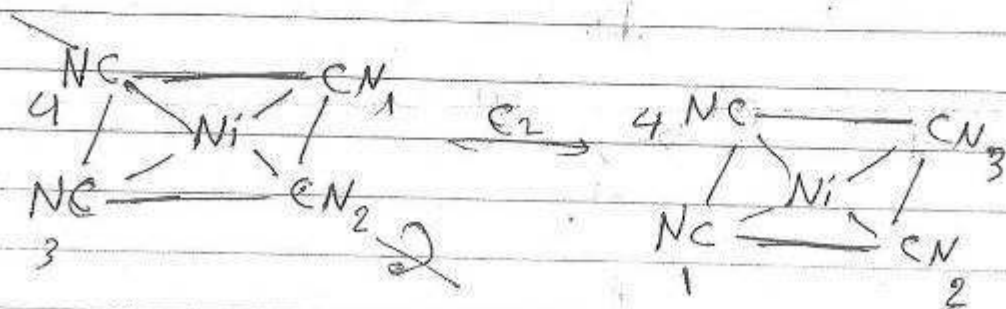
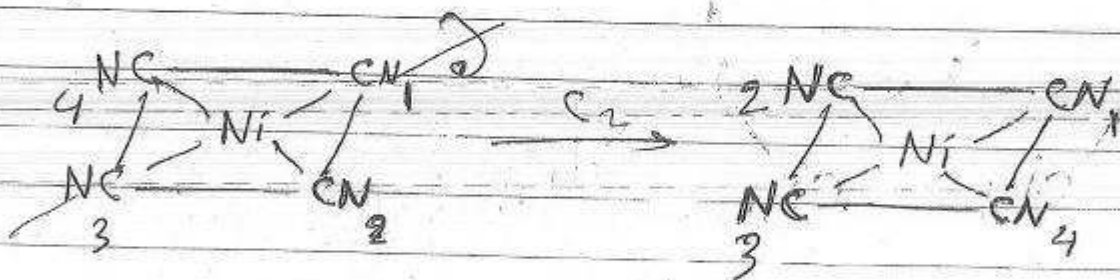
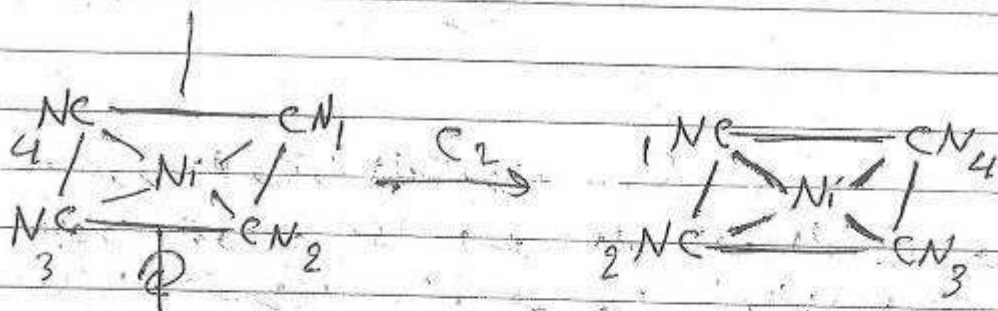
لا يوجد محور دوران
رئيسي

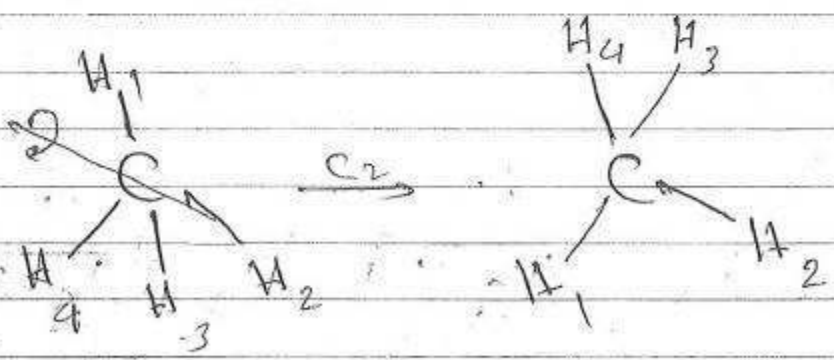
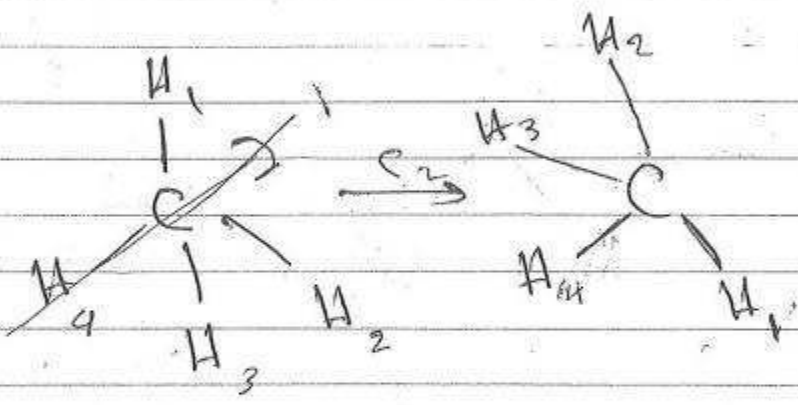
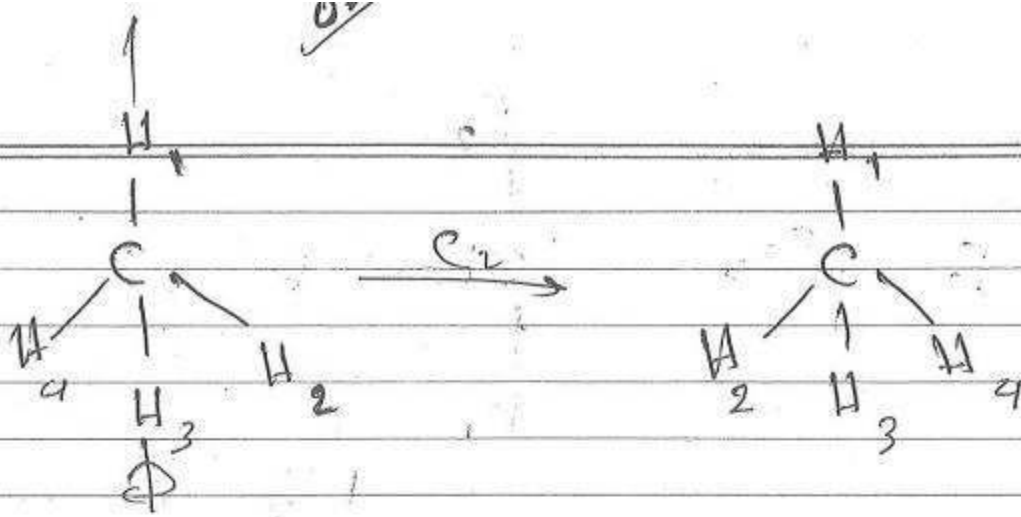


لا يوجد محور دوران رئيسي

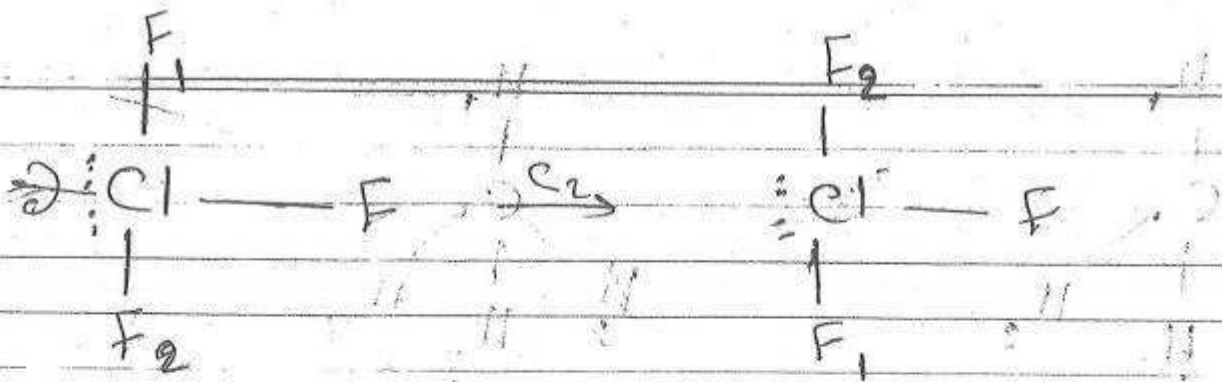
(ع) محور الدوران الثانوي C_2 يكون عمودي على محور الدوران الرئيسي ويرأهنا بيان الفترات التي يمر من خلالها محور الدوران لا تغير اما كخطا انشاء عمية الدوران





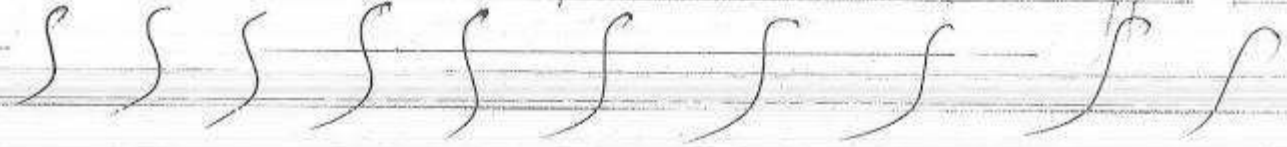
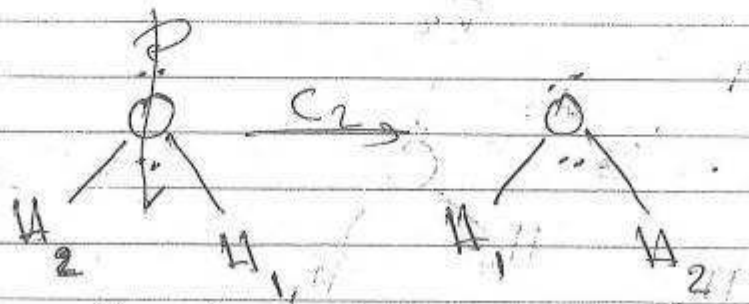


3 C₂

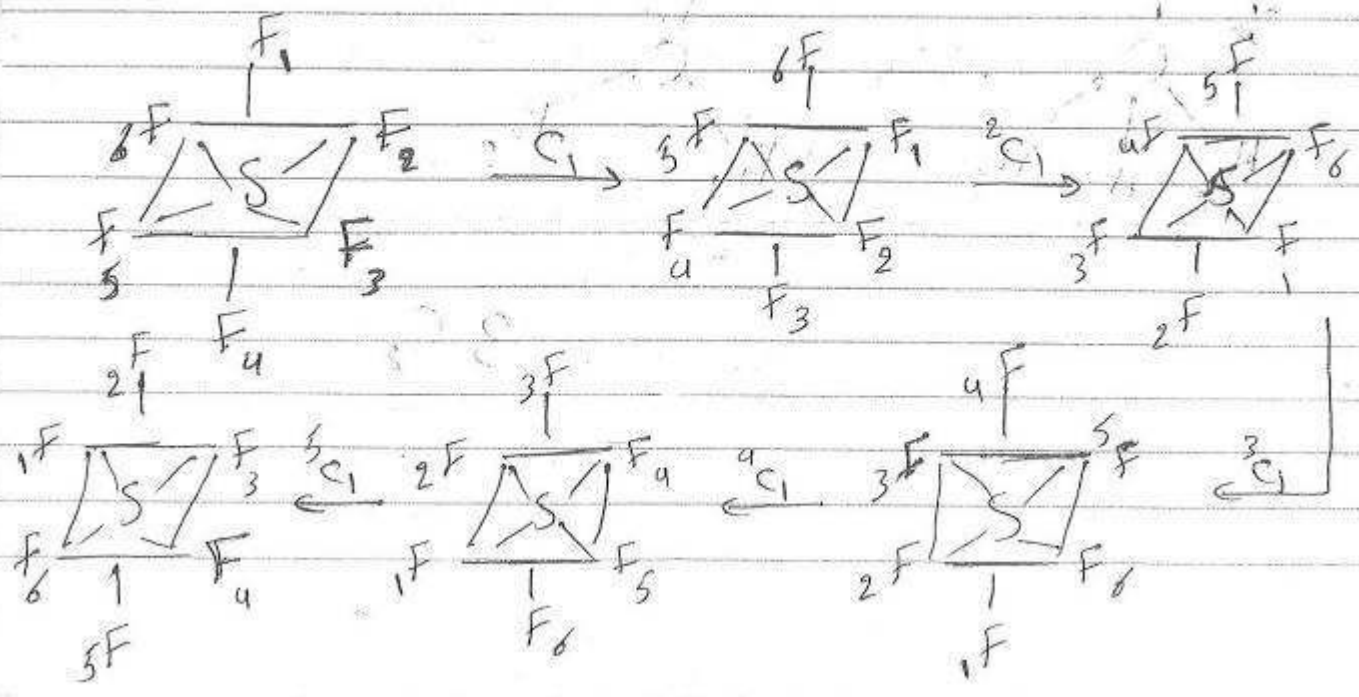


C_2

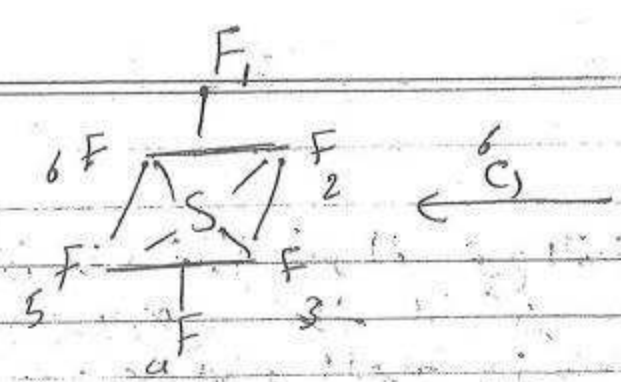
H₂O



SF₆

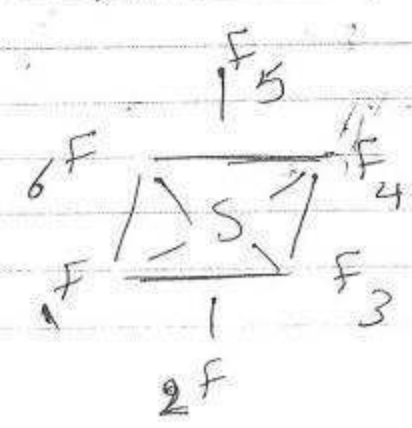
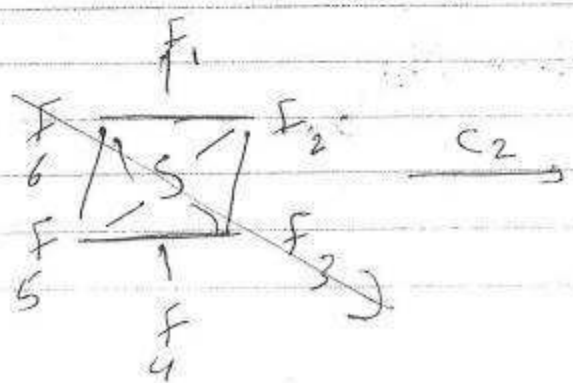
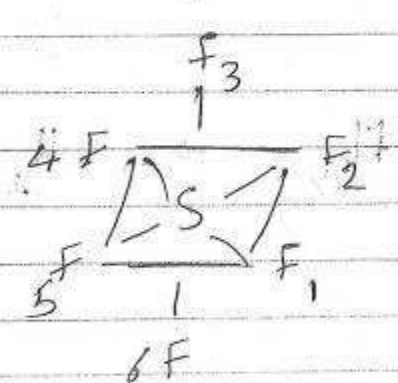
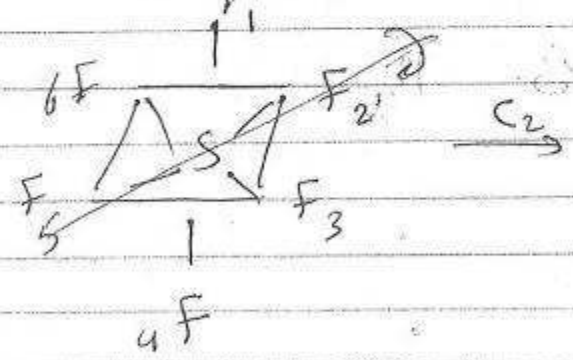
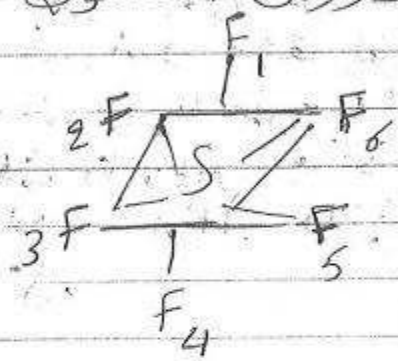
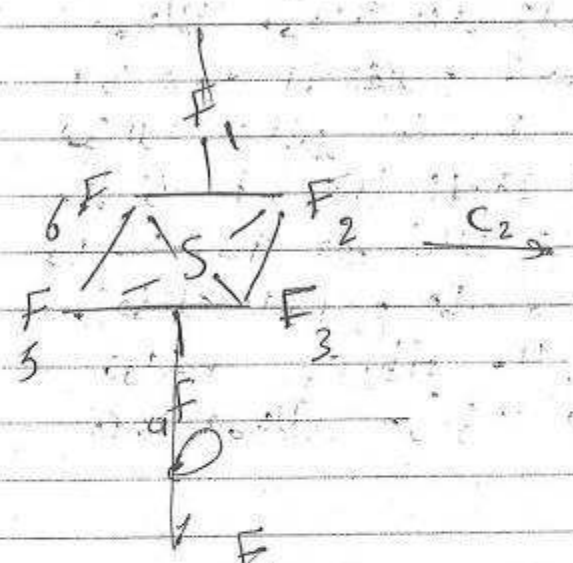


رجوع الابد (E)



لديه 6C1

اما محور الدوران البتائوي



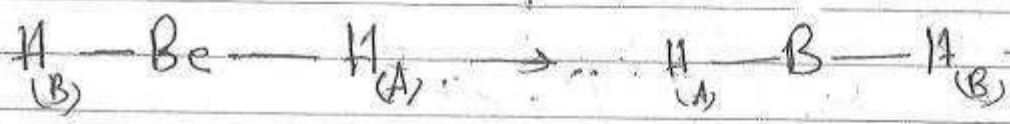
لديه 3C2

٣) مركز التماثل (أ)

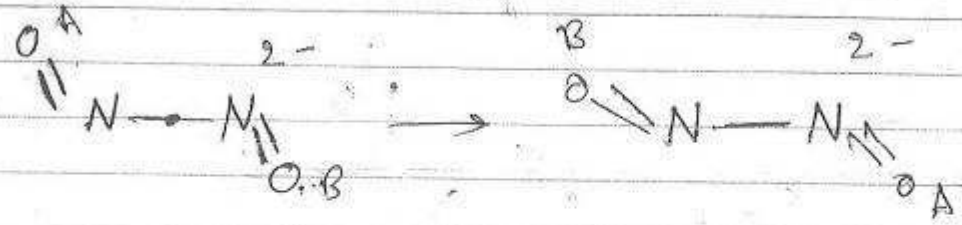
عملية الانتقال خلال المركز (أ) تمثل تحرك جميع الذرات في الجزيئة على المحاور (x, y, z) خلال المركز وعلى نفس المسافة فإذا نتج عن هذه العملية جزيئة تختلف عن الجزيئة الأصلية نقول أن هذه الجزيئة تمتلك مركزاً للتماثل.

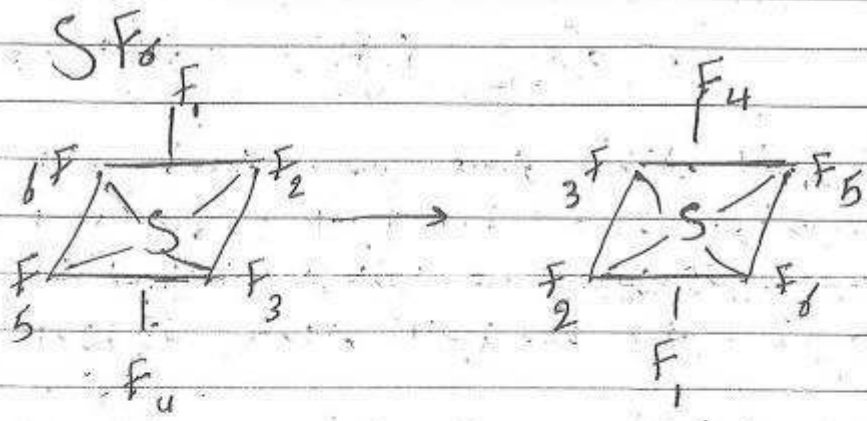
إن عملية الانتقال تجري على مرحلة واحدة ولا تتكرر لذلك يفرض تشترط أن تكون جميع ذرات الجزيئة متماثلة أو على الأقل كل ذرتين متقابلتين متماثلتين واستناداً إلى ذلك فإن تماثل الطرق التماثل Ab_2 وكذلك المربع المستوي التماثل Ab_2C_2 وكذلك البيروم ترايس Ab_2C_2 والجزيئات ABA والجزيئات والأطياف كلها تمتلك مركزاً للتماثل.

BeH_2

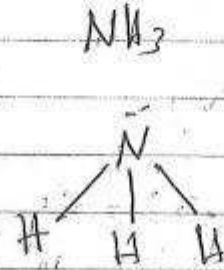
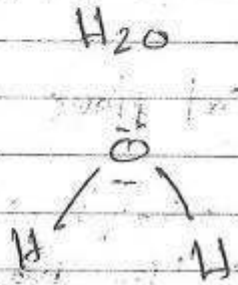
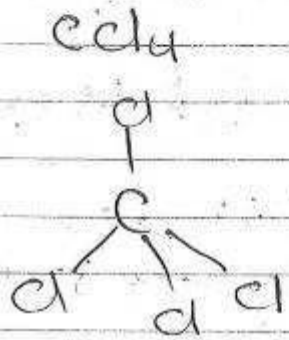


N_2O_2

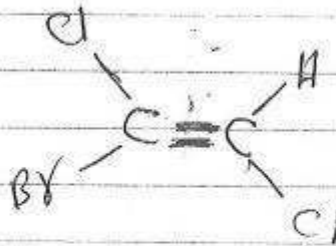
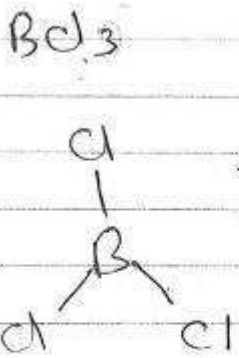




تساوی مرکزیت لایا جا



سیدھا مرکزیت لایا جا



سیدھا مرکزیت لایا جا

(ب) مستوى التناظر

إذا افلحة رسم مستوى خذاك الجزئية بحيث يكون احد عيقات الجزئية صورة قرآنية للاخيه اللاتية فالجزئية تتألك مستوى تناظر. يجب ان يمر المستوى التناظر قبال الجزئية ولية خارجيا ويوجد متبعة مرة

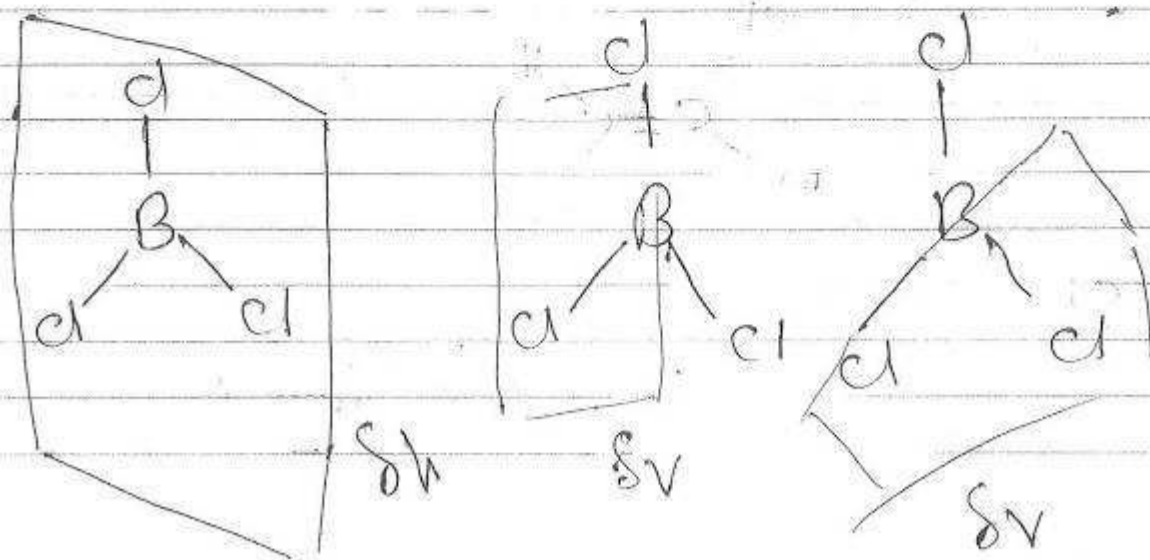
(M) المستوى الأفقي Horizontal plane وهو المستوى الذي يحتوي او ينطبق على مستوى الجزئية ويكون عمودياً على محور الدوران الرئيسي.

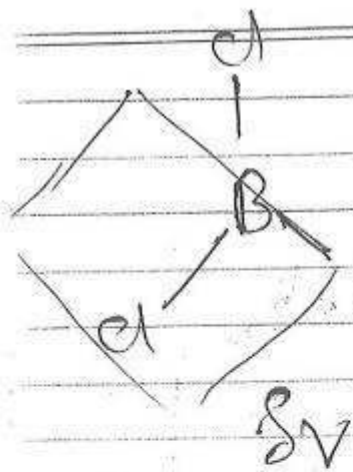
(V) المستوى العمودي Vertical plane

وهو المستوى الذي يحتوي محور الدوران الرئيسي للجزئية ويكون عمودياً على مستوى الجزئية.

(D) المستوى ثنائي الامح dikeedral plane

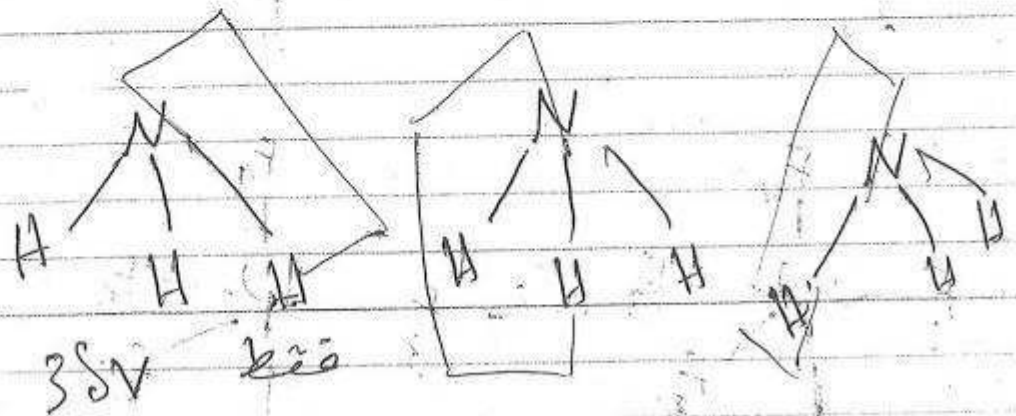
وهو مستويات عمودية تقع بين المحاور الثانوية





اذن يكون $W = 3Sv + Sh$

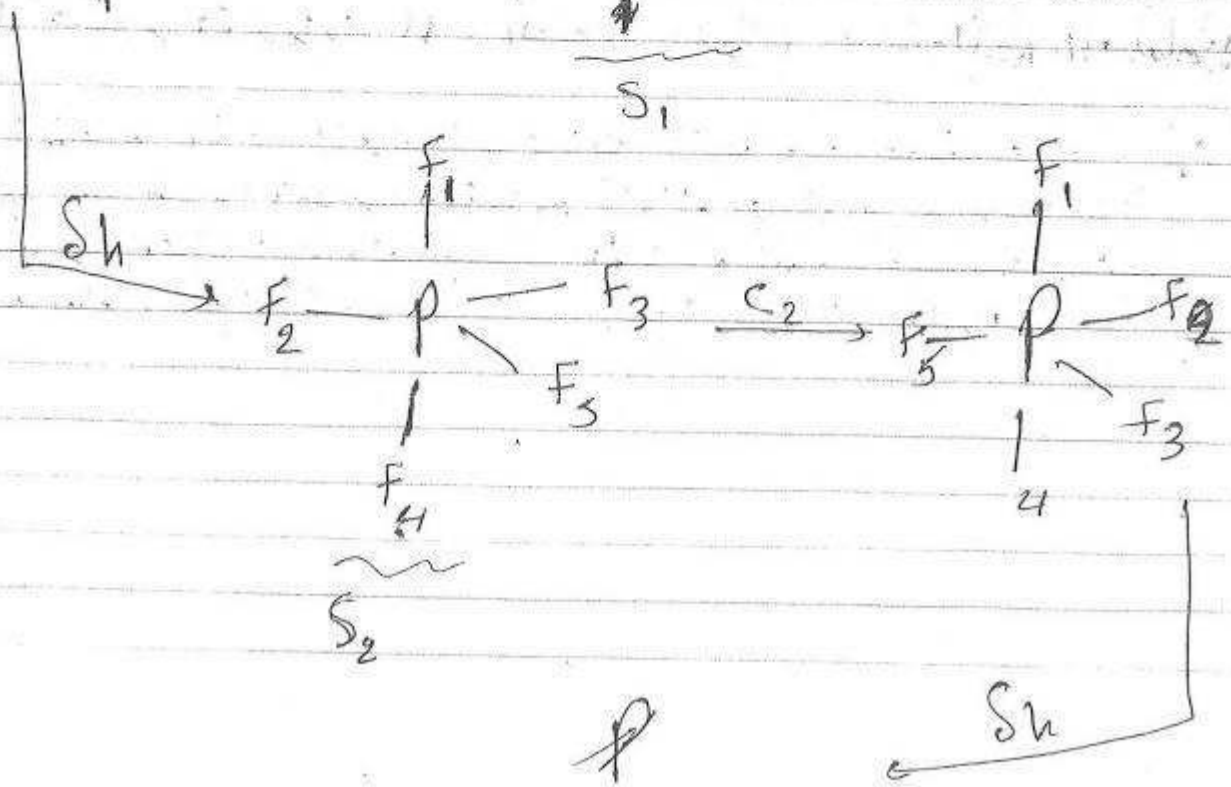
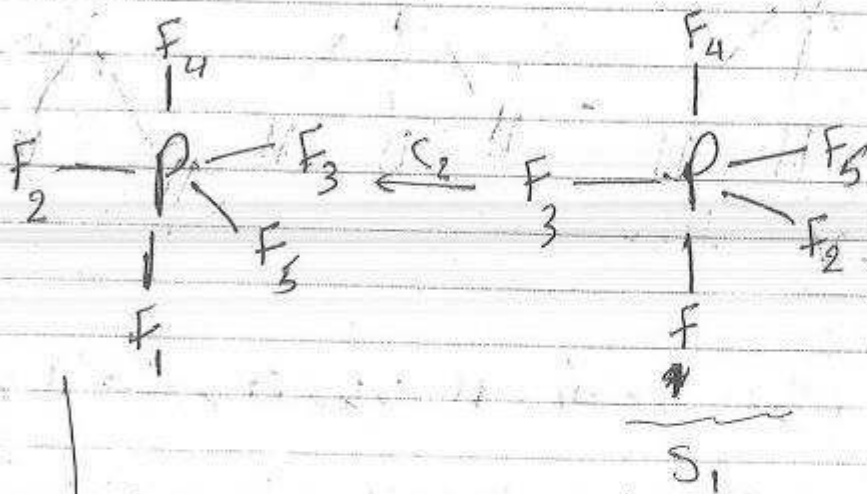
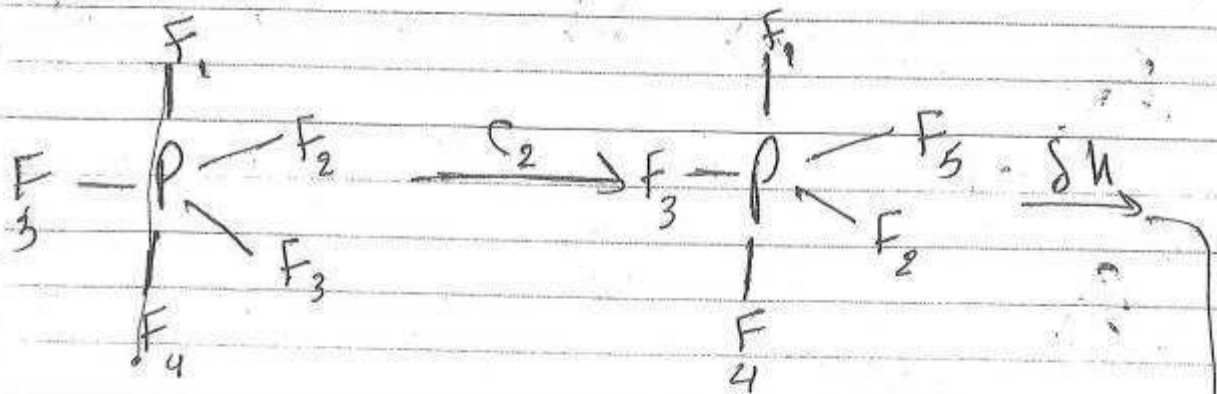
NH_3

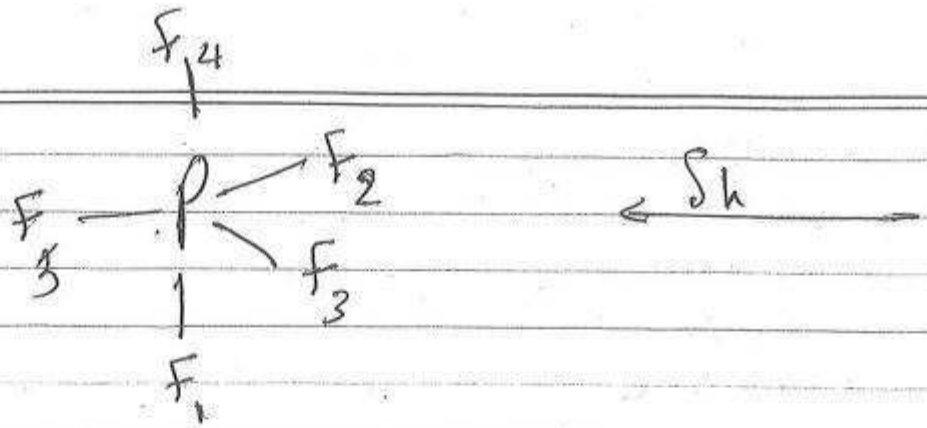


٤) محور الدوران الاتفاقي (S) Rotation-Reflection

تتطلب هذه العملية دوران الجزيئة حول محور C_n ثم يتبعها انعكاسها في مستوى عمودي على محور الدوران الرئيسي (Sh) وتكون محطة هاشيند الجزيئة الجزيئة مماثلة للجزيئة الاخرى.

P.F.S





شجيرة PF₃ ، 3C₂ ، S₃ ، Sh

الهوية (E) Identity

هنا لا تجرى أي عملية تماثل ولكن أثناء دوران
 الجزئية سوف نرجع إلى شكلها الأصلي والذي يقابل
 الهوية.