الكيمياء العامة وصف المقرر الدراسي

المصادر :

Learning and Teaching Resources **مصادر التعلم والتدريس**		
	Text	Available In the Library?
Required Texts	1- العامة الحديثة أساسيات الكيمياء / كتاب مساعد لطلبة السنة الاولى بكلية الزراعة تاليف الدكتور عبد الرزاق محمد جعفر سنة 1988 2- الكيمياء اللاعضوية تأليف الدكتور عصام جرجيس سلومي سنة 1983 3- الكيمياء العامة – القسم العملي سنة1989 تأليف : زاهرة محمد سليم سعاد حسن البياتي	متوفرة في مجانية تعليم الكلية وفي مكتبة الكلية
Recommended Texts	1-مدخل حديث إلى الكيمياء اللاعضوية سنة 1979 ترجمة د. نعمان سعد د. عبد الرزاق محمد 2-Modern Inorganic Chemistr (A.K.Holliday & C.Chambeis 1982) 3-الكيمياء اللاعضوية تاليف د. ثناء جعفر محمد الحسني 4- الاساسيات النظرية في الكيمياء النووية العملية تاليف د. هادي كاظم عوض د.انور ذيب محمود بهجت عبد الرزاق محي الدين د. انيس مالك 5- الكيمياء اللاعضوية (كيمياء العناصر الممثلة) تاليف د. حبيب عبد الواحد د. مهدي ناجي الزكوم د. كاظم العبيدي د. عصام جرجيس	متوفرة في المكتبة كلية العلوم / جامعة بغداد وفي المكتبة المركزية للجامعة
Websites	1- https://www.amazon.com/General-Chemistry-Principles-Applications-Version/dp/0133897311 2- https://scholar.google.com/scholar?q=j+inorganic+chemistry&hl=ar&as_sdt=0&as_vis=1&oi=scholart https://scholar.google.com/scholar?hl=ar&as_sdt=0%2C5&as_vis=1&q=j+analytical+chemistry&btnG 3- https://en.wikipedia.org/wiki/General_chemistry 4- https://www.acs.org/careers/chemical-sciences/areas/inorganic-chemistry.html 5- https://www.google.com/search?q=%D8%AB%D8%A7%D8%A8%D8%AA+%D8%AD%D8%A7%D8%B5%D9%84+%D8%A7%D9%84%D8%A7%D8%B0%D8%A7%D8%A8%D8%A9&oq=%D8%AB%D8%A7%D8%A8%D8%AA+%D8%AD%D8%A7%D8%B5%D9%84+%D8%A7%D9%84%D8%A7%D8%B0%D8%A7%D8%A8%D8%A9+&aqs=chrome..69i57.294952j0j15&sourceid=chrome&ie=UTF-8	

Dawod Abass

المفردات الدراسية(النظرية) لمنهاج الكيمياءالعامة

Delivery Plan (Weekly Syllabus) المنهاج الأسبوعي النظري	
	Material Covered
Week1	تعريف المحلول – أنواع المحاليل – توازن المحاليل المشبعة – المحاليل شحيحة الذوبان –تقدير ثابت حاصل الاذابة Ksp العوامل ـ
Week2	الترسيب التجزيئي – تأثير الايون المشترك – الترسيب – مجاميع الايونات الموجبة – التذويب – مسائل خاصة بثابت حاصل الإذابة.
Week3	تركيب الذرة – صفات الالكترون – الاشعة السالبة – الاشعة الموجبة .
Week4	اجهزة تقدير الكتل الذرية – طريقة تومسن – طريقة اوستن – طريقة لنير – تركيب النواة – النظائر والمتوازنات – الطاقة الرابطة – مسائل خاصة بالموضوع
Week 5	نماذج العلماء عن تركيب الذرة – نموذج تومسن – نموذج رذرفورد – نظرية بور – طيف ذرة الهيدروجين – تقدير العدد الموجي – الطول الموجي – التردد – الطاقة – معرفة نصف قطر المدار وسرعة الالكترون وطاقته.
Week 6	سلاسل طيف الانبعاث ذرة الهيدروجين . مسائل خاصة بهذه المواضيع.
Week7	نظرية الميكانيك الموجي ـ قاعدة اللادقة لها بزنبرغ – تطور نظرية بور (نظرية سومرفيلد) – معادلة شرودنكر — مبدأ دي – برولي لسلوك الالكترونات – الشكل الفيزياوي للاوربتالات
Week 8	امتحان منتصف الفصل
Week9	أعداد الكم الأربعة – التوزيع الالكتروني والبناء الذري – خواص الجدول الدوري –مسائل خاصة بهذه المواضيع
Week10	الشحنة المؤثرة على النواة وثابت الحجب – التكافؤ – انصاف اقطار الذرات والايونات .
Week11	جهد التأين – الالفة الالكترونية – الكهروسالبية – الخواص المغناطيسية – مسائل عن هذه المواضيع
Week12	انواع الاواصر الكيميائية – الاصرة الايونية – العدد التناسقي- الاستقطاب – العوامل المؤثرة على درجة الاستقطاب ـ خواص المركبات الايونية ـالاصرة التساهمية – خواص المركبات التساهمية ـالاصرة التناسقية– خواص المركبات التناسقية- قوى فاندرفالز النظريات الخاصة بالتهجين – عدد التأكسد – الرنين
Week13	الاستقرار النووي – الطاقة الرابطة مع أمثلة عن الموضوع – عمر النصف مع أمثلة عن الموضوع – الانشطار النووي الاندماج النووي- النشاط الإشعاعي- النشاط الإشعاعي الطبيعي ـ النشاط الإشعاعي الصناعي – الاستعمالات السلمية للنظائر المشعة .
Week14	النظريات الخاصة بالتهجين نظرية اصرة التكافؤ مسائل خاصة بالموضوع.
Week15	نظرية الاوربتال الجزيئي– تسلسل طاقة الاوربتالات الجزيئية – رتبة الاصرة- مسائل خاصة بالموضوع M.O.T
Week16	مراجعة قبل الامتحان النهائي

Rawaa Alass

المفردات الدراسية (العملية) لمنهاج الكيمياء العامة

Delivery Plan (Weekly Lab. Syllabus) المنهاج الأسبوعي للمختبر	
	Material Covered
Week1	توجيهات عامة عن سلامة المختبر ومعرفة المحاليل والكواشف والأجهزة والزجاجيات المختبرية
Week2	دراسة ايونات المجموعة الاولى الموجبة والكشف Hg_2^{+2} ، Ag^{+} ، Pb^{+2} عنها بصورة منفردة
Week3	التعرف والكشف عن ايونات المجموعة الاولى بشكل مزيج
Week4	اعطاء مجهول بشكل مزيج لايونات المجموعة الاولى
Week5	دراسة ايونات المجموعة الثانية الموجبة Bi^{+3} ، Pb^{+2} ، Cd^{+2} ، Cu^{+2} ، Hg^{+2} والكشف عنها بشكل منفرد
Week6	التعرف والكشف عن ايونات المجموعة الثانية بشكل مزيج
Week7	اعطاء مجهول بشكل مزيج لايونات المجموعة الثانية
Wee k 8	امتحان منتصف الفصل
Week9	دراسة ايونات المجموعة الثالثة الموجبة Mn^{+2} ، Ni^{+2} ، Co^{+2} ، Fe^{+3} والكشف عنها بصورة منفردة
Week10	التعرف والكشف عن ايونات المجموعة الثالثة بشكل مزيج
Week11	اعطاء مجهول بشكل مزيج لايونات المجموعة الثالثة
Week12	دراسة ايونات المجموعة الرابعة الموجبة والكشف Ba^{+2} ، Sr^{+2} ، Ca^{+2} عنها بصورة منفردة
Week13	التعرف والكشف عن ايونات المجموعة الرابعة بشكل مزيج
Week 14	اعطاء مجهول بشكل مزيج لايونات المجموعة الرابعة
Week15	مراجعة قبل الامتحان النهائي العملي
Week16	امتحان عملي لنهاية الفصل(إعطاء مجهول نهائي بشكل مزيج للايونات الموجبة في مختلف المجاميع التي درست)

Rawaa Abass

الجزء الاول

المحلول : Solution

هوخليط متجانس مكون من مادتين او اكثر لايحدث بينهما تفاعل كيميائي. واذا تكونت مجموعة من مادتين كيميائيتين فقط سميت محلولا ثنائيا مثل الكحول في الماء.وتسمى المادة التي توجد بكيمة اكبر بالمذيب (solvent) والمادة التي توجد بكمية اقل بالمذاب (solute) .

1-المحاليل الالكتروليتية Electrolyte Solution

وهي التي تتاين كليا في محاليلها المائية وتكون موصلة جيدة للكهرباء مثل الحوامض والقواعد.

$$HCl \xrightarrow{H_2O} H^+ + Cl^-$$

$$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$$

$$NaCl \xrightarrow{H_2O} Na^+ + Cl^-$$

2- المحاليل الغيرالكتروليتية Non- Electrolyte Solution

هي المحاليل التي لاتطلق اي ايونات في محاليلها المائية مثل الايثانول والسكروز.

$$C_2H_5OH \xrightleftharpoons{H2O} C_2H_5OH$$

التوازن الايوني : Ionic Equilibrium

جميع التفاعلات الكيميائية يحصل فيها توازن كيميائي وبشكل عام يقصد بالتوازن الكيميائي (سرعة التفاعل للمواد المتفاعلة تكون مساوية لسرعة التفاعل للمواد الناتجة).

ويعتمد على :

1- طبيعة المواد المتفاعلة ودرجة حرارتها وتركيزها .

2- درجة الحرارة والضغط.

قاعدة لي شاتلية Le- Chateller's Principle

اذا سلط جهد (درجة حرارة ، تركيز ، ضغط) على نظام متوازن فان التفاعل سوف يحدث بحيث يزيح التفاعل بالاتجاة الذي يزيل الجهد المسلط على النظام .

Rawaa Abass

ثابت حاصل الاذابة : Solubility product constant

مثلا المحلول المشبع ل AgCl في الماء في حالة توازن بين ايوناتة والجزء المتبقي بحالة صلبة ويمثل التوازن كما يلي :

$AgCl \rightleftharpoons Ag^{+} + Cl^{-}$

$Kc = [Ag^{+}][Cl^{-}]/[AgCl]$

$Kc[AgCl] = [Ag^{+}][Cl^{-}]$

↳ Ksp

وبما ان [AgCl] كمية ثابتة تصبح المعادلة بالشكل التالي :

$Ksp = [Ag^{+}][Cl^{-}]$

تعريف ثابت حاصل الاذابة :

هو حاصل ضرب التراكيز المولية للايونات الموجبة والسالبة مرفوع الى اس ما مساوي الى عدد ايونات كل عنصر من معادلة التاين المتوازنة كما في المثال

$M_xA_y \rightleftharpoons XM^{m+} + yA^{a-}$

محلول شحيح الذوبان — ايوناتة

$Ksp = [M^{m+}]^x [A^{a-}]^y$

وينطبق ثابت حاصل الاذابة على املاح شحيحة الذوبان فقط ولاينطبق على الاملاح كثيرة الذوبان ،

وهو ثابت عند ثبوت درجة الحرارة ويتغير بتغير درجة الحرارة وبوجود الايون المشترك .

س/ متى تترسب الايونات ؟

ج/ عندما يكون حاصل ضرب تركيز الايون المراد ترسيبة مع تركيز الايون المرسب له يساوي او اكبر من ثابت حاصل الاذابة للمركب المتكون.

$$\sum_{\text{الايون}Cl-}^{\text{الايون}Ag+} [Ag+][Cl-] \geq Ksp[AgCl]]$$

Rawaa Abass

الايون المشترك :

تعريفه : هو وجود ذلك الايون في محلول ما ، يتواجد فية نفس ذلك الايون سابقا وتاثير وجود االايون المشترك في المحاليل شحيحة الذوبان تزيد من عملية الترسيب وتقلل من عملية الاذابة.

مثال/ : محلول يحتوي على ملح AgCl له $Ksp = 10^{-10}$ ، ماذا يحدث لهذا المحلول لو اضيف له كمية من محلول NaCl تركيزة 0.01 M.

1- نحسب قابلية الذوبان التي يرمز لها x قبل اضافة NaCl

$AgCl \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^-$

$Ksp = [Ag^+][Cl^-]$

$10^{-10} = (x)(x)$

$10^{-10} = x^2 \longrightarrow x = 10^{-5}$ mole/L $= [Ag^+] = [Cl^-]$

2- نحسب قابلية الذوبان x بعد اضافة NaCl

$AgCl \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^-$ (10^{-5})

$NaCl \longrightarrow Na^+ + Cl^-$ (0.01) الايون المشترك

0.01M 0.01 0.01

1- تركيز الايون المشترك من الملح الشحيح الذوبان هو 10^{-5} (AgCl)

2- تركيز الايون المشترك من الملح المتاين كليا هو 0.01 (NaCl)

عند مقارنة التركيزين نلاحظ التركيز الاول الناتج من الملح شحيح الذوبان قليل مقارنة بالملح المتاين كليا لذلك يهمل . وناخذ تركيز Cl^- 0.01 M

$Ksp = [Ag^+][Cl^-]$

$10^{-10} = [Ag^+][0.01]$

$[Ag^+] = 10^{-8}$ mole/ L

قابلية ذوبان $[Ag^+]$ قلت من 10^{-5} الى 10^{-8}

اذن قابلية الذوبان قلت اذن يزداد الترسيب بفعل الايون المشترك

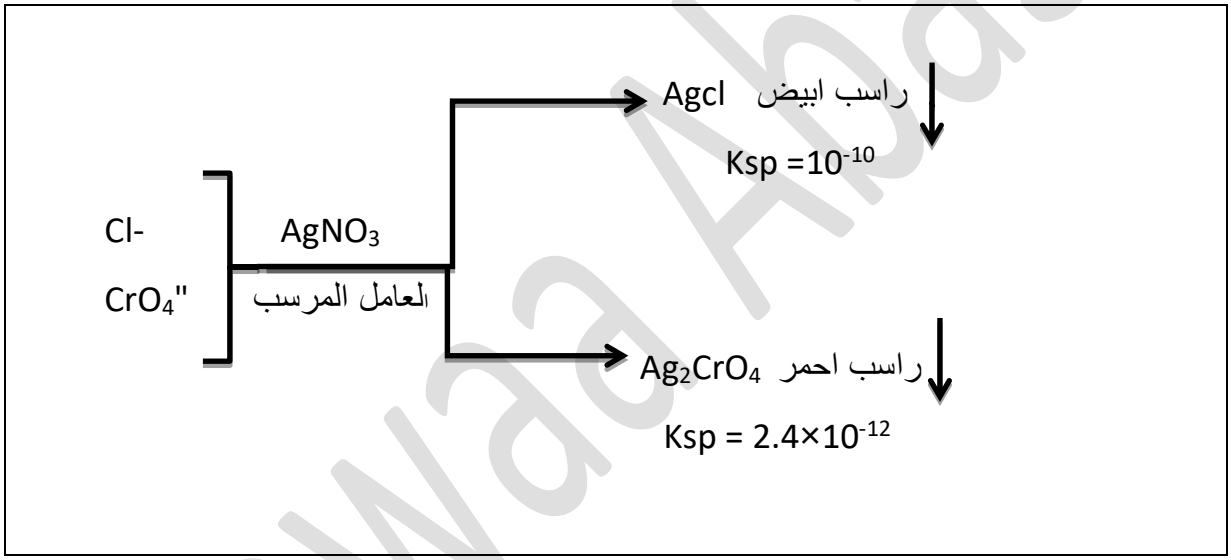
Rawaa Abass

الترسيب التجزيئي :

تعريفه : يقصد مثل هذا الترسيب اذا وجد في المحلول اكثر من ايون واحد ويراد فصل هذة الايونات بعضها عن بعض نلجأ الى هذا النوع من الترسيب .

مثلا: محلول ما يحتوي على ايوني الكرومات والكلوريد فعملية الترسيب تتم باضافة عامل مرسب واحد لتكوين املاح قليلة الذوبان لكن هذا العامل المرسب لايرسب كلا الايونين في ان واحد,حيث احدهما يحتاج الى كمية قليلة من العامل المرسب والاخر يحتاج الى زيادة من العامل المرسب حتى يترسب وبذلك يمكن فصل الايون الاول عن الثاني وبعدها يتم ترسيب الايون الثاني.

هذا الاختلاف في عملية الترسيب ناتج من الاختلاف في ثوابت حاصل الاذابة لكلا ملحي الايونين حيث الايون الذي ملحة يمتلك Ksp اقل هو الذي يترسب اولا.



اذن ملح Ag_2CrO_4 هو الذي يترسب اولا لانه يمتلك Ksp اوطا من ملح AgCl .

اذن الايون المشترك و حاصل الاذابة والترسيب التجزيئي عوامل مهم في عمليات الترسيب .

الترسيب: هي تكون رواسب مختلفة عند اضافة كاشف واحد لايونات مختلفة التركيز.

وعلى هذا الاساس صنفت الايونات الموجبة الى خمسة مجاميع كل مجموعة تشمل عدد من الايونات الموجبة والتي تترسب بمرسب واحد وبظروف ترسيب واحدة.

Rawaa Abass

التذويب (طرق ذوبان الراسب) :

يمكن تذويب قسم من الرواسب بتحويلها الى:

1- معقدات ذائبة

$PbCl_2 + HCl \xrightarrow{H2O} [PbCl_4]^{-2}$

راسب ابيض زيادة معقد ذائب

2- تحويلها الى مركبات طيارة

$CaCO_3\downarrow + HCl \longrightarrow CaCl_2 + CO_2\uparrow$

راسب ابيض ذائب

3- تحويلها الى مركبات الكتروليتية ضعيفة :

$ZnS\downarrow + HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2S$

راسب ابيض مادة الكتروليتية ضعيفة

4-عن طريق عمليات الاكسدة والاختزال :

يمكن اذابة كبريتيدات النحاس والرصاص والبزموث والكادميوم باضافة حامض النتريك

عملية اكسدة(-2e)

$CuS + 8HNO_3 \longrightarrow 3S + NO + Cu(NO_3)_2 + 4H_2O$

+5 +2

عملية اختزال (+3e)

Rawaa Abass

المسائل :

EX1/ محلول مائي مشبع بفلوريد الكالسيوم CaF_2 مامقدار فلوريد الكالسيوم

أ- المذاب في الماء المقطر

ب- في محلول يحتوي على فلوريد الصوديوم NaF بتركيز 0.01M علما ان ثابت حاصل الاذابة Ksp لفلوريد الكالسيوم = $3.4x10^{-11}$

أ- نحسب قابيلة ذوبان فلوريد الكالسيوم في الماء

نفرض قابيلة الذوبان = X

$$CaF_2 \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2F^-$$

X 2X

$$KSP = [Ca^{2+}][F^-]^2$$

$$3.4 X10^{-11} = (X)(2X)^2$$

$$3.4 X10^{-11} = 4X^3 \longrightarrow X = 2.05 X 10^{-4} \text{ mole/L}$$

قابلية ذوبان الفلوريد الكالسيوم في الماء المقطر.

ب- ان فلوريد الصوديوم NaF كثير الذوبان في الماء اي تام التاين ، ذوبان الملح CaF_2 في وجود NaF يكون اقل مماعلية في الماء بفعل الايون المشترك وهو ايون الفلوريد F^-

$$NaF \longrightarrow Na^+ + F^-$$

0.01M 0.01M 0.01M

$$CaF_2 \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2F^-$$

ايون المشترك $2X2.05X10^{-4}M$

$$[F^-] = 2X + 0.01$$

$$= 2X2.05 X10^{-4} + 0.01 \longrightarrow [F^-] = 0.01M$$

يهمل لان مقدارة قليل مقارنة بالفلور الناتج منNaF

$$Ksp(CaF_2) = [Ca^{2+}][F^-]^2 \longrightarrow 3.4X10^{-11} = (X)(0.01)^2$$

$$X = 3.4 X10^{-7} \text{ mole/ L}$$

Rawaa Abass

EX2: تركيز ايون الفلوريد في المحلول المائي المشبع لفلوريد الكالسيوم يساوي 0.0078 gm/L
احسب ثابت حاصل الاذابة لفلوريد الكالسيوم مع العلم ان الوزن الذري A.wt of F = 19

$$CaF_2 \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2\ F^-$$

تركيز ايون الكالسيوم في المحلول المشبع يساوي نصف تركيز ايون الفلوريد

$$[F^-] = \frac{(0.0078\ gm/L)}{M.wt} = \frac{0.0078\ gm/L}{19} = 4x\ 10^{-4}\ mole/L$$

$$[Ca^{2+}] = (4x\ 10^{-4}\ mole/L)/2 = 2x\ 10^{-4}\ mole/L$$

$$KSP = [Ca^{2+}][F^-]^2$$

$$=(2x10^{-4})(4x10^{-4})^2$$

$$= 3.2\ x10^{-11}$$ حاصل الاذابة لفلوريد الكالسيوم

EX3 / قابلية اذابة AgCl هي 0.0015 gm/L احسب Ksp(AgCl) =M.wt of AgCl 143.5

$$\text{قابلية الذوبان} = \frac{0.0015\ gm\ /\ L}{M.wt} = \frac{0.0015\ gm/L}{143.5}$$

$$=1.05x10^{-5}\ mole/L = [Ag^+] = [Cl^-]$$

$$AgCl \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^-$$

$$Ksp_{AgCl} = [Ag^+][Cl^-]$$

$$= (1.05x10^{-5})\ (\ 1.05x10^{-5}) = 1.1x\ 10^{-10}$$

Rawaa Abass

EX4: احسب حاصل الاذابة لكرومات الفضة اذا علمت ان قابلية ذوبانها 2.5×10^{-2} g/L وان M.wt = 332 Ag_2CrO_4

قابلية الذوبان = $(2.5 \times 10^{-2}\ g/L) / 332 = 7.5 \times 10^{-5}$ mole/ L

$$Ag_2CrO_4 \rightleftharpoons 2Ag^+ + CrO_4^{=}$$

$$2 \times 7.5 \times 10^{-5} \qquad 7.5 \times 10^{-5}$$

$$Ksp_{(Ag2CrO4)} = [Ag^+]^2[CrO_4^{=}]$$
$$= (2 \times 7.5 \times 10^{-5})^2 (7.5 \times 10^{-5})$$
$$= 1.7 \times 10^{-12}$$

EX5 : اوجد قابلية ذوبان المواد التالية بالغرام لكل لتر من ثابت حاصل الاذابة علما انها بدرجة $25C^o$.

أ- كاربونات الفضة Ag_2CO_3 $Ksp = 8.3 \times 10^{-12}$ M.wt = 275.8

ب-كبريتات الباريوم $BaSO_4$ $Ksp = 1 \times 10^{-10}$ M.wt = 233.2

$$Ag_2CO_3 \rightleftharpoons 2Ag^+ + CO3^{2-}$$

$Ksp = [Ag^+]^2[CO3^{2-}]$

$8.3 \times 10^{-12} = (2X)^2(X)$

$8.3 \times 10^{-12} = 4X^3$

$X = 1.27 \times 10^{-4}$ X mole/L

قابلية الذوبان بالغرام = X * M.wt = $1.27 \times 10^{-4} \times 275.8 = 0.035$ gm/L = 3.5×10^{-2} gm/L

ب/

$$BaSO_4 \rightleftharpoons Ba^{2+} + SO_4^{-2}$$

$Ksp = [Ba^{+2}][SO_4^{2-}]$

$1 \times 10^{-10} = (X)(X)$

$1 \times 10^{-10} = X^2 \longrightarrow X = 10^{-5}$ mole/L

قابلية الذوبان بالغرام = X * M.wt = $10^{-5} \times 233.2$ gm/L = 2.33×10^{-3} gm/L

Rawaa Abass

EX6: محلول يحتوي على أيوني الفضة و الرصاص أضيف الى هذا المحلول محلول dil. HCl ...أيهما يترسب أولا AgCL أم $PbCl_2$ ؟ إذا علمت أن $Ksp(AgCl) = 1x10^{-10}$ و $Ksp\ (PbCl_2) = 1x10^{-4}$

1- AgCL $\rightleftharpoons$ **Ag^+ + CL^-**

X X

$Ksp = [Ag^+][Cl^-]$

$1x10^{-10} = (x)(x)$

$1x10^{-10} = x^2$

$X = 10^{-5}$ mole/L = $[Ag^+]$

$PbCl_2 \rightleftharpoons Pb^{2+} + 2Cl^-$

X 2x

$Ksp = [Pb^{2+}][Cl^-]^2$

$1x10^{-4} = (x)(2x)^2$

$1x10^{-4} = 4x^3$

$X = 0.0029$ mole/L = $[Pb^{2+}]$

قابلية ذوبان ايون الفضة اقل بكثير من ايون الرصاص لذا يترسب الفضة اولا.

EX7: تذوب كرومات الفضة بمقدار 0.02 g/L , جد ثابت حاصل الاذابة اذا علمت ان الوزن الجزيئي لكرومات الفضة $Ag_2CrO_4 = 332$

$Ag_2CrO_4 \rightleftharpoons 2Ag^+ + CrO_4^{-2}$

$Ksp = [Ag^+]^2[CrO4^{2-}]$

$= (2.\ (0.02g/L)/332)^2\ ((0.02g/L)/332)$

$= 8.74X10^{-13}$

Rawaa Abass

EX8: مزج 500 مل من كلوريد الكالسيوم $CaCl_2$ تركيزة $4x10^{-5}$ M مع 500 مل من محلول فلوريد الصوديوم NaF تركيزة $6X10^{-4}$ M اثبت رياضيا هل يكون فلوريد الكالسيوم CaF_2 المتكون من كلا الملحين ذائبا ام مترسبا؟ علما ان Ksp لفلوريد الكالسيوم = $3.4x10^{-11}$

$CaCl_2$ + NaF ⟶ CaF_2 ⇌ Ca^{2+} + $2F^-$

500ml 500ml $2X10^{-5}$ $2X3X10^{-4}$

$4x\ 10^{-5}$ $6x10^{-4}$

$(Ca^{2+} + 2Cl^-)$ $(Na^+ + F^-)$

$(4X10^{-5}\ 2X4X10^{-5})$ $(6X10^{-4}\ 6X10^{-4})$

ملاحظة/

عند مضاعفة الحجم يقل التركيز الى النصف اي يصبح تركيز ايون$[Ca^{+2}]$ = $4X10^{-5}/2$ = $2X10^{-5}$ M

وتركيز ايون الفلوريد F^- = $6x10^{-4}/2$ M= $3\ x10^{-4}$

حاصل ضرب التراكيز =$[Ca^{2+}]$ $[F^-]^2$

$= (2X10^{-5})(2X3X10^{-4})^2$

$=7.2X10^{-12}$

هنا نرى ان حاصل ضرب التراكيز المولية لايون F^- و Ca^+ اقل من ثابت حاصل الاذابة لذا لا يحدث ترسيب .

ksp ثابت حاصل الاذابة > $[Ca^{2+}]$ $[F^-]$

$3.4\ x10^{-11}$ > $7.2\ x10^{-12}$

Rawaa Abass

EX9: أوجد قابلية ذوبان كلوريد الرصاص بوحدة gm/L في الماء المقطر وفي محلول 0.1M كلوريد الصوديوم ؟ علما ان $Ksp = 1.6x\ 10^{-5}$, $M.wt\ PbCl_2 = 287.2$

في الماء المقطر

$PbCl_2 \rightleftharpoons Pb^{2+} + 2Cl^-$

$1.6x10^{-5} = [Pb^{2+}][Cl^-]^2$

$1.6\ x10^{-5} = (x)(2x)^2$

$X = 0.0158$ mole/L $\longrightarrow$ $X = 0.0158 \times M.wt$

$X = 0.0158 \times 287.2 = 4.538$ gm/L

في محلول NaCl 0.1 M

$PbCl_2 \rightleftharpoons Pb^{2+} + 2Cl^-$

$NaCl \longrightarrow Na^+ + Cl^-$

0.1M 0.1M 0.1M

$[Cl^-] = \underline{(2x0.01587)} + 0.1 \sim 0.1$

يهمل

$Ksp = [Pb^{2+}][Cl^-]^2$

$1.6\ x10^{-5} = (y)(0.1)^2$

$y = 1.6x10^{-3}$ mole/L

قابلية الذوبان بالغرام لكل لتر $= 1.6\ X10^{-3}\ X\ M.wt$

$= 1.6x10^{-3}\ x287.2$

$= 0.459$ gm/L

قلت قابلية الذوبان بوجود الايون المشترك فازداد الترسيب .

Rawaa Abass

EX10: إحسب عدد غرامات فلوريد المغنيسيوم الذائبة اللازمة لاشباع لتر واحد من محلول فلوريد الصوديوم بتركيز 0.01 M . قابيلة ذوبان فلوريد المغنسيوم في الماء هي 10^{-3} mole/L. علما ان الوزن الجزيئي لفلوريد المغنيسيوم هو M.wt (MgF_2) = 62

اولا: نستخرج Ksp

$$MgF_2 \rightleftharpoons Mg^{+2} + 2F^-$$

$$10^{-3} \quad 2X10^{-3}$$

$$Ksp = [Mg^{2+}][F^-]^2$$

$$= (10^{-3})(2X10^{-3})^2$$

$$= 4X10^{-9}$$

ثانيا: نستخرج قابيلة الذوبان بوجود الايون المشترك بوحدة g/L

$$NaF \rightarrow Na^+ + F^-$$

$$10^{-2}M \quad 10^{-2}\ M \quad 10^{-2}\ M$$

$$MgF_2 \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2\ F^-$$

$$10^{-3} \quad 2X10^{-3}$$

الايون المشترك هو F^- . تركيزه الناتج من MgF_2 يهمل لانه قليل مقارنة مع ايون الفلور F- الناتج من تاين NaF .

$$Ksp = [Mg^{2+}][F^-]^2$$

$$4X10^{-9} = (Y)(10^{-2})^2$$

$$4X10^{-9} = (Y)(10^{-4})$$

$$Y = 4X10^{-5}\ mole/L = [Mg^{2+}]$$

قابلية الذوبان بلغرام = $4X10^{-5}$ mole/L X M.wt

$$= 4x10^{-5} X\ 62$$

$$= 2.48\ X10^{-3}\ gm/L$$

إذن عدد الغرامات هي $2.48X10^{-3}$ g اللازمة لاشباع لتر واحد من محلول NaF

Rawaa Abass

Ex11: اذا علمت ان قابلية الذوبان لكلوريد الزئبقوز 1×10^{-6} ، احسب ثابت حاصل الاذابة Ksp للملح .

$$Hg_2Cl_2 \rightleftharpoons Hg_2^{2+} + 2Cl^-$$

$$1\times 10^{-6} \quad 2X1\times 10^{-6}$$

$$Ksp = [Hg_2^{2+}][Cl^-]^2$$

$$= (1\times 10^{-6})(2X1\times 10^{-6})^2$$

$$= 4\times 10^{-18}$$

Ex12: بين قابلية ذوبان كبريتد النحاسيك لكل من الماء المقطر وفي محلول ذو تركيز 0.1M من كبريتيد الصوديوم اذا علمت ان ثابت حاصل الاذابة Ksp للملح CuS = 1.4×10^{-14}

$$CuS \rightleftharpoons Cu^{+2} + S^{-2}$$

$$X \quad X$$

$$Ksp = [Cu^{2+}][S^{-2}]$$

$$1.4\times 10^{-14} = (x)(x)$$

$$1.4\times 10^{-14} \longrightarrow = x^2 \quad x = 1.18\times 10^{-7} \ M = [Cu^{2+}]$$

$$CuS \rightleftharpoons Cu^{+2} + S^{-2}$$

$$Na_2S \longrightarrow 2Na + S^{-2}$$

0.1M 0.1 M 0.1M

ايون مشترك

$$Ksp = [Cu^{2+}][S^{-2}]$$

$$1.4\times 10^{-14} = [Cu^{2+}](0.1) \longrightarrow [Cu^{2+}] = 1.4\times 10^{-13} \ mole/L$$

زادت عملية الترسيب بفعل الايون المشترك ونتيجة لذلك قلت قابلية الذوبان .

Rawaa Abass

الجزء الثاني

الــذرة

المفهوم العام للذرة على انها اصغر جزء للعنصر وغير قابل للتجزئة والاختلاف في خواص المواد الكيمياوية والفيزياوية والكهربائية والمغناطيسية يعزى الى كيفية ترتيب الجزيئات والذرات داخل هذه المواد .

لذا يجب دراسة التركيب الذري والقوانين التي تحكم هذا الترتيب فالجميع يعلم ان الذرة تتكون من نواة موجبة الشحنة موجودة في مركز الذرة تحيط بها مجموعة من الالكترونات ذات الشحنة السالبة .

وقبل دراسة الفرضيات والنماذج الذرية سنتعرف على بعض صفات الالكترون :

1- الصفة المزدوجة للاكترون : (الصفة الموجية والصفة الجسيمية)

العالم ماكس بلانك فسر الشعاع المنبعث من الاجسام الحارة التي تسخن الى درجة الاضاءة بانه كمات ضوئية سميت بالفوتونات تنبعث بتردد معين وبطاقة تتناسب طردياً مع التردد

E = الطاقة

υ = التردد $\qquad E \alpha \upsilon$

h = ثابت بلانك 6.6×10^{-27} erg. Sec $\qquad E = h\upsilon$ (معادلة ماكس بلانك)

اذن الالكترون صفته الاولى يتصرف بشكل موجة وهذه الموجة لها تردد ولكن الالكترون يعتبر كجسيم وله كتلة وهذه صفتة الثانية ولها علاقة بالزخم P .

فالعالم دي – برولي توصل الى ان كل جسم متحرك تصاحبه موجة , والطاقة التي يمتلكها الجسم المتحرك تتناسب طردياً مع التردد الناتج من حركة ذلك الجسم .

M = كتلة الجسم $\qquad E = mC^2$

C = سرعة الضوء = 3×10^{10} cm / Sec or 3×10^{8} m /Sec

بقسمة طرفي المعادلة على C $\qquad mC^2 = h\upsilon$

$mC = h\upsilon/C$

(الزخم) $P = h\upsilon/C$

Rawaa Abass

2- سلوك الالكترون في المجال الكهربائي والمجال المغناطيسي :

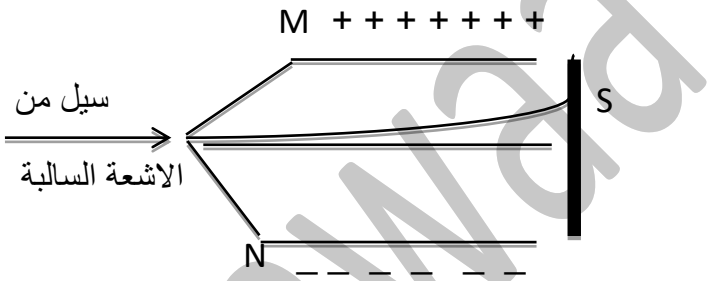
أ- سلوك الالكترون في المجال الكهربائي (الاشعة المهبطية السالبة)

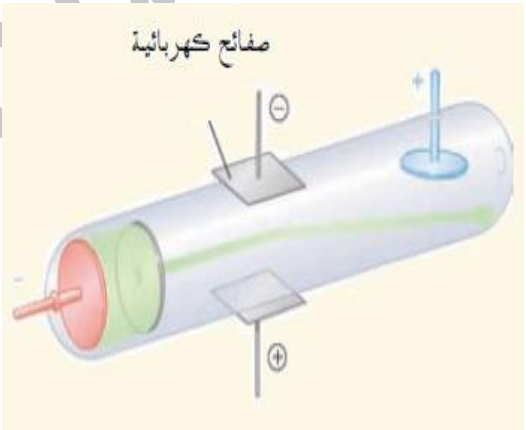
صفات الاشعة المهبطية السالبة :-

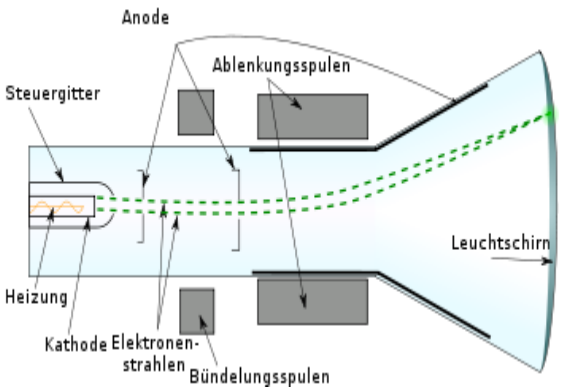
1- تسير بخطوط مستقيمة وبسرعة عالية ولها طاقة .
2- تنحرف عند وجود مجال كهربائي او مجال مغناطيسي او الاثنين معاً حيث تنحرف نحو القطب الموجب.
3- هي جسيمات لها كتلة مشحونة كهربائياً اطلق عليها فيما بعد بالالكترونات .
4- تسبب وميض عند اصطدامها باللوح الفوتوغرافي وهذا يعني ان للالكترون شحنة تدخل في تركيب اي ذرة في الكون .

هذه الطبيعة الكهربائية درسها العالم تومسن حيث استخدم الانابيب المفرغة من الهواء وسلط جهد كهربائي عالي.

حيث اخذ لوحين M و N واستعمل اشعة مهبطية وهي سيل من الالكترونات ومررها في مجال كهربائي متمثل باللوحين M القطب الموجب و N القطب السالب ويظهر المجال كنقطة مضيئة في النقطة S حيث عند دخول الالكترون e^- مجال كهربائي سوف يتاثر حيث ينحرف ويصطدم بالنقطة S . الشكل التالي رسم تخطيطي لنموذج تومسن :







نموذج تومسن لانحراف الاشعة السالبة في المجال الكهربائي

Rawaa Abass

وبادخال المعادلات الرياضية وجد ان :

$$y\epsilon = 1/2\ \epsilon\ \frac{e}{m}\ .\ L^2/V^2$$

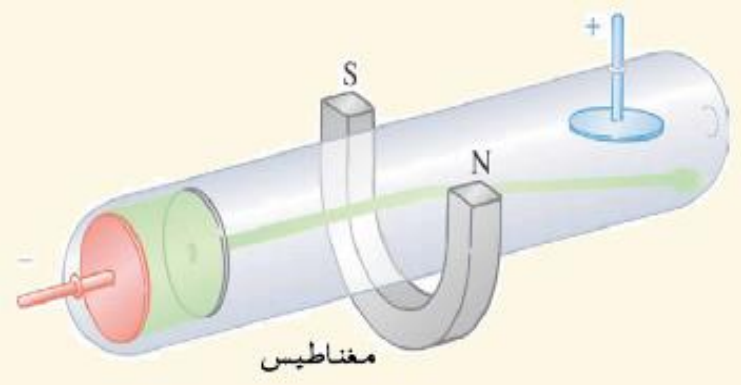
yϵ = مقدار الانحراف او التغير في شدة المجال الكهربائي
ϵ = شدة المجال الكهربائي
e = شحنة الالكترون m = كتلة الالكترون
L = طول اللوح او الانبوب V = سرعة الالكترون

ب- سلوك الالكترون في المجال المغناطيسي :

عند مرور الاشعة المهبطية (الالكترونات) في مجال مغناطيسي فان الالكترونات تتعرض لقوة مغناطيسية تتناسب طردياً مع شدة المجال المغناطيسي ومع سرعة الالكترون . مما يؤدي الى انحراف الالكترونات واصطدامها باللوح الفوتوغرافي في النقطة S بعد انحرافها فتمثله بالمعادلة الرياضية التالية لمقدار هذا الانحراف .

$$y\beta = 1/2\ \beta\ \frac{e}{m}\ .\ L^2/V$$

yβ = مقدار الانحراف او التغير في شدة المجال المغناطيسي
β = كثافة او شدة الفيض المغناطيسي
e = شحنة الالكترون m = كتلة الالكترون
L = طول اللوح او الانبوب V = سرعة الالكترون



نموذج تومسن لانحراف الاشعة السالبة في المجال المغناطيسي

س1 / اذا كان الالكترون e^- متعرض لمجالين كهربائي ومغناطيسي معا فهل الالكترون e^- يتغير باتجاهه ؟

ج / كلا لا يتغير اتجاه الالكترون e^- لانه المجال الكهربائي مساو الى المجال المغناطيسي اي احدهما يرفع الالكترون الى الاعلى والاخر الى الاسفل فيكون اتجاهه ثابت اي ان $y\epsilon = y\beta$.

س2 / هل تتغير قيمة $\frac{e}{m}$ بتغير الغاز ولماذا ؟

ج / كلا لاتتغير هذه القيمة بتغير الغاز لان شحنة الـ e^- وكتلته ثابتة في جميع الغازات .

س3 / اعط معادلة رياضية تثبت ان للاكترون له كتلة ؟

$$y\epsilon = 1/2\ \epsilon\ \frac{e}{m}\ .\ L^2/V^2$$

او معادلة انحراف الاشعة في المجال المغناطيسي .

$e = -1.62 \times 10^{-19}$ Coulumb كولوم

$m = 9.107 \times 10^{-28}$ gram

$e/m = 1.76 \times 10^{8}$ Coulumb / gram

لقد اظهرت النتائج بان كتلة الالكترون e^- تساوي حوالي $\frac{1}{1820}$ من كتلة ذرة الهيدروجين اي كتلة البروتون ، وهذا يعني ان الذرة متمركزة في النواة .

الاشعة المصعدية الموجبة:-

وجد كولدشتاين باستخدام مهبط منخلي ان هناك شحنة مساوية للاكترون بالمقدار وتعاكسه بالشحنة سميت بالشحنة الموجبة لانه في الوقت الذي تتكون فيه الاشعة السالبة تتكون معها الاشعة الموجبة نتيجة تاين جزيئات الغاز وسميت هذه الشحنات الموجبة بالبروتونات وكتلتها اكثر من الالكترون بـ 1820 مرة وتختلف باختلاف الغاز المستمر في انبوب التفريغ .

صفات الاشعة المصعدية الموجبة :-

1- تنبعث بخطوط مستقيمة وتكون سرعتها اقل من سرعة الالكترونات بسبب كتلتها العالية
2- تنحرف عند تسليط مجال كهربائي او مغناطيسي نحو القطب السالب .
3- تؤثر على اللوح الفوتوغرافي .
4- شحنتها موجبة وقيمة $\frac{\text{الشحنة}}{m}$ تتغير بتغير الغاز لذلك كانت معظم الدراسات في اكتشاف العناصر معتمدة على دراسة الاشعة الموجبة .

س 4/ كيف تم اكتشاف البروتون ولماذا ؟

ج / تم اكتشافه عن طريق الاشعة الموجبة لانه قيمة $\frac{\text{الشحنة}}{m}$ تختلف من غاز لآخر وايضاً من هذه الطريقة تم اكتشاف النظائر .

اذن الذرة تتكون من جسيم في داخلها النواة فيها البروتونات اما الالكترونات فهي خارج النواة وتتركز معظم كتلة الذرة في النواة . وفي طبيعة الحال ان الذرة متعادلة كهربائياً اي ان عدد البروتونات داخل النواة يساوي عدد الالكترونات e^- .

Rawaa Abass

العدد الذري : (Z) Atomic number

يمثل عدد البروتونات ويعتبر قيمة Z هوية العنصر الكيمياوي ويمثل عدد الالكترونات في الذرة ايظا.

$Z = {}^{-}e = P^{+}$

الاعداد الكتلية : (A) Mass number

يمثل عدد البروتونات والنيوترونات داخل النواة ويعني هناك دقائق اساسية اخرى في النواة سميت بالنيوترونات كتلتها = كتلة البروتون ولكنها عديمة الشحنة .

$A = P^{+} + n^{o}$

فكل ذرة يكون رمزها كالاتي :-

$_{Z}^{A}M$

M = العنصر A = العدد الكتلي Z = العدد الذري

EX1 :- الذرة $_{16}S^{32}$ احسب عدد الـ e^{-} و p^{+} و n^{o} و Z و A ثم احسب القيم السابقة للايون S^{-2} ؟

	الذرة S	الايون S^{-2}
A	32	32
Z	16	16
P^{+}	16	16
e^{-}	16	16 + 2 = 18
n^{o} = A - Z	32 -16 = 16	32 -16 = 16

نلاحظ جميع القيم تبقى ثابتة فقط يتغير عدد الالكترونات في الايون فاذا كان ايون سالب تجمع الشحنات السالبة مع العدد الذري واذا كان ايون موجب تطرح الشحنات الموجبة من العدد الذري .

Rawaa Abass

EX2 :- الذرة $_{22}Ti^{47}$ احسب عدد الـ e^- و p^+ و n^o و Z و A ثم احسب القيم السابقة للايون Ti^{+4} ؟

	الذرة Ti	الايون Ti^{+4}
A	47	47
Z	22	22
P^+	22	22
e^-	22	22 - 4 = 18
n^o = A - Z	47 -22 = 25	47 -22 = 25

ملاحظة مهمة :- جميع العناصر تحتوي على n^o ما عدا H_1^1 لا يحوي على نيوترون .

الطرق التي استخدمت لتعيين الكتل الذرية :

1- طريقة القطع المكافئ (طريقة تومسن) .
2- جهاز اوستن (جهاز راسم طيف الكتلة) .
3- جهاز نير(مقياس طيف الكتلة) .

1 – جهاز تومسن :

استعمل تسليط مجال كهربائي ومغناطيسي في نفس الوقت على الكتل الموجبة وتسجل هذه التاثيرات على شكل قطع مكافئ فالذرات المتشابهة تقع على نفس الخط اعتماداً على سرعة الجسيم والكتلة وحسب المعادلة التالية :

$$y^2\beta = k\ {}^{e}/_{m}\ y\epsilon$$

$y^2\beta$ = التغير في المجال المغناطيسي K = ثابت الجهاز
${}^{e}/_{m}$ = الشحنة / كتلة الدقيقة الموجبة
$y\epsilon$ = التغير في التيار الكهربائي

وجد تومسن ان الاشعة الموجبة للنيون تعطي قيمتين مختلفتين للنسبة $\frac{e}{m}$ مما يؤدي الى وجود نظيران لغاز النيون 22 , 20

$$N_{10}^{20,\ 22}$$

Rawaa Abass

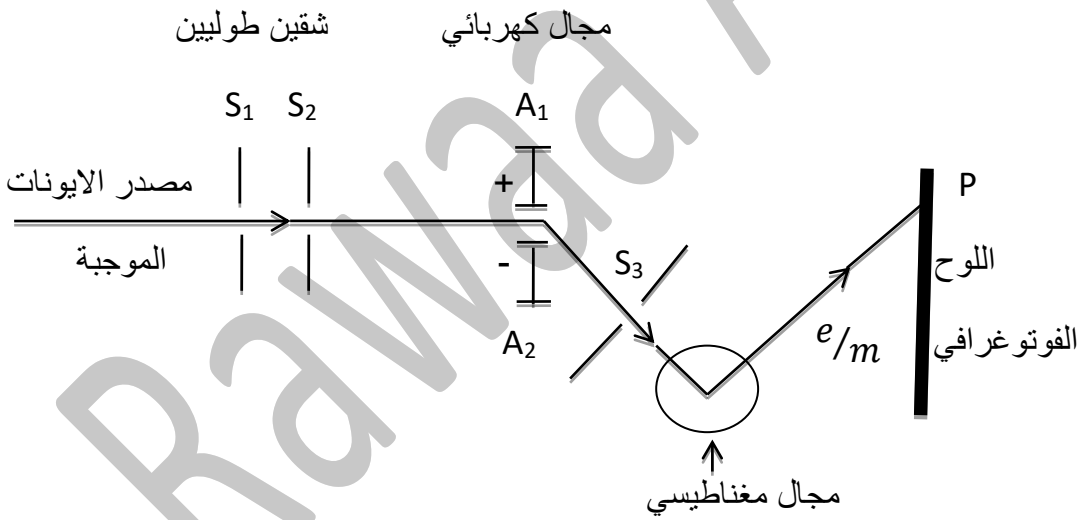
2- جهاز راسم طيف الكتلة لاوستن :

تسقط الدقائق الموجبة ذات الكتلة الواحدة في خط واحد بدلاً من ان تاخذ شكل القطع المكافئ عند جهاز تومسن .

عمل الجهاز :- يتم الحصول على الاشعة الموجبة من انابيب التفريغ ومن ثم تمرر من شقين طوليين S_1، S_2 (كما في الرسم) وبعدها تدخل هذه الدقائق الموجبة مجالا كهربائيا على شكل صفيحتين متوازيتين A_1 ، A_2 فتنحرف هذه الدقائق الموجبة نحو القطب السالب وتتفرق هذه الدقائق اعتماداً على السرعة والشحنة والكتلة ومن ثم يسمح لها بالمرور من خلال شق ثالث S_3 يسلط فيها على الدقائق المارة من الشق الثالث مجال مغناطيسي يمكن تغيير قطبيته وشدته بحيث تنحرف الدقائق الموجبة عكس انحرافها الاول ومن ثم تسقط على اللوح الفوتوغرافي صفيحة P . اسوداد اللوح الفوتوغرافي يعتمد على الوفرة الطبيعية لذلك النظير ،فكانت اهمية الجهاز تكمن في :

1- موقع الخط الاسود على الصفحة P التي يتركه الايون على الورقة الحساسة (اللوح الفوتوغرافي) يعين نوع الايون .
2- شدة اسوداد الخط يقرأ بالفوتوميتر الذي يعين نسبة الايون في النموذج المحدد .

لذلك تمكن اوستن من تقدير ومعرفة نظير النيون Ne والكلور Cl والاركون Ar .

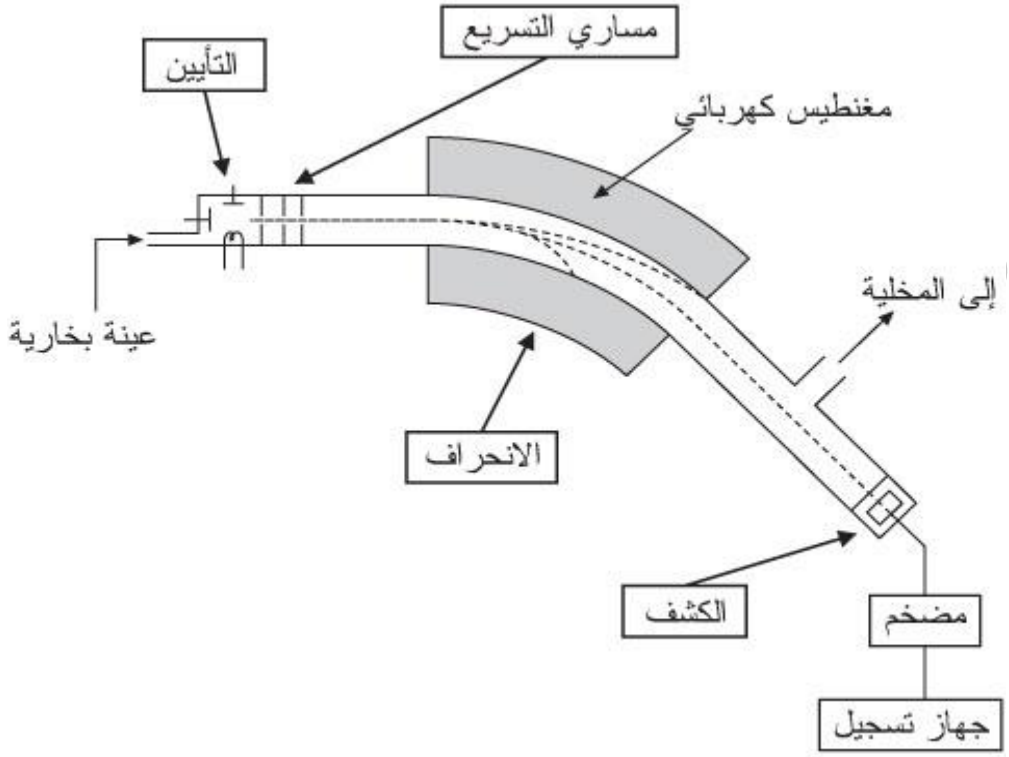


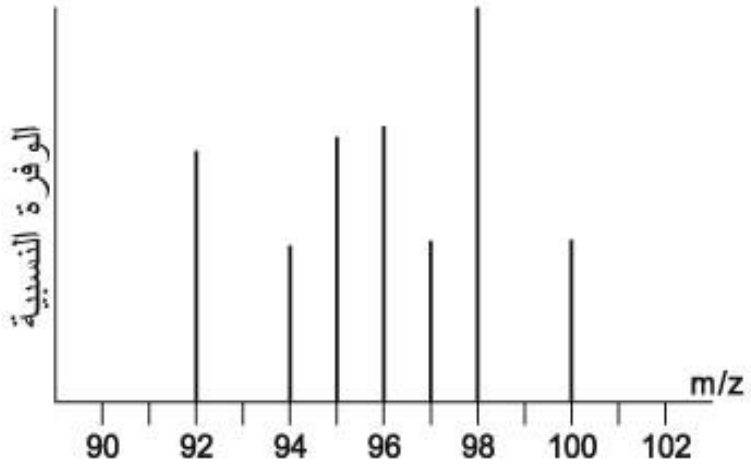
رسم تخطيطي لجهاز اوستن

Rawaa Abass

3- جهاز قياس طيف الكتلة لنير:

هذا الجهاز اكثر تطوراً من جهاز اوستن من حيث السهولة ودقة كتلة العناصر واستبدل اللوح الفوتوغرافي بمكشاف لقياس تيار كهربائي يرسم بالمجس على شكل قمم كل قمة تعطي نوع الايون الموجود ويمثل ارتفاع القمة شدة نسبة L_1 وجود ذلك الايون في النموذج المستخدم للتحليل الكهربائي ويمكن توضيح الجهاز بهذا الشكل





نظائر المولبدن كما تظهر في المطياف الكتلي

شدة التيار الايوني يتناسب طردياً مع الوفرة النسبية للنظير .

الوفرة النسبية :- هي نسبة ما موجود لنظائرعنصر معين ، وتكون الوفرة النسبية لمجموع نظائرعنصر معلوم هي 100% .

EX3 / لديك المعلومات التالية لنظائر الكروم Cr_{24} ، كم هي الوفرة النسبية X للنظير 50 ؟ ثم احسب الوزن الذري النسبي للكروم Ar؟

العدد الكتلي	50	52	53	54
الوفرة النسبية	X	83.0	10.5	2.0

الوفرة النسبية الكلية = 100 = X + 83 + 10.5 + 2

= 100 – 95.5 = 4.5

الوزن الذري النسبي :- هو معدل الاوزان الذرية للنظائر في الطبيعة مقسوماً على 100 .

الوزن الذري النسبي $A_r = \frac{\Sigma \text{الاعداد الكتلية} \times \text{وفرته النسبية}}{100}$

$= \frac{(50\times4.5)+(52\times83)+(53\times10.5)+(54\times2)}{100}$

= 52.055

EX4 / ما هو الوزن الذري النسبي للكلور اذا كان وزنه الذري للنظير الاول هو 34.96885 ووفرته النسبية 75.58 وكتلة النظير الثاني 36.96590 ووفرته النسبية 24.47 ؟

الوزن الذري النسبي = $\frac{(34.96885\times75.58)+(36.96590\times24.47}{100}$

= 35.457

Rawaa Abass

تركيب النواة

النواة تشبه قطرة السائل نصف قطرها 2×10^{-13} cm ولقد وجد ان جميع النوى للذرات كتلها اكبر من كتلة الشحنه الموجبة .

اقترح العالم دي بروك ان عدد الشحنات على النواة مساوياً لعددها الذري والذي يرمز بـــ Z اي ان العدد الذري لعنصر ما يساوي عدد الشحنات الموجبة على نواته اي انه يساوي عدد البروتونات داخل النواة . وبما ان وزن البروتونات غير كاف لتمثيل الوزن الذري لذا لابد من وجود عدد كاف من النيوترونات داخل النواة يوازي الفرق بين الوزن الذري والعدد الذري .

ويعبر عن مجموع البروتونات والنيوترونات بالعدد الكتلي Amass number . ويرمز للنيوترونات بـــ N أو n .

$$A = n + Z$$

وحدة كتلة ذرية كتلة البروتون P^+ =1.00758 a.m.u

كتلة النيوترون n^o = 1.008665 a.m.u atomic mass unit

(النظائر Isotops) :

توجد عناصر تتساوى في عدد البروتونات P^+ والنيوترونات N^o مثل

^{16}O , ^{12}C , ^{4}He

هناك عنصر العدد الذري لذراته نفسه (Z) اي نفس عدد البروتونات، ولكن يختلف بالعدد الكتلي نتيجة الفرق في عدد النيوترونات وتكون لها نفس الصفات الكيمياوية لكن مختلفة فيزيائياً ويطلق عليها بالنظائر (Isotops) . والصفات الفيزياوية مثل التوصيل الحراري والكهربائي واللون و الكثافة و اللزوجة و معامل الانكسار .
مثلاً هناك نوعين من الكلور Cl اوزانها الذرية هي 34.96 و 36.96 لكن العدد الذري لكلاهما هو (17) .

على عكس النظائر هناك ما يسمى

(المتوازنات Isobars) :

هي نظائر لعناصر مختلفة تتشابه بالعدد الكتلي ولكنها تختلف في العدد الذري Z وهي تختلف في الصفات الكيمياوية والفيزياوية . مثل الاركون والبوتاسيوم .

K^{40}_{19} A^{40}_{r20}

Rawaa Abass

الطاقة الرابطة للنواة :

تحتوي نواة ذرة العنصر على عدد معين من البروتونات P^+ وتتولد بين هذه البروتونات قوى تنافر كهروستاتيكية تتناسب عكسياً مع مربع المسافة بينهما . ولما كانت المسافة بين البروتونات في النواة صغيرة لذا من المتوقع التنافر كبير بحيث ان النواة يجب ان تتفكك بسرعة لكن هناك قوى تجاذبية اكبر ما يعرف بالقوى النووية وهي تؤثر بين البروتونات والنيوترونات وجميع هذه القوى بعضها مع البعض وبين البروتونات والنيوترونات وكل هذه القوى متكافئة لذا من الممكن اعتبار كل من البروتون والنيوترون جسيم واحد يطلق عليه (نيكلون) Nucleon وهذه القوى النووية هي التي تربط مكونات النواة مع بعضها وتمنع تفككها .
وتقل الكتلة الفعلية للنواة عن مجموع كتل نيوكلوناتها المكونة لها .

$$B.E = \{ (N . mn + Z . mP) - M \} . C^2$$

مفردات المعادلة :

B.E = bonding energy الطاقة الرابطة
N = عدد النيوترونات
mn = كتلة النيوترون = 1.008665 a.m.u
Z = العدد الذري
mP = كتلة البروتون = 1.007825 a.m.u
M = كتلة النواة الفعلية تعين بواسطة راسم طيف الكتلة
C^2 = مربع سرعة الضوء $C = 3\times10^{10}$ cm / sec or 3×10^{8} m / sec

<u>الطاقة الرابطة</u> :- هي الطاقة اللازمة لكسر الذرة وتحرير مكوناتها الاساسية .

يمكن تحرير الطاقة الرابطة باحد الطريقتين :

1- صهر النوى الخفيفة لتكوين جسيمات اثقل كما في القنبلة الهيدروجينية واشعة الشمس .
2- كسر او شطر النوى الثقيلة الى نوى اخف كما في القنبلة الذرية او المفاعلات النووية .

كلما كانت الطاقة الرابطة عالية والعدد الكتلي عالي يزداد تماسك النواة .

س / رتب الذرات التالية حسب ازدياد الطاقة الرابطة :

^{7}Li ^{30}P ^{20}Ne ^{50}Cu

$$^{50}Cu > {}^{30}P > {}^{20}Ne > {}^{7}Li$$

اتجاه ازدياد الطاقة الرابطة

Rawaa Abass

/ EX 5

اذا كانت كتلة ذرة U-235 التي تم تعيينها بمطياف الكتلة تساوي 235.11707 amu فما هي الطاقة الرباطة الكلية ؟ اذا علمت ان العدد الذري لليورانيوم Z = 92 والعدد الكتلي A = 235 وكتلة النيوترون mn = 1.008665 amu وكتلة البروتون mp = 1.007825 amu وسرعة الضوء 3×10^8 m / sec .

U_{92}^{235}

n = A – Z

= 235 – 92 = 143

N.mn = 143 × 1.008665 = 144.239095 amu وحدة كتلة ذرية

Z.mp = 92 × 1.007825 = 92.7199 amu وحدة كتلة ذرية

B.E = { النظرية – العملية } . C^2

B.E = { (N.mn+Z.mp) – M } . C^2

= { (144.239095 + 92.7199) – 235.11707 } × $(3 \times 10^8)^2$

= 1.6554124 × 10^{17}amu (m/sec)^2

الطاقة يجب ان تحسب بوحدات الطاقة مثلا الجول ، الارك (erg)

1amu = 1.66 × 10^{-27}kgm

1 = 1.66 × 10^{-27} kgm / amu

B.E =1.6554124 × 10^{17} amu (m/sec)^2×1.66 × 10^{-27} kgm / amu

B.E = 2.748 × 10^{-10}Joul

التحويلات التالية للاطلاع

1 Mev = 1.602 × 10^{-13} Joul 1 erg = 1.602 × 10^{-6}Mev

B.E = $\frac{2.748 \times 10^{-1} \text{ Joul}}{1.602 \times 10^{-13} \text{Jol / Mev}}$ = 1715.35 Mev .

Rawaa Abass

/ EX 6

احسب الطاقة الرابطة الكلية في نواة الهيليوم ^4_2He . اذا علمت ان كتلة البروتون = 1.00728 amu وكتلة النيوترون = 1.00867 amu والكتلة الفعلية المقاسة = 4.0026 amu .

n = A – Z

= 4 – 2 = 2

Z.mp = 2 × 1.00728 = 2.01456

N.mp = 2 × 1.00867 = 2.01734

مجموع كتل البروتون والنيوترون النظرية 4.0319

B.E = { العملية – النظرية } . C^2

= { 4.0319 – 4.0026 } × (3 × 10^8)^2

= 2.637 × 10^{15}amu(m/sec)^2

B.E = 2.637 × 10^{15}amu $(m/sec)^2$× 1.66 × 10^{-27}kgm/amu

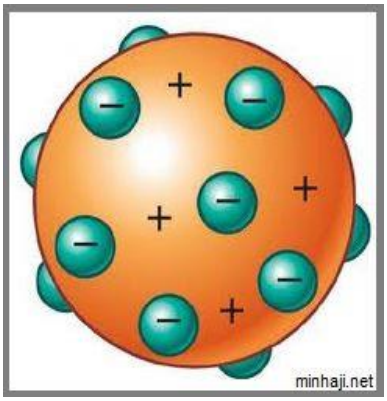
= 4.37742 ×10^{-12}Joul

Rawaa Abass

الجزء الثالث

" النماذج التي جاء بها العلماء عن تركيب الذرة"

1- النموذج الذي جاء بة العالم تومسن :-

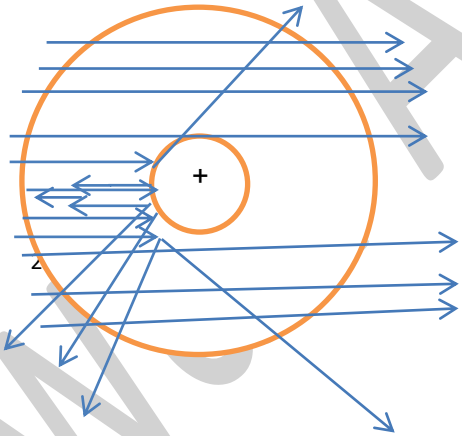


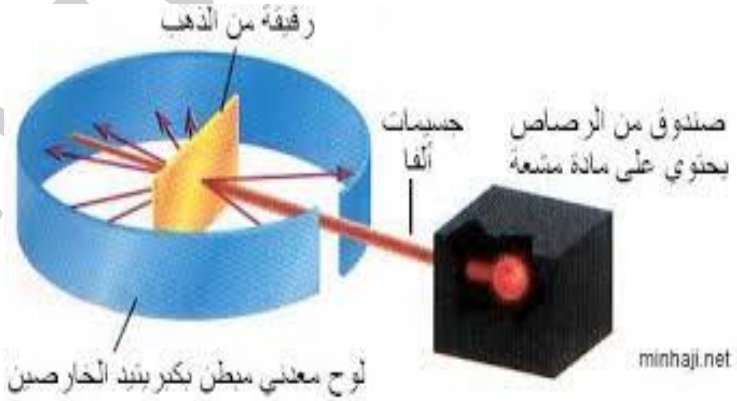
ان الذرة عبارة عن كرة صلدة مشحونة بشحنة موجبة وتلتصق عليها جسيمات ذات شحنة سالبة . وبعد دراسة هذا العالم المجال المغناطيسي والكهربائي توصل الى ان الالكترون يمتلك شحنة سالبة مقدارها ($1.62x10^{-19}$ كولوم)وكتلة مقداره($9.109 x10^{-31}$ كغم) عندما يكون الالكترون مستقر .وتكون الشحنات الموجبة مساوية للشحنات السالبة.لكن الفرضية لم توضح سبب بقاء الالكترونات السالبة بعيدة عن النواة وما الذي يمنع هذة الالكترونات من الاتحاد مع الشحنة الموجبة لتصبح كتلة متعادلة.

2- النموذج الذي جاء به العالم رذرفورد (النموذج الكوكبي)

قام بقصف صفيحة الذهب بالاشعة الموجبة (اشعة الفا) $^4He_2$ فوجد ان معظم الاشعة الموجبة تمر من خلال صفيحة الذهب دون ان تعاني اي انكسار او انحراف ماعدا القليل منها .

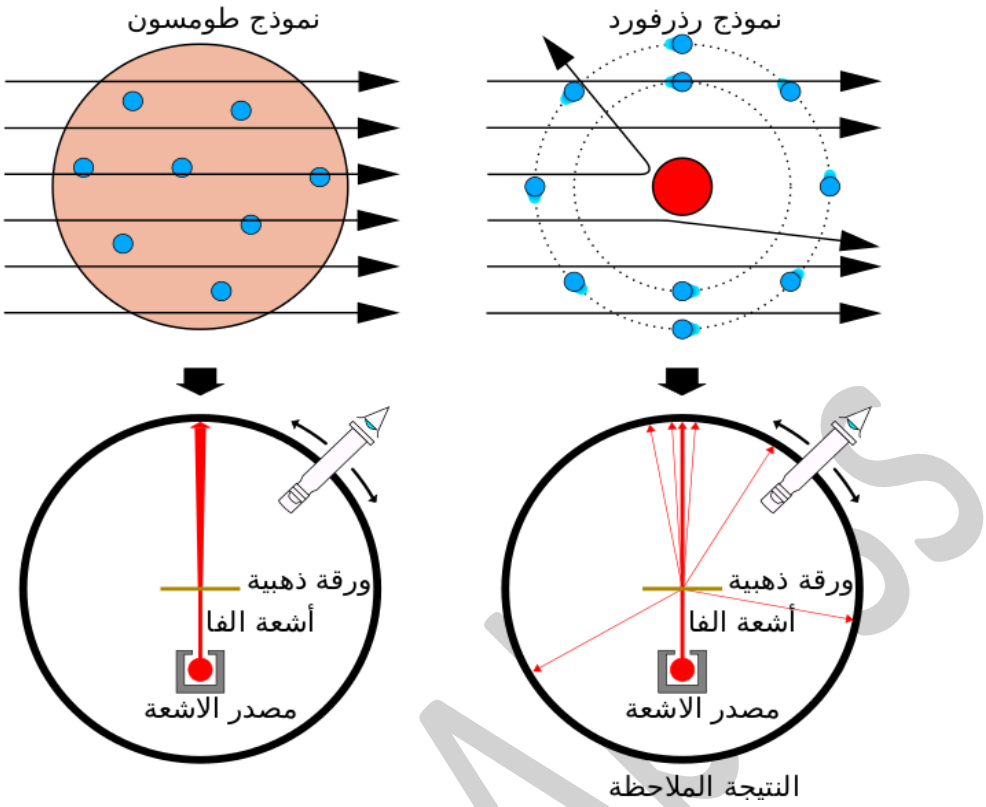
$^4He_2$





تجربة رذرفورد الشهيرة

Rawa Abass



من هذة التجربة استنتج رذرفورد :

1- معظم حجم الذرة فراغ .
2- ان الذرة تتكون من نواة صغيرة موجبة الشحنة في وسط الذرة وهي مركز الكتلة
3- تحاط النواة بعدد من الالكترونات .
4- الالكترونات سالبة الشحنة تدور بسرعة في مدارات حول النواة ، وسمي هذا النموذج (بالنموذج الكوكبي) لانه شبيه بحركة الكواكب السماوية حول الشمس.
5- الذرة متعادلة كهربائيا.

فسر رذرفورد سبب عدم انطباق الالكترونات والتصاقها بالنواة الموجبة بان هناك قوتين تؤثران على الالكترون متساويتين بالمقدار ومتعاكستين في الاتجاة وهاتين القوتين:

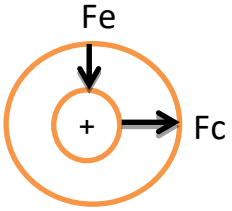
1- قوة الجذب الالكتروستاتيكية :Fe

وهي القوة الناتجة من جذب النواة الموجبة للالكترون السالب باتجاة النواة.

2- قوة الطرد المركزي :Fc

وهي القوة الطاردة المركزية الناتجة من الحركة الدائرية للالكترون في مدارة وهذة القوة تعمل على طرد الالكترون بعيدا عن النواة .

ولكي يكون الالكترون مستقر في مداره يجب ان تكون القوتين متساويتين في المقدار ومتعاكستين في الاتجاة .



Rawaa Alaas

واذا كانت الالكترونات السالبة في حركة مستمرة فانها ستفقد طاقتها على شكل طيف خطي مستمر وينتج عنه شل حركة الالكترون ممايجعلة اقل قابلية على تحمل جذب النواة فيقترب من النواة ويسقط في النهاية وبذلك تتحطم صورة الذرة .

3- نظريـــــــــــة بور:

اقتراح العالم بور ان كمية الطاقة المكتسبة او المفقودة للالكترون في ذرة ما تمتلك قيم محدودة (E=hv) وليس هناك فقدان طاقة باستمرار او اكتساب طاقة باستمرار. وان طاقة الالكترون تتغير نتيجة انتقالة من مستوى طاقة محدد الى مستوى طاقة اخر .

ويمكن تلخيص الفرضيات الاربعة التي استند اليها بور في تفسير نظريتة :

1- يتواجد الالكترون في اي ذرة ضمن مدار يدور فيه حول النواة دون انبعاث اشعة.

2- لكل مدار من هذة المدارات نصف قطر وطاقة محددة.

3- هناك عدد لانهائي من المدارات المحتملة لكن ال e- يدور في المدارات التي تتميز بوجود زخم زاوي للالكترون هو احد مضاعفات المقدار $h/2\pi$.

4- تبعث الاشعة فقط عند انتقال الالكترون e- من حالة استقرار معينة الى حالة استقرار اخرى ذات طاقة اقل . حيث يفقد الالكترون e- طاقة محددة لها تردد ذلك الشعاع .

قانون سرعة الالكترون $V = nh/2\pi mr$ $cm.sec^{-1}$

قانون الزخم $P = mvr = nh/2\pi$

r = نصف قطر المدار

m = كتلة الالكترون = $9.11x10^{-28}$ gm

v = سرعة الالكترون e-

n = عدد صحيح ويمثل رقم المدار (3,2,1..... الخ) ويدعى بعدد الكم الرئيسي

h = ثابت بلانك = $6.62x10^{-27}$ erg. Sec

Z = العدد الذري .... A^0 = انكستغوم

e = شحنة الالكترون $4.89x10^{-10}$ u.s.e

طاقة الالكترون تتناسب تناسب طردي مع مربع رقم المدار

قانون نصف قطر المدار A^0 $r = n^2h^2/4\pi^2mze^2$

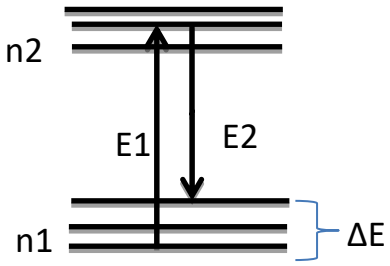
الطاقة الكلية للالكترون erg $E_n = -2\pi^2 Z^2 m e^4/n^2 h^2$

Rawaa Abass

ΔE = طاقة الشعاع المنبعث من الالكترون

$\Delta E = E_2 - E_1$

$\Delta E = (-2\pi^2 Z^2 e^4 m / n^2_2 h^2) - (-2\pi^2 Z^2 e^4 m / n1^2 h^2)$



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

وبما ان جميع القيم معروفة فان قيمه R_H لذرة الهيدروجين التي عددها الذري هو 1 فيكون

$R_H = 2\pi^2 Z^2 e^4 m / h^3 C = 109678\ cm^{-1}$ $C=3x10^{10}$ cm.sec

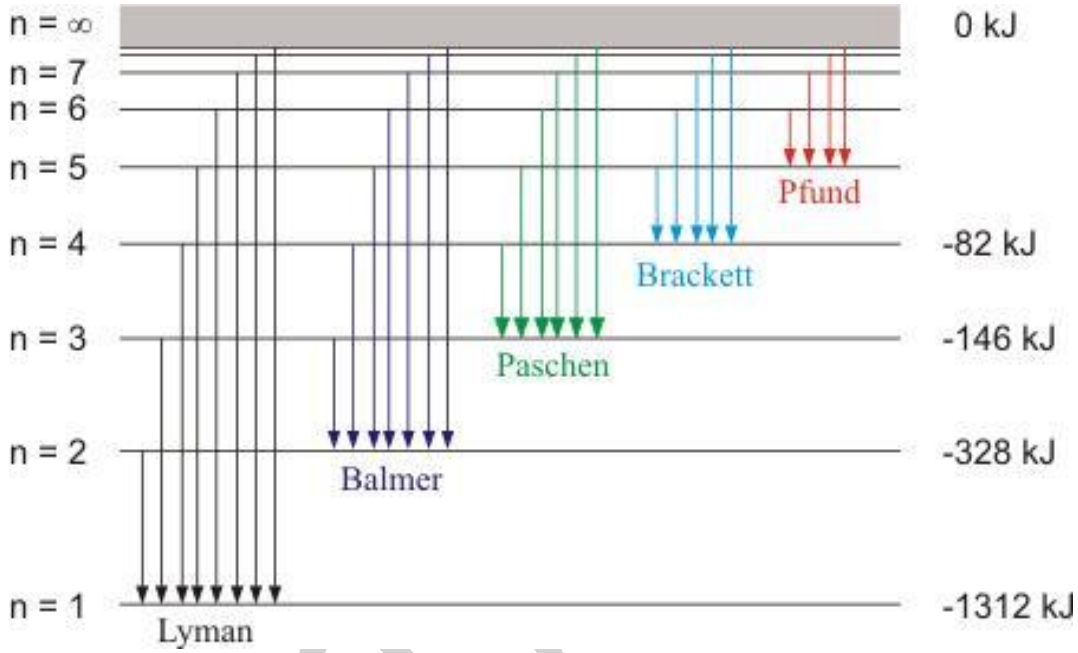
بعد سلسلة من العمليات الرياضية تم التوصل الى القوانين التالية لذرة الهيدروجين يجب ان تكون قيم $n_2 > n_1$

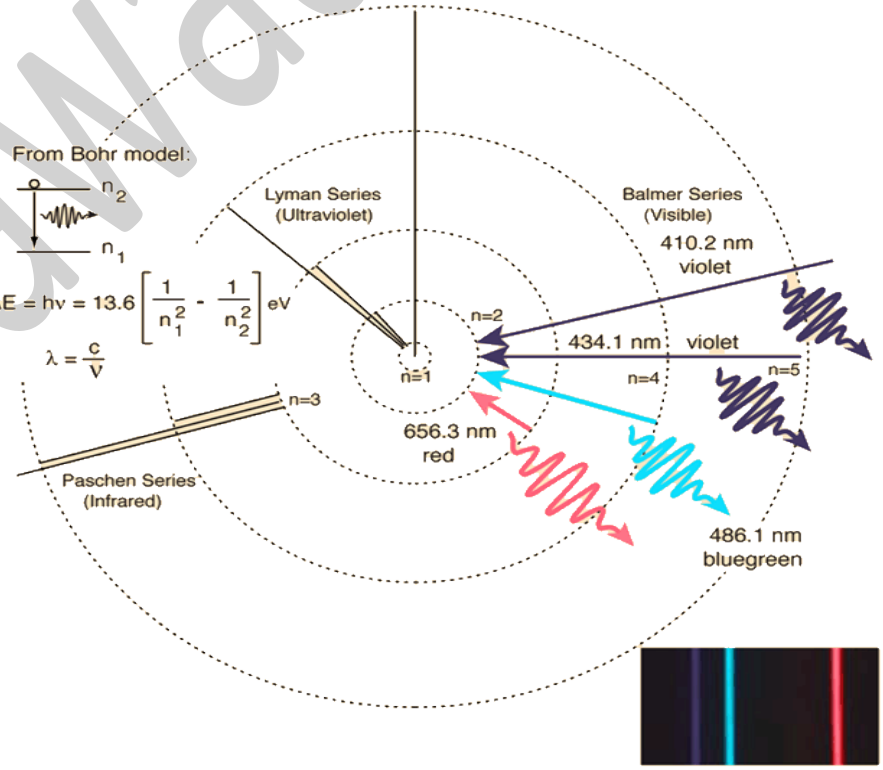
العدد الموجي لذرة الهيدروجين $\upsilon^- = 1/\lambda = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$
التردد لذرة الهيدروجين $\upsilon = R_H C \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$
الطاقة لذرة الهيدروجين $E = R_H C h \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$
العدد الموجي للذرات الاخرى لغير ذرة الهيدروجين $\upsilon^- = R_H Z^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$

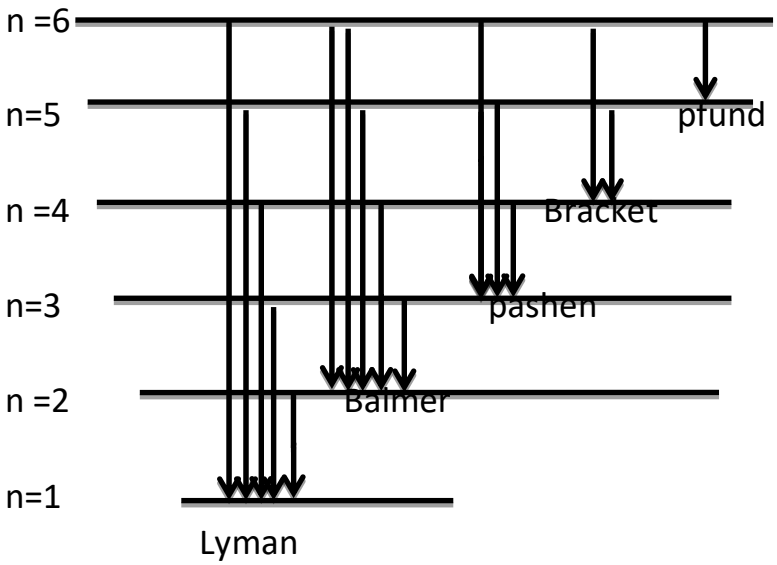
Rawaa Abass

طيف ذرة الهيدروجين والسلاسل :-

تم دراسة الطيف االخطي للاشعة المنبعثة من غاز الهيدروجين . ووجد ان هناك عدد من الخطوط المتقاربة يمكن وضعها بشكل مناسب ضمن عدد من السلاسل . وعرفت هذة السلاسل باسم مكتشفيها:-







مخطط السلاسل الطيفية لذرة الهيدروجين

1- متسلسله ليمان : Lyman

تقع خطوطها في منطقةالاشعة فوق البنفسجية من الطيف عند انتقال الالكترون e- من اي مدارخارجي الى المدارالاول.

$n_1 = 1$ $n_2 = 2,3,4,5,\ldots\ldots\ldots\ldots$

$\upsilon^- = 1/\lambda = R_H \ (1/n_1^2 - 1/n_2^2)$

$= R_H \ (1/1^2 - 1/n_2^2)$

2- متسلسلة بالمر : (Balmar)

تقع خطوط هذة السلسة في المنطقة المرئية (visible) من الطيف وتتكون عند انتقال الالكترون e- من اي مدار خارجي الى المدار الثاني.

$n_1 = 2$ $n_2 = 3,4,5,6,\ldots\ldots\ldots\ldots$

$\upsilon^- = R_H \ (1/2^2 - 1/n_2^2)$

3- متسلسلة باشن (paschen):

تقع خطوط هذة السلسلة في منطقة الاشعة تحت الحمراء من الطيف (Infrared) هنا ينتقل الالكترون e- من اي مدارخارجي الى المدار الثالث

$n_1 = 3$ $n_2 = 4,5,6,7,\ldots\ldots$

$\upsilon^- = R_H \ (1/3^2 - 1/n_2^2)$

Rawaa Abass

4- متسلسة براكيت (Bracket):

تقع خطوط هذة السلسلة في منطقة الاشعة تحت الحمراء من الطيف . هنا ينتقل الالكترون e- من اي مدارخارجي الى المدار الرابع.

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

$\upsilon^- = R_H\ (1/4^2 - 1/n_2^{2)}$

5- متسلسلة فوند (pfund) :-

تقع خطوط هذة السلسلة في المنطة تحت الحمراء وهي انتقال الالكترون e- من اي مدار خارجي الى المدار الخامس

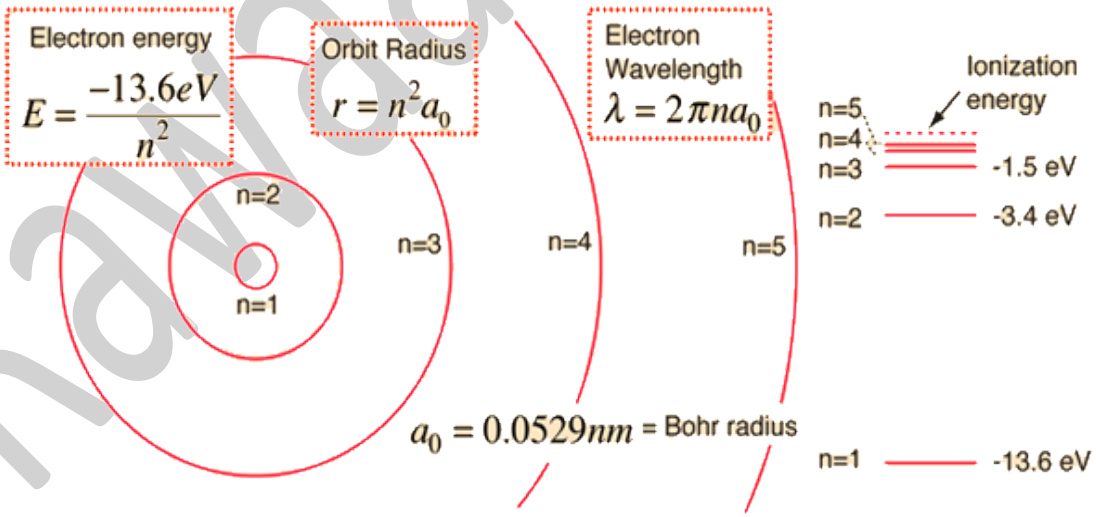
$n_1 = 5$ $n_2 = 6,7,9\ldots\ldots\ldots$

$\upsilon^- = R_H\ (1/5^2 - 1/n_2^2)$

ان انتقال e- من مستوى طاقة عالي الى مستوى طاقة واطي يتسبب عنه طيف انبعاث.

وعند انتقال ال e- من مستوى طاقة واطي الى مستوى طاقة عالي يعطي طيف امتصاص.

نصف قطر الهيدروجين :



في الحالة الطبيعية فإن الذرة لا تشع ضوءا ولكن عند انتقال الكترون من مدار ذي طاقة أقل إلى مدار ذي طاقة أعلى ثم عودته فإنه يشع ضوءاً عند رجوعه إلى مداره الأقل في الطاقة.

Rawaa Abass

عندما z=1 و n=1 $r_H = n^2h^2/ 4\pi^2me^2z = a_o$

نصف قطر الهيدروجين الاول او نصف قطر بور $a_o = 0.529\ A^o$

$1A^o = 0.529X10^{-8}cm$

نصف قطر ذرة الهيدروجين H عندما Z=1

n≠1 اي ان n= 2,3,4,5,...

نصف قطر الهيدروجين لغير المدار الاول

$r_n = n^2 \times a_o$

$r_n = n^2 \times 0.529\ A^0$

المسائل :

EX1: اوجد E, $\tilde{\lambda}$, υ^-, υ عند تحرك الالكترون من مدارة الثالث الى المدار الثاني ثم ارسم طيف الانبعاث واذكر اسم السلسة وفي اي منطقة من الطيف تقع فيها هذة السلسة علما ان ثوابت معلومه وموجبة القيمة.

الحل/ $n_1= 2$, $n_2= 3$

$\upsilon^- = R_H\ (1/n_1^2 - 1/n_2^2)$

$\upsilon^- = R_H\ (1/2^2 - 1/3^2) = 0.140\ RH/cm$

$\upsilon^- = 1/\tilde{\lambda}$ $\tilde{\lambda} = (1/0.0140\ R_H)cm.$

$\upsilon = R_HC\ (1/2^2 - 1/3^2) = 0.14\ R_HC/sec$

$E = R_HCh\ (1/n_1^2 - 1/n_2^2)$

$E = = R_HCh\ (1/2^2 - 1/3^2) = 0.14R_HCh\ erg.$

السلسلة هي سلسلة بالمر وتقع ضمن المنطقة المرئية.

EX2:/ احسب الطول الموجي للمدار السادس n=6 في متسلسة بالمر(n_1=2) لذرة الهيدروجين

علما ان $R_H= 109678\ cm^{-1}$, $C = 3x10^{10}\ cm.sec^{-1}$

$n_1= 2$ $n_2= 6$

$\upsilon_H = R_HC\ (1/n_1^2 - 1/n_2^2)$

$\upsilon_H = (109678)(3X10^{10})\ (1/2^2 - 1/6^2)$

$\upsilon_H = 7.3068x\ 10^{14}\ secc^{-1}$

$C = \upsilon \times \lambda$ ← الطول الموجي × التردد = (قانون سرعة

$\lambda = C/\upsilon = (3x10^{10}\ cm.sec^{-1}) / (7.3068x10^{14}\ sec^{-1})$

$= 4.103x10^{-9}\ cm = 4.103x10^{-7}\ m = 4.103\ nm$

Rawaa Abass

EX3/: احسب نصف قطر المدار الثاني والثالث لذرة الهيدروجين علما ان نصف قطر للمدار الاول

$a_0 = 0.529\ A^o$ ← ملاحظة $1A^o = 10^{-8}\ cm$

r (للمدار الثاني) = $n^2 \times a_0$ n= 2

$r_2 = 2^2 \times 0.529\ A^o = 4 \times 0.529 = 2.116\ A^o$

اذا طلب الناتج ب cm يحول بضرب الناتج بقيمة 10^{-8}

r (للمدار الثالث) = $n^2 \times a_0$ n=3

$r_3 = 3^2 \times 0.529\ A^o = 9 \times 0.529 = 4.761\ A^o$

EX4/ : احسب سرعة الالكترون في مدار بور الاول في ذرة الهيدروجين ؟

$V = nh / 2\pi mr$ n=1

$r = a_0 = 0.529 \times 10^{-8}\ cm$

$v=(1)(6.6238\times10^{-27}erg.sec) /2(3.14)(9.1072\times10^{-28}g)(0.529\times10^{-8}cm)$

$= 2.188\times10^{8}\ cm.sec^{-1}$

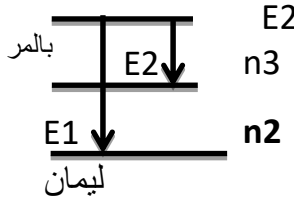
EX5/ ايهما اكثر طاقة عند تحرك الالكترون من المدارالثالث الى المدار الاول ام من المدار الثالث الى المدار الثاني اثبت ذلك رياضيا علما ان جميع الثوابت الفيزياوية موجبة القيم .

الحل/

n3 ⟶ n1

$E_1 = R_H Ch(1/1^2 - 1/3^2)$

$E_1 = 0.9\ R_H Ch$ erg



$E_2 = R_H\ Ch(1/2^2 - 1/3^2)$

$E_2 = 0.14\ R_H Ch$ erg

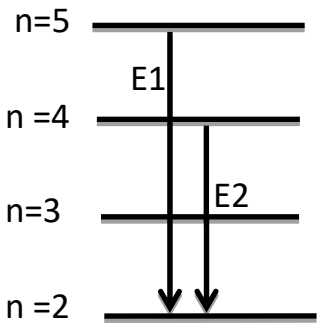
$E_1 > E_2$

$0.9\ R_H Ch > 0.14 R_H Ch$

عند انتقال ال e من n1 ⟶ n3 تكون طاقة الانتقال اعلى n2 ⟶ n3

Rawaa Abass

EX6/ ايهما اكثر طاقة عند تحريك الالكترون من المدار الخامس لسلسة بالمر(n_1= 2) ام من المدار الرابع للسلسلة نفسها اثبت ذلك رياضيا .



n_1=2 لانه سلسلة بالمر من n_2 = 5 ⟵ n_1= 2

$E_1 = R_H Ch (1/n_1^2 - 1/n_2^2)$

$E_1 = R_H Ch (1/2^2 - 1/5^2)$

$E_1 = 0.21\ R_H Ch$

من n_2 = 4 ⟵ n_1= 2

$E_2 = R_H Ch (n_1^2 - 1/n_2^2)$

$E_2 = R_H Ch(1/2^2 - 1/4^2)$

$E_2 = 0.1875 R_H Ch$

E_1 > E_2

$0.21\ R_H Ch$ > $0.1875 R_H Ch$

الانتقال من المدار الخامس اكثر طاقة من الانتقال للمدار الرابع.

Rawaa Abass

4- نظرية الميكانيك الموجي:

قام العالم دي- برولي بدراسة استنتج ان الدقائق الصغيرة للمادة (الالكترونات) تمتلك خصائص موجية بالاضافة الى الخصائص الجسيمية وتنفصل وتدور هذة الالكترونات حول النواة بحركة موجية او موجات ذات طول موجي .

ان الافتراض الاساس للوصف الموجي هو استبدال فكرة وجود الكترون يدور في مدار ثابت الى فكرة وجود سلسلة من الامواج تتحرك ضمن هذا المدار . وقد وفقت نظرية الميكانيك الموجي على امتلاك الالكترون خواص (موجية) وخواص(جسيمية).

ولاجل ان يكون المدار مستقرا لابد من افتراض اساسي وهو ان الامواج تقوى بعضها البعض كانها موجة واحدة واقفة ولكي يحدث ذلك لابد ان يكون محيط المدار عددا صحيحا من طول الموجة

$E = h\upsilon$ حسب نظرية بلانك 1

$E = mC^2$ حسب نظرية اينشتاين.....2

$mC^2 = h\upsilon$ $C = \lambda\upsilon$ ..... $\upsilon = C/\lambda$

$mC^2 = h\ C/\lambda$

$\lambda = h/m\ v = h/p$

λ= الطول الموجي m = كتلة ال -e

v= سرعة ال -e h= ثابت بلانك

حسب فرضية دي- برولي ان الجسيم يمتلك خواص موجية لبقاء ال -e ثابتا

$2\pi r = n\lambda$ (قانون محيط المدار)

$2\pi r = nh/mv$

بترتيب المعادلة تصبح لدينا المعادلة الاتية:

$mvr = nh/2\pi$ (قانون الزخم)

وهذه احدى فرضيات بور الاعتباطية في حساب الزخم الزاوي للالكترون والتي اسندت من قبل نظرية الميكانيك الموجي . ان هذه الموجات من الضروري ان تكون مغلقة اي يجب ان تكون هذه الاطوال الموجية كاملة لكي تكون مستمرة ويبقى الالكترون محتفظ بطاقته لوقت غير محدد .

وهذا ينطبق ما جاء به العالم بور بان الالكترونات تدور حول النواة بصورة مستمرة بدون اشعاع اي طاقة وان مداره يحتوي على عدد كامل من الاطوال الموجية وعلي فان محيط المدار يساوي $n\lambda$.

Rawaa Abass

قاعدة اللادقة لهايزنبرغ :

هذه القاعدة تنص على انه لايمكن تحديد موقع الالكترون وزخمه بدقة في ان واحد . فعند تسليط ضوء على الكترون لدراسة موقعه يسبب تغير في سرعته وبالتالي تتغير طاقته .واذا رمزنا لمقدار الشك في قياس الجسم Δx والى مقدار الزخم Δp لذلك قاعدة الشك تكون :

$$\Delta x \cdot \Delta p > h / 4\pi$$

=

لذلك يوصف اوربتال الالكترون بكونه حجما معينا يحتمل وجود الالكترون ضمنه .

5- تطور نظرية بور (نظرية سمرفيلد):

لاقت نظرية بور نجاحا ملحوظا في وصف الذرات الشبيهه بالهيدروجين ولكنها فشلت في تفسير:

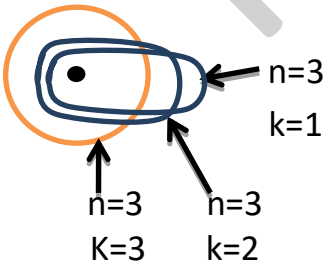
1- اطياف منظومات ذرية تحتوي على اكثر من الكترون واحد

2- عدم قدرتها في تفسير مشاهدات طيفية عند تعرض هذة الذرات لمطياف عال حيث كانت هناط خطوط دقيقة ومتقاربة تشير الى انتقالات الكترونية بين مستويات ثانوية وتنقسم هذة الخطوط الى عدة خطوط اخرى عند وضعها في مجال مغناطيسي..

فسرت نظريه سمرفيلد هذة الخطوط لكنها اخفقت في استنباط الخواص الدورية للعناصر الكيمياوية .وتنص نظرية سمرفيلد باقتراحة مدارات اهليجية (بيضوية) اضافة الى المدارات الدائرية لتفسير الخطوط التي ظهرت في المشاهدات الطيفية وهي انتقالات الكترونية بين مستويات ثانوية.

الفرق بين دوران ال e- في المدار الدائري والاهليجي حيث في المدار الدائري تتغير زاوية الدوران Θ فقط اما في المدار الاهليجي تتغير الزاوية Θ ونصف القطر ايضا . وقد ادخل عدد كم ثانوي يرمزلة k ويسمى بعدد الكم السمتي اثبت ان قيم k تاخذ عدد صحيح من n.....1

مثلا: n=3 k= 1,2,3



المدارات الممكنة للالكترون الناتجة من عدد الكم (n=3) .

Rawaa Abass

استبعد سمرفيلد فكرة المدار الاهليجي واستبدل عدد الكم k بعدد الكم الثانوي L وياخذ القيم

مثلا عندما تكون L= 0 ,1,2,3,.....(n-1)

n =1 ; L=0 n =2 ; L = 0,1 n=3 ; L= 0,1,2

يدعى المستوى الثانوي L=1 ⟶ P يدعى المستوى الثانوي L=0 ⟶ S

يدعى المستوى الثانوي L=3 ⟶ F يدعى المستوى الثانوي L=2 ⟶ d

معادلة شرودنكر:-

تمكن شرودنكر من وصف سلوك الالكترون e- بدلالة دالة الموجة Ψ من فكرة امتلاك الالكترون e- الصفة الموجية .حيث Ψ تشمل احداثيات الزمان والمكان لتواجد الكترون في اوربتال ما .

حيث استبدل شرودنكر احتمال نظام المدارات المقترح من قبل بور بالاحتمالية الكثافة للالكترون Ψ^2 .لذا عبر عن جسيم متحرك بدالة موجية Ψ حيث وضع شرودنكر معادلتة:

$$\frac{\partial^2\Psi}{\partial X2}+\frac{\partial^2\Psi}{\partial y2}+\frac{\partial^2\Psi}{\partial z2}+\frac{8\pi 2m}{h2}(Et-Ep)\Psi=0$$

Q= الدالة الموجبة التي تعبر عن وجود جسيم متحرك وهو الالكترون e-. Ep = الطاقة الكامنة

X,y,z = الاحداثيات في الفراغ m = كتلة الالكترون Et= الطاقة الكلية h = ثابت بلانك

الوصف الفيزياوي للاوربتال واحتمالية

تواجد الالكترون في الاوربتال بالنسبة للنواة:

الاوربتال: هو ذلك الحيز من الفراغ الذي لة شكل هندسي والذي يحتمل وجود الالكترون ضمنة ويتسع لالكترون واحد او الالكترونين متعاكسين في الاتجاة ↓↑

وتكون احتمالية تواجد الالكترون e- في الاوربتال 90%.

1- وصف الاوربتال S:

1- يكون شكلة كروي على شكل غيمة .

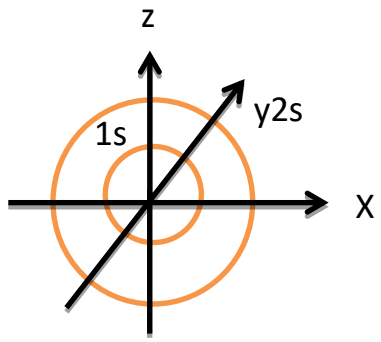
2- يكون الالكترون e- موجود على سطح هذة الغيمة اوعلى سطح هذة الكرة الرقيقة وتكون احتمالية وجودة في هذا السطح 90% .

Rawaa Abass

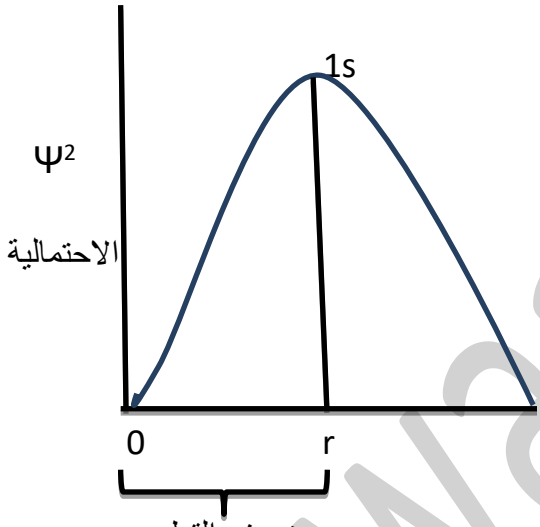
3- بعد الالكترون عن النواة يكون متماثل في جميع الاتجاهات x,y,z وبنصف قطر مقدارة r .

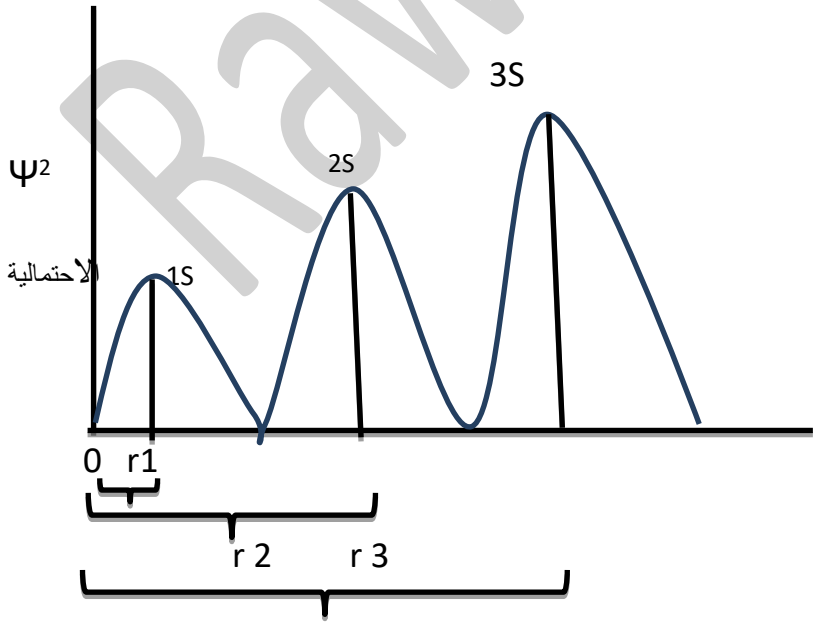
4- كلما ابتعدنا عن النواة يزداد نصف القطر r وهذا تحددة الاحتمالية. كما ان احتمالية وجود ال -e بالقرب من النواة قليل جدا او صفر .

الشكل الخارجي للاوربتال S



اعلى احتمالية تقررها نصف القطر

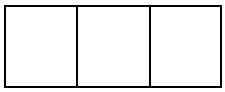




اعلى احتمالية هي التي تقرر نصف القطر

Rawaa Abass

2- وصف الاوربتال P



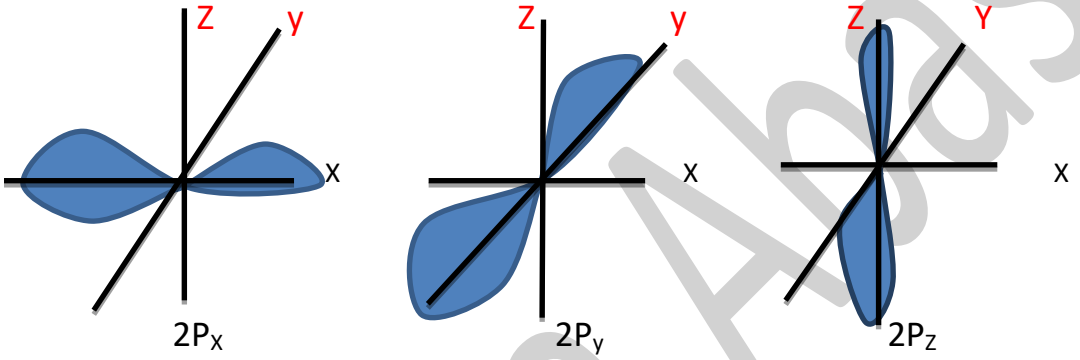
Px py pz

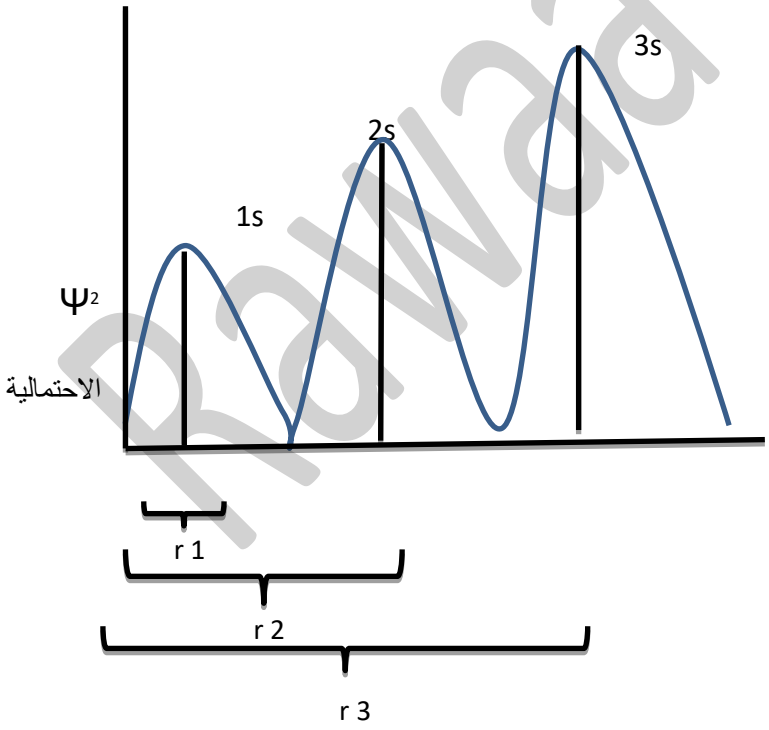
1- ان دالة الموجة Ψ في الاوربتال P لاتعتمد على r فقط وانما تعتمد على مقدار واتجاة الزخم الزاوي للالكترون .

2- اشكال الاوربتال P والتي عددها ثلاثة تتكون من فصين متعامدين على بعضها البعض .

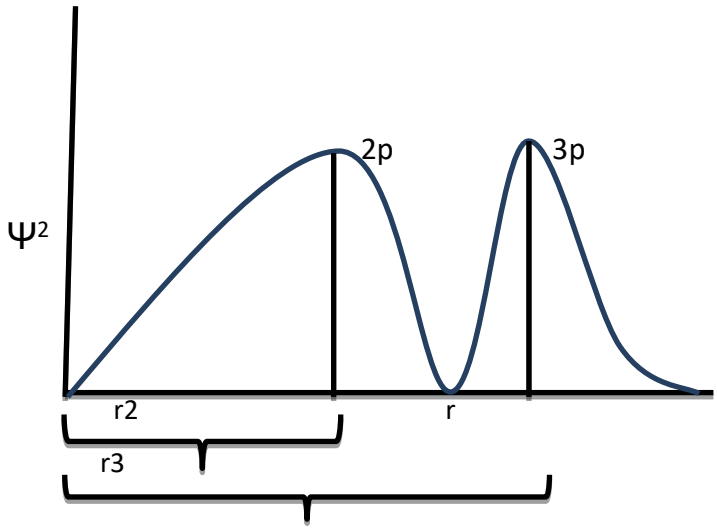
3- يقع الاوربتال p في الغلاف الرئيسي الثاني حيث n =2 . اي 1S 2S 2P

4- يتداخل الاوربتال 2p مع الاوربتال 2S ويجب ان يكون بعدهم من النواة بنفس نصف القطر .

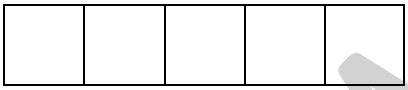




Rawaa Abass



3- وصف الاوربيتال d



1- مستوى الطاقة n=3 يحتوي على اوربتال من نوع s,p,d

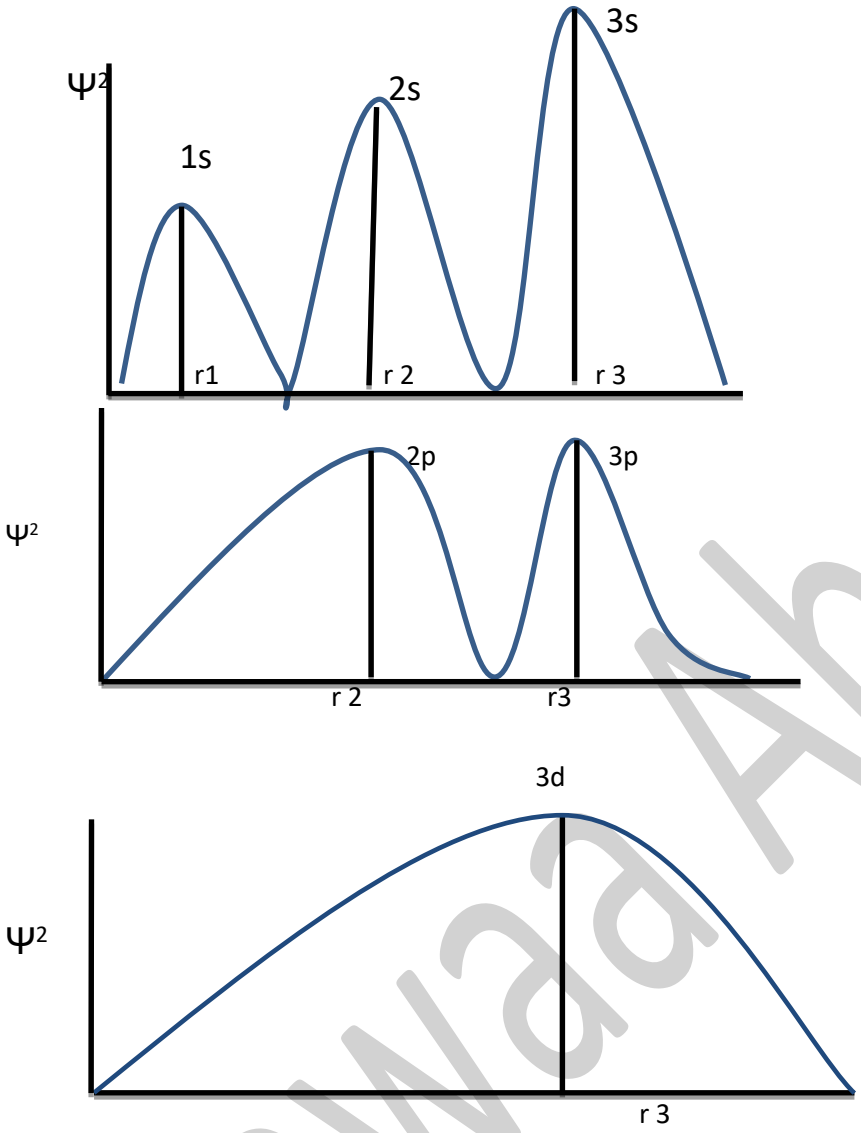
2- اشكال الاوربتالات d عددها خمسة تشابة الاوربتال p ولاتعتمد على r فقط وانما تعتمد ايضا على مقدار واتجاة الزخم الزاوي .

3- كل اوربتال يتكون من اربعة فصوص وتاخذ اوضاع مختلفة حول المحاور .

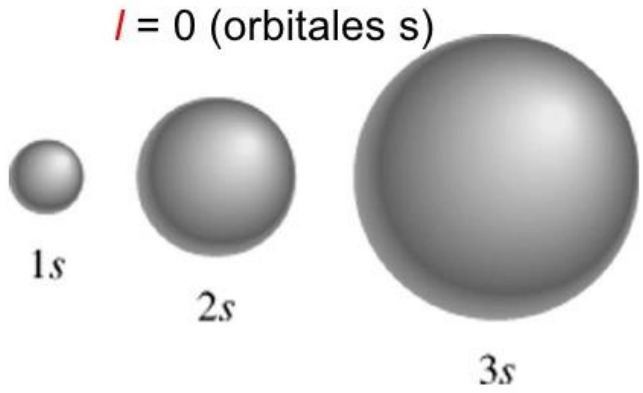
4- تسمى هذه الفصوص بالفصوص الموجية لانها ناتجة عن الدالة الموجية وكل فصين متقابلين بالاشارة متماثلين ومتعامدين مع الفصين الاخرين .

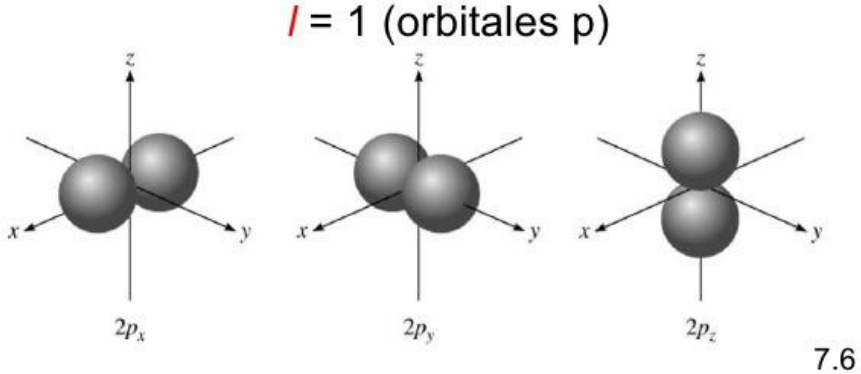
ويمكن رسم خط بياني بين الاحتمالية ونصف قطر الاوربتال d:

Rawaa Abass

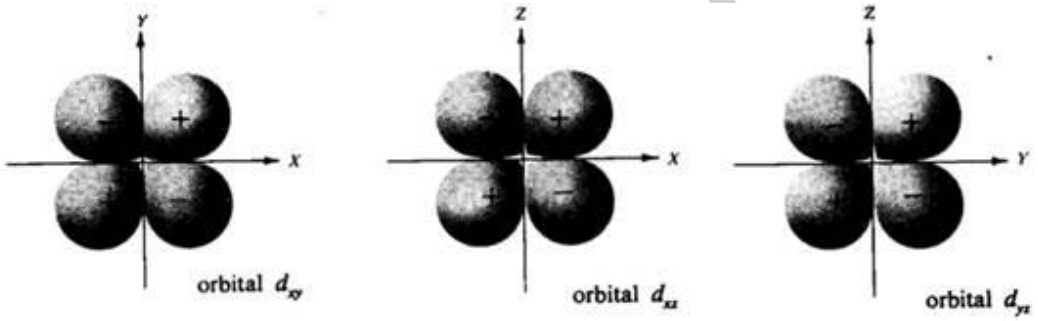


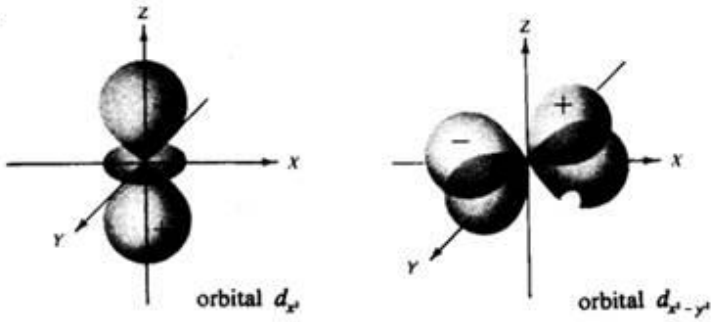
Rawaa Abass





7.6





Los cinco orbitales 3*d* del hidrógeno. Excepción hecha del mayor tamaño, se puede considerar que los orbitales 4*d*, 5*d* y 6*d* son, esencialmente, idénticos a estos orbitales 3*d*. Obsérvese cómo cambia el signo de la función de onda en cada uno de los orbitales, al pasar de un lóbulo al siguiente. Este cambio de signo será de gran importancia cuando los orbitales atómicos se combinen para formar un enlace químico en capítulos posteriores.

الجزء الرابع

اعداد الكم : Quantum Numbers

بعد ظهور النظرية الموجية للضوء اصبح بالامكان تفسير الكثير من خصائصة ففي عام 1900 تمكن العالم بلانك من اشتقاق علاقات فسرت اشعاع الجسم الاسود ، فقد بين العالم بلانك ان الجسم الاسود مؤلف من جسيمات مهتزة عديدة تمتص او تبعث الطاقة على شكل كمات معينة ويرتبط مقدار الطاقة المنبعثة E كفوتونات مع تردد الاشعة υ بالعلاقة:

$\upsilon \alpha E$

$E = h\upsilon$

$E = Ch / \lambda$ سرعة الضوء = C

ان التغير في الطاقة :

$\Delta E = E_1 - E_2 = n\ Ch/\lambda$

$E_2 > E_1$ دائما E_1 = قيمة الطاقة قبل انتقال الالكترون

E_2 = قيمة الطاقة بعد انتقال الالكترون

n = عدد كمي رئيسي

لقد كان حل بلانك اول نجاح لنظرية الكم :

على ان الطاقة لايمكن ان تبعث او تمتص بصورة مستمرة لكن الذرات تشع او تمتص الطاقة بشكل وحدات محددة او كمات تتناسب مع تردد الفوتون.

اعداد الكم هي اربعة :

1- عدد الكم الرئيسي او الاساسي يرمز له (n)

2- عدد الكم الثانوي يرمز له (L).

3- عدد الكم المغناطيسي يرمز له (m_L)

4- عدد الكم البرمي يرمز له (m_s)

Rawaa Abass

1- عدد الكم الرئيسي principal quantum number (n)

1- وهو يحدد الطاقة الكلية للغلاف الرئيسي الذي يدور فيه الالكترون وهو بعد الغلاف عن النواة وياخذ الاعداد الصحيحة (1,2,3,4,....∞) .

2- استعملت بعض الاحرف الموازية لهذة الارقام مثلا الحرف (k) معناة الغلاف الرئيس الاول ,(L) معناة الغلاف الرئيسي الثاني وهكذا .

3- ان عدد الالكترونات التي تمتلك نفس عدد الكم في الذرة محدد ويتمثل بقيمة المقدار $(2n^2)$ حيث ان n هوعدد الكم الرئيسي وبذلك يكون:

عدد الكم الرئيسي (n)	1	2	3	4
الاحرف المعبرة	K	L	M	N
العدد الاقصى للالكترونات	2	8	18	32

س/ لماذا لاياخذ n قيمة الصفر ؟

معناه لايوجد غلاف حول النواة وانما معناه الالكترون منطبق على النواة وبذلك تفقد الصفة الذرية .

س/ متى يصل الالكترون الى المدار الملانهاية ∞ ؟

كل ذرة عنصر في الجدول الدوري تمتلك n= ∞ فاذا كان الالكترون قريب من النواة يكون مستقر واذا اخذ طاقة فانة ينتقل الى اغلفة اخرى وفي حالة انفصال الالكترون عن الذرة فانة يصل الى ∞ اي خرج الالكترون عن سيطرة النواة .

$$M \longrightarrow M^+ + e^-$$

(g) (g) n=∞

$1s^1$ $1s^0$

Rawaa Abass

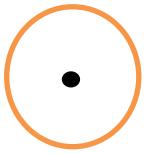
2- عدد الكم الثانوي او(السمتي) Secondary quantum or Azimuthal quantum number

1- هو الذي يعبر عن الطاقة الناتجة من حركة الالكترون بمداره الاهليجي (او المدار المنحرف عن الشكل الكروي) حول النواة وبعبارة اخرى فان عدد الكم هذا يصف شكل المدار .
2- هو يحدد شكل الاغلفة الثانوية المتواجدة ضمن الغلاف الرئيسي الواحد التي يكون شكلها اهليجي ولذلك سمي بالسمتي .

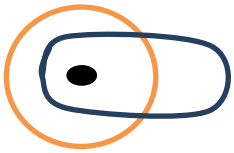
وتاخذ شكل L القيم

L = 0, 1, 2, 3, 4, 5,.... (n-1)
S, P, d, F, g, h

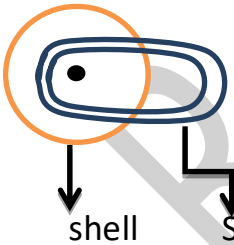
اذن ممكن هنا ان ياخذ L قيمة الصفر لانه يصل الى n-1 وهذا يعني وجود غلاف رئيسي كروي وهو n .
ويسمى Sub-shell غلاف ثانوي متفرع من shell



معناة هناك مدار دائري واحد وهو المدار الذي افترضه بور n=1 ; L=0



معناه هناك مدارين احدهما دائري والاخر اهليجي n=2 ; L=0,1



معناه وجود 3 مدارات واحد دائري واثنان اهليجيان n=3 ; L=0, 1, 2 (n-1)

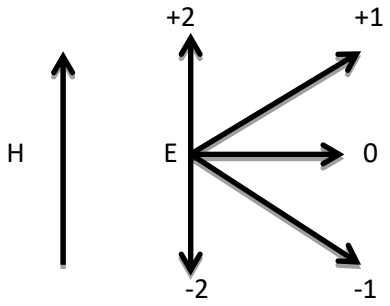
Rawaa Abass

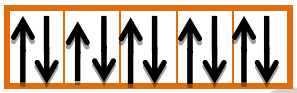
3- العدد الكمي المغناطيسي (m_L) The magnetic quantum number

1- عندما تتعرض ذرات عنصر لمجال مغناطيسي قوي فان عزومها المغناطيسية تتاثر بعزوم قوى تحاول توجيهها وبهذا يستخدم عدد الكم المغناطيسي لتحديد اتجاة ومقدار مكونه الزخم الزاوي نسبة الى اتجاة المجال المغناطيسي الخارجي .

2- يتجة مدار الالكترون بزاوية معينة اي ان الزخم الزاوي له اتجاهات عديدة وان عدد هذة الاتجاهات يتحدد بالقيم الممكنه لعدد الكم (m).

مثلا اوربتال d عند وجود مجال مغناطيسي هناك خمسة اتجاهات محددة للزخم الزاوي هذة الاعداد تمثل مكونات الزخم الزاوي في اتجاة المجال المغناطيسي. والاوربتال p له ثلاثة اتجاهات محددة للزخم الزاوي والاوربتال S له اتجاه واحد محدد للزخم الزاوي .





اوربتال الd

+2 +1 0 -1 -2

اوربتال ال p

+1 0 -1

القيم الموجبة هي القيم الاقرب للنواة وتكون اقل طاقة اما القيم السالبة هي القيم الابعد عن النواة وتكون اكثر طاقة واقل استقرار.

اوربتال الS

n =3 ; L= 0 , 1 , 2

3S 3p 3d

m_L عندما ⟶ L=0 m_L =0

⟶ L =1 m_L =+1, 0, -1

⟶ L =2 m_L =+2, +1, 0, -1, -2

اي ان قيم m_L تعتمد على قيم L m_L = (+L),....,0, ... (-L)

Rawaa Abass

4- عدد الكم المغزلي او البرمي The spin quantum (m_s) number

ان هذا العدد يعين الحركة الدورانية للالكترون حول نفسة اثناء دوران الالكترون في مداره باتجاة المجال المغناطيسي المؤثر او بعكسة ويرمز له بالحرف (m_s) . والقيم التي ياخذها هي +1/2 , -1/2 وتدل الاشارة الموجبة والسالبة على دوران الالكترون حول نفسة في اتجاهين متعاكسين . احدهما باتجاة عقرب الساعة والاخر عكس عقرب ساعة .

m_s = +1/2 , -1/2

مع عقرب ساعه عكس عقرب ساعه

الزخم الزاوي للالكترونات في الاغلفة: Angular momentum

قانون الزخم الزاوي P=mvr

m = كتلة الالكترون -e
v = سرعة الالكترون -e
r= نصف قطر المدار

وحسب نظرية بور ان الزخم الزاوي للالكترون e في الغلاف يجب ان يساوي مضاعفات المقدار $h/2\pi$

1- الزخم الزاوي اعتمادا على عدد الكم الرئيسي $P = mvr = n.h/2\pi$

2- الزخم الزاوي اعتمادا على عدد الكم الثانوي $P = mvr = \sqrt{L(L+1)} \cdot h/2\pi$

3- الزخم الزاوي اعتمادا على عدد الكم الثانوي المغناطيسي $P = mvr = m_L . h/2\pi$

كل مرة تحسب بقدر قيم m_L المستخرجة.

4- الزخم الزاوي اعتمادا على m_s عدد الكم البرمي $P = mvr = m_s .h/2\pi$

س/ احيانا يكون الزخم الزاوي صفر فهل الالكترون في حالة سكون؟
ج/ القيمة الصفر تعني احتمالية تحركه في الاتجاة المضاد بحيث تكون محصلة الزخم الزاوي مساوية الى الصفر.

في الغلاف k(او n=1)	$1S^2$
في الغلاف L (او n=2)	$2S^2\ 2P^2$
في الغلاف M (او n=3)	$3S^2\ 3P^6\ 3d^{10}$
في الغلاف N (او n=4)	$4S^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 4f^{14}$
في الغلاف O (او n=5)	$5S2\ 5p^6\ 5d^{10}\ 5f^{14}\ 5g^{18}$

Rawaa Abass

جدول (4-1) توزيع الالكترونات بين مستويات الكم

الغلاف الرئيسي shell	n	L	m_L	عدد الالكترونات الموزعة	المجموع
K	1	0(s)	0	2	2
L	2	0(s)	0	2	8
		1 (p)	+1,0,-1	6	
M	3	0(s)	0	2	18
		1(P)	+1,0,-1	6	
		2(d)	+2,+1,0,-1,-2	10	
N	4	0(s)	0	2	32
		1(P)	+1,0,-1	6	
		2(d)	+2,+1,0,-1,-2	10	
		3(f)	+3,+2,+1,0,-1,-2,-3	14	
O	5	0(s)	0	2	50
		L(p)	+1,0,-1	6	
		3(d)	+2,+1,0,-1,-2	10	
		3(f)	+3,+2,+1,0,-1,-2,-3	14	
		4(g)	+4,+3,+2,+1,0,-1,-2,-3,-4	18	

Rawaa Abass

الترتيب الالكتروني والبناء الذري لعناصر الجدول الدوري:

يطلق على اسلوب او قاعدة ملئ الاوربتالات الذرية بالالكترونات اسم البناء. يمكن ايجاد التوزيع الالكتروني للالكترونات في الاوربتالات بتطبيق تسلسل مستويات الطاقة وعدة قواعد كماهو مبين فيمايلي:

1- تسلسل طاقة الاوربتالات الذرية ويكون كالاتي:

يكون تسلسل الطاقة للاوربتالات المختلفة في ذرة الهيدروجين كالاتي :

$$1s < (2s=2p) < (3s = 3p = 3d) < (4s=4p=4d=4f)$$

لكن هناك في ذرات متعددة الالكترونات لذرات العناصر الاخرى فان مستوى طاقة الاوربتالات لايبقى كماهو علية في ذرة الهيدروجين بل يتغير بتغير العدد الذري للعنصر وذلك بسبب حجب الالكترونات لبعضها البعض وسوف نتطرق لموضوع الحجب فيما بعد.

ولغرض ايجاد الترتيب الالكتروني لعنصر ما يستخدم التسلسل الاتي:

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

ان هذا التسلسل يعتمد على تطبيق القاعدة n+L التي تنص على ان طاقة الاوربتال تزداد كلما زادت قيمة (n+L)

	3s	3p
n +L	3+0 =3	3+1= 4

لذلك يملا 3P قبل 3S لانه اعلى طاقه 3P > 3S

اذا تساوت قيمة n+L لاوربتالين او اكثر فان الاوربتال الذي يملك عدد الكم n اقل هو الذي تكون طاقتة اقل :

مثلا:

	7s	6p	5d
n+L	7+0=7	6+1=7	5+2=7

7s > 6p > 5d

اتجاه ازدياد الطاقة

Rawaa Abass

مثال/ اكتب تسلسل الاوربتالات الاتية بشكل تصاعدي وفقا لطاقتها (5p ,4d 6s)؟

الحل/ نطبق قاعدة (n+L) حيث ان n+L

6S =6+0=6

4d =4+2=6

5p =5+1=6

6s > 5p > 4d

2- يمكن تمثيل كل اوربتال بمربع فمثلا للاوربتال S مربع واحد وللاوربتال p ثلاثة مربعات وللاوربتال d خمسة مربعات .

3- يمثل الالكترون بسهم واذا كان الكترونين فيمثلان بسهمين متعاكسين

والسعة القصوى لكل اوربتال هي

S يستوعب 2e- ، p يستوعب 6e- ، d يستوعب 10e- ، f يستوعب 14e-

4- اتباع قاعدة باولي التي تنص على انة لايمكن لالكترونين في الذرة الواحدة ان ياخذا نفس اعداد الكم الاربعة وعلية يتم التميز بين الكترونين في اوربتال واحد بواسطة عدد الكم المغزلي او البرمي ms . حيث يمثل الاتجاة ↑ القيمة m_s = +1/2 للالكترون الذي يدخل المربع اولا اما الالكترون الثاني ↓ m_s= -1/2.

5- اتباع قواعد هوند والتي تشمل :

أ- ان الترتيب الالكتروني يبدا n=1 ثم n=2 ..... الخ لكي يكون النظام مستقرا.

ب- تتوزع الالكترونات بصورة منفردة في الاوربتالات متساوية الطاقة ثم تزدوج.

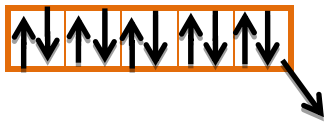
ج- يجب ان تكون الاوربتالات في حالة مستقرة وتحدث حالة الاستقرار عندما يكون الاوربتال مشبع فمثلا اذا كان هناك $S^2\ d^4$ يمكن ان ينتقل الكترون من S الى d ويصبح $S^1\ d^5$. وفي حالة $S^2\ d^9$ يصبح الترتيب الاكثر استقرار هو S^1d^{10} .

Rawaa Abass

المسائل:

EX-1: بين اعداد الكم لاخر الكترون لذرة عنصر العدد الذري لها يساوي 30 ؟

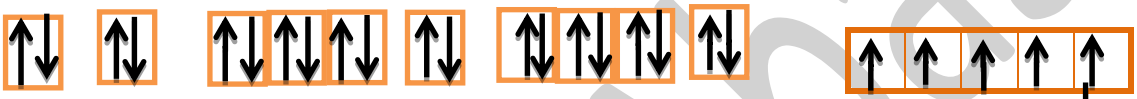
$1S^2\ 2S^2 2P^6\ 3S^2 3P^6\ 4S^2\ 3d^{10}$



اخر الالكترون $n=3\ ,\ L=2\ ,\ m_L=-2\ ,\ m_s=-1/2$

EX-2: عنصر عدده الذري 25 بين الترتيب الالكتروني له وماهي اعداد الكم الاربعة لاخر الكترون ؟

$1S^2\ \ 2S^2\ \ 2P^6\ \ 3S^2\ \ 3P^6\ \ 4S^2\ \ 3d^5$



$n=3\ ,\ L=2\ ,\ m_L=-2\ \ m_s=+1/2$

اخر الالكترون

EX-3: عنصر عدده الذري 11 بين الترتيب الالكتروني له وماهي اعداد الكم الاربعة لاخر الكترون ؟

$1S^2\ \ 2S^2\ \ 2P^6\ \ 3S^2$

اخر الكترون

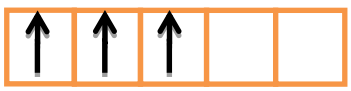
$n=3\ ,\ L=0\ ,\ m_L=0\ ,\ ms=+1/2$

EX-4: اكتب التصنيف الاوربتالي لالكترون يمتلك اعداد الكم التالية:

$n=4,\ L=2,\ m_L=0,\ m_s=+1/2$

الحل/ ان نوع الاوربتال يعرف عادة من عدد الكم الثانوي L فاذا كان L=2 فان الاوربتال هو احد اوربتالات المستوي الثانوي d ولما كانت قيمة n مساوية الى 4 فالاوربتال المعني يقع في المستوي 4d وهو احد الاوربتالات الخمسة الذي يمتلك m L= 0

$4d^3$



+2 +1 0 -1 -2

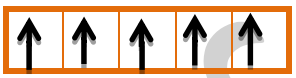
Rawda Abass

EX-5/ ماهو العنصر الذي يمتلك الكترونة الاخير اعداد الكم التالية:

n =3 , L=2 , m L=-2, ms=+1/2

الحل/ المستوى الثانوي هو 3d ، الالكترون سيشغل وبصورة مفردة الاوربتال الذي يمتلك m L=-2. ولما كان الاوربتال 4S يمتلا قبل الاوربتال 3D (حسب تسلسل مستويات الطاقة) فالترتيب الالكتروني سيكون :

$1S^2$ $2S^2$ $2P^6$ $3S^2$ $3P^6$ $4S^2$ $3d^5$



+2 +1 0 -1 -2

وهذا يدل على ان العدد الذري للعنصر هو 25 وهو عنصر Mn_{25}

EX-6/ ماهي اعداد الكم الاربعة لاخر الكترون يشغل اوربتالات العناصر التي تمتلك اعداد ذرية مساوية الى 1, 2 ,14 , 17؟

الحل/

Z=1 $1S^1$

n=1 ,L=0 , m L=0, ms=+1/2

Z=2 $1S^2$

n=1 , L=0, m L=0, ms=-1/2

Z=14 $1s^1$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^2$

+1 0 -1

n = 3 , L = 1 , m L= 0 , ms = +1/2

Z = 17 $1s^1$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^5$

n = 3 , L = 1 , m_L= 0 , ms = -1/2

Rawaa Abass

EX-7/ اذا علمت ان قيم اعداد الكم الاربعة للالكترون الاخير في Cl^- هي :

$n = 3$, $L = 1$, $m_L = -1$, $m_s = -1/2$ فماهو العدد الذري لعنصر الكلور؟

$L = 1 \longrightarrow P$

Cl^-: $1s^1$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$

عدد الالكترونات لايون $Cl = 18\ e$

العدد الذري $Z = 17$ $\longrightarrow$ $Z = 18-1$ = عدد الالكترونات للايون + عدد الشحنات السالبة = Z

وينتج عن هذا الترتيب عدد الكترونات مساويا الى 18 الكترون . ولما كان عنصر الكلور قد اكتسب الكترونا واحدا لكي يصبح بشكل ايون احادي سالب . لذلك فان العدد الذري لعنصر الكلور سيكون مساويا الى 17 .

EX-8/ ماهي القيمة المتوقعة لكل من m L, L لالكترون يمتلك عدد كم (n=3) .

الحل/ مما سبق ذكرة استطعنا معرفة ان القيم المسموحة ل L هي اما 0 , 1, 2 عندما $n = 3$

اما القيم المسموحة ل m_L فتعتمد على قيمةL .

فعندما تكون (L = 0) نستطيع ان نضع قيمة واحدة m_L وهي القيمة صفر .

وعندما (L = 1) فهناك 3 قيم مسموحة m_L (1- ,0 ,1+).

وعندما (n = 2) فهناك خمس قيم مسموحة m_L (2- ,1- ,0 ,1+ ,2+)

EX-9/ هل بامكان الكترون ان يمتلك اعداد الكم التالية : $m_L = 2$, L= 2, $n = 2$

الحل/ كلا لايستطيع امتلاك اعداد الكم لان عدد الكم الثانوي L لا يستطيع ان يكون اكبر من القيمة (n-1) فاذا كانت n=2 فان L مساويا الى صفر او 1 فان m_L لايمكن ان تكون 2 لان m_L لايمكن ان تكون اكبر من L مطلقا.

Rawaa Abass

EX-10/ اي من اعداد الكم التالية غير مسموح بها ولماذا ؟

a) n=2 , L=1 , m_L=0
b) n=2 ,L=2 , m_L=-1 *
c) n=3 ,L=0 , m_L=0
d) n=3 ,L=1 , m_L=-1
e) n=3 ,L=0 , m_L=-1 *
f) n=2 ,L=3 , m_L=2 *

f,e,b غير مسموح بها لانه لايمكن ان تكون قيمة L مساوية او اكبر من قيمة n.
اما بالنسبة لفرع e اذا كانت قيمة L = 0 فلا يمكن ان تاخذ m_L قيمة غير الصفر .

EX-11/ ماهو التصنيف الاوربتالي الذي يشغلة الكترون يمتلك اعداد الكم التالية :

a) n=2 , L=1 , m_L= -1 — 2p

b) n=4 , L=0 , m_L= 0 — 4s

c) n=5 , L=2 , m_L= 0 — 5d

EX-12/ اذا علمت ان قيم اعداد الكم الاربعة للالكترون الاخير في ايون Al^{+3} هي

n= 2 , L=1 , m L= -1 , ms=-1/2 فماهو العدد الذري لعنصر الالمنيوم؟

ملاحظة: الشحنة +3 معناه ان الذرة فقدت 3 الالكترونات.

Al^{3+} $1S^2$ $2S^2$ $2P^6$ $3S^0$ $3P^0$

مجموع الالكترونات في Al^{3+} هي 10 وللذرة هي (10+3 = 13) اذن العدد الذري للالمنيوم هو 13

اي ان عدد الشحنات الموجبة + عدد ال e في الايون = Z

العدد الذري (Z) =10+3=13

ملاحظة: في حالة الايون الموجب نجمع عدد الشحنات الموجبة مع العدد الذري .

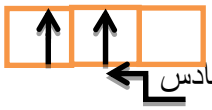
في حالة الايون السالب نطرح عدد الشحنات السالبة مع العدد الذري .

Rawaa Abass

EX-13/ ماقيم اعداد الكم الاربعة للالكترون الاخير في ذرة الصوديوم والالكترون السادس في ذرة الكالسيوم ؟

Na_{11} : $[Ne]_{10}$ $3s^1$ n=3 ,L=0 , m L=0 , ms=+1/2

Ca_{20} : $1S^2$ $2S^2$ $2P^6$ $3S^2$ $3P^6$ $4S^2$



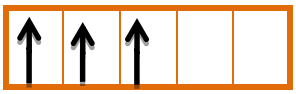
هذا الالكترون السادس

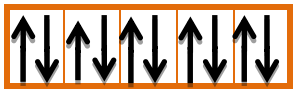
n=2 , L=1 , m L=0 , ms=+1/2

EX-14/ خمسة الكترونات في ذرة ما . يمتلك كل الكترون اعداد الكم التالية رتب هذة الالكترونات وفقا لازدياد طاقة اوربتالاتها اي حسب القاعدة (n+L) .

a) n=4 , L=0 , m L=0 , ms= +1/2 $4S^1$

b) n=3 , L=1 , m_L=-1 , m_s= -1/2 $3p^6$

c) n=3 , L=2 , m_L=0 , m_s= +1/2 $3d^3$ 

d) n=3 , L=2 , m_L=-2 , m_s=-1/2 $3d^{10}$ 

e) n=3 , L=0 , m_L=0 , m_s=-1/2 $3S^2$

n+L

a) $4s^1$ 4+0 =4
b) $3P^6$ 3+1 =4
c) $3d^3$ 3+2 =5
d) $3d^{10}$ 3+2 =5
e) $3s^2$ 3+0 =3

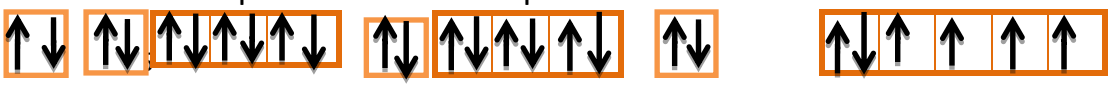
$3s^2 < 3p^6 < 4s^1 < 3d^{10} < 3d^3$

اتجاه ازدياد الطاقة

Rawaa Abass

EX-15/اوجد التسلسل الطاقي ل Fe^{3+} , Fe_{26} مع كتابة اعداد الكم للالكترون الاول والثالث والخامس والتاسع والتاسع عشر.

Fe_{26}: $1S^2$ $2S^2$ $2p^6$ $3S^2$ $3p^6$ $4S^2$ $3d^6$



1 3 1 3 5 9 19

e-(1) n=1 , L=0 , m_L=0 , m_s= +1/2

e-(3) n=2 , L=0 , m_L=0 , m_s= +1/2

e-(5) n=2 , L=1 , m_L=+1 , m_s= +1/2

e-(9) n=2 , L=1 , m_L=0 , m_s=-1/2

e-(19) n=4 , L=0 , m_L=0 , m_s=+1/2

$3d^5$ < $3d^6$ n+L= 3+2=5

قيمه n+L متساوية للحالتين نعتمد على d هل هو مشبع ام نصف مشبع فيكون اكثر استقرار اقل طاقة.

EX-16/ اوجد العدد الذري ونوع الذرة اذا علمت ان اعداد الكم الاربعه للالكترون الاخير هي كمايلي :

	n	L	m_L	m_S	
A	3	2	0	+1/2	$3d^3$
B	1	0	0	-1/2	$1s^2$
C	2	1	+1	+1/2	$2p^1$
D	2	1	-1	-1/2	$2p^6$

A: Z = 23 الفناديوم(V) B: Z =2 هيليوم(He)

C: Z =5 البورون(B) D: Z =10 نيون (Ne)

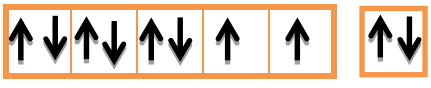
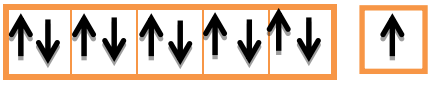
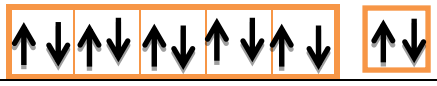
Rawaa Abass

جدول (4-2) الانتشار الالكتروني والبنية الالكترونية للعناصر من H وحتى Ne

Element (العنصر)	Atomic No. العدد الذري	Electron10 Structure البنية الالكترونية	Orbitale الاوربتالات
H	1	$1s^1$	1s 2s 2p
He	2	$1s^2$	
Li	3	$1s^2\ 2s^1$	
Be	4	$1s^2\ 2s^2$	
B	5	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$	
C	6	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1_x\ 2p^1_y$	
N	7	1s1 1s2 $2p^1_x\ 2p^1_y\ 2p^1_z$	
O	8	1s1 1s2 $2p^1_x\ 2p^1_y\ 2p^1_z$	
F	9	1s1 1s2 $2p^1_x\ 2p^1_y\ 2p^1_z$	
Ne	10	1s1 1s2 $2p^1_x\ 2p^1_y\ 2p^1_z$	

Rawaa Hass

جدول (4-3) الانتشار الالكتروني للعناصر من k الى Zn

Element (العنصر)	Orbitale الاوربتالات	
	$1s^1$ 2s 2p 3s 3p	3d 4s
19 k	2 2 6 2 6	
20 Ca	2 2 6 2 6	
21 Sc	2 2 6 2 6	
22 Ti	2 2 6 2 6	
23 V	2 2 6 2 6	
24 Cr	2 2 6 2 6	
25 Mn	2 2 6 2 6	
26 Fe	2 2 6 2 6	
27 Co	2 2 6 2 6	
28 Ni	2 2 6 2 6	
29 Cu	2 2 6 2 6	
30 Zn	2 2 6 2 6	

Rawaa Abass

جدول (4-4) الترتيب الالكتروني لعناصر الجدول الدوري

No.	Element	Electron configuration	Z	Element	Electron configuration
1	H	$1s$	53	I	$[Kr]4d^{10}\ 5s^2\ 5p^5$
2	He	$1s^2$	54	Xe	$[Kr]4d^{10}\ 5s^2\ 5p^6$
3	Li	$[He]2s$	55	Cs	$[xe]6s^1$
4	Be	$[He]2s^2$	56	Ba	$[Xe]\ 6s^2$
5	B	$[He]2s^2\ 2p^1$	57	La	$[xe]5d^16s^2$
6	C	$[He]2s^2\ 2p^2$	58	Ce	$[xe]4f^15d^16s^2$
7	N	$[He]2s^2\ 2p^3$	59	Pr	$[xe]4f^3\ 6s^2$
8	O	$[He]2s^2\ 2p^4$	60	Ni	$[xe]4f^4\ 6s^2$
9	F	$[He]2s^2\ 2p^5$	61	Pm	$[xe]4f^5\ 6s^2$
10	Ne	$[He]2s^2\ 2p^6$	62	Sm	$[xe]4f^6\ 6s^2$
11	Na	$[Ne]3s^1$	63	Eu	$[xe]4f^7\ 6s^2$
12	Mg	$[Ne]3s^2$	64	Cd	$[xe]4f^7\ 5d^1\ 6s^2$
13	Al	$[Ne]3s^23p^1$	65	Tb	$[xe]4f^9\ 6s^2$
14	Si	$[Ne]3s^23p^2$	66	Dy	$[xe]4f^{10}\ 6s^2$
15	P	$[Ne]3s^23p^3$	67	Ho	$[xe]4f^{11}\ 6s^2$
16	S	$[Ne]3s^23p^4$	68	Er	$[xe]4f^{12}\ 6s^2$
17	Cl	$[Ne]3s^23p^5$	69	Tm	$[xe]4f^{13}\ 6s^2$
18	Ar	$[Ne]3s^23p^6$	70	Yb	$[xe]4f^{14}\ 6s^2$
19	K	$[Ar]4s^1$	71	Lu	$[xe]4f^{14}5d^1\ 6s^2$
20	Ca	$[Ar]4s^2$	72	Hf	$[xe]4f^{14}\ 5d^2\ 6s^2$
21	Sc	$[Ar]\ 3d^14s^2$	73	Ta	$[xe]4f^{14}\ 5d^3\ 6s^2$
22	Ti	$[Ar]\ 3d^24s^2$	74	W	$[xe]4f^{14}\ 5d^4\ 6s^2$
23	V	$[Ar]\ 3d^34s^2$	75	Re	$[xe]4f^{14}\ 5d^5\ 6s^2$
24	Cr	$[Ar]\ 3d^54s^1$	76	Os	$[xe]4f^{14}\ 5d^6\ 6s^2$
25	Mn	$[Ar]\ 3d^54s^2$	77	lr	$[xe]4f^{14}\ 5d^7\ 6s^2$
26	Fe	$[Ar]\ 3d^64s^2$	78	Pt	$[xe]4f^{14}\ 5d^9\ 6s^1$
27	Co	$[Ar]\ 3d^74s^2$	79	Au	$[xe]4f^{14}\ 5d^{10}\ 6s^1$
28	Ni	$[Ar]\ 3d^84s^2$	80	Hg	$[xe]4f^{14}\ 5d^{10}\ 6s^2$
29	Cu	$[Ar]\ 3d^{10}4s^1$	81	Tl	$[xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^1$
30	Zn	$[Ar]\ 3d^{10}4s^2$	82	Pb	$[xe]4f^{14}\ 5d^3\ 6s^26p^2$
31	Ca	$[Ar]\ 3d^{10}4s^24p^1$	83	Bi	$[xe]4f^{14}\ 5d^3\ 6s^26p^3$
32	Ge	$[Ar]\ 3d^{10}4s^24p^2$	83	Po	$[xe]4f^{14}\ 5d^36s^26p^4$
33	As	$[Ar]\ 3d^{10}4s^24p^3$	85	At	$[xe]4f^{14}\ 5d^36s^26p^5$
34	Se	$[Ar]\ 3d^{10}4s^24p^4$	86	Rn	$[xe]4f^{14}\ 5d^36s^26p^6$
35	Br	$[Ar]\ 3d^{10}4s^24p^5$	87	Fr	$[Rn]7s^1$

Rawaa Abass

36	Kr	[Ar] $3d^{10}4s^2 4p^6$	88	Ra	$[Rn]7s^2$
37	Rb	$[Kr]5s^1$	89	Ac	$[Rn]6d^1 7s^2$
38	Sr	$[Kr]5s^2$	90	Th	$[Rn]6d^2 7s^2$
39	Y	$[Kr]4d^1 5s^2$	91	Pa	$[Rn]5f^2 6d^1 7s^2$
40	Zr	$[Kr]4d^2 5s^2$	92	U	$[Rn]5f^3 6d^1 7s^2$
41	Nb	$[Kr]4d^4 5s^1$	93	NP	$[Rn]5f^4 6d^1 7s^2$
42	Mo	$[Kr]4d^5 5s^1$	94	Pu	$[Rn]5f^6 7s^2$
43	Tc	$[Kr]4d^5 5s^2$	95	Am	$[Rn]5f^7 7s^2$
44	Ru	$[Kr]4d^7 5s^1$	96	Cm	$[Rn]5f^7\ 6d^1 7s^2$
45	Rh	$[Kr]4d^8 5s^1$	97	Bk	$[Rn]5f^9 7s^2$
46	Pd	$[Kr]4d^{10}$	98	Cf	$[Rn]5f^{10} 7s^2$
47	Ag	$[Kr]4d^{10} 5s^1$	99	Es	$[Rn]5f^{11} 7s^2$
48	Cd	$[Kr]4d^{10} 5s^2$	100	Fm	$[Rn]5f^{12} 7s^2$
49	In	$[Kr]4d^{10} 5s^2\ 5p^1$	101	Md	$[Rn]5f^{13} 7s^2$
50	Sn	$[Kr]4d^{10} 5s^2\ 5p^2$	102	No	$[Rn]5f^{14} 7s^2$
51	Sb	$[Kr]4d^{10} 5s^2\ 5p^3$	103	Lr	$[Rn]5f^{14}\ 6d7s^2$
52	Te	$[Kr]4d^{10} 5s^2\ 5p^4$			

Rawaa Abass

الجزء الخامس

الخواص التي تعتمد على الترتيب الالكتروني :

أ.الشحنة المؤثرة للنواة (الحجب)

ب.الخواص الدورية

1.التكافؤ 2.انصاف اقطار الذرات و الايونات 3.جهد التأين

4.الالفة الالكترونية 5.السالبية الكهربائية 6. الخواص المغناطيسية

7.نوع الاصرة التي ممكن ان تتكون بين الذرات

أ.الحجب :- Effective nuclear charge

وعموماً فأن **الحجب** :- يقصد به حجب تأثير النواة على الالكترونات فان وجود الالكترونات في الاوربتالات المختلفة تقلل من تأثير النواة على الالكترونات الخارجية.

ويعتمد الحجب على **النفاذية** : وهي مقدار ما يحس به الالكترون من تأثير الشحنة النووية وهو في ذلك الغلاف

اقل نفاذية F > d > P > S اعلى نفاذية

س/ ايهما اسهل في سحب الالكترون e^- الاخير من ذرة الليثيوم ام من ذرة الاوكسجين ؟

$Li_3 : 1S^2\ 2S^1$

$O_8: 1S^2\ 2S^2\ 2P^4$

تاثير الشحنة النووية على الالكترون في اوربتال $2S^1$ في الليثيوم اعلى من تاثير الشحنة النووية على الالكترون الموجود في اوربتال $2P^4$ في الاوكسجين لذلك سحب الالكترون من الاوكسجين اسهل من الليثيوم .

ويمكن حساب مقدار الشحنة المؤثرة للنواة التي يتأثر بها اي الكترون في اي اوربتال من قبل النواة حسب الطريقة التي وضعها العالم سلاتر Slater

Rawaa Abass

ويمكن تلخيص قواعد سلاتركالاتي :

1.عند حساب ثابت الحجب لالكترون ما في المستوى np او ns نتبع ما يلي :

a- يكتب الترتيب الالكتروني للعنصر من اليسار الى اليمين حسب الترتيب التالي

(1S) (2S 2P) (3S 3P 3d) (4S 4P 4d 4F)

b- ان الالكترونات التي تنتمي الى اي مجموعة تقع على يمين المجموعة ns np اي تقع في غلاف (n+1) او اكثر لاتساهم في قيمة ثابت الحجب.

c- ان كل الكترون ينتمي الى نفس الغلاف الرئيسي np او ns يحجب الالكترون المراد حساب ثابت الحجب له بمقدار 0.35

d- ان كل الكترون ينتمي الى الغلاف الرئيسي (n-1) يحجب الالكترون المراد حساب ثابت الحجب له بمقدار 0.85

e- ان كل الكترون ينتمي الى الغلاف الرئيسي (n-2) اواقل يحجب حجبا كاملاً اي الى مدى =1

2. عند حساب ثابت الحجب لالكترون ما يقع في المستوى الثانوي nf , nd نستخدم القواعد السابقة فيما عدا القاعدتين e , d حيث تصبحان كالاتي

جميع الالكترونات في المجموعات الواقعة الى يسار المجموعة nf , nd تحجب الالكترون المراد حساب ثابت الحجب له بمقدار يساوي (1)

Ex1/ احسب الشحنة المؤثرة على الكترون التكافؤ لذرة N_7 ؟

الغلاف الاخير به 5e $2S^2\ 2p^3$

لذلك عند حساب الكترون التكافؤ فيكون قبله $4\ e^-$

N_7 : $(1S^2)$ $(2S^2\ 2p^3)$

n- 1 n

(عدد الالكترونات x 0.85) (عدد الالكترونات -1)x0.35

(2x 0.85) (4 x 0.35)

$S= (4 \times 0.35) + (2 \times 0.85) = 3.1$ $Z^* = Z - S \longrightarrow Z^* = 7 - 3.1 = 3.9$

Rawaa Abass

Ex2/ احسب الشحنة المؤثرة للنواة التي يحس بها الكترون التكافؤ لذرة الخارصين عددها الذري 30 ولالكترون موجود في اوربتال d .

Zn_{30} : $\underset{n-3}{(1S)^2}$ $\underset{n-2}{(2S^2\ 2P^6)}$ $\underset{n-1}{(3S^2\ 3P^6\ 3d^{10})}$ $\underset{n}{(4S^2)}$

(1- عدد الالكترونات x0.35) (عدد الالكترونات x 0.85)(1 x عدد الالكترونات)(1x عدد الالكترونات)

(1 x 0.35) (18x 0.85) (8 × 1) (2× 1)

$S = (1 X 0.35) + (18 X 0.85) + (8 X 1) + (2\times 1) = 25.65$

$Z^* = 30 - 25.65 = 4.35$

اما حساب الشحنة المؤثرة على الكترون في اوربتال d كما يلي :

Zn_{30} : $\underset{n-1}{(1S^2 \quad 2S^2\ 2P^6 \quad 3S^2\ 3P^6)}$ $\underset{n}{(3d^{10})}$ $\underset{n+1}{(4S^2)}$

(1 x عدد الالكترونات) (1- عدد الالكترونات x0.35) يهمل

(18 × 1) (9 x 0.35)

$S = (9 X 0.35) + (18 X 1) = 21.15$

$Z^* = Z - S \rightarrow Z = 30 - 21.15 = 8.85$

Ex3/ احسب الشحنة المؤثرة على الكترون التكافؤ لذرة الالمنيوم Al_{13}

Al_{13} : $\underset{n-2}{(1S^2)}$ $\underset{n-1}{(2S^2 2p^6)}$ $\underset{n}{(3S^2\ \ 3p^1)}$

(1 x عدد الالكترونات) (عدد الالكترونات x 0.85) (1- عدد الالكترونات x0.35)

(2× 1) (8x 0.85) (2 x 0.35)

$S = (2 X 0.35) + (8 X 0.85) + (2 X 1) = 9.5$

$Z^* = Z - S \longrightarrow Z^* = 13 - 9.5 = 3.5$

Rawaa Abass

Ex4 /احسب الشحنة المؤثرة لالكترون التكافؤ لذرة الحديد و الالكترون الاخير في d ؟

Fe_{26} : $\underline{(1S)^2}$ $\underline{(2S^2\ 2P^6)}$ $\underline{(3S^2\ 3P^6\ 3d^6)}$ $\underline{(4S^2)}$

n-3 n-2 n- 1 n

(0.35x الالكترونات -1) (0.85 xعدد الالكترونات)(1 x عدد الالكترونات)(1x عدد الالكترونات)

(1 x 0.35) (14x 0.85) (8 × 1) (2× 1)

S = (1 X 0.35) + (14 X 0.85) + (8 X 1) + (2× 1) = 22.25

Z* = Z – S ⟶ Z* = 26 – 22.25 = 3.75

الالكترون الاخير في d

Fe_{26} : $\underline{(1S^2\quad 2S^2\ 2P^6\quad 3S^2\ 3P^6)}$ $\underline{(3d^6)}$ $\underline{(4S^2)}$

n-1 n n +1

(عدد الالكترونات x 1) (عدد الالكترونات -1)x0.35

(18 × 1) (5 x 0.35) يهمل

S = (5 X 0.35) + (18 X 1) = 19.75 Z *= Z – S = 26 – 19.75 = 6.25

EX5 /احسب Z* التي تحجب الالكترون التكافؤي في ذرة الكالسيوم

Ca_{20}: $\underline{(1S)^2}$ $\underline{(2S^2\ 2P^6)}$ $\underline{(3S^2\ 3P^6)}$ $\underline{(4S^2)}$

n-3 n-2 n- 1 n

(0.35x الالكترونات -1)+(0.85 xعدد الالكترونات)+(1 x عدد الالكترونات)+(1x عدد الالكترونات)

S = (2× 1) + (8 × 1) + (8x 0.85) + (1 x 0.35)= 17.5

Z* = 20 – 17.5 = 2.85

Rawaa Abass

EX6/ احسب Z* التي يحس بها الكترون التكافؤ في الذرات والايونات التالية :

$_8O^{-2}$, $_9F^-$, $_{10}Ne$, $_{11}Na^+$, $_{12}Mg^{2+}$, $_{13}Al^{3+}$

ذرة الاوكسجين عددها الذري = 8 واكتسبت 2e فأصبحت لديها 10e

$_8O^{-2}$: $(1S^2)$ $(2S^22p^6)$

n- 1 n

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

$= 2.45 + 1.70 = 4.15$

$Z^* = 8 - 4.15 = 3.85$

وبنفس الطريقة نستخرج ثابت الحجب S لبقية الايونات و الذرات لأن لها نفس عدد الالكترونات ومن ثم نستخرج Z* .

$O^{-2}(Z^* = 3.85)$, F^- $(Z^* = 4.85)$, Ne $(Z^* = 5.85)$, $Na^+(Z^* = 6.86)$,

$Mg^{2+}(Z^* = 7.85)$, $Al^{3+}(Z^* = 8.85)$

ان هذه المجموعة ذات ترتيب الكتروني متماثل جميعها تمتلك 10e ونلاحظ ان الشحنة المؤثرة للنواة Z* تزداد مع ازدياد العدد الذري بسبب ازدياد عدد البروتونات الموجبة مما يزداد جذبها للالكترونات السالبة الشحنة فيتقلص الحجم ويقل نصف قطر الأيون او الذرة ولهذا فان ايون الاوكسيد اكبرها حجما و ايون الالمنيوم (III) اصغرها حجما لانه يزداد عدد البرتونات بالمقابل نقصان في عدد الالكترونات e فتزداد Z* لذلك يتقلص الحجم.

ب- الخواص الدورية : periodic properties

1- التكافؤ : valency

هو عدد الالكترونات المنفردة في الغلاف الخارجي للذرة.

وبمعنى اخر هو عدد الالكترونات التي تكتسبها الذرة او تفقدها لتصبح الذرة بحالة اكثر استقرار و يصبح عدد الالكترونات فيها مشابه لاقرب عدد ذري لعنصر نبيل .

العنصر الذي يكتسب الالكترونات يسمى عنصر كهروسلبي Electro negative (اي له القدرة على جذب الالكترونات) ويكون للعنصر القدرة على تكوين ايون سالب ، اما العنصر الذي يفقد الالكترونات يسمى كهروموجبي Electro positive اي العنصر الذي له القدرة على تكوين ايون موجب.

Rawaa Abass

مثلاً عنصر الصوديوم عدده الذري 11 يفقد الكترون فيصبح ايون الصوديوم يملك عدد الالكترونات تساوي 10 وهو مشابه تماما لذرة النيون, اما الكلور عدده الذري 17 فأنه يكتسب الكترون واحد ويصبح عددالكتروناته 18 ويصبح مشابه لذرة الاركون. **عدد التكافؤ يزداد ضمن الدورة الواحدة بزيادة العدد الذري**

مشابه للنيون $Na_{11} - e \rightarrow Na^{+}_{10} \rightarrow 1s^2 \quad 2s^2\ 2p^6$

مشابه للاركون $Cl_{17} + e \rightarrow Cl^{-}_{18} \rightarrow 1s^2 \quad 2s^2\ 2p^6 \quad 3s^2\ 3p^6$

ويمكن ان يرتبط ايون الصوديوم مع ايون الكلوريد ليكون NaCl بواسطة التجاذب بين الشحنات المختلفة. وهذا يطلق عليه بالتكافؤ الايوني.

وهناك تكافؤ ثاني هو التكافؤ التساهمي : وهي عدد ازواج الالكترونات المشتركة حول الذرة عند اتحادها بغيرها من الذرات فتكافؤ الهيدروجين في جزيئة H:H او H_2 هو احادي التكافؤ.

2- انصاف اقطار الذرات والايونات: Atomic &covalent radial

هي مساوية لمجموع نصفي قطري ذرتين او أيونين متجاورين ، وانصاف الاقطارالاصرية تقسم الى قسمين:

أ- انصاف اقطار ذرية (تساهمية):

وهي انصاف اقطارفلزية كما في الفلزات والسبائك مثل N_2 , K_2 وهي تقيس المسافات بين نوى ذرات العناصر في الحالة الصلبة و المسافة بين نوى الذرات في الجزيئة الغازية.

وتزداد انصاف اقطار المجموعة الواحدة بزيادة عدد الكم الرئيسي وتقل في الدورة الواحدة بزيادة العدد الذري وذلك لزيادة في الحجب وبقاء قيمة (n) ثابتة حيث يزداد عدد البروتونات والتي بدورها تسبب زيادة في جذب السحابة الالكترونية.

ب- انصاف اقطار ايونية (بلورية) :

وهي تكون بين ذرتين مرتبطتين ايونيا كما في المركبات الايونية .

ملاحظات :

1- نصف قطر الايون الموجب اصغر من نصف قطر ذرته المتعادلة ويقل نصف قطر الايون مع زيادة عدد الشحنات الموجبة في الدورة الواحدة $Na\ r > Na^{+}\ r$

2- بينما نصف قطر الايون السالب اكبر من نصف قطر ذرته المتعادلة $N^{3-}\ r > N\ r$

3- كلما زاد تكافئ الايون الموجب يقل نصف القطر $Co^{3+}\ r < Co^{2+}\ r$

نصف قطر ايون الكوبلت الثنائي هو اكبر من نصف قطر ايون الكوبلت الثلاثي

الايون	Na^{+}	Mg^{2+}	Al^{3+}	Si^{4+}
نصف قطر الايون (A°)	0.95	0.62	0.5	0.4

Rawaa Abass

وبشكل عام : كلما كان تاثير النواة على اخر الكترون اكبر كلما صغر نصف القطر وللمقارنة بين انصاف اقطار ذرات وايونات تمتلك ثابت حجب متساوي فان الذرة او الايون الذي يمتلك شحنة مؤثرة Z* اكبر يمتلك نصف قطر اصغر . فمثلا ايون Al_{13}^{+3} يمتلك نصف قطر اصغر من نصف قطر ايون O_8^{-2} .

ج- انصاف اقطار غير اصرية :

يمكن قياس المسافة بين ذرتين في موقع معين لكن لا توجد اصرة كيميائية مثل قوى فاندرفالز حيث تقاس اقرب مسافة بين الذرتين يمكن ان تقدر .

3- جهد التاين : (I.P) Ionization potential

هي اقل طاقة لازمة لازاحة الكترون واحد خارجي من الذرة المتعادلة وهي في الحالة الغازية وتحويلها الى ايون موجب في الحالة الغازية ايضاً .

وكل عنصر يمتلك عدد من جهود التاين مساوية لعدد الكترونات ذلك العنصر . وطاقة التاين هي من النوع الماص للحرارة ولذلك تكون قيمتها دائما موجبة تبعا لمفاهيم الثرموداينمك .

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

$Li_3 : 1S^2 \quad 2S^1 \qquad n = 2$

1 – $Li^+ : 1S^2 \quad 2S^o$ (n=2) $Li_{(g)} \rightarrow Li + e$ $I.P_1 = 5.392$ e.v

2 – $Li^{++} : 1S^1$ (n=1) $Li_g^+ \rightarrow Li^{++} + e$ $I.P_2 = 15.626$ e.v

3 – $Li^{+++} : 1S^o$ (n=1) $Li_{(g)}^{++} \rightarrow Li^{+++} + e$ $I.P_3 = 122.45$ e.v

س/ لماذا طاقة تاين الليثيوم $I.P_3 > I.P_2 > I.P_1$ ؟

السبب يعود الى عدم وجود حجب للنواة فيكون Z* للحالة الثالثة عالي بالاضافة الى التجاذب الموجود بين الالكترون المراد ازاحته والشحنات الموجبة الموجودة على الايون تزيد من طاقة التأين لذلك عند استخدام القانون نحتاج الى Z* وليس الى Z لانه يوجد حجب وهذه في الحالة 1 و 2 اما في الحالة الثالثة فالحجب يكون صفر فنستخدم Z .

Rawaa Abass

نستنتج ان طاقة التاين او جهد التاين لذرة ما تعتمد على عوامل عديدة هي:

1- بعد الالكترون عن النواة او بمعنى ادق نصف القطر الفعلي للذرة او للايون فكما ابتعد الالكترون عن النواة كلما قل مقدار طاقة التاين .
2- الشحنة المؤثرة *Z للنواة كلما كان لها تاثير كبير من قبل النواة على الكترون التكافئ كانت طاقة التاين اكبر .
3- نوع الاوربتال الذي يتواجد به الالكترون المزاح ، اذا كان من نوع S يحتاج الى طاقة تاين اكبر من الالكترونات في اوربتال P و d لانه نفاذية S للشحنة المؤثرة للنواة اعلى نفاذية من P وهذا بدوره اعلى من d .
4- تكون طاقة تاين الغازات النبيلة عالية جدا بسبب تشبع اوربتالاتها الخارجية بالالكترونات .
5- ان ازاحة الكترون من ذرات تكون اوربتالاتها الخارجية مشبعة او نصف مشبعة تحتاج الى طاقة كبيرة .

مثلا ان ازاحة الكترون من البريليوم Be يحتاج الى طاقة كبيرة وذلك بفك الازدواج الالكتروني في ($2S^2$).

$Be_4 : 1S^2\ 2S^2$ $Be^+ : 1S^2\ 2S^1$

اما ازاحة الكترون من البورون B من ($2\ P^1$) يحتاج الى طاقة اقل مما يحتاجها Be لانه نفاذية P اقل من نفاذية S وكذلك فانه غير مشبع مثل اوربتال S .

$B_5 : 1S^2\ 2S^2\ 2P^1$ $B^+ : 1S^2\ 2S^2$

هنا سحب الكترون من N من اوربتال P اصعب او يحتاج الى طاقة تاين عالية لان اوربتال P نصف مشبع فيكون مستقر

$N_7: 1S^2\ 2S^2\ 2P^3$ $N^+: 1S^2\ 2S^2\ 2P^2$

على عكس الاوكسجين فانه يحتاج الى طاقة تاين اقل من النيتروجين لانه اقل استقراراً

$O_8: 1S^2\ 2S^2\ 2P^4$ $O^+: 1S^2\ 2S^2\ 2P^3$

وعليه فان طاقة التاين في الجدول الدوري تزداد في الدورة الواحدة مع ازدياد العدد الذري وذلك نتيجة للزيادة المستمرة في *Z .

Rawaa Abass

EX7/ احسب جهد التاين لذرة الهيدروجين :

$H_{(g)} \rightarrow H^+ + e$

في الحالة المستقرة للذرة فان n=1 وبذلك تكون

(جهد التأين) $I.P = \frac{2\pi^2 \ z^2 \ e^4 \ m}{n^2 \ h^2} = E$

$$I.P = \frac{2(3.1416)^2(1)^2(4.8032 \times 10{-}10 \text{ e.s.u})^4(9.1085 \times 10{-}28 \text{ g})}{(1)^2(6.6252 \times 10{-}27 \text{ erg.sec})^2}$$

$I.P = 2.1799 \times 10^{-11}$ erg

1 erg = 6.2419×10^{11}ev

اي ان

I.P = $(2.1799 \times 10^{-11}\text{erg})(6.24145 \times 10^{11}\text{e.v erg}^{-1})$

= 13.6 ev .

هنا لايتم احتساب I. P مع Z* كون الهيدروجين يمتلك الكترون واحد فلا يوجد حجب لديه اي ليس هناك اي الكترون قبله يحجب الشحنة المؤثرة للنواة لذا نحتاج فقط الى Z .

Rawaa Abass

EX8 / احسب جهد التاين الاول لذرة الليثيوم وجهد التاين الثالث

لحساب جهد التاين الاول

$Li_{(g)}$: $(\underline{1S^2}\ \underline{2S^1})$ $\rightarrow$ $Li^{+}_{(g)}$ $(1S^2)$ + e $I.P_1$

n-1 n

يجب ان ناخذ بنظر الاعتبار عامل الحجب وتاثير شحنة النواة (Z*) على الالكترون المراد ازاحته في مستوى الطاقة (n = 2)

S = (0 × 0.35) + (2 × 0.85)

Z* = Z-S → =3-1.7 = 1.3

$$I.P1 = \frac{2\pi^2\ z*^2\ e^4\ m}{n^2\ h^2}$$

$$I.P1 = \frac{Z*^2}{n^2} * I.PH$$ ←(قانون جهد التأين)

$$I.P1 = \frac{(1.3)^2}{(2)^2} * 13.6\ ev$$

$$I.P1 = 5.748\ e.v$$

ولحساب جهد *I.P3* لذرة الليثيوم :

Li^{++} → Li^{+++} + e

$\underline{1S^1}$

n

S = (0 × 0.35) = 0 ليس هناك حجب

Z* = Z - S = 3 - 0 = 3

$$I.P3 = \frac{Z*^2}{n^2} * I.PH$$

$$I.P3 = \frac{(3)^2}{(1)^2} * 13.6\ e.v$$

$$I.P3 = 122.45\ e.v$$

نلاحظ انه $I.P_3$ > $I.P_1$ لعدم وجود الكترونين يعملان على الحجب .

Rawaa Abass

4- الالفة الالكترونية Electron affinity (E.A) :-

وهي مقياس للطاقة المتحررة نتيجة اتحاد ذرة غازية متعادلة الشحنة وهي في ادنى حالات الطاقة بالكترون واحد مولدة ايوناً غازياً احادي الشحنة السالبة .

وغالباً ما تكون الطاقة الاولى سالبة اي باعثة للحرارة لكن عند اتحاد الكترون اخر معها فتكون موجبة اي ماصة للحرارة بسبب احتياجها للطاقة نتيجة قوى التنافر التي تحدث

**Ex_1 **

$Cl_{(g)} + e^- \longrightarrow Cl^-_{(g)} + E$ -364 KJ/ mole باعث للحرارة

**Ex2 **

$O_{(g)} + e^- \longrightarrow O^-_{(g)}$ $EA_1 =$ - 142.3 KJ/mole

$O^-_{(g)} + e^- \longrightarrow O^{=}_{(g)}$ $EA_2 =$ + 782 KJ/mole

---

$O_{(g)} + 2e^- \longrightarrow O^{=}_{(g)}\ e$ $EA =$ +639.7 KG/mole

وعليه تكون طاقة الالفة الالكترونية معتمدة على عوامل مختلفة منها :

1- الشحنة المؤثرة Z* .
2- تعتمد على الحجم الذري اي نصف قطر الذرة حيث تقل مع ازدياد نصف قطر الذرة لان قوة التجاذب بين النواة والالكترونات تقل بزيادة المسافة بينهما.
3- نوع الاوربتال الذي يضاف اليه الالكترون معتمدا على نفاذية الاوربتال .

تزداد الالفة الالكترونية في الدورة الواحدة مع ازدياد العدد الذري →

تقل الالفة الالكترونية مع ازدياد العدد الذري في الزمرة ↓

لوحظ ان الالفة الالكترونية تقل في المجموعة بزيادة العدد الذري (من الاعلى الى الاسفل) وتزداد الالفة الالكترونية للدورة الواحدة بزيادة العدد الذري (من اليسار الى اليمين) .

Rawaa Abass

5- الكهروسالبية Electro nagativity (EN) :

هي مقياس لقدرة الذرة في جزيئة ما على جذب الالكترونات نحوها في اصرة كيميائية .

مثلا جزيئة كلوريد الصوديوم :- كهروسالبية ذرة الكلور عالية وكهروسالبية ذرة الصوديوم واطئة ، ينتقل الكترون واحد من ذرة الصوديوم كليا الى ذرة الكلور لتكوين جزيئة كلوريد الصوديوم ولذلك تحمل ذرة الكلور شحنة سالبة وتحمل ذرة الصوديوم شحنة موجبة . $Na^+ \bigcirc Cl^-$

الفرق كبير في السالبية فتحمل الصفة الايونية .

تزداد الكهروسالبية بازدياد العدد الذري لعناصر الدورة الواحدة ←

تقل الكهروسالبية العدد الذري بازدياد لعناصر المجموعة الواحدة ↓

اما الاواصر التساهمية تتكون بين الذرات التي يكون الاختلاف فيها قليل بالكهروسالبية .

6- الخواص المغناطيسية Magnefic properties (μeff) :

ان الحركة البرمية (المغزلية) للالكترون في الذرة او الجزيئة او الايون تسبب مجال مغناطيسي في كثير من المواد فالعزم المغناطيسي هو محصلة لجميع عزوم الالكترونات .

وهناك 3 انواع من المواد المغناطيسية :

أ- <u>المواد البارا مغناطيسية</u> :

هي تلك المواد التي ذرتها تمتلك الكترونات منفردة في مداراتها تتحرك بشكل عشوائي وان محصلة العزوم لحركة هذه الالكترونات لا تساوي صفر مثل :

H_1 Li_3 Fe_{26} Co_{27} Ni_{28}

وعند تسليط مجال مغناطيسي خارجي على مثل هذه المواد فان الالكترونات تنتظم مع المجال المغناطيسي الخارجي لذا مثل هذه المواد تقوي المجال المغناطيسي الخارجي وتنجذب نحو هذا المجال .

ب- <u>المواد الدايا مغناطيسية</u> :

هي تلك المواد التي يكون ترتيب الالكترونات في مداراتها بشكل مزدوج بحيث يكون المجموع الجبري لعزوم الالكترونات يساوي صفر .

حيث تكون الاوربتالات مشبعة تحتوي على الكترونين احدهما يتحرك باتجاه معاكس لحركة الالكترون الاخر . و هذه المواد لا تنجذب نحو المجال المغناطيسي بسبب ان برم الالكترون الاول يلغي برم الالكترون الثاني ولذلك هذه المواد تعطي صفة الدايا مغناطيسية .

مثل : Ne_{10} Ar_{18} Be_4 Mg_{12} Zn_{30}

Rawaa Abass

ج- المواد الفيرومغناطيسية :

سميت بالفيرومغناطيسية وذلك لانها تحتوي على معدن الحديد او احد مركباته ومن صفات هذه المواد انها تحمل الصفة المغناطيسية دون تسليط مجال مغناطيسي عليها وان هذه المواد هي اصل المغناطيسية الدائمية دون وجود مجال مغناطيسي خارجي .

وتقاس قيمة او درجة البارا مغناطيسية (العزم المغناطيسي) بوحدات البور- مغنتون B.M

$\mu_s = 2\sqrt{s(s+1)}$ (عدد الالكترونات المنفردة) × S = + 1/2

EX9 :

اوجد الحساسية المغاطيسية بوحدة بور مغنتون لايون الحديد (III) اذا علمت ان العدد الذري للحديد = 26

$_{26}Fe^{+3}$: $1S^2$ $2S^2$ $2P^6$ $3S^2$ $3P^6$ $3d^5$ $(4S^0)$

عدد الالكترونات المنفردة × S = + 1/2

S = + 1/2 × 5 = 5/2 = 2.5

$\mu_s = 2\sqrt{s(s+1)}$

$\mu_s = 2\sqrt{2.5(2.5+1)}$

μ_s = 5.92 B.M

EX10 :

رتب الاوربتالات التالية حسب ازدياد الحساسية المغناطيسية ؟ d^1 d^9 d^{10} d^6 d^4 d^5 d^2 d^3 d^7 d^8

$d^5 > d^4 = d^6 > d^3 = d^7 > d^2 = d^8 > d^1 = d^9 > d^{10}$

اتجاه ازدياد الحساسية المغناطيسية

س/ اوجد العدد الذري اذا علمت ان اعداد الكم الاربعة لاخر الكترون هي :

$n = 3$, $L = 2$, $m_L = +1$, $m_S = \frac{-1}{2}$

Rawaa Abass

الحل واجب وتمرين للطالب

لديك العنصر (M) عددة الذري z= ؟ وعددة الكتلي A = ؟ وايونه ( ) اجب عن الاتي :

1- احسب عدد البروتونات والالكترونات والنيوترونات لكل من الذرة والايون.
2- اعداد الكم الاربعة لاخر الكترون لكل من الذرة والايون .
3- الشحنة المؤثرة للنواة *Z لكل من الذرة والايون.
4- رسم الوصف الفيزياوي للاوربتال الذي يتواجد فية الالكترون الاخير مع احتمالية تواجد الالكترون فيه لكل من الذرة والايون .
5- احسب الزخم الزاوي للالكترون الاخير بدلالة عدد الكم الرئيسي اذا علمت ان ثابت بلانك h = $6.6X10^{-27}$erg.sec والنسبة الثابتة π= 3.1429 = لكل من الذرة والايون .
6- الحساسية المغناطيسية μ_s بوحدة بور مغنتون لكل من الذرة والايون.
7- جهد التاين الاول للذرة اذا علمت ان جهد تاين الهيدروجين I.P =13.6ev
8- قارن مع ذكر السبب بين الذرة والايون من حيث الشحنة المؤثرة للنواة *Z ونصف قطر المدار وطاقة التاين والزخم الزاوي والحساسية المغناطيسية .

<u>ملاحظة</u> :

1- ياخذ الطالب عنصر من لوحة الاعلانات ,حيث سيتم ادراج عنصر معين مقابل كل اسم طالب فيرجى متابعة ذلك .
2- يؤخذ العدد الذري والعدد الكتلي من الجدول الدوري للعناصر الموجود في كتب الكيمياء .

Rawaa Abass

الجزء السادس

انواع الاواصر الكيمياوية :

1- الاصرة الايونية
2- الاصرة التساهمية
3- الاصرة التناسقية
4- قوى فاندرفالز

1 – الاصرة الايونية وتكوين المركبات الايونية Ionic Bond :

الاصرة الايونية تتكون نتيجة انتقال الكترون او اكثر من ذرة معينة الى ذرة اخرى وعندما تفقد الذرة الالكترون تصبح ايون موجب الشحنة والذرة التي تحصل على الالكترون تصبح ايون سالب الشحنة ويرتبطان الايونين مع بعضهما بقوة جذب كهربائية يطلق عليها بالاصرة الايونية ويكون الغلاف الخارجي مشبع لكلا الايونين لاقرب غاز نبيل لهما .

خطوة (1) (تمتص الطاقة) $A + \text{طاقة} \rightarrow A^+ + e^-$

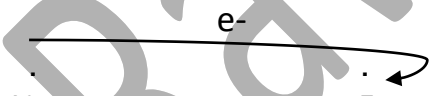
عندما تفقد الذرة الالكترون تحتاج الى طاقة وتصبح ايون موجب ويتقلص حجمها .

خطوة (2) (تحرير الطاقة) $B + e^- \rightarrow B^- + \text{طاقة}$

عندما تكتسب الذرة الالكترون تتحرر طاقة وتصبح ايون سالب ويكبر حجمها .

وبذلك يتكون المركب الايوني من اتحاد ذرة عنصر ذات جهد تأين واطئ لكي يسهل فقدان الكترون او اكثر ، مع عنصر ذات الفة الكترونية عالية بحيث يسهل اكتساب الكترون او اكثر

مثال تكوين NaF



Na_{11} + $: \dot{F} :_9$ → Na^+ + $: F^- :$

$1S^2\ 2S^2\ 2P^6 3S^1$ $1S^2\ 2S^2\ 2P^5$ $1S^2\ 2S^2\ 2P^6$ $1S^2\ 2S^2\ 2P^6$

$(Ne)_{10}$ $(Ne)_{10}$

نلاحظ انه الغلاف الخارجي للفلوريد اصبح مشابهاً للغلاف الخارجي لعنصر النيون وكذلك الصوديوم اصبح مشابهاً لعنصر النيون .

Rawaa Abass

الخطوة (1) Na_{11} + طاقة $\rightarrow$ $Na^+ + e^-$

نحتاج الى طاقة تساوي جهد تأين الصوديوم

ايون موجب $1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^1 + Energy \rightarrow 1S^2\ 2S^2\ 2P^6 + e^-$

الخطوة (2) $F_9 + e^- \rightarrow F^-$ + تحرير طاقة

تتحرر طاقة مساوية للالفة الالكترونية للفلور

ايون سالب $1S^2\ 2S^2 2P^5 + e^- \rightarrow 1S^2\ 2S^2\ 2P^6$

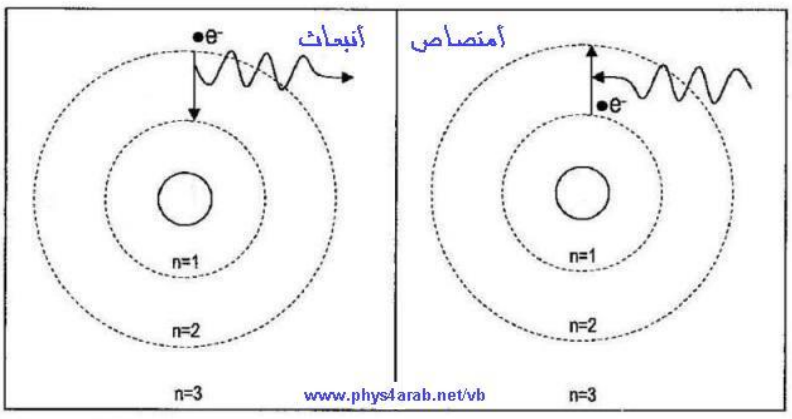
الخطوة (3) ينجذب الايون الموجب مع الايون السالب لتكون جزئية NaF مع تحرر طاقة .

لتكوين الاصرة الايونية يتطلب ما يلي :-

1- عنصر فلزي له قابلية فقدان الكترون او اكثر ذات جهد تأين واطئ .
2- عنصر لا فلزي له قابلية على اكتساب الكترون او اكثر ذات الفة الكترونية عالية .
3- تكوين ايونات موجبة وسالبة .
4- انجذاب الايون الموجب مع الايون السالب لتكوين الاصرة الايونية .

أما من ناحية الطاقة تكون :-

1- تكوين الايون الموجب يحتاج الى طاقة في الخطوة الاولى .
2- تكوين الايون السالب تحرر طاقة في الخطوة الثانية .
3- انجذاب الايون الموجب مع الايون السالب تتحرر طاقة في الخطوة الثالثة .
4- يجب ان تكون الطاقة المتحررة في الخطوة الثانية والثالثة اكبر من الطاقة في الخطوة الاولى لتكوين الاصرة الايونية .



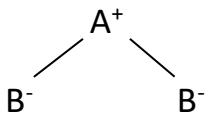
Rawaa Abass

العدد التناسقي Coordination Number (C.N) :

ان المركب الايوني يتكون نتيجة قوى التجاذب بين ايونين مختلفين في الشحنات وكل ايون له خاصية جذب الايونات المعاكسة له بالشحنة ولذا فان كل ايون محاط بعدد من الايونات المعاكسة له بالشحنة ومن هنا ينشأ الشكل البلوري للمركبات الايونية .

بالعدد التناسقي : كل بلورة تتكون من ايون مركزي محاط بعدد من الايونات المخالفة وان عدد الايونات التي تحيط بالايون المركزي يسمى بالعدد التناسقي للبورة وهي صفة فيزياوية لكل مادة بلورية .

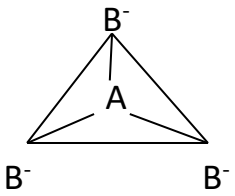
فاذا كان ايون مركزي موجب الشحنة ويملك عدد تناسقي يساوي 2 من الايونات السالبة فان البلورة تكون بشكل مستقيم $B^- - A^+ - B^-$ ان هذا الشكل هو اكثر شكل مستقر لان التنافر بين الايونين يكون اقل ما يمكن على عكس الشكل .



قوة تنافر كبيرة

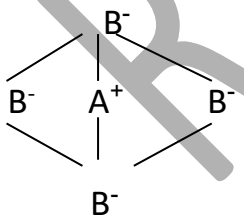
عدد التناسق 2 الشكل خطي $B^- - A^+ - B^-$

واذا كان عدد التناسق 3 فيكون الايون الموجب في مركز المثلث والايونات السالبة الثلاثة على رؤوس المثلث .



عدد التناسق 3 الشكل مثلث

واذا كان عدد التناسق 4 فيكون شكل رباعي السطوح



وفي معظم الاحيان يكون عدد التناسق اكبر من عدد التاكسد معتمداً على الذرة المركزية مثلا :

$[Cu (NH_3)_4]^{2+}$, $[Co (NH_3)_6]^{2+}$, $[Ag (NH_3)_2]^{+}$, $[Pt (NH_3)_6]^{+2}$

Rawaa Abass

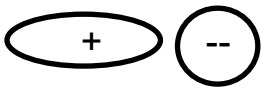
الاستقطاب : Polarity of bonds (Dipole moment) :

بالنسبة للمركبات الايونية هناك عدد من الايونات السالبة التي تحيط بالايون الموجب ويعتمد هذا العدد على النسبة بين حجمي الايونين كما ان المركبات الايونية يحصل بها ظاهرة الاستقطاب وهو تشوية متبادل يحدث بين الايونين A^+ , B^-

لا يوجد تشوه فلا يوجد استقطاب

هنا ظاهرة استقطاب بالنسبة للايون السالب وهو ناتج من التجاذب بين السحابة الالكترونية ومجال الايون الموجب .

نوع اخر من الاستقطاب بالنسبة للايون الموجب

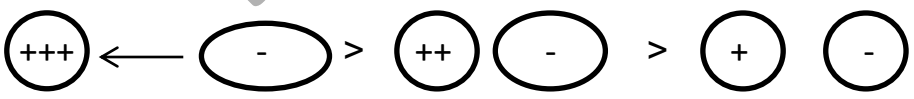


وقد يحصل تداخل للسحابة الاكترونية لكل من الايونين ونتيجة هذا التداخل فان الاصرة الايونية تتحول الى اصرة تساهمية .

العوامل المؤثرة على درجة الاستقطاب هي :

1- **شحنة الايون :** تزداد درجة الاستقطاب كلما زادت شحنة الايون الموجب والسالب حيث ان الشحنة الكبيرة تعني قوة جذب اكبر .

Al^{3+} > Mg^{2+} > Na^+



قوة التجاذب كبيرة التشوه كبير

2- **حجم الايون :** ان درجة الاستقطاب تزداد كلما كان حجم الايون الموجب صغير وحجم الايون السالب كبير حيث ان الشحنة الموجبة تتركز في حجم صغير وتأثيرا اكبر .

Rawaa Abass

خواص المركبات الايونية :

1- لها طبيعة بلورية وهي عبارة عن ايونات تنتظم مع بعضها مكونة شبكة بلورية . مثلا كلوريد الصوديوم كل ايون كلوريد محاط بـ 6 ايونات صوديوم ، وكل صوديوم محاط بـ 6 ايونات كلوريد .
2- درجة الانصهار والغليان عالية بسبب القوة الكهربائية التي تربط بين الايونات وتحتاج الى صرف طاقة لتحطيم الشبكة البلورية .
3- التوصيل الكهربائي لها جيد حيث تعمل المركبات الايونية على نقل التيار الكهربائي .
4- حاصل الاذابة لها جيد في المحاليل القطبية لانها تعمل على حفظ التجاذب بين الايونات ولا تذوب في المذيبات الغير قطبية .
5- التفاعلات الايونية تتم بسرعة .

2 – الاصرة التساهمية : Covalent Bond:

هي اصرة تساهم بها كل من الذرتين المتحدتين بالكترون واحد بارتباطها بآصرة او اكثر لكي يصبح عددها الذري مساوي لاقرب عدد ذري لغاز نبيل

$$: Br \cdot + \cdot Br : \rightarrow : Br : Br :$$

↓

الالكترونات التي تساهم في تكوين الاصرة التساهمية

نلاحظ ان كلا الذرتين لم تفقد او تكتسب الكتروناً بل كل منها شارك في تكوين الاصرة بينهما .

خواص المركبات التساهمية :

1- الحالة الفيزياوية لها تكون غازية او سائلة عند درجة حرارة الغرفة وتكون صلبة في حالة الاوزان الجزيئية العالية .
2- التركيب البلوري لها مختلف عن التركيب البلوري للمركبات الايونية حيث لا تحتوي على ايونات وانما على ذرات .
3- درجة الانصهار والغليان لها منخفضة لانها اقل تماسكاً مما عليه المركبات الايونية .
4- قابلية الذوبان لها في المذيبات القطبية والماء قليلة جداً او معدومة لكنها تذوب في المذيبات العضوية .
5- التوصيل الكهربائي لها رديء .
6- سرعة التفاعل لها بطيئة لانها تحتاج الى كسر الاواصر وتكوين اواصر جديدة على عكس المركبات الايونية لا تحتاج سوى اعادة ترتيب الايونات .

Rawaa Abass

3 – الاصرة التناسقية (التعاضدية) Co-ordinate Bond :

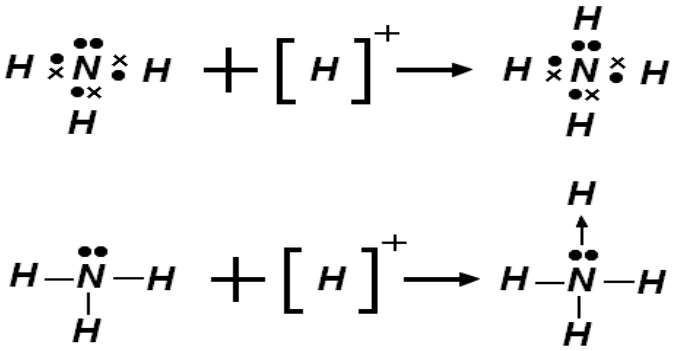
هو نوع من الاواصر التساهمية حيث تهب احدى الذرتين الزوج الالكتروني الرابط بين الذرتين تهب التي اكتمل فيها الاوربتال الرئيسي الخارجي الى الذرة الاخرى والتي فيها نقص في عدد الالكترونات لاشباع غلاف التكافئ.

$A\cdot + B\cdot \rightarrow A:B$ اصرة تساهمية

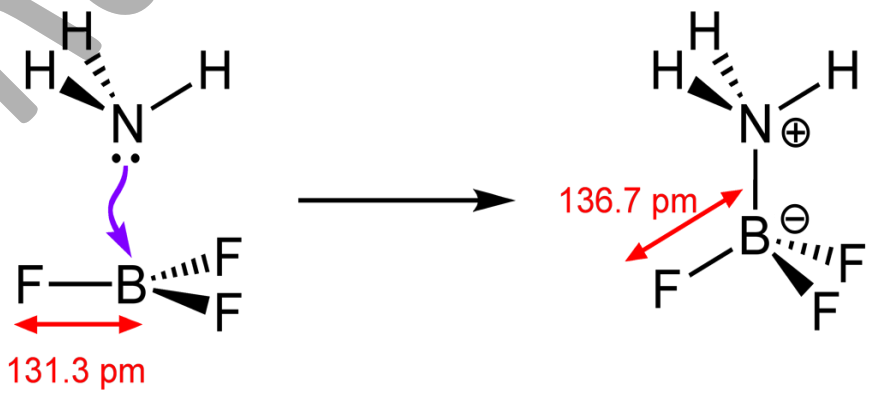
$A: + \square_{\text{اوربتال فارغ}} B \rightarrow A:B$ اصرة تناسقية $A \rightarrow B$

ان الذرة الاولى A: تهب المزدوج الالكتروني غير المشترك عند وجود ذرة لها استعداداً لتقبل هذا الزوج الالكتروني لاكمال اوربتالها الرئيسي الخارجي غير المشبع ولذلك يرمز لهذه الاصرة بالسهم . وتسمى الذرة A بالواهبة donor والذرة B بالمستقبلة acceptor .

EX1 : ايون الامونيوم $[NH_4]^+$

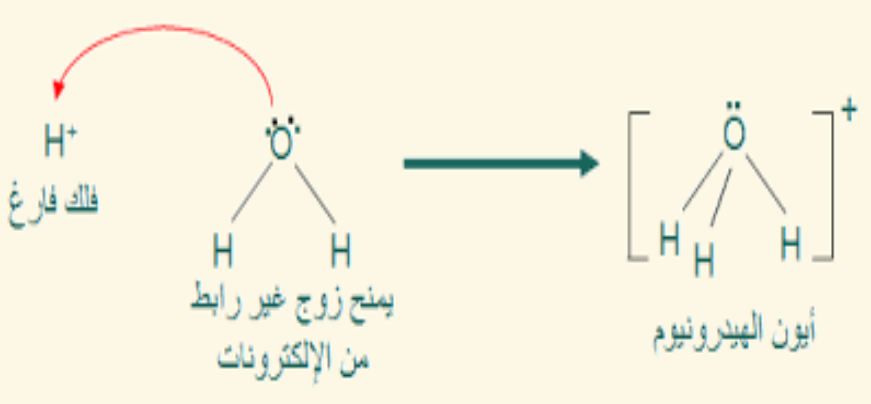


EX2 : اتحاد الامونيا مع فلوريد البورون .



Raw's Pass

EX3 : ايون الهيدرونيوم $[H_3O]^+$



خواص المركبات الحاوية على اواصر تناسقية :

1- المركبات هذه لها درجة انصهار وغليان اعلى من المركبات ذات الاواصر التساهمية واوطئ من المركبات الايونية .
2- المركبات التناسقية غير ذائبة في الماء الا انها ذائبة في المذيبات العضوية .
3- ضعيفة التوصيل الكهربائي لان بعض من هذه المركبات متعادلة وهذه غير متاينة .
4- الثبات : هذه المركبات ثابته تشبه المركبات التساهمية .

Rawaa Abass

عدد التأكسد Oxidation number :

هو عبارة عن الشحنة الكهربائية المطلقة للذرة في انواع من المركبات . مثلا Fe^{3+} , Ni^{2+} , Co^{2+}

يحسب عدد التأكسد مباشرة من الصيغة التركيبية وان عدد التأكسد للعناصر الحرة او غير المتحدة يساوي صفر , كما ان عدد التأكسد يساوي صفر في المركبات التي تتوزع فيها الالكترونات بين الذرات المتحدة مثل : N_2 , O_2 , H_2 ..... الخ .

EX1 : اوجد عدد التأكسد للذرات التي تحتها خط :

$\underline{Al}_2 (S_2 O_3)_3$ جذر (S_2O_3) حالة اكسدته = -2

$2X + 3 (-2) = 0 \longrightarrow X = +3$

$\underline{S} O_3$

$X + 3 (-2) = 0 \longrightarrow X =+ 6$

$K_2 \underline{Mn} O_4$

$2 (+1) + X + (-2) \times 4 = 0 \longrightarrow X = +6$

Q / اوجد حالة الاكسدة للعناصر التي تحتها خط ؟ اذا علمت ان حالة الاكسدة

H = + 1 , K= +1 , Ba = 2+ , Cl = -1 , O = -2 , Na = +1

$H \underline{NO_3}$, $H_2 \underline{SO_4}$, $K_2 \underline{CrO_4}$, $\underline{Ag}$ CL , $Ba \underline{SO_4}$

$H_2 \underline{C_2O_4}$, $K \underline{IO_3}$, $Na_2 \underline{CO_3}$, $H_3 \underline{PO_4}$ ، $\underline{SO_4}^{-2}$, $\underline{NO_3}^{-}$, $\underline{PO_4}^{-3}$, $\underline{NH_4}^{+}$

ملاحظة : **تحفظ حالات الاكسدة في الجدول ادناه لإنها لا تعطى في الامتحان عند الحل**

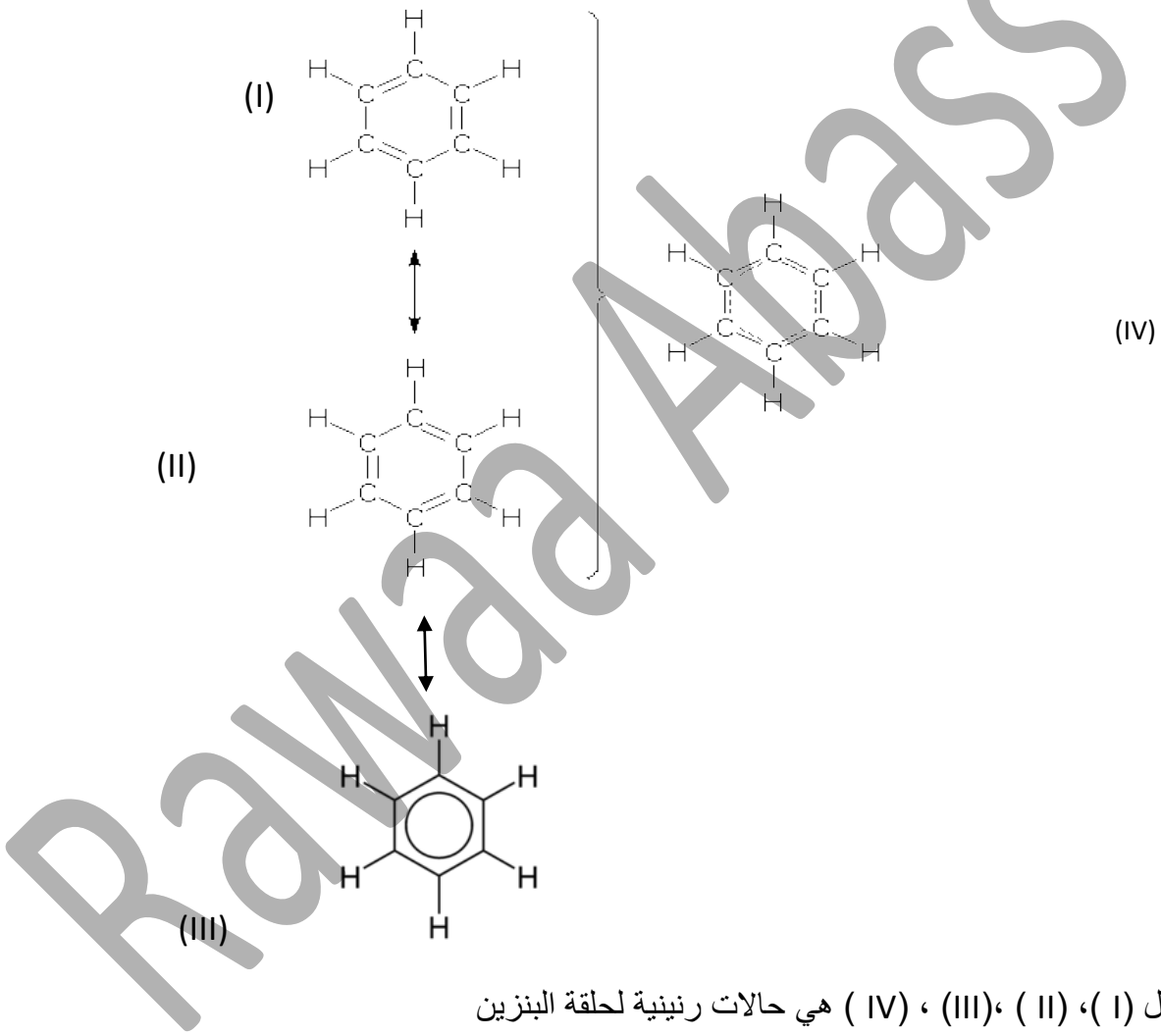
الجذور	الايونات السالبة	الايونات الموجبة
$CrO_4 = -2$	O = -2	H = +1
$SO_4 = -2$	Cl = -1	K = +1
$NO_3 = -1$	F = -1	Ag = +1
$PO_4 = -3$		Na = +1
$NH_4 = +1$		Ba = +2

Rawaa Abass

الريزو نانس (الرنين) Resonanee :

فكرة الرنين تسمح بتمثيل الجزيئات او الايونات باكثر من صيغة الا ان الصيغة الحقيقية لا تتمثل في اي من هذه الصيغ بل هي حالة وسط بينهما . الميكانيك الموجي اثبت ان الصيغة الوسط اكثر ثباتاً من الصيغ الاخرى وان الجزيئة لها تركيب فعلي (واقعي) واحد .

مثال البنزين :

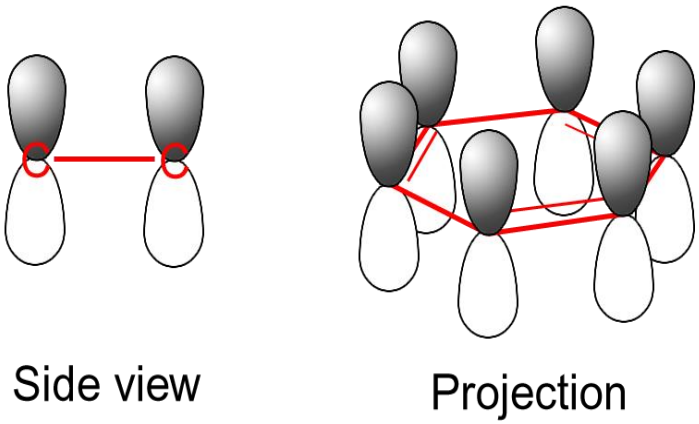


الاشكال (I)، (II) ،(III) ، (IV) هي حالات رنينية لحلقة البنزين

الاصرة الموجودة بين ذرتي C- C في البنزين C_6H_6 هي وسط بين الاثيلين C_2H_4($H_2C=CH_2$)

والايثان C_2H_6 ($H_3C - CH_3$) .

Rawaa Abass



الاصرة الاحادية C - C في المركب C_2H_6 اطول من الاصرة الثنائية C=C في C_2H_4 كما ان طول الاصرة المفردة في C-C في البنزين اطول من الاصرة الثنائية بين ذرتي الكاربون ، حيث انها حالة وسط في صفاتها بين الاصرة الاحادية والثنائية .

الريزونانس في جزيئة H_2 تكون :

$$^{1}H_a - {}^{2}H_b \longleftrightarrow {}^{2}H_a - {}^{1}H_b \longleftrightarrow {}^{1,2-}H_a - {}^{+}H_b \longleftrightarrow {}^{+}H_a - {}^{1,2-}H_b$$

I II III Iv

حيث ان Ha و Hb نواتي ذرتي الهيدروجين . 1، 2 رقم الكتروني ذرتي الهيدروجين الاولى والثانية على التوالي .

تمثل صيغة (I) ارتباط ذرتي H باصرة تساهمية يكون فيها الالكترون رقم (1) اكثر ارتباطاً بالنواة Ha والالكترون رقم (2) اكثر ارتباطاً بالنواة Hb .

اما الصيغة (II) فانها تمثل اصرة تساهمية يكون ارتباط الالكترون رقم (2) اكثر بالنواة Ha والالكترون رقم (1) يكون اكثر ارتباطاً بالنواة Hb .

اما الصيغة (III) و (Iv) يمثل صيغتين ايونيتين فيهما الالكترونات رقم (1) و(2) يتمركزان معاً على النواة Ha ومرة اخرى في الصيغة (Iv) حول Hb .

Rawaa Abass

الجزء السابع

الاشعاعية

الاستقرار النووي :

ان استقرارية نواة الذرة او ثباتها دالة للقوى التي تظهرها مكوناتها . حيث ان هناك قوة جذب بين البروتونات والنيوترونات وهناك قوة تنافر بين البروتونات فأن استقرار النوى يجب ان يتجهه الى محاولة اختزال قوى التنافر عن طريق اختزال البروتونات .

فأذا كانت n:p عاليه معناه عدد النيوترونات في النواة اكثر من البروتونات مما تتطلبه النواة لاستقرارها فيتحول النيوترون الى بروتون مع انبعاث اشعة β^- السالبه.

اما اذا كانت n:p عاليه معناه هناك زياده في في عدد البروتونات مما يدفع النواة الى ميلها في تغير هذه النسبه بتحويل البروتون الى نيوترون ويكون عن طريق انبعاث بوزوتون β^+ الموجبة معنى ذلك ان استقرارية النوى تعتمد على نسبة n:p وبالتالي على مقدار الطاقة الرابطة وتزداد بازدياد العدد الكتلي .

مثلاً: نظير الهيليوم -4 $^4He_2$ تكون النسبة n:p = 2/2 = 1

اي ان عدد البروتونات = عدد النيوترونات Z=2=e =p

n = A-Z = 4-2 =2

بينما نجد في النوى الثقليه كنواة اليورانيوم - 238 تختلف لان عدد n هو المهيمن

U^{238}_{92} Z= 92= e =p

n = A-Z = 238 -92 = 146

n:p = 146 / 92

اي ان n > p ويقال للنوى ذات الاستقراريه العاليه بانها محكمة الربط اي ذات طاقه رابطة عاليه .

الطاقه الرابطه للنواة :

تحتوي نواة العنصر على عدد معين من P^+. وتتولد بين هذه البروتونات قوى تنافر كهروستاتيكية تتناسب عكسيا مع مربع المسافه بينها . ولما كانت المسافة بين البروتونات في النواة صغيرة لذا من المتوقع التنافر كبير بحيث ان النواة يجب ان تتفكك بسرعة لكن هناك قوى تجاذبية اكبر وهي مايعرف بالقوى النووية وهي تؤثر بين البروتونات بعضها مع بعض وبين البروتونات والنيوترونات وجميع هذه القوى متكافئة لذا من الممكن اعتبار كل من البروتون والنيترون جسيم واحد يطلق عليه (نيو كلون) Nucleon وهذه القوى النووية هي التي تربط مكونات النواة مع بعضها وتمنع تفككها .

وتقل الكتله الفعليه للنواة عن مجموع كتل نيوكلوناتها المكونه لها .

$$B.E = [\,(N \cdot Mn + Z \cdot Mp) - M\,] \cdot C^2$$

N : عدد النيترونات — Mn : كتلة النيوترون — Z : العدد الذري — Mp : كتلة البروتون — M : كتلة النواة الفعلية تعين بواسطة مطياف الكتلة — C^2 : مربع سرعة الضوء

$C = 3X\,10^{10}$ Cm/sec or 3×10^8 m/sec

Mp = 1.007825 amu

Mn = 1.008665 amu

كلما كانت الطاقه الرابطه عاليه يزداد تماسك النواة .

EX 1/ اذا كانت كتلة ذرة U_{92}^{235} التي تم تعيينها بمطياف الكتلة تساوي 235.11707 amu فما هي الطاقة الرباطة الكلية ؟ اذا علمت ان العدد الذري لليورانيوم Z = 92 والعدد الكتلي A = 235 وكتلة النيوترون mn = 1.008665 amu وكتلة البروتون mp = 1.007825 amu

وسرعة الضوء 3×10^8 m / sec

$n = A - Z$

$= 235 - 92 = 143$

$N.mn = 143 \times 1.008665 = 144.239095$ amu وحدة كتلة ذرية

$Z.mp = 92 \times 1.007825 = 92.7199$ amu وحدة كتلة ذرية

$B.E = \{$ النظرية $-$ العملية $\} \cdot C^2$

$B.E = \{ (N.mn + Z.mp) - M \} \cdot C^2$

$= \{ (144.239095 + 92.7199) - 235.11707 \} \times (3 \times 10^8)^2$

$= 1.6554124 \times 10^{17}$ amu $(m/sec)^2$

الطاقة يجب ان تحسب بوحدات الطاقة مثلا الجول ، الارك (erg)

$1amu = 1.66 \times 10^{-27} kgm$

$1 = 1.66 \times 10^{-27}$ kgm / amu

$B.E = 1.6554124 \times 10^{17}$ amu $(m/sec)^2 \times 1.66 \times 10^{-27}$ kgm / amu

$B.E = 2.748 \times 10^{-10}$ Joul

التحويلات التالية للاطلاع

$1 \text{ Mev} = 1.602 \times 10^{-13}$ Joul 1 erg $= 1.602 \times 10^{-6}$ Mev

$$B.E = \frac{2.748 \times 10^{-1} \text{ Joul}}{1.602 \times 10^{-13} \text{ Jol / Mev}} = 1715.35 \text{ Mev}.$$

EX 2 / احسب الطاقة الرابطة الكلية في نواة الهيليوم $_2^4He$. اذا علمت ان كتلة البروتون = 1.00728 amu وكتلة النيوترون =1.00867 amu والكتلة الفعلية المقاسة =4.0026 amu

$n = A - Z$

$= 4 - 2 = 2$

$Z.mp = 2 \times 1.00728 = 2.01456$

$N.mp = 2 \times 1.00867 = 2.01734$

مجموع كتل البروتون والنيوترون النظرية 4.0319

$B.E = \{ \text{العملية} - \text{النظرية} \} . C^2$

$= \{ 4.0319 - 6.0026 \} \times (3 \times 10^8)^2$

$= 2.637 \times 10^{15}$ amu$(m/sec)^2$

$B.E = 2.637 \times 10^{15}$ amu $(m/sec)^2 \times 1.66 \times 10^{-27}$ kgm/amu

$= 4.37742 \times 10^{-12}$ Joul

انــواع الاشعـة :

ان الاشعاعات التي تصدرها العناصر المشعة هي ثلاثه انواع عند تسليط مجال مغناطيسي على مسار الاشعة

1- دقيقه آلفا Alpha Porliale ⟵ رمزها He^4_2 , α_2^4

2- دقيقه بيتا porliale Beta ⟵ رمزها e^0_{-1} , ${}^0\beta_{-1}$

3- اشعة كاما Gama Rays ⟵ رمزها γ

صفات دقيقة الفا Alpha Porliale α_2^4 :

1 – عباره عن دقائق موجبة الشحنة وقد تبين انها ذرات الهيليوم المتآين .

2 – يكون انحرافها نحو القطب السالب وهذا الانحراف يكون قليل بسبب كتلتها العالية (ثقيلة) .

3 – تكون قيمة e/m لدقيقه الفا تساوي نصف البروتون وحسب المعادله :

$e/m\ \alpha = {}_1P^1$

mass of ${}_1P^1$ ≈ mass of ${}_0n^1$

اي قيمة البروتون ≈ كتلة النيوترون

$$e/m = \frac{2p}{2n + 2p}$$

$$e/m \text{ of } {}_2He^4 = \frac{2P}{2n+2P} = 2P/4P = 1/2$$

بينما الهيدروجين يحتوي على ${}_1P^1$ يحتوي على شحنة واحدة موجبة ولا يحتوي على نيوترون لذلك تكون قيمة :

$$e/m \text{ of } {}_1H^1 = \frac{1P}{1P} = 1$$

صفات دقيقه بيتا β :

1- هي سيل من الالكترونات

2- تنحرف نحو القطب الموجب (اي تكون سالبة الشحنة)

3- يكون انحرافها اكثر من دقيقة الفا بسبب كون اشعة بيتا β خفيفة .

س/ لماذا يكون انحراف دقيقة β اكثر من دقيقة α ؟ **س/ مالفرق بين دقيقة الفا ودقيقة بيتا ؟**

صفات اشعة كاما γ :

1- هي اشعه كهرومغناطيسية ذا ت طول موجي قصير وتكون طاقتها عالية .

2- تنشأ هذه الاشعة من اعادة تنظيم مستويات الطاقه داخل النواة بعد انبعاث دقيقة الفا او بيتا او كلاهما .

التسميات والرموز (حفظ)

الاسم	الرمز	الاسم	الرمز
دقيقة الفا	$_{2}^{4}He$, $_{2}^{4}\alpha$	دقيقه بيتا	$_{-1}^{0}\beta$, $_{-1}^{0}e$
البروتون	$_{1}^{1}H$, $_{1}^{1}P$	النيوترون	$_{0}^{1}n$
بوزترون	$_{+1}^{0}\beta$, $_{+1}^{0}e$	ديتريوم	$_{1}^{2}H$, $_{1}^{2}D$
اشعة كاما	$_{0}^{0}\gamma$		

عمر النصف Half time:

هي الفترة الزمنية اللازمة لانحلال نصف عدد النويات الاصلية ويكون هنا العمر من اجزاء الثانية الى ملايين السنين حسب نوع العنصر .

ويمكن الاستفادة منه في :

1- قياس عمر المتحجرات والصخور .
2- لتعيين او تحديد عمر نصف النظير المشع وذلك بقياس النشاط الاشعاعي للنظير المشع في فترات زمنية مختلفة

$t_{1/2} = 0.693 / \lambda$

$t_{1/2}$: عمر النصف λ : ثابت الانحلال

EX3: اذا كان عمر النصف ل Ag^{108} = 2.3 دقيقه , احسب ثابت الانحلال ؟

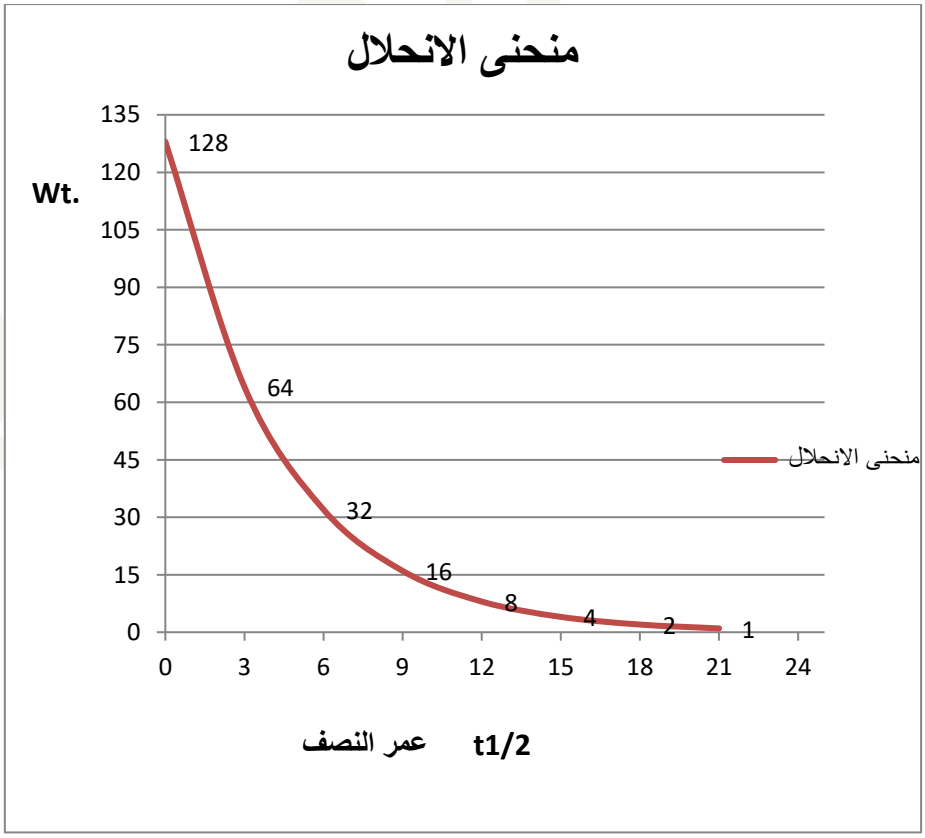
$$t_{1/2} = \frac{0.693}{\lambda}$$

$$\lambda = \frac{0.693}{t_{1/2}} \qquad \lambda = \frac{0.693}{2.3\ min.} = 0.301\ min^{-1}$$

منحني الانحلال :

نفرض ان عمر النصف = 3 دقيقه وان لدينا 128 غم .

	الكميه	فترة عمر النصف
3min	128	0
	64	3
3min.	32	6
	16	9
	8	12
	4	15
	2	18
	1	21



س/ ماهو الاختلاف بين التفاعل النووي والتفاعل الكيميائي ؟

التفاعل الكيميائي العادي	التفاعل النووي
1- تبادل في موقع الالكترونات الخارجيه	1- تغير في طبيعة النواة
2- يتعامل مع الاوزان الجزيئيه	2- يتعامل مع الاعداد الذريه والكتليه
3- تفاعل عادي ذو درجة حرارة طبيعية	3- ملايين من الكلفن من الحرارة تعطي تفاعلاتها
4- لايطلق او يبعث جسيمات	4 - يطلق او يبعث جسيمات مثل الفا α, بيتا β, كاما ϑ
	5- معادلات التفاعل النووي كألاتي

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

المجهول هو بروتون $_{1}H^{1}$, $^{1}P_{1}$

9+4=13

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

4+2 =6

المجهول هو نيوترون $_{o}n^{1}$

انواع التفاعلات النوويه :

1- الانشطار النووي :

تم قصف نواة اليورانيوم بالنيوترونات من قبل العالمان عرض هاهن وستراسمان وحصلا على نواتج منظرة وثبت انها الباريوم وعناصر اخرى التي توجد في منتصف الجدول الدوري . وقد فسر هذا التفاعل بانه انقسام تام لذرة اليورانيوم الى عنصرين لكل منهما وزن ذري يساوي نصف الوزن الذري لليورانيوم تقريباً . وقد **سميت هذه الظاهرة بالانشطار** وسرعان ما وجد نظير U-235 هو الذي يحدث له انشطار عندما يمتص نيوترونات . وتكون الشظايا المتولدة من الانشطار ذات طاقة عالية وتستقر بعد تحرر عدد من النيوترونات وانبعاث اشعة β او γ او كليهما .

من نواتج الانشطار النووي يتضح ما يلي ادناه :

1- استهلاك نيوترون واحد ($_0n^1$) وقد حصلنا على اكثرمن نيوترون واحد .
2- نواتج الانشطار النووي تمركزت عند العدد الكتلي 90 , 140 .

$$_{92}U^{235} + {}_0n^1 \rightarrow Sr_{38}^{94} + Xe_{54}^{140} + 2\,n_0^1$$

$$_{92}U^{235} + {}_0n^1 \rightarrow T_{52}^{137} + Zr_{40}^{97} + 2\,n_0^1$$

$$_{92}U^{235} + {}_0n^1 \rightarrow Ba_{56}^{142} + Kr_{36}^{90} + 4\,n_0^1$$

2- الاندماج النووي :

يتحرر نتيجة التحام نواتين خفيفتين لتوليد كميات كبيرة من الطاقة . وتعزى طاقة الشمس الهائلة الى حصول مثل هذه التفاعلات الاندماجية بين القوى المتوافرة في اجوائها . وقد اظهرت الدراسات الطيفية بان الشمس تحتوي على 73% من ذرات الهيدروجين و% 26 من ذرات الهيليوم وحوالي 1% من العناصر الاثقل ، وهي عناصر تتحول نتيجة تحول الهيدروجين وفقاً للمعادلة :

$$4\,_1^1H \rightarrow {}_2^4He + 2B + 2.67\ Me.v$$

نلاحظ انه تحول او عملية اندماج اربعة ذرات هيدروجينية لتكوين ذرة هيليوم واحدة اي ان اندماج الاربعة بروتونات للهيدروجين وتكوين دقيقة الفا (ذرة الهيليوم) وتحرر طاقة هي المصدر الاساس لطاقة الشمس .

ويصبح محتملاً تكون C-12 من اندماج ذرة الهيليوم $3\,_2^4He \rightarrow + {}_6^{12}C + {}_0^0\gamma$

كما ان قسما من C-12 يتفاعل ليولد نظير الاوكسجين 16

$${}_6^{12}C + {}_2^4He \rightarrow {}_8^{16}O + {}_0^0\gamma$$

والتفاعلان المسؤولان عن توليد الكاربون والاوكسجين من اكثر التفاعلات احتمالاً ولذلك نجد ان نسبة الكاربون والاوكسجين في الشمس عالية .

$_1H^1 + {}_1H^1 \rightarrow {}_1H^2 + e^0_{+1}$

$_1H^2 + {}_1H^1 \rightarrow {}_2He^3$

$_1H^2 + {}_1H^3 \rightarrow {}_2He^4 + {}_0n^1$

ومن التفاعلات التي يمكن ان تكون قد قادت الى تكوين عناصر ثقيلة من التحام C-12 .

$^{12}_6C + {}^{12}_6C \rightarrow {}^{20}_{10}Ne + {}^4_2He + 4.6$ Me.v

$^{12}_6C + {}^{12}_6C \rightarrow {}^{23}_{11}Na + {}^1_1H + 2.24$ Me.v

وبارتفاع درجة حرارة النجوم فان الاوكسجين يبدأ بالالتحام مكوناً عناصر اثقل .

$^{16}_8O + {}^{16}_8O \rightarrow {}^{28}_{14}Si + {}^4_2He + 9.6$ Me.v

ان عملية الاندماج النووي هي العملية الرئيسية التي تجري داخل الشمس لتحرر كمية هائلة من الطاقة .

ان حقيقة حصول التفاعلات الاندماجية قادت الى البحث في امكانية تذليلها والسيطرة عليها لتوليد الطاقة خصوصاً التحام نوى الهيدروجين وبالذات نظير الهيدروجين -2 الديتريوم(D-2).

على الرغم ان الطاقة المنبعثة من التفاعلات الاندماجية اقل من الطاقة الناتجة من الانشطارية الا ان وفرة نظير H في الطبيعة جعل السعي للسيطرة على هذه التفاعلات الاندماجية هدفاً جديراً بالعمل على تحقيقه . غير ان المشكلة ما تزال قائمة في توليد درجات الحرارة العالية للتغلب على التنافر بين نوى الهيدروجين . ومثل هذه الدرجة العالية من الحرارة التي توجد في اجواء الشموس والنجوم شديدة وليس من السهل توفيرها بطرق اقتصادية على سطح الارض . لكن ممكن توليدها في القنبلة الهيدروجينية .

النشاط الاشعاعي Radioactivity :

تعد الطاقة الرابطة للنوية مقياسا لثباتية النواة المطلقة . وتتصف النوية بصفة الاستقرار اذا بقيت لفترة طويلة من الزمن بحدود (10^{10} years) دون انحلال .

ويمكن تعريف النشاط الاشعاعي : هناك نويات تعاني انحلال تميل للتخلص من الطاقة الاضافية لنواتها والوصول الى حالة الاستقرار بمحاولة تقليل كتلة النواة وفقاً لقوانين حفظ المادة بصورها المختلفة في الطبيعة عن طريق اعادة ترتيب نويات الذرات مصحوباً (بانبعاث اشعاعات قد تؤدي الى تغير العدد الذري او الكتلي او كلاهما) وتعرف مثل هذه النويات بالنويات المشعة وتسمى ظاهرة انطلاق الاشعاعات بالنشاط الاشعاعي

هناك نوعان من النشاط الاشعاعي :

1- النشاط الاشعاعي الطبيعي .
2- النشاط الاشعاعي الصناعي .

1- النشاط الاشعاعي الطبيعي Natural radioactivity :

تعتبر النويات الناتجة خلال نشوء كوكب الارض التي يقدر عمره بحوالي (10^{10} سنة) هي ذات نشاط اشعاعي واطئ بحيث يمكن اعتبارها نصف مستقرة .

اما التي تكون نصف اعمارها قصيرة مثل ^{40}K , ^{80}Rb , ^{138}La توجد بكميات ضئيلة وتساهم في حصول الخلفية الاشعاعية الطبيعية وهي ناتجة من الانفجارات الاشعاعية .

اما النويدات المشعة الاخرى مثل ^{3}H , ^{14}C فهي تمتلك نشاطاً اشعاعياً عالياً وتكونت نتيجة لتاثيرات وتفاعلات الاشعة الكونية مع النويدات .

وقد وجد بان انحلال النويدات المشعة طويلة العمر تنتج نويدات اخرى تتعرض للانحلال معطية جيلا اخر من النويدات المشعة طبيعيا وهكذا تنشأ سلالات تكونت نتيجة انحلالات اشعاعية متتابعة تحمل كل منها اسم النويدة الاكثر استقراراً في كل سلالة مثل :

سلالة اليورانيوم تبدأ بـ U-238 وتنتهي بعنصر Pb-206

2- النشاط الاشعاعي الصناعي :

اكتشفت ايرين كوري وزوجها ظاهرة النشاط الاشعاعي الصناعي حيث تم قصف نظائرالعناصر الخفيفة باشعة الفا فنتج عنها نظائر ذات اعداد كتلية واطئة ولكنها لم تكن مستقرة تنحل باعثة دقيقة اخرى كما في التفاعل التالي :

$$^{27}_{13}Al + {}^{4}_{2}He \rightarrow {}^{30}_{15}P + {}^{1}_{0}n$$

$$^{30}_{14}Si + {}^{1}_{0}n$$

وكذلك التفاعل التالي:

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

عملية التنشيط النيوتروني :

هي عملية انتاج نويدات مشعة صناعية عن طريق المفاعلات النووية ، حيث تقصف نويدات مستقرة بجسميات النيوترونات من المفاعلات للحصول على النويدة المشعة . مثلا تقصف النويدة المستقرة $^{59}_{27}Co$ بنيوترون المفاعل للحصول على النويدة المشعة $^{60}_{27}Co$ التي لها استخدامات طبية لمرضى السرطان واستخدامات صناعية مختلفة وهذه تسمى بعملية التنشيط النيوتروني ، كما في التفاعل النووي التالي :

$$^{59}_{27}Co + ^{1}_{0}n \rightarrow ^{60}_{27}Co + ^{0}_{0}\gamma$$

وتحدث التفاعلات النووية في ان واحد كما في التفاعل التالي :

$$^{53}_{29}Cu + ^{2}_{1}H \rightarrow \begin{cases} ^{55}_{30}Zn \\ + \ ^{1}_{0}n\,^{54}_{30}Zn \\ + 2\,^{1}_{0}n\,^{53}_{30}Zn \\ + \ ^{1}_{1}H\,^{54}_{29}Cu \end{cases}$$

الاستعمالات السلمية للنظائر المشعة :

ان النظائر المنتجة صناعيا تستخدم بصورة واسعة في الصناعة والزراعة والطب والتكنولوجيا اكثر من تلك الموجودة في الطبيعة لكون النويدات المنتجة صناعيا تتم وفق مواصفات معينة من حيث النقاوة ونوع العنصر وعمر النصف ونشاطه الاشعاعي ..... الخ . فقد تجاوزت تفاعلات النظائر المشعة المحضرة مختبرياً المئات نتيجة تفاعلات القصف فضلا عن خمسة عشر نظيرا لعناصر لم تكن معروفة .

ومن اهم استخدامات العناصر المشعة :

1- الانشطار النووي لتوليد الطاقة الكهربائية .
2- تستخدم العناصر المشعة في التحليل الكيميائي والصناعي مثل استخدام عنصر المنغنيز ^{56}Mn في تقدير الشوائب في اشباه الموصلات .
3- تستخدم العناصر المشعة في الكيمياء العضوية مثلا استخدام C^{14} لمعرفة ميكانيكية التفاعل .
4- تستخدم العناصر المشعة في التحليل البايولوجي والحياتي لمعرفة مسار العمليات الايضية .
5- تستخدم العناصر المشعة في المجال الطبي مثلا يستخدم الكالسيوم المشع لتقدير سرعة امتصاص الكالسيوم في العظام ، كما يستخدم الماء الثقيل D_2O لمعرفة سرعة دورانه في الدم ويستخدم Co^{60}، Cs^{137} لمعالجة الاورام السرطانية.

س/ ما فائدة العناصر المشعة ؟ ج/ النقاط السابقة الذكر

الجزء الثامن

ويمكن تفسير الاواصر التساهمية بنظريتين هما :

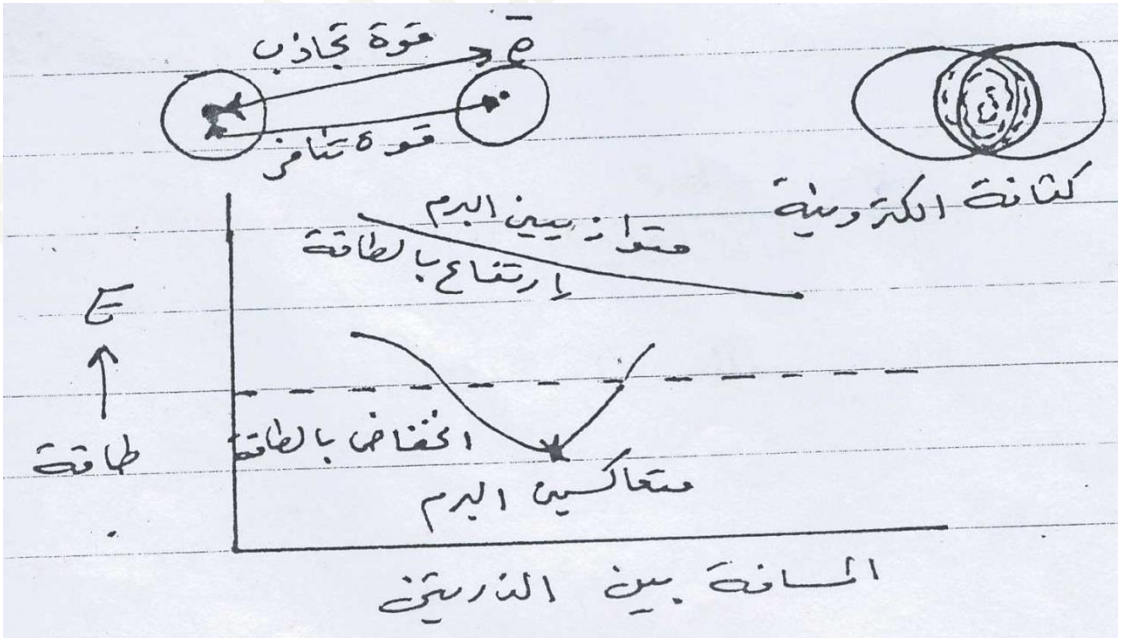
1- نظرية اصرة التكافؤ لباولنك وسليتر .
2- نظرية الاوربتال الجزيئي لهونر ومليكان .

1 – نظرية اصرة التكافؤ Valence bond theory V.B.T :

هذه النظرية تفسر تكوين الاصرة التساهمية نتيجة لتداخل الاوربتالات الذرية التي تحتوي على الكترونات التكافؤ عن طريق اقتراب احد الذرتين من الذرة الاخرى ونتيجة الاقتراب فان الذرتين تقع تحت تاثير قوتين هي قوة جذب بين الكترونات الذرة الاولى ونواة الذرة الثانية ، وقوة تنافر بين نواتي الذرتين .

وقد تكون قوة التجاذب في بادئ الامر اكبر من قوة التنافر لذا فان الذرتان تقتربان اكثر فاكثر من بعضهما البعض حتى يحصل تداخل الاوربتالات الذرية التي تحتوي على الكترونات التكافؤ لتكوين منطقة ذات كثافة الكترونية مشتركة بين الذرتين فاذا كان برم الالكترونين متعاكسين ↓↑ فان الطاقة للنظام عند اقتراب الذرتين سوف تنخفض وبذا تتكون اصرة مستقرة . اما اذا كان برم الالكترونين متوازيين فان طاقة النظام عند اقتراب الذرتين سيزداد لذا لا يحصل تداخل ولا تتكون الاصرة التساهمية .

ويطلق على هذه النظرية بنظرية اصرة التكافؤ للمركبات التناسقية **وتعتمد بالاساس على تهجين الاوربتالات الذرية في الذرة المركزية للحصول على اوربتالات جزيئية مهجنة .**

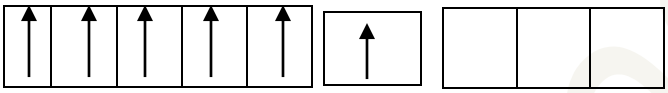


Ex1/ بين نوع التهجين وشكل الجزيئة والخواص المغناطيسية لمركب $Cr(CO)_6$ وعدد التناسق C.N

علماً ان Z of Cr =24 ؟

$Cr(CO)_6$

$Cr_{24} : [Ar]_{18}$ $3d^5$ $4S^1$ 4p

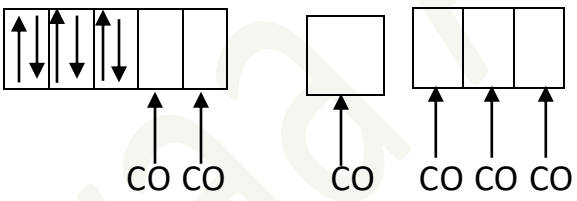


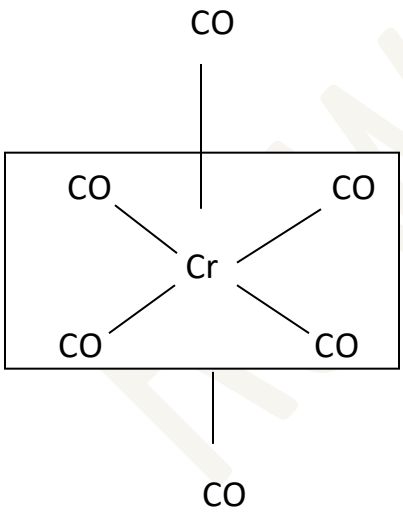
لا ننسى ان الكروم في حالة توزيعه يكون بشكل نصف مشبع حتى يكون مستقر.

ليكاند CO ليكاند قوي يضغط الالكترونات في الاوربتالات ويجعلها تزدوج .

$*Cr : [Ar]_{18}$ $3d^6$ 4s 4p

في الحالة المثارة





1- التهجين $d^2S\ p^3$

2-الشكل الهندسي هو ثماني السطوح

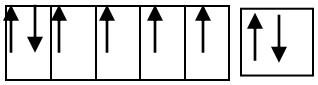
3-المركب هو دايا مغناطيسي لعدم وجود الكترونات منفردة

4-عدد التناسق C.N = 6

Ex2/ لديك المركب $Fe(CO)_5$ اوجد نوع التهجين والشكل الهندسي للجزيئية والخواص المغناطيسية وعدد التناسق علما ان Z of Fe = 26 ؟

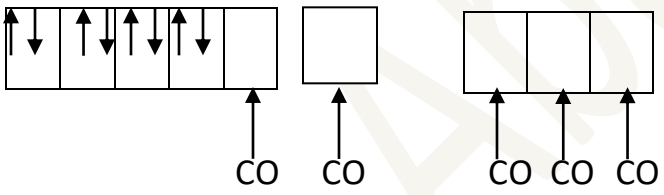
$Fe(CO)_5$

$Fe_{26} : [Ar]_{18}$ $3d^6$ $4S^2$ 4p



CO ليكاند قوي يعمل على ضغط الالكترونات فتزدوج فيكون الترتيب الالكتروني كالآتي :

* $Fe_{26} : [Ar]_{18}$ $3d^8$ 4s 4p

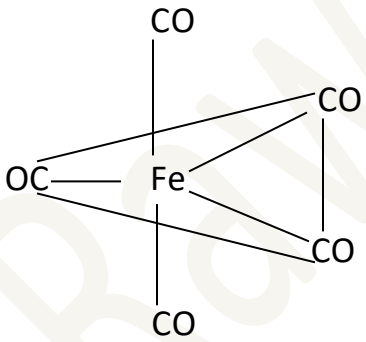


1- نوع التهجين $d\ S\ p^3$

2 -الشكل الهندسي مثلث ثنائي الهرم

3 -العدد التناسقي C.N = 5

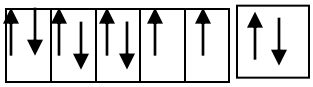
4-المركب هو دايا مغناطيسي لعدم وجود الكترونات منفردة



Rawaa Abass

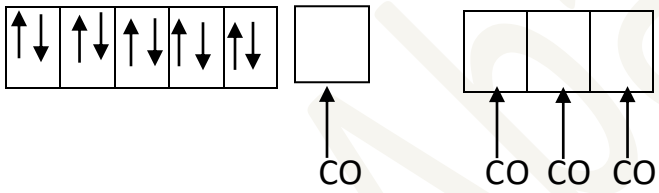
Ex3 / لديك المركب $Ni(CO)_4$ اوجد نوع التهجين والشكل الهندسي للجزيئية والخواص المغناطيسية وعدد التناسق علما ان Z of Ni = 28 ؟

Ni_{28} : [Ar] $_{18}$ $3d^8$ $4S^2$ 4p



CO ليكاند قوي يعمل على ضغط الالكترونات فتزدوج فيكون الترتيب الالكتروني كالآتي :

* Ni_{28} : [Ar] $_{18}$ $3d^{10}$ 4s 4p

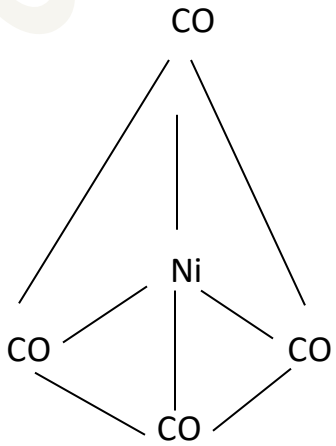


1- نوع التهجين $s\,p^3$

2- الشكل رباعي السطوح

3- المركب دايا مغناطيسي

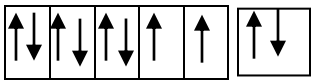
4- العدد التناسقي C.N = 4



Rawaa Abass

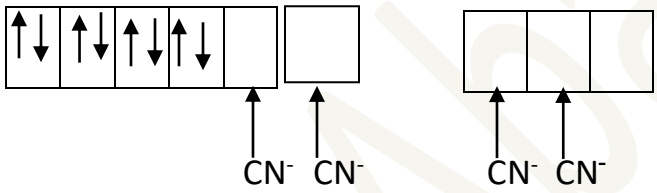
Ex4 / لديك المركب $[Ni(CN)_4]^{-2}$ اوجد نوع التهجين والشكل الهندسي للجزيئية والخواص المغناطيسية وعدد التناسق علما ان Z of Ni = 28 ؟

$Ni_{28} : [Ar]_{18}$ $3d^8$ $4S^2$ $4p$



CN^- ليكاند قوي يعمل على ضغط الالكترونات فتزدوج فيكون الترتيب الالكتروني كالآتي :

$Ni^{+2}_{28} : [Ar]_{18}$ $3d^8$ $4s$ $4p$

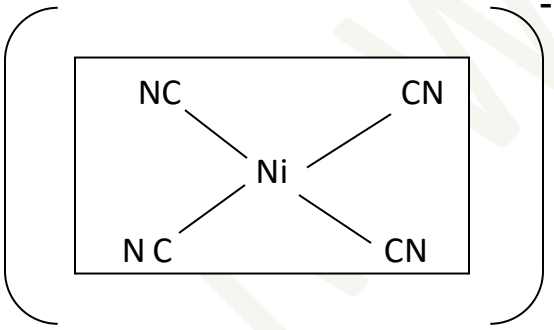


1- نوع التهجين $d\ s\ p^2$

2- الشكل مربع مستوي

3- المركب دايا مغناطيسي

4- العدد التناسقي C.N = 4



ملاحظات

1- في حالة التناسق رقم 4

الشكل رباعي السطوح هو بارا مغناطيسي $\mu \neq 0$ و التهجين $s\ p^3$

الشكل مربع مستوي هو دايا مغناطيسي $\mu = 0$ و التهجين $d\ s\ p^2$

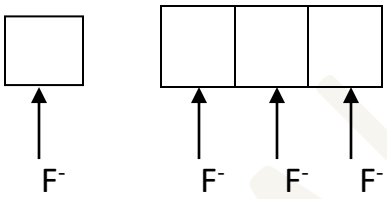
2- الليكاندات التي تضغط الالكترونات هي : CO , CN^- , NH_3

الليكاندات الضعيفة التي لا تضغط الالكترونات هي : H_2O , Cl , F , I

Ex5 / لديك المركب $[BeF_4]^{2-}$ اوجد نوع التهجين والشكل الهندسي للجزيئية والخواص المغناطيسية وعدد التناسق علما ان Z of Be = 4 ؟

Be_4 : $1s^2$ $2s^2$

Be^{+2} : $1s^2$ 2s 2p



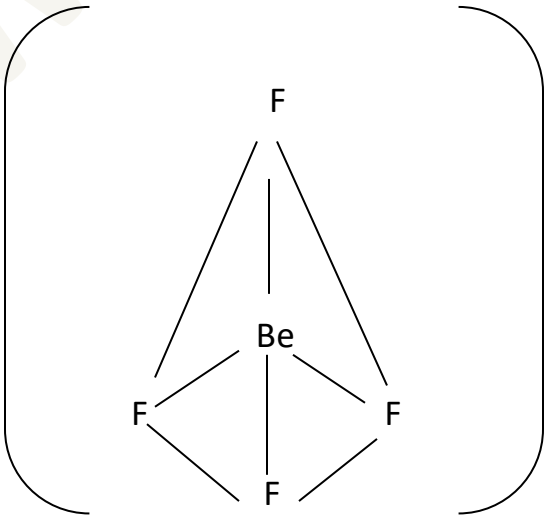
1- نوع التهجين $S\ p^3$

2-الشكل الهندسي هورباعي السطوح

3-المركب هو دايا مغناطيسي لعدم وجود الكترونات منفردة

4-عدد التناسق C.N = 4

2-



Rawaa Abass

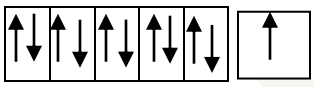
أسباب فشل نظرية اصرة التكافؤ :

لقد استعملت هذه النظرية لسنوات عديدة في تفسير التاصر في المركبات التناسقية لسهولتها في تفسير الصفات التركيبية والمغناطيسية لمختلف المركبات المعقدة كونها ذات برم واطئ في المربع المستوي $d\ s\ p^2$ وذات برم عالي في $s\ p^3$ رباعي السطوح والمركبات ذات البرم العالي في ثمانية السطوح .

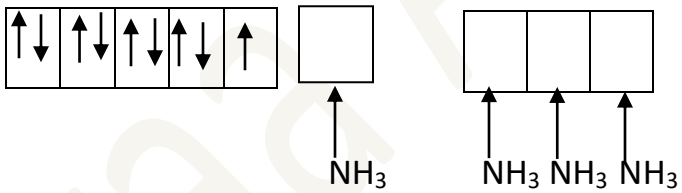
ولكن هناك نقاط ضعف في هذه النظرية :

1- افتقارها للتنبؤ بشكل المعقد ذات التناسق الرباعي اي (شكل رباعي السطوح او مربع مستوي) كما في المعقد $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ ذو اللون الازرق الغامق التهجين هو $s\ p^3$ اي رباعي السطوح .

$Cu_{29} : [Ar]_{18}$ $3d^{10}$ $4S^1$ $4p$

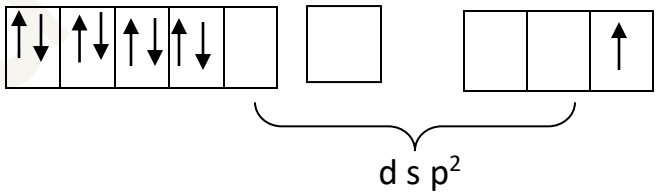


$Cu^{+2}{}_{29} : [Ar]_{18}$ $3d^9$ $4s^0$ $4p$



لكن الدراسات الخاصة بالاشعة السينية بينت ان جزيئات الامونيا الاربعة تترتب بكل مربع مستوي حول ايون Cu^{2+} اي تهجينه $d\ s\ p^2$ وافترض باولنك الترتيب الالكتروني التالي :

$Cu^{+2}{}_{29} : [Ar]_{18}$ $3d^9$ $4s^0$ $4p$



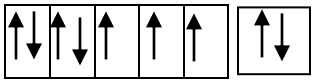
حيث ينتقل الكترون من 3d الى 4p عن طريق تهيئة الطاقة اللازمة لهذا الانتقال .

السؤال هنا لماذا لا يحدث مثل هذا الانتقال لايون Ni^{2+} كما ان الانتقال الى اوربتال ذو طاقة اعلى ممكن ازالة الالكترون بسهولة عن طريق الاكسدة فيصبح Cu^{3+} لكن هذه الحالة غير موجودة . وهنا عجزت نظرية التكافؤ عن تفسير هذه الحالات .

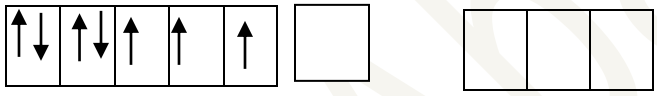
2- كما انها عجزت عن تفسير عدم تكون ثماني السطوح المنتظم في ايون Cu^{2+} وايون Co^{2+} وانما يتكون ثماني السطوح المشوه كما ان اكبر ضعف هو تركها للحالة الغير مستقرة حيث اهم شيء هو الوانها الزاهية الناتجة عن امتصاص الضوء المرئي عند انتقال الالكترونات بين الاوربتالات

$[Co (NH_3)_6]^{+2}$

$Co_{27} : [Ar]_{18}$ $3d^7$ $4S^2$ 4p

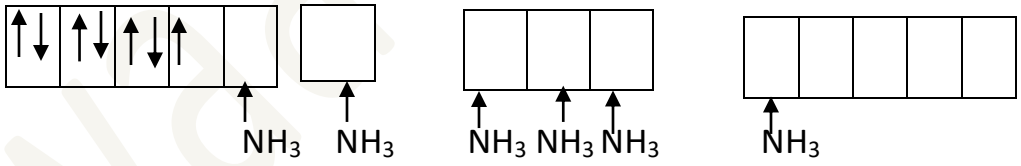


$Co^{+2}{}_{27} : [Ar]_{18}$ $3d^7$ $4s^0$ 4p



بما ان NH_3 ليكاند ضاغط فيزوج الالكترونات

* $Co^{+2}{}_{27} : [Ar]_{18}$ $3d^7$ $4s^0$ 4p 4d



فيكون التهجين $d\ s\ p^3\ d$ وهذا يعطي شكلاً مشوهاً لذا ينتقل الالكترون الفرد الاخير الى 4d ويكون التهجين $d^2\ s\ p^3$ ويكون غير مستقر فيفقد الكترون ويتحول الى Co^{3+} ليكون اكثر استقراراً في الاوساط الفيزياوية .

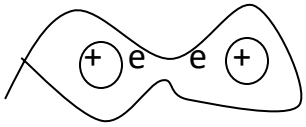
الجزء التاسع :

2 – نظرية الاوربتال الجزيئي Molecular orbital theory M.O.T :

هذه النظرية توضح تكوين الاصرة التساهمية نتيجة اندماج النواتين في نواة واحدة (هذا الاندماج لا يحصل فعلا بسبب التنافر بين النواتين) ولكي يمكن بناء الاوربتالات الجزيئية يمكن اهمال هذا التنافر عند اقتراب النواتين للحصول على الاندماج يمكن بتشكيل اوربتال ترابطي bonding وممكن ان يكون اوربتال ضد الترابط anti bonding .

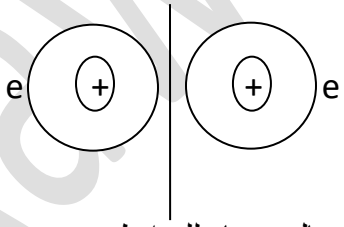
1- الاوربتال الترابطي Bonding :

الذرتان المتقاربتان تكون قوة التنافر بين نواتيهما قليلة بسبب حجب النواتين عن بعضها البعض بفعل الالكترونين اللذان بينهما وعليه يزداد حجب كل من النواتين للالكترونين مسبباً انخفاض في الطاقة الجزيئية فتستقر الجزيئة ويقال ان الاصرة قد ربطت بين الذرتين .



2- الاوربتال المضاد للترابط Antibonding :

الذرتان المتقاربتان لا يوجد حجب بين نواتي الذرتين ويتركز وجود الالكترونات في المناطق البعيدة التي لا تخضع لجذب النواتين مما يسبب ارتفاع في طاقة الجزيئة فلا تستقر ويقال ان الحالة تمثل منع لتكوين اصرة بين الذرتين .



قوة تنافر اوربتال مضاد للترابط

Rawaa Abass

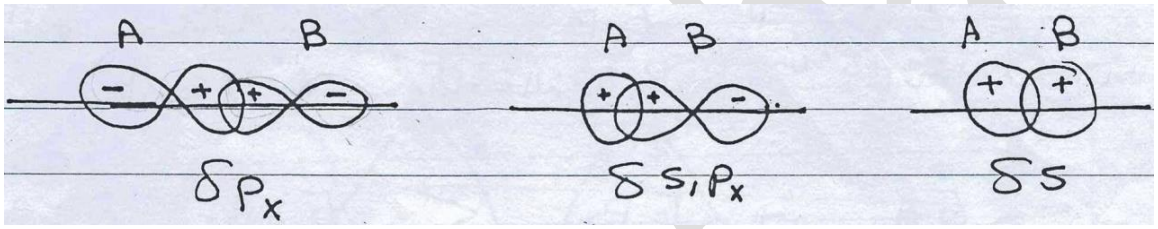
انواع الاوربتالات الجزيئية :

1- اوربتالات من نوع سكما δ متماثلة حول محور الاصرة
2- اوربتالات من نوع باي π غير متماثلة حول محور الاصرة
3- اوربتالات من نوع δ* و π* اوربتالات جزيئية مضادة للتآصر

1 –اوربتالات من نوع سكما :

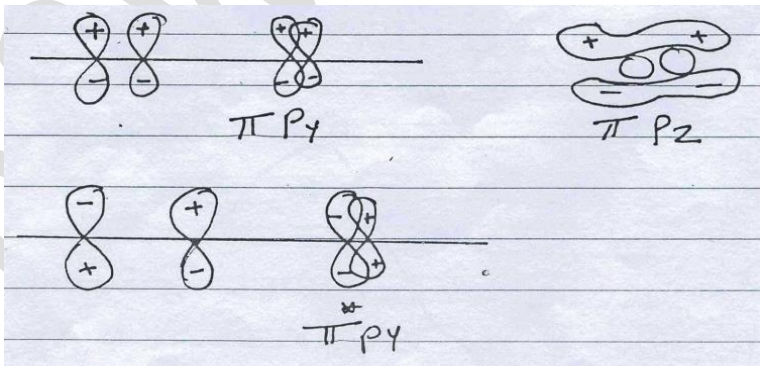
وهي تنتج من تداخل اوربتالات ذرية من نوع S او P_X والتي تمتلك تماثل حول محور الاصرة . ويرمز للاوربتال الجزيئي في حالة الترابط بـ δ وللاوربتال الجزيئي المضاد للترابط δ* .

ويمكن توضيح التداخل لهذه الاوربتالات الجزيئية الترابطية كالاتي :



2 –اوربتالات من نوع π :

وهي تنتج من تداخل الاوربتالات الذرية من نوع P_Y و P_Z والتي تكون غير متناظرة او متماثلة حول محور الاصرة وتكون في حالة الاوربتال الجزيئي الترابطي π وفي الاوربتال الجزيئي المضاد للترابط π* عندما تكون حالة الموجة للاورتبالP_Y لا تقوي دالة الموجة للاوربتالP_Y الثاني



تسلسل طاقة الاوربتالات الجزيئية :

$$\delta 1s < \delta^* 1s < \delta\, 2s < \delta^* 2s < \delta 2P_X < (\pi 2P_Y = \pi 2P_Z) < (\pi^* 2P_Y = \pi^* 2P_Z) < \delta^* 2P_X$$

اتجاه ازدياد الطاقة E

ملاحظة / ان كل اوربتال يتشبع بالكترونين ويراعي قاعدة باولي :

رتبة الاصرة:

$$\text{رتبة الاصرة} = \frac{\text{عدد الـ } e \text{ في الاوربتالات المضادة للارتباط} - \text{عدد الـ } e \text{ في الاوربتالات الترابطية}}{2}$$

وان قوة الاصرة من نوع δ اقوى من قوة الاصرة من نوع π .

جزيئات متكونة من ذرتين متشابهتين :

EX1 / جزيئة الهيدروجين H_2 :

يتكون هذا الجزيء عندما تكون الالكترونات في ذرتي الهيدروجين متضادتين في الحركة المغزلية ويرمز لهذا التفاعل بما يلي :

$$H\ 1s\ \uparrow + H\ 1s\ \downarrow \longrightarrow H_2\ (\delta\ 1s)^2$$

ولو كان الالكترونين متوازيين في الحركة المغزلية فان مثل هذا الجزيء لا يتكون ويرمز له بالتفاعل التالي :

$$H\ 1s\ \uparrow + H\ 1s\ \uparrow \longrightarrow H_2\ (\delta^*\ 1s)$$

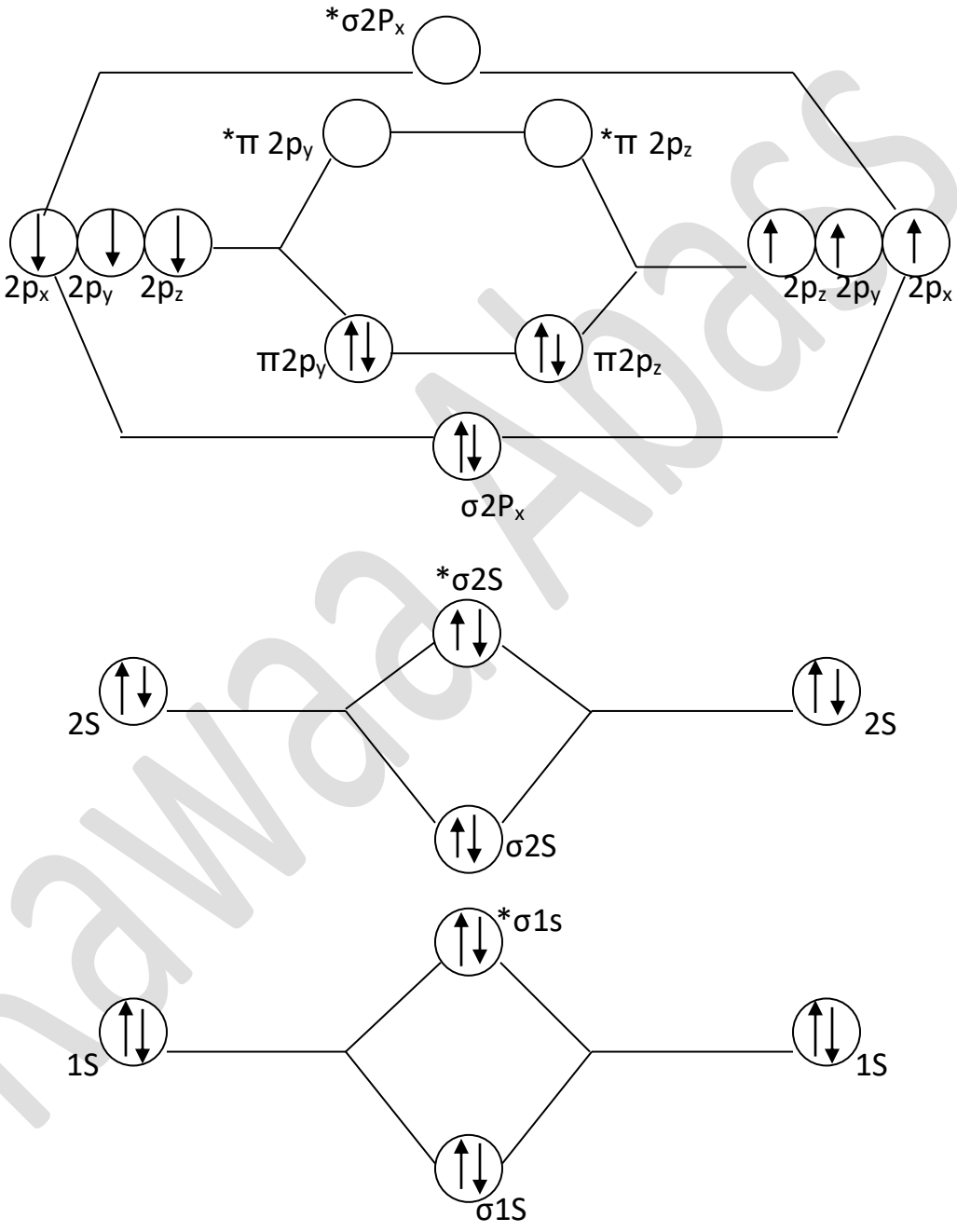
$$\text{رتبة الاصرة} = \frac{\text{عدد الـ } e \text{ في الاوربتالات المضادة للارتباط} - \text{عدد الـ } e \text{ في الاوربتالات الترابطية}}{2}$$

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

Rawaa Abass

EX2 / جزيئة النتروجين N_2 عددها الذري =7 بين نوع الاواصر الموجودة في الجزيئة ورتبة الاصرة ؟

A . O	M.O	A.O
اوربتال ذري	اوربتال جزيئي	اوربتال ذري



Atom N	Molecule N_2	Atom N
$N_7 : 1S^2\ 2S^2\ 2P^3$		$N_7 : 1S^2\ 2S^2\ 2P^3$

Rawaa Abass

المخطط السابق هو لجزيء النتروجين ومستويات الطاقة للاوربتالات الجزيئية الناتجة من تداخل الاوربتالات الذرية من نوع (s) و (p) .

$$\text{رتبة الاصرة} = \frac{\text{عدد الـe في الاوربتالات المضادة للارتباط} - \text{عدد الـe في الاوربتالات الترابطية}}{2}$$

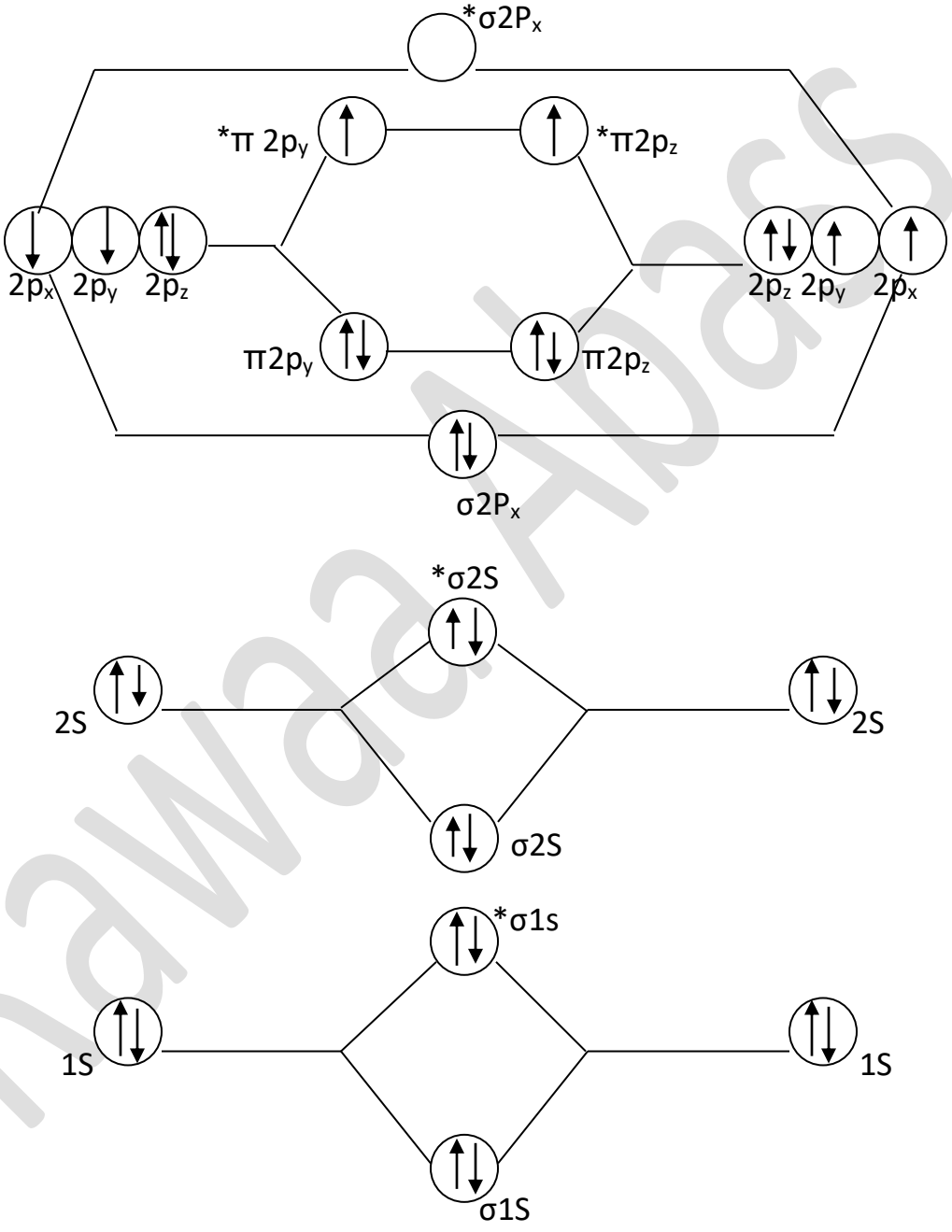
$$\text{b.o} = \frac{10-4}{2} = 3$$

$N \equiv N$ ان جزيئة النتروجين لها ثلاثة اواصر واحدة من نوع σ واصرتين من نوع π .

Rawaa Abass

EX3 / جزيئة الاوكسجين O_2 عددها الذري =8 بين نوع الاواصر الموجودة في الجزيئة ورتبة الاصرة ؟

A . O	M.O	A.O
اوربتال ذري	اوربتال جزيئي	اوربتال ذري



Atom O	Molecule O_2	Atom O
$O_8 : 1S^2\ 2S^2\ 2P^4$		$O_8 : 1S^2\ 2S^2\ 2P^4$

Rawaa Abass

المخطط السابق هو لجزيء الاوكسجين ومستويات الطاقة للاوربتالات الجزيئية الناتجة من تداخل الاوربتالات الذرية من نوع (s) و (p) .

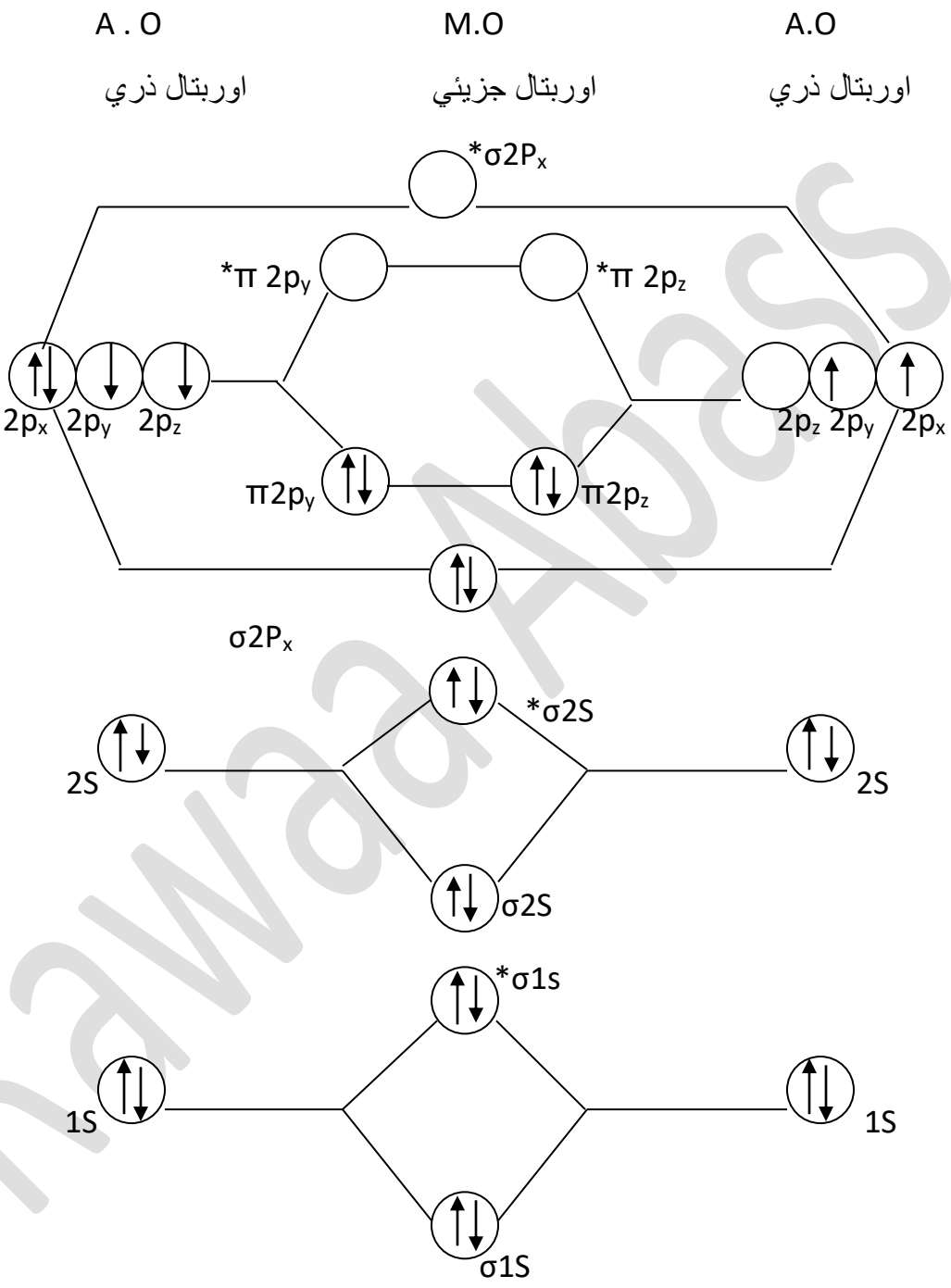
$$\text{رتبة الاصرة} = \frac{\text{عدد الـe في الاوربتالات المضادة للارتباط} - \text{عدد الـe في الاوربتالات الترابطية}}{2}$$

$$\text{b.o} = \frac{10-6}{2} = 2$$

O = O ان جزيئة الاوكسجين لها اصرتين واحدة من نوع σ والاخرى من نوع π .

Rawaa Abass

EX2 / CO جزيئة متكونة من ذرتين مختلفتين بين نوع الاواصر الموجودة في الجزيئة ورتبة الاصرة ؟علما ان العدد الذري للاوكسجين = 8 وللكاربون = 6



Rawaa Abass

المخطط السابق هو لجزيء اول اوكسيد الكاربون ومستويات الطاقة للاوربتالات الجزيئية الناتجة من تداخل الاوربتالات الذرية من نوع (s) و (p) .

$$\text{رتبة الاصرة} = \frac{\text{عدد الـ}e\text{ في الاوربتالات المضادة للارتباط} - \text{عدد الـ}e\text{ في الاوربتالات الترابطية}}{2}$$

$$b.o = \frac{10-4}{2} = 3$$

C ≡ O ان جزيئة النتروجين لها ثلاثة اواصر واحدة من نوع σ واصرتين من نوع π .

$$(\delta 1S)^2 \quad (\delta^* 1S)^2 \quad (\delta 2S)^2 \quad (\delta^* 2S)^2 \quad (\delta 2P_X)^2 \quad (\pi 2P_Y)^2 = (\pi 2P_Z)^2$$

واجب وتمرين للطالب :

بين رتبة ونوع الاواصر الموجودة في الجزيئات من خلال رسم مخطط مستويات الطاقة للاوربتالات الجزيئية الناتجة من تداخل الاوربتالات الذرية من نوع (s) و (p) للجزيئات:

1- جزيئة الفلور F_2 العدد الذري للفلور = 9

2- جزيئة الليثيوم Li_2 العدد الذري لليثيوم = 3

Rawaa Abass