المجموعات في الجدول الدوري

Groups in Periodic Table

أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

يحتوي الجدول الدوري على :

(١) ثمان مجموعات رئيسية تبدا بـ ١١ (1A) وتنتهي بـ ١٨ (8A) .

(٢) عشر مجموعات فرعية تبدا بـ ١ب (1B) وتنتهي بـ ٨ ب (8B) .

التوزيع الإلكتروني لبعض العناصر التمثيلية (الرئيسية)

الاسم	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	الدورة	المجموعة
هيدروجين	$_1H$	$1s^1$	1	1A
هيليوم	$_2He$	$1s^2$	1	8A
ليثيوم	$_3Li$	$1s^2\ 2s^1$	2	1A
بريليوم	$_4Be$	$1s^2\ 2s^2$	2	2A
بورون	$_5B$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$	2	3A

أ/ مصطفى عبد المجيد حميد

التوزيع الإلكتروني لبعض العناصر التمثيلية (الرئيسية)

الاسم	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	الدورة	المجموعة
كربون	$_{6}C$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$	2	4A
نيتروجين	$_{7}N$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	2	5A
اكسجين	$_{8}O$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$	2	6A
فلور	$_{9}F$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$	2	7A
نيون	$_{10}Ne$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$	2	8A
صوديوم	$_{11}Na$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$	3	1A
مغنيسيوم	$_{12}Mg$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$	3	2A
الومنيوم	$_{13}Al$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$	3	3A
فوسفور	$_{15}P$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$	3	5A
كبريت	$_{16}S$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$	3	6A
كلور	$_{17}Cl$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$	3	7A
ارجون	$_{18}Ar$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$	3	8A
جاليوم	$_{31}Ga$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^1$	4	3A
جرمانيوم	$_{32}Ge$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^2$	4	4A
بروم	$_{35}Br$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$	4	7A

* الهيليوم (He) : شاذ عن القاعدة (يوضع في المجموعة الثامنة ا (8 A) .

أ. مصطفى عبد الحميد

أسماء بعض المجموعات الرئيسية :

■ بالنسبة للعناصر القلوية :

أي عنصر يقع في المجموعة الأولى أ (1A) ماعدا الهيدروجين فإنه يعتبر عنصر قلوي بحيث يصبح مجال التكافؤ له : $ns^1\ np^0$ وإليك بعض الأمثلة على العناصر القلوية :

$_{11}Na$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \underline{3s^1}$

$_{19}K$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \underline{4s^1}$

$_{37}Rb$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ \underline{5s^1}$

أ. مصطفى عبد الحميد

■ **بالنسبة للعناصر القلوية الأرضية (الترابية) :**

اي عنصر يقع في المجموعة الثانية (2A) فإنه يعتبر عنصر قلوي ارضي بحيث يصبح مجال التكافؤ له : $ns^2\ np^0$ وإليك بعض الأمثلة على العناصر القلوية :

$_{12}Mg : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$

$_{20}Ca : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$

$_{38}Sr : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2$

■ **بالنسبة للعناصر الهالوجينية (الهالوجينات) :**

اي عنصر يقع في المجموعة السابعة (7A) فإنه يعتبر عنصر هالوجيني بحيث يصبح مجال التكافؤ له : $ns^2\ np^5$ وإليك بعض الأمثلة على العناصر الهالوجينة :

$_{9}F : 1s^2\ 2s^2\ 2p^5$

$_{17}Cl : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

$_{35}Br : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$

$_{53}I : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^5$

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

■ **بالنسبة للعناصر الخاملة (الغازات النبيلة) (الغازات النادرة) :**

أي عنصر يقع في المجموعة الثامنة ا (8A) فإنه يعتبر عنصر خامل (غاز خامل) بحيث يصبح مجال التكافؤ ($ns^2\ np^6$) ماعدا الهيليوم ($1s^2$) وإليك بعض الامثلة على العناصر الخاملة

$_{10}Ne$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

$_{18}Ar$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

$_{36}Kr$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$

$_{54}Xe$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6$

اسم المجموعة	مدار التكافؤ	رقم المجموعة
العناصر القلوية	$ns^1\ np^0$	1A
العناصر القلوية الارضية	$ns^2\ np^0$	2A
الهالوجينات	$ns^2\ np^5$	7A
الغازات الخاملة	$ns^2\ np^6$	8A

أ/ مصطفى عبد المجيد حميد

مثال / صنف العناصر التالية : $_{10}Y$ ، $_{36}X$ ، $_{17}D$ ، $_{20}B$ ، $_{11}A$ إلى (عناصر قلوية .

عناصر قلوية ارضية ، هالوجينات ، غازات خاملة)

الحل :

العنصر	التوزيع الإلكتروني	المجموعة	اسم المجموعة
$_{11}A$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$	1A	عنصر قلوي
$_{20}B$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$	2A	عنصر قلوي ارضي
$_{17}D$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$	7A	عنصر هالوجيني
$_{36}X$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$	8A	غاز خامل
$_{10}Y$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$	8A	غاز خامل

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

تحديد رقم المجموعة للعنصر الانتقالي

يحتوي الجدول الدوري على عشر مجموعات فرعية (انتقالية) تبدأ بـ (1B) وتنتهي بـ (8B) .

كيفية تحديد رقم المجموعة للعنصر الانتقالي :

(١) نكتب التوزيع الإلكتروني كتابة صحيحة .

(٢) تمتاز العناصر الانتقالية بأنّ آخر مستوى فرعي في التوزيع الإلكتروني لها هو (d) .

(٣) نجمع الإلكترونات في مجال التكافؤ (المجال الخارجي) وهما : ns (n -1) d

- إذا كان عدد الإلكترونات في الـ (d) خمسة فما أقل فإن رقم المجموعة يساوي مجموع الإلكترونات على ns (n -1) d . وإليك الأمثلة التالية :

- إذا كان عدد الإلكترونات في الـ (d) اكثر من خمسة و اقل من عشرة فإن رقم المجموعة يكون الثامنة ب (8B) وإليك الأمثلة التالية :

أ.د مصطفى عبد الحميد

العنصر	التوزيع الإلكتروني	رقم المجموعة
$_{21}Sc$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^1$	3B
$_{22}Ti$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2$	4B
$_{23}V$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^3$	5B
$_{24}Cr$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^5$	6B
$_{25}Mn$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^5$	7B
$_{26}Fe$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$	8B
$_{27}Co$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^7$	8B
$_{28}Ni$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^8$	8B

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

■ إذا كان عدد الإلكترونات في الـ (d) عشرة (ممتلىء) فإن رقم المجموعة يساوي عدد الإلكترونات على (s) وإليك الأمثلة التالية :

العنصر	التوزيع الإلكتروني	رقم المجموعة
$_{29}Cu$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^{10}$	1B
$_{47}Ag$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^1\ 4d^{10}$	1B
$_{30}Zn$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}$	2B
$_{48}Cd$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}$	2B

أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

مثال / إذا علمت أن الترتيب الإلكتروني لذرة عنصر $_{41}Nb$ هو حدد رقم الدورة والمجموعة والقطاع .

الحل :

التوزيع الإلكتروني للعنصر : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^3$

$_{36}[Kr]$ ↓↑ ↑ ↑ ↑ _ _

∴ يقع في الدورة الرابعة والمجموعة 5 B والقطاع d .

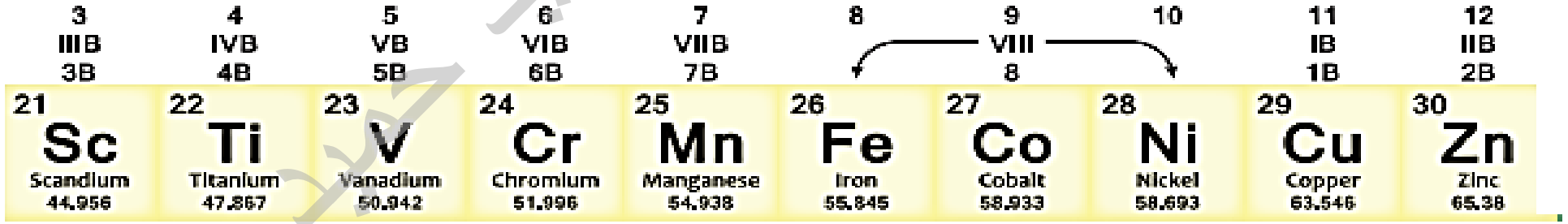
3 IIIB 3B	4 IVB 4B	5 VB 5B	6 VIB 6B	7 VIIB 7B	8	9 VIII 8	10	11 IB 1B	12 IIB 2B
21 Sc Scandium 44.956	22 Ti Titanium 47.867	23 V Vanadium 50.942	24 Cr Chromium 51.996	25 Mn Manganese 54.938	26 Fe Iron 55.845	27 Co Cobalt 58.933	28 Ni Nickel 58.693	29 Cu Copper 63.546	30 Zn Zinc 65.38
39 Y Yttrium 88.906	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.906	42 Mo Molybdenum 95.95	43 Tc Technetium 98.907	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.906	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.868	48 Cd Cadmium 112.411

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

مثال / حدد رقم المجموعة للعناصر التالية : $_{21}Sc$ ، $_{22}Ti$ ، $_{23}V$ ، $_{24}Cr$ ، $_{25}Mn$ ، $_{26}Fe$

الحل :

العنصر	التوزيع الإلكتروني	مدار التكافؤ	رقم المجموعة
$_{21}Sc$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^1$	$4s^2\ 3d^1$	3B
$_{22}Ti$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2$	$4s^2\ 3d^2$	4B
$_{23}V$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^3$	$4s^2\ 3d^3$	5B
$_{24}Cr$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^5$	$4s^1\ 3d^5$	6B
$_{25}Mn$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^5$	$4s^2\ 3d^5$	7B
$_{26}Fe$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$	$4s^2\ 3d^6$	8B



أ.د مصطفى عبد المجيد كمال

مجموعات العناصر الممثلة

انظر كيف ينتهي التركيب الإلكتروني للعناصر الممثلة:

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
ns^1	ns^2	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6

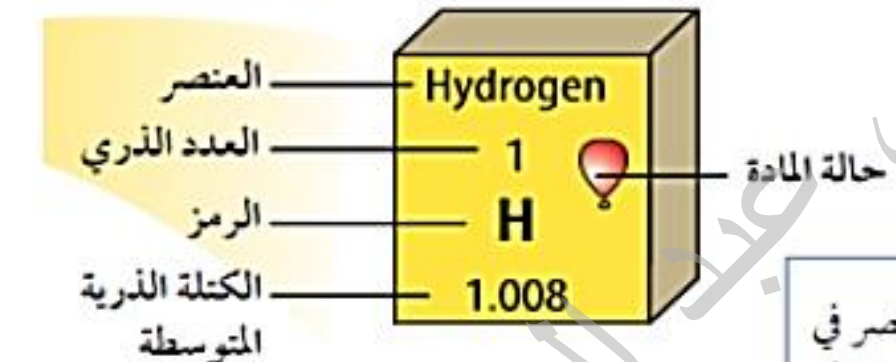
مجموعات العناصر الانتقالية الرئيسة

تنتمي العناصر الانتقالية الرئيسة إلى ثمان مجموعات.

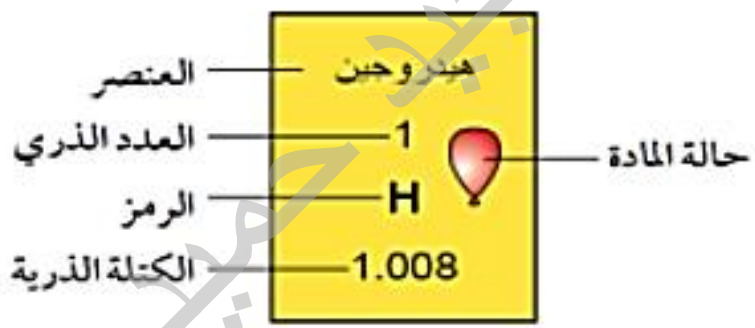
3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B
21 Sc $[Ar]\,4s^2\,3d^1$	22 Ti $[Ar]\,4s^2\,3d^2$	23 V $[Ar]\,4s^2\,3d^3$	24 Cr $[Ar]\,4s^1\,3d^5$	25 Mn $[Ar]\,4s^2\,3d^5$	26 Fe $[Ar]\,4s^2\,3d^6$	27 Co $[Ar]\,4s^2\,3d^7$	28 Ni $[Ar]\,4s^2\,3d^8$	29 Cu $[Ar]\,4s^1\,3d^{10}$	30 Zn $[Ar]\,4s^2\,3d^{10}$

د. مصطفى عبد المجيد حميد

مفتاح العنصر : يمثل بصندوق يحمل معلومات كاملة عن العنصر .



الرمـوز الثلاثة العليا تدل على حالة العنصر في درجة حرارة الغرفة.بينما يدل الرمز الرابع على العناصر المصنعة.



أ. مصطفى عبد المجيد حميد

الخواص الدورية *Periodic Properties*

1- الحجب Shielding

تؤثر مقدار قوة جذب النواة لأي ألكترون متواجد ضمن الأغلفة الثانوية على مقدار الطاقة اللازمة لأنتزاع ذلك الألكترون ، فمثلا الألكترون المتواجد في 1S يحس بالشحنة النووية المؤثرة Z* (التي تمثل قوة جذب النواة لذلك الألكترون) أكثر من الألكترون المتواجد في الغلاف 2S ويمكن حساب الشحنة النووية المؤثرة Z* من خلال الصيغة :

$$Z^* = Z - S$$

Z*: الشحنة النووية المؤثرة

Z: العدد الذري S: ثابت الحجب

أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

يمكن حساب ثابت الحجب Shielding Constant بإتباع قواعد معينة وضعت من قبل العالم سليتر Slater وكما يأتي:

- **قواعد سليتر لحساب ثابت الحجب لأي ألكترون يقع في الغلاف من النوع nS أو nP:**

1- يكتب الترتيب الألكتروني للعنصر حسب الترتيب الاتي:

(1S) (2S 2P) (3S 3P) (3d) (4S 4P) (4d) (4f) ……..,ect.

2-أي ألكترون في يمين nS أو nP لايدخل ضمن حساب ثابت الحجب.

3- كل الألكترونات الواقعة ضمن نفس المدار للألكترون المعني (كل الألكترونات ضممن المدار n) تحجب بمقدار (0.35) من الشحنة النووية المؤثرة .

4- كل الألكترونات ضمن المدار (n-1) للألكترون تحجب بمقدار (0.85) .

5- كل الألكترونات ضمن المدار (n-2) فما دون تحجب بمقدار (1).

أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

مثال : أحسب الشحنة النووية المؤثرة لألكترون التكافؤ الأخير لذرة $_{7}N$:

$_{7}N \quad 1S^2\ 2S^2P^3$

$(1S)^2\ (2S\ 2P)^5$

$S=(\ 4*0.35\ ) + (2*\ 0.85)= 3.10$

$Z^* = Z-S = 7-3.10 = 3.9$

مثال : أحسب مقدار Z^* للألكترون الأخير في ذرة الفسفور $_{15}P$:

$_{15}P\ 1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^3$

$(1S)^2\ (2S2P)^8\ (3S3P)^5$

$S= (4*0.35) + (8*0.85) +(2*1) = 10.20$

$Z^*= Z-S$

$15 - 10.20 = 4.80$

أ. مصطفى عبد المجيد حمد

الحجم الذري Atomic Volume

تعريف الحجم الذري : هو الحيز الذي تشغله الذرة .

علل : لا يمكن تحديد حجم الذرة بدقة . ولا يمكن ايضاً ان نقول ان نصف قطر الذرة هو المسافة بين النواة وآخر مدار تقع فيه الإلكترونات .

السبب : لأن الكثافة الإلكترونية للذرة لا تنتهي بعد مسافة معينة ، بل تتناقص تدريجياً مقتربة من الصفر على مسافات بعيدة من النواة ، ولهذا كان من الصعب معرفة حجم الذرة بدقة .

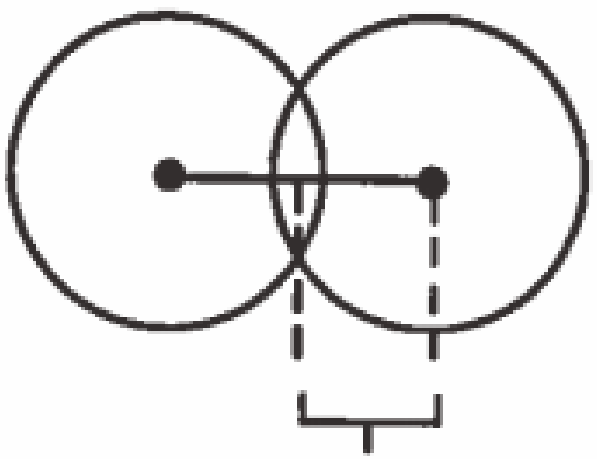
وحيث ان حجم الذرة او نصف القطر الذري يختلف باختلاف نوع الروابط التي تصنعها الذرات ، فمثلاً حجم الكلور عندما يكون رابطة تساهمية يختلف عنه عندما يكون رابطة ايونية بسبب اختلاف قوى التجاذب بين الذرات .

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

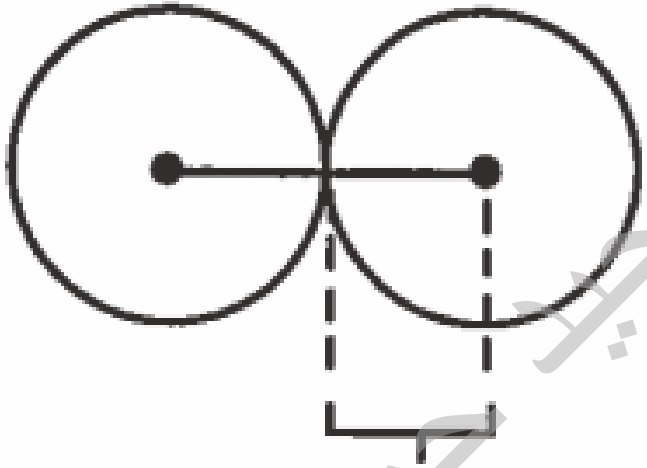
وللوصول إلى حسابات دقيقة لقياس الذرة اتفق العلماء على التعريفات التالية :

تعريف نصف قطر الذرة التساهمي : هو نصف المسافة بين مركزي ذرتين متماثلتين متجاورتين في الحالة الغازية .

تعريف نصف قطر الذرة الأيوني : هو نصف المسافة بين مركزي ذرتين متماثلتين متجاورتين في بلورة صلبة ونقية .



نصف القطر التساهمي



نصف القطر الأيوني

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

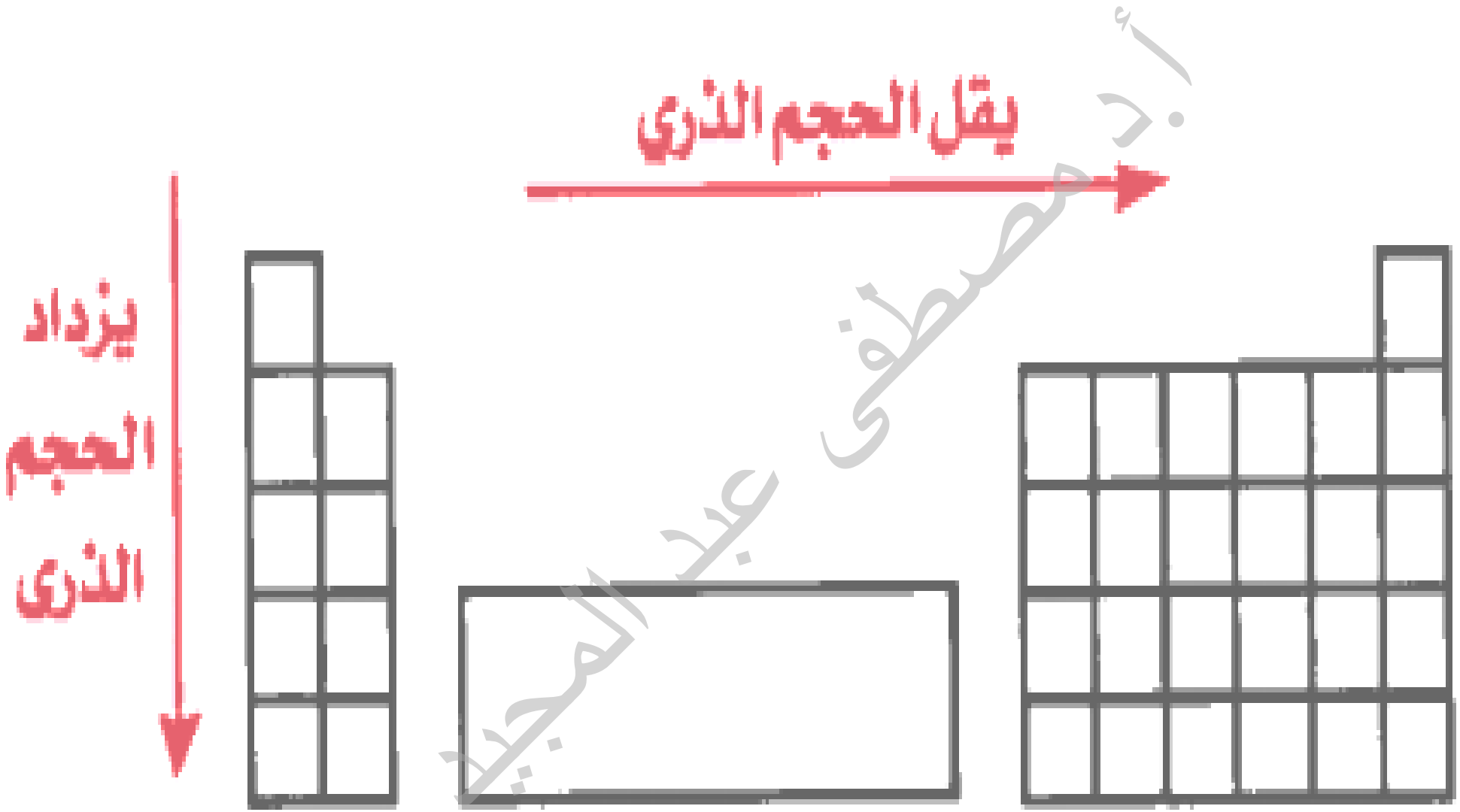
(١) دراسة العلاقة بين أحجام عناصر المجموعة الواحدة :

يزداد الحجم الذري (نصف القطر الذري) لعناصر المجموعة الواحدة بازدياد العدد الذري اي بالاتجاه من الاعلى إلى الاسفل في الجدول الدوري وذلك لازدياد عدد المستويات الرئيسية (عدد الكم الرئيسي) الذي يزيد من حجم الذرة .

(٢) دراسة العلاقة بين أحجام ذرات عناصر الدورة الواحدة :

يقل الحجم الذري (نصف القطر الذري) لعناصر الدورة الواحدة بازدياد العدد الذري (بالاتجاه من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري) وذلك لازدياد عدد البروتونات (الشحنات الموجبة) داخل النواة وبالتالي تزداد قوة جذب النواة للإلكترونات الذي يؤدي إلى تقلص حجم الذرة .

أ. أحمد عبد المجيد حميد



أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

مثال / قارن بين أحجام الذرات التالية : [$_{9}F$ ، $_{5}B$ ، $_{3}Li$]

الحل : لحل هذا المثال يجب تحديد موقع الذرات في الجدول الدوري (الدورة المجموعة) وذلك من خلال الترتيب الإلكتروني كما يلي :

العنصر	العدد الذري	الترتيب الإلكتروني	الدورة	المجموعة
Li	3	$1s^2\ 2s^1$	2	1A
B	5	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$	2	3A
F	9	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$	2	7A

نلاحظ من الجدول أن جميع العناصر تقع في دورة واحدة ومجموعات مختلفة وحسب القاعدة التي تنص على أنه (بازدياد العدد الذري في الدورة الواحدة يقل الحجم) .

∴ يمكن ترتيب العناصر حسب الزيادة في حجومها كما يلي :

F , B , Li ⟶

لزيادة الحجم الذري (تصاعدياً)

ملاحظات هامة :

- نصف قطر الأيون الموجب اصـــغـــر من نصف قطر ذرته (علل) وذلك لانه عند تكوّن ايون موجب فإن الذرة تفقد إلكترون او اكثر وبذلك يزداد تاثير النواة على الإلكترونات المتبقية (عدد الشحنات الموجبة اكبر من عدد الشحنات السالبة) وبذلك تقترب الإلكترونات نحو النواة وبذلك يقل نصف قطر الذرة .

مثال : نصف قطر Na = 1.86 Å & نصف قطر Na^+ = 0.9 5 Å

- كلما زادت عدد الشحنات الموجبة كلما قل نصف القطر

مثال : نصف قطر Fe^{++} = 0.75 Å & نصف قطر Fe^{+++} = 0.6 Å

- نصف قطر الأيون السالب اكبر من نصف قطر ذرته (علل) وذلك لان إضافة الإلكترون يسبب تنافر بين الإلكترونات وبالتالي تتباعد الإلكترونات عن بعضـها البعض وبذلك يزداد حـجم الأيون مقارنة بذرته المتعادلة .

ومن ناحية اخرى فإنّ هذه الزيادة في الشحنة السالبة لا يقابلها زيادة في شحنة النواة الموجبة ولذلك يكون التجاذب اقل وتبتعد الإلكترونات ، ويزيد الحجم .

مثال : نصف قطر Cl = 0.99 Å & نصف قطر Cl^- = 1.81 Å

أ/ مصطفى عبد المجيد حميد

مثال / قارن بين حجوم الأيونات : Na^{+} , Mg^{++} , Al^{3+} , O^{--} , F^{-}

الأعداد الذرية : $O = 8$, $F = 9$, $Na = 11$, $Mg = 12$, $Al = 13$

الحل :

Na^{+} : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

Mg^{++} : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

Al^{3+} : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

O^{--} : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

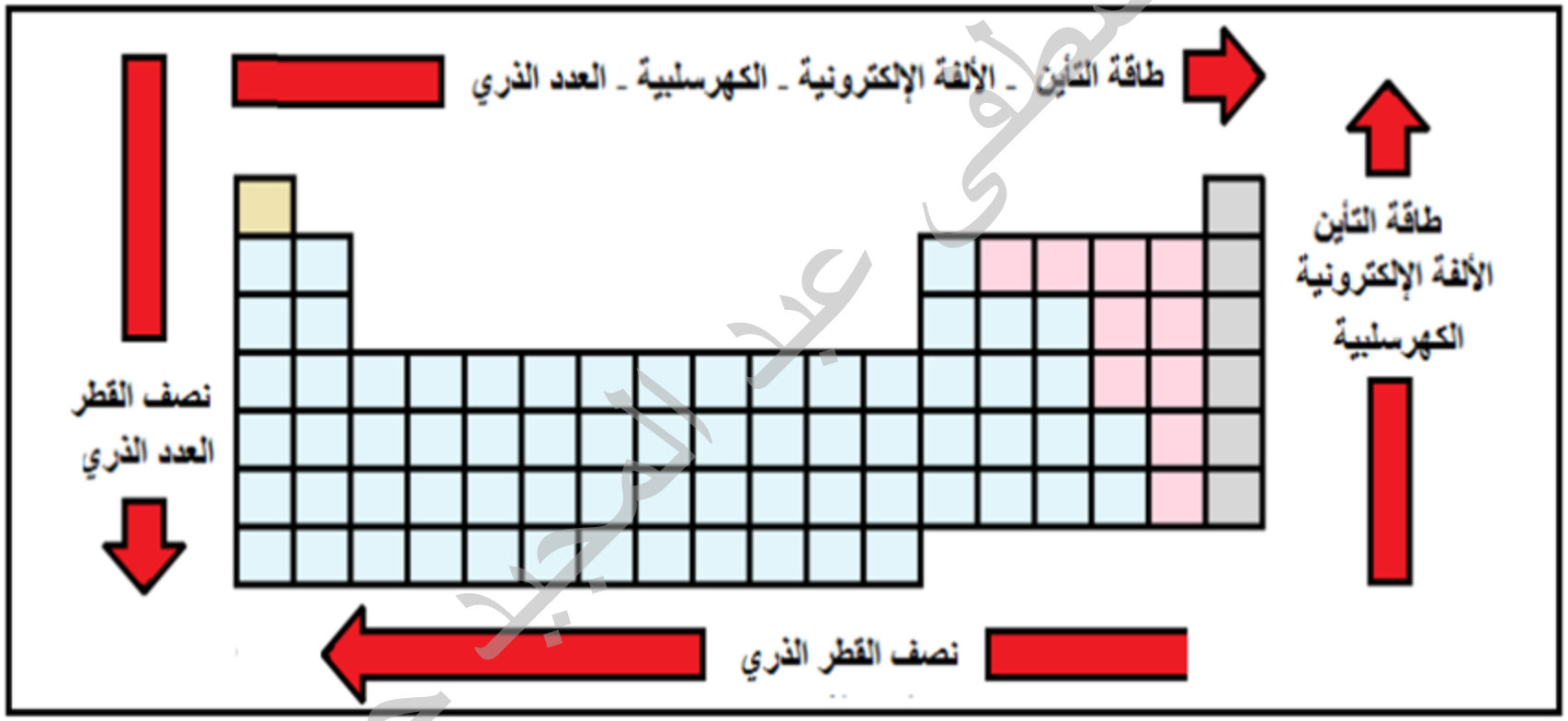
F^{-} : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

نلاحظ من التوزيع الإلكتروني للأيونات أن التركيب الإلكتروني لها متساوي، ومع ذلك فاحجامها مختلفة كما يلي : $Al^{3+} < Mg^{++} < Na^{+} < F^{-} < O^{--}$

وذلك بسبب ازدياد شحنة النواة (عدد البروتونات) ، فكلما زادت شحنة النواة يزداد قوة جذبها للإلكترونات الخارجية وبذلك يقل الحجم .

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

الخواص الدورية للعناصر



أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

طاقة التأين (جهد التأين) Ionization Energy

هي الطاقة اللازمة لإزالة الإلكترون الأكثر بعداً عن النواة في الحالة الغازية ، لإعطاء أيون في الحالة الغازية . أو هي الطاقة اللازمة لإزالة الإلكترون الأقل ارتباطاً بالنواة في الحالة الغازية لإعطاء أيون في الحالة الغازية .

$$M\,(g) + \text{طاقة} \longrightarrow M^{+}\,(g) + e^{-}$$

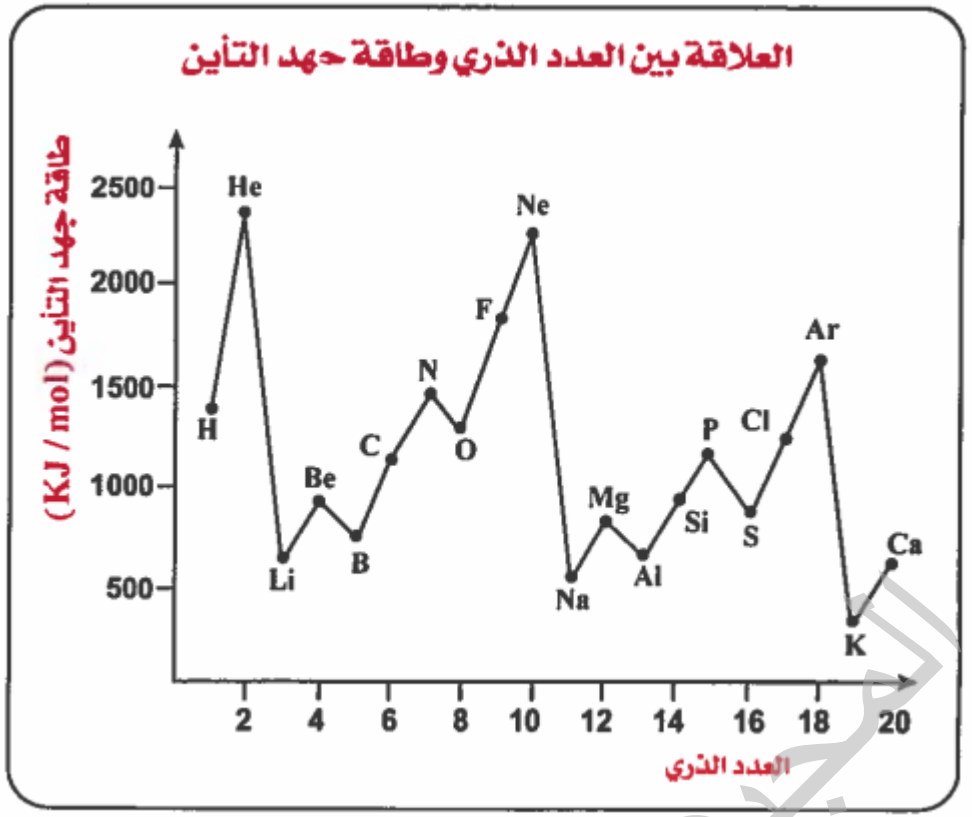
(١) دراسة العلاقة بين جهود التأين لذرات عناصر المجموعة الواحدة :

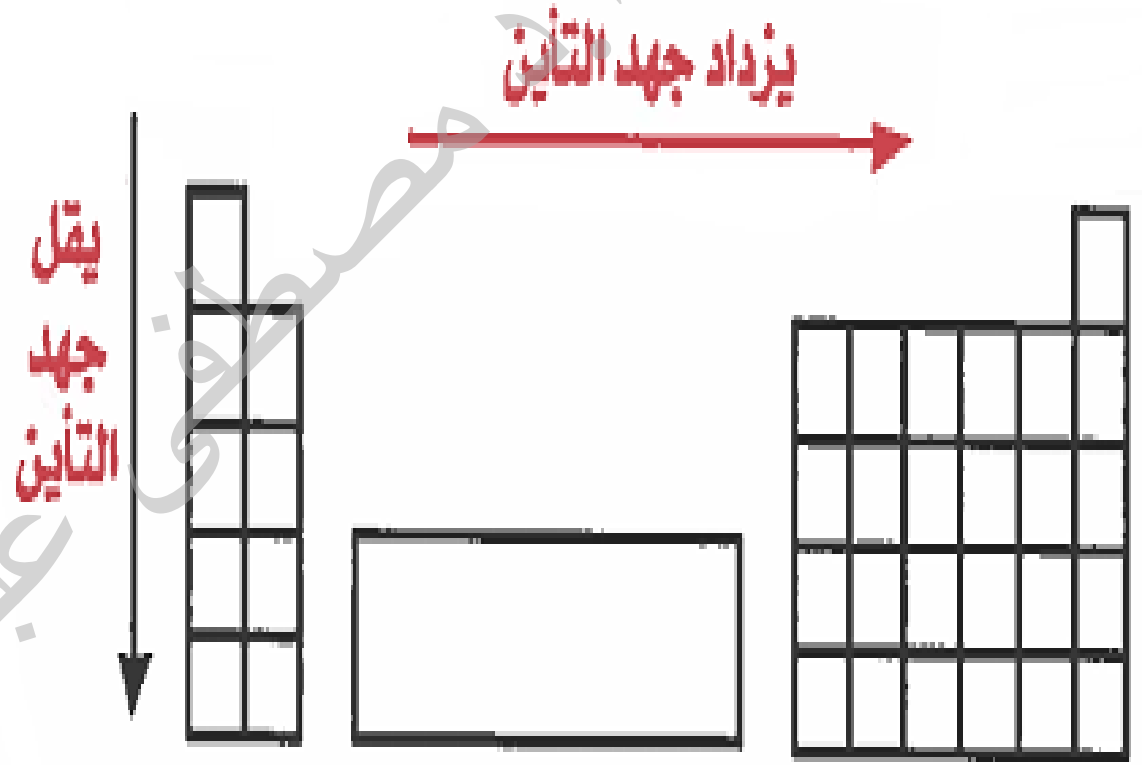
يقل جهد التأين لذرات عناصر المجموعة الواحدة بازدياد العدد الذري (بالاتجاه من الأعلى إلى الأسفل في الجدول الدوري) وذلك لازدياد عدد المستويات الرئيسية (عدد الكم الرئيسي) وبالتالي يبتعد الإلكترون عن النواة مما يقلل التجاذب بينهما وبذلك تقل طاقة التاين .

(٢) دراسة العلاقة بين جهود التأين لذرات عناصر الدورة الواحدة :

يزداد جهد التاين لذرات عناصر الدورة الواحدة بازدياد العدد الذري (بالاتجاه من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري) وذلك لازدياد عدد البروتونات (الشحنات الموجبة) داخل النواة وهذا يزيد من جذب النواة للإلكترونات في نفس الغلاف وبذلك تزداد طاقة جهد التاين .

أ. مصطفى عبد الحميد





أ. مصطفى عبد المجيد حميد

من الشكل السابق يمكن استنتاج ما يلي :

(١) العناصر الخاملة (He , Ne , Ar) لها اعلى قيمة طاقة تاين .

(٢) لاحظ من قيم طاقة التاين (He > Ne > Ar) وهذا يعني انه كلما اتجهنا من الأعلى إلى الأسفل للعناصر الخاملة تقل طاقة التاين . بالرغم من أن طاقة تاينها عالية .

(٣) لاحظ انخفاض شديد في طاقة التاين للعنصر الذي يلي الغاز الخامل مباشرة ، وسبب ذلك هو وجوده في دورة جديدة وبالتالي تزداد مستوى رئيسي مما يجعل الإلكترونات أبعد عن النواة .

(٤) لاحظ تزايد طاقة تاين عناصر الدورة الواحدة بزيادة العدد الذري .

(٥) بشكل عام جهد تاين اللافلزات أعلى من الفلزات .

أ/ مصطفى عبد المجيد حميد

مثال/ رتب العناصر التالية تصاعدياً حسب تزايد جهد التاين : [$_{4}Be$ - $_{7}N$ - $_{9}F$]

الحل : يجب تحديد موقع الذرات في الجدول الدوري (الدورة – المجموعة) وذلك من خلال الترتيب الإلكتروني كما يلي :

العنصر	العدد الذري	الترتيب الإلكتروني	الدورة	المجموعة
Be	4	$1s^2\ 2s^2$	2	2A
N	7	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	2	5A
F	9	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$	2	7A

نلاحظ من الجدول أن العناصر تقع جميعها في دورة واحدة ومجموعات مختلفة وحسب القاعدة التي تنص على أنه (بازدياد العدد الذري في الدورة الواحدة يزداد جهد التاين) .

∴ يمكن ترتيب العناصر تصاعدياً حسب الزيادة في جهد التاين كما يلي :

$$Be\ ,\ N\ ,\ F \longrightarrow$$

لزيادة جهد التاين (تصاعدياً)

أ.د مصطفى عبد الحميد حميد

طاقات التأين لبعض العناصر بوحدة kJ / mol

Li	Be
520	900

B	C	N	O	F	Ne
800	1086	1402	1314	1681	2080

حالات شاذة عن القاعدة السابقة :

■ يبدو أنك لاحظت من الجدول السابق أن جهد التأين لـ (B) اقل من (Be) ، وهذا يخالف القاعدة السابقة .

$_4Be$: $\frac{\downarrow\uparrow}{1s}$ $\frac{\downarrow\uparrow}{2s}$ $\qquad$ $_5B$: $\frac{\downarrow\uparrow}{1s}$ $\frac{\downarrow\uparrow}{2s}$ $\frac{\uparrow}{2p}$ $\frac{\ }{\ }$ $\frac{\ }{\ }$

وسبب ذلك أن نزع الإلكترون من عنصر (Be) سوف يكون من المجال (2s) الممتلىء أما نزع الإلكترون من العنصر (B) فإنه سوف يكون من المجال (2p) الأعلى طاقة والذي يحتوي على إلكترون منفرد . ولذلك فإن إزالة الإلكترون الموجود في (2p) أسهل من إزالة إلكترون من (2s) الممتلىء (الأكثر استقرار) . وبذلك فإن ما ينطبق على (Be , B) ينطبق ايضاً على العناصر في الدورات الأدنى مثل : Al 577.4 < Mg 737.6

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

طاقات التأين لبعض العناصر بوحدة kJ / mol

H 1312						He 2371
Li 520	Be 900	B 800	C 1086	N 1402	O 1314	F 1681	Ne 2080

■ يبدو أنك لاحظت من الجدول السابق أن جهد التأين لـ (O) أقل من (N) ، وهذا يخالف القاعدة السابقة .

N
1402

$_{7}N$: ↓↑ ↓↑ ↑ ↑ ↑
1s 2s 2p

O
1314

$_{8}O$: ↓↑ ↓↑ ↓↑ ↑ ↑
1s 2s 2p

يلاحظ من التوزيع الإلكتروني أن المجال (2p) في العنصر (N) نصف ممتلىء أي أن الذرة مستقرة نوعا ما ، أما العنصر (O) فيحتوي المجال (2p) على أربع إلكترونات ، والإلكترون الرابع يوجد مع إلكترون آخر في نفس المجال مما يؤدي إلى تنافر بينهما ، مما يؤدي إلى سهولة نزعه . ولذلك فإن إزالة الإلكترون من (O) أسهل من إزالة إلكترون من (N) .

أ. مصطفى عبد المجيد سعيد

ملاحظة : حيث ان كل الذرات ماعدا الهيدروجين تمتلك أكثر من إلكترون واحد فإن لكل ذرة اكثر من طاقة تاين ، كما يلي :

طاقة التاين الاولى E_1 : هي الطاقة اللازمة لنزع اول إلكترون من الذرة المتعادلة .

$$M\,(g) + E_1 \longrightarrow M^{+}\,(g) + e^{-}$$

طاقة التاين الثانية E_2 : هي الطاقة اللازمة لنزع إلكترون من الايون الذي يحمل شحنة موجبة واحدة .

$$M^{+}\,(g) + E_2 \longrightarrow M^{+2}\,(g) + e^{-}$$

طاقة التاين الثالثة E_3 : هي الطاقة اللازمة لنزع إلكترون من الايون الذي يحمل شحنتين موجبتين .

$$M^{+2}\,(g) + E_3 \longrightarrow M^{+3}\,(g) + e^{-}$$

طاقة التاين الاولى (E_1) < طاقة التاين الثانية (E_2) < طاقة التاين الثالثة (E_3)

أ. مصطفى عبد المجيد حيد

علل : طاقة جهد التاين الثاني للعنصر أعلى من طاقة جهد التاين الأول ؟

السبب : وذلك يعود للأسباب التالية :

(١) بعد نزع الإلكترون الأول يزداد التجاذب بين النواة والإلكترونات المتبقية ، بسبب زيادة شحنة النواة الموجبة في الأيون .

(٢) نزع إلكترون داخلي أقرب إلى النواة يكلف طاقة أكبر بسبب قوة التجاذب نظراً لقربه النسبي من النواة .

علل : العنصر الخامل يمتلك أعلى طاقة تاين مقارنة ببباقي عناصر الدورة الواحدة

السبب : وذلك لأنه يمتلك أعلى مقدار من الشحنة الموجبة في النواة مقارنة ببقية العناصر الأخرى في نفس الدورة ، وبالتالي التجاذب بين النواة والإلكترونات أعلى ما يمكن

أ. مصطفى عبد الحميد

علل : جهد التاين الثاني للصوديوم اكبر من جهد التاين الأول ؟

السبب : $Na : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ $Na^+ : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ $Na^{++} : 1s^2\ 2s^2\ 2p^5$

(١) نلاحظ ان نزع الإلكترون الأول من (Na) سوف يكون من الغلاف الثالث بينما نزع الإلكترون من (Na^+) يكون من الغلاف الثاني ، وبالتالي فإنّ نزع إلكترون داخلي اقرب إلى النواة يكلف طاقة اكبر ، بسبب قوة التجاذب ، نظراً لقربه النسبي من النواة .

(٢) نزع الإلكترون من ايون موجب (Na^+) يكلف طاقة اكبر وذلك بسبب ازدياد التجاذب بين النواة و الإلكترونات المتبقية .

(٣) نلاحظ انّ التركيب الإلكتروني لـ Na^+ يشبه التركيب الإلكتروني للغاز الخامل، وبالتالي فإن نزع إلكترون يتطلب كسر لمستوى رئيسي كامل وهذا يؤثر على استقرار العنصر ، ويكلف طاقة عالية .

∴ جهد التاين الثاني أعلى من جهد التاين الأول .

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

مثال / أيهما أعلى طاقة تاين مع ذكر السبب : Na^+ أو Mg^+ علماً بان : [$_{11}Na$ - $_{12}Mg$]

الحل :

$Mg^+ : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ $\qquad$ $Na^+ : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

طاقة تاين (Na^+) اعلى من (Mg^+) . والسبب ان ايون (Na^+) وصل إلى التركيب المستقر المشابه لتركيب الغاز الخامل ، وبذلك فإن نزع إلكترون من أيون مستقر أي من غلاف داخلي يحتاج إلى طاقة عالية . وكذلك يمكن القول انّ الإلكترون الاخير لـ (Mg^+) في الغلاف الثالث بينما الإلكترون الاخير لـ (Na^+) في الغلاف الثاني اقرب للنواة وينجذب اكثر للنواة من إلكترون (Mg^+)

أ.د مصطفى عبد الحميد حميد

الألفة الإلكترونية Electrun Affinity

الألفة الإلكترونية : هي الطاقة التي يتم إطلاقها او امتصاصها نتيجة إضافة إلكترون إلى المجال الخارجي في الذرة المتعادلة في الحالة الغازية ، لإعطاء أيون سالب في الحالة الغازية .

ملاحظة : في الغالب يتم طرد حرارة عند استضافة إلكترون خاصة إضافة الإلكترون الاول .

$$M\,(g) + e^- \longrightarrow M^-\,(g) + \text{طاقة}$$

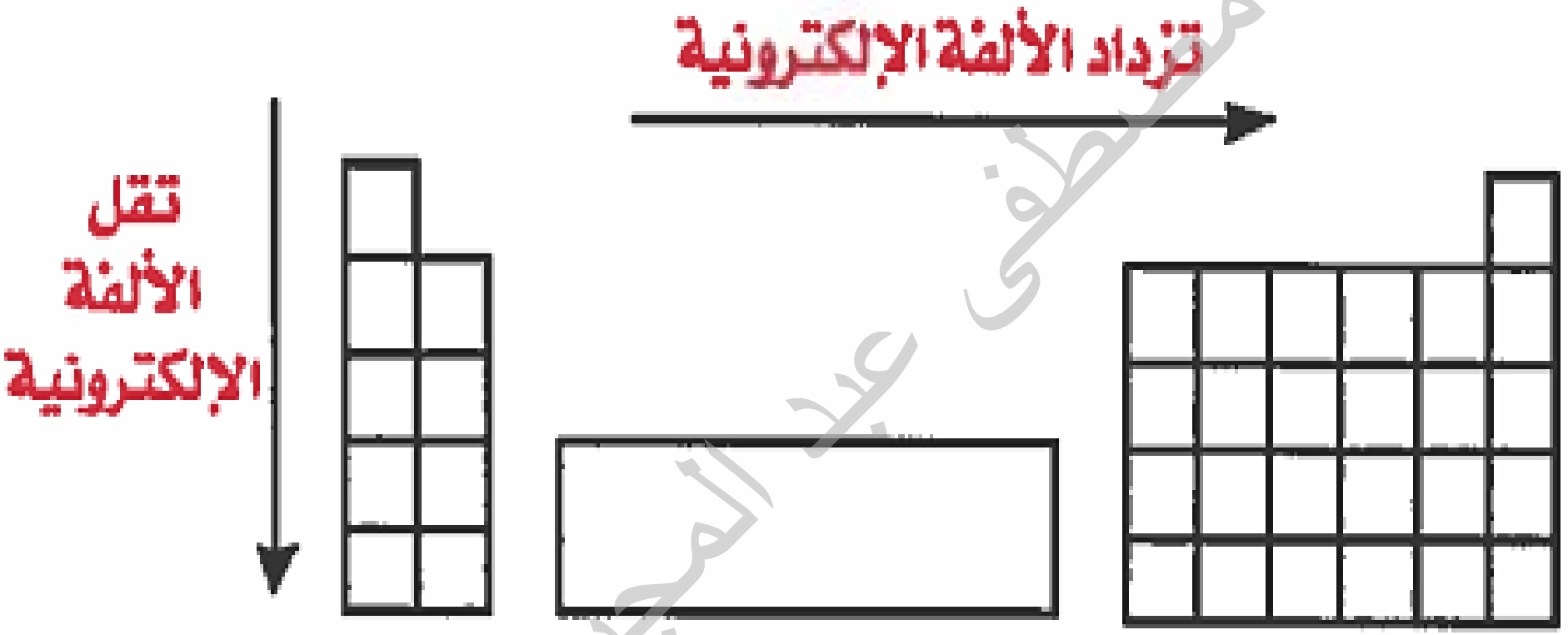
(١) دراسة العلاقة بين الألفة الإلكترونية لذرات عناصر المجموعة الواحدة

تقل الالفة الإلكترونية لعناصر المجموعة الواحدة بازدياد العدد الذري (بالاتجاه من الأعلى إلى الاسفل في الجدول الدوري) وذلك لازدياد عدد المستويات الرئيسية (عدد الكم الرئيسي) وبالتالي تقل قوة جذب النواة للإلكترونات .

(٢) دراسة العلاقة بين الألفة الإلكترونية لذرات عناصر الدورة الواحدة :

تزداد الالفة الإلكترونية لعناصر الدورة الواحدة بازدياد العدد الذري (بالاتجاه من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري) وذلك لازدياد عدد البروتونات (الشحنات الموجبة) وهذا يزيد من جذب النواة للإلكترونات .

أ. مصطفى عبد المجيد حميد



أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

تزداد الألفة الإلكترونية إذا كان الإلكترون المضاف يعمل على استقرار الذرة

الألفة الإلكترونية لبعض العناصر بوحدة kJ / mol

H -73				
Li -60	Be +100			
Na -53	Mg +30			
K -48	Ca +154			
Rb -47	Sr +120			

B -27	C -122	N +9	O -141	F -328
Al -44	Si -134	P -72	S -200	Cl -348
Ga -30	Ge -120	As -77	Se -195	Br -325
In -30	Sn -121	Sb -101	Te -190	I -270

ملاحظة : القيمة السالبة تدل على فقد الطاقة والقيم الموجبة تدل على اكتساب طاقة

أ/ مصطفى عبد المجيد حميد

مثال / رتب العناصر تصاعدياً حسب زيادة الألفة الإلكترونية : $_{19}K$ - $_{32}Ge$ - $_{35}Br$

الحل : لحل هذا المثال نحدد أولاً موقع الذرات في الجدول الدوري كما يلي :

العنصر	العدد الذري	الترتيب الإلكتروني	الدورة	المجموعة
K	19	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$	4	1A
Ge	32	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^2$	4	4A
Br	35	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$	4	7A

نلاحظ من الجدول أن جميع العناصر تقع في دورة واحدة وحسب القاعدة التي تنص على أنه (بازدياد العدد الذري في الدورة الواحدة تزداد الألفة الإلكترونية) .

∴ يمكن ترتيب العناصر تصاعدياً حسب زيادة الألفة الإلكترونية كما يلي :

K , Ge , Br ⟶

(لزيادة الألفة الإلكترونية تصاعدياً)

أ. مصطفى عبد الحميد حميد

علل : جهود التاين للغازات الخاملة مرتفعة والفتها الالكترونية منخفضة ؟

علل : الغازات الخاملة ليست لديها القابلية للدخول في التفاعلات الكيميائية ؟

الجواب :-

يمكن الإجابة عن هذه الأسئلة جميعا كما يلي : الغازات الخاملة ليست لديها القابلية لفقد إلكترون او اكثر ولهذا جهد تاينها عالي ، وايضاً الغازات الخاملة ليست لديها القابلية لان تستضيف إلكتروناً او اكثر لانها ستذهب إلى مستويات جديدة بعيدة عن النواة ، وهذا يتطلب طاقة بدلاً من إطلاق طاقة ، ولهذا الالفة الإلكترونية لها منخفضة .

أ/ مصطفى عبد الحميد حميد

مقارنة بين طاقة التأين والألفة الإلكترونية

جهد التأين	الألفة الإلكترونية
■ هي مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أقل الإلكترونات ارتباطاً بالذرة في الحالة الغازية. $M \longrightarrow M^+ + 1e^-$	■ هي مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة الغازية إلكتروناً. $X + 1e^- \longrightarrow X^-$
■ يحدث بها فقد إلكترونات	■ يحدث بها اكتساب إلكترونات
■ قيمتها موجبة أي ماص للحرارة	■ قيمتها سالبة أي طاردة للحرارة ولكن ليس دائماً.

أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

السالبية الكهربية Electronegativity

السالبية الكهربية : هي قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية في المركب .

أو هي قابلية الذرة للإستئثار بالقسط الأكبر من الزوج الإلكتروني الرابط في الرابطة التساهمية التي تربطها مع ذرة عنصر آخر . وعددياً السالبية الكهربية يمكن إيجادها من جهد التاين و الألفة الإلكترونية

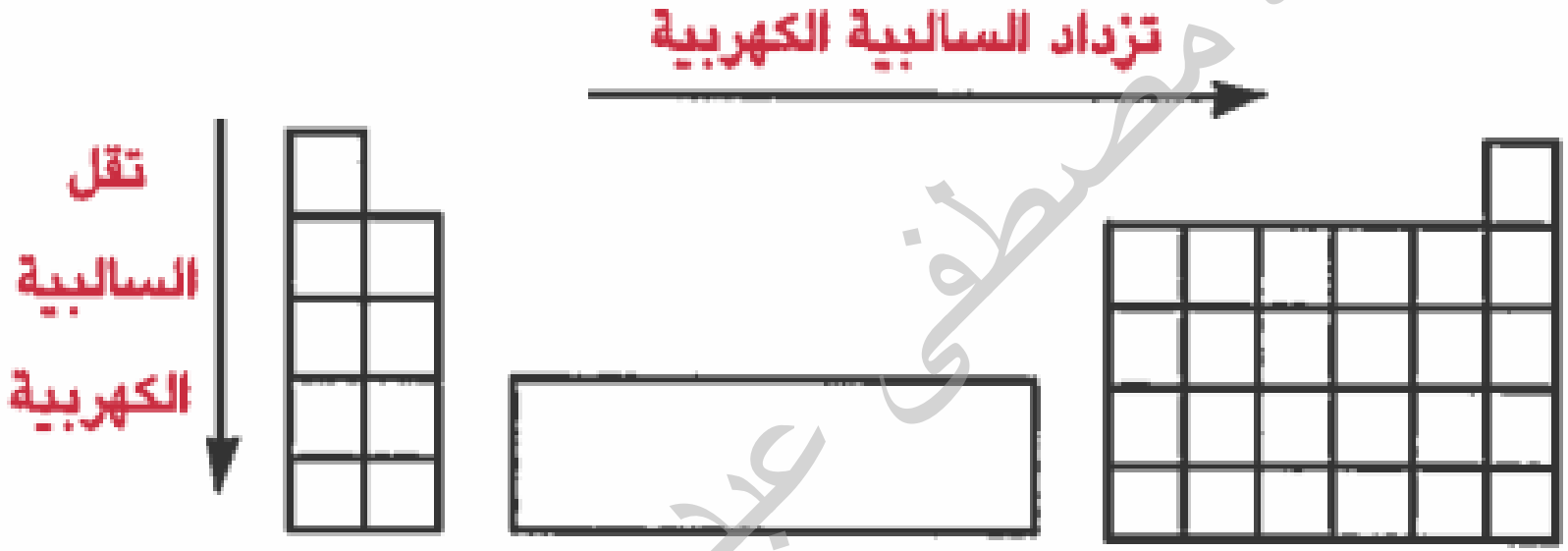
(١) دراسة العلاقة بين السالبية الكهربية لعناصر المجموعة الواحدة :

تقل السالبية الكهربية لعناصر المجموعة الواحدة بازدياد العدد الذري (بالاتجاه من الأعلى إلى الأسفل في الجدول الدوري) وذلك لازدياد عدد المستويات الرئيسية (عدد الكم الرئيسي) وبالتالي تقل قوة جذب النواة للإلكترونات وذلك لابتعاد الإلكترونات عنها .

(٢) دراسة العلاقة بين السالبية الكهربية لعناصر الدورة الواحدة :

تزداد السالبية الكهربية لعناصر الدورة الواحدة بازدياد العدد الذري (بالاتجاه من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري) وذلك لازدياد عدد البروتونات (الشحنة الموجبة) وهذا يزيد من جذب النواة للإلكترونات وبالتالي تزداد السالبية الكهربية

أ/ مصطفى عبد المجيد حميد



الزوج الإلكتروني الرابط

H : Cl

لاحظ ان ذرة الكلور تجذب الزوج الإلكتروني بشكل اكبر من الهيدروجين وذلك لأن السالبية الكهربية للكلور (٣) اكبر من السالبية الكهربية للهيدروجين (٢,٢)

أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

مثال/ قارن بين السالبية الكهربية لذرات العناصر التالية : $_{15}P$ - $_{16}S$ - $_{17}Cl$

الحل : نحدد موقع الذرات في الجدول الدوري كما يلي :

العنصر	العدد الذري	الترتيب الإلكتروني	الدورة	المجموعة
P	15	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$	3	5A
S	16	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$	3	6A
Cl	17	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$	3	7A

نلاحظ من الجدول أن جميع العناصر تقع في دورة واحدة وحسب القاعدة التي تنص على انه

(بازدياد العدد الذري في الدورة الواحدة تزداد السالبية الكهربية)

∴ يمكن ترتيب العناصر تصاعديا حسب زيادة السالبية الكهربية كما يلي :

$$P - S - Cl \longrightarrow$$

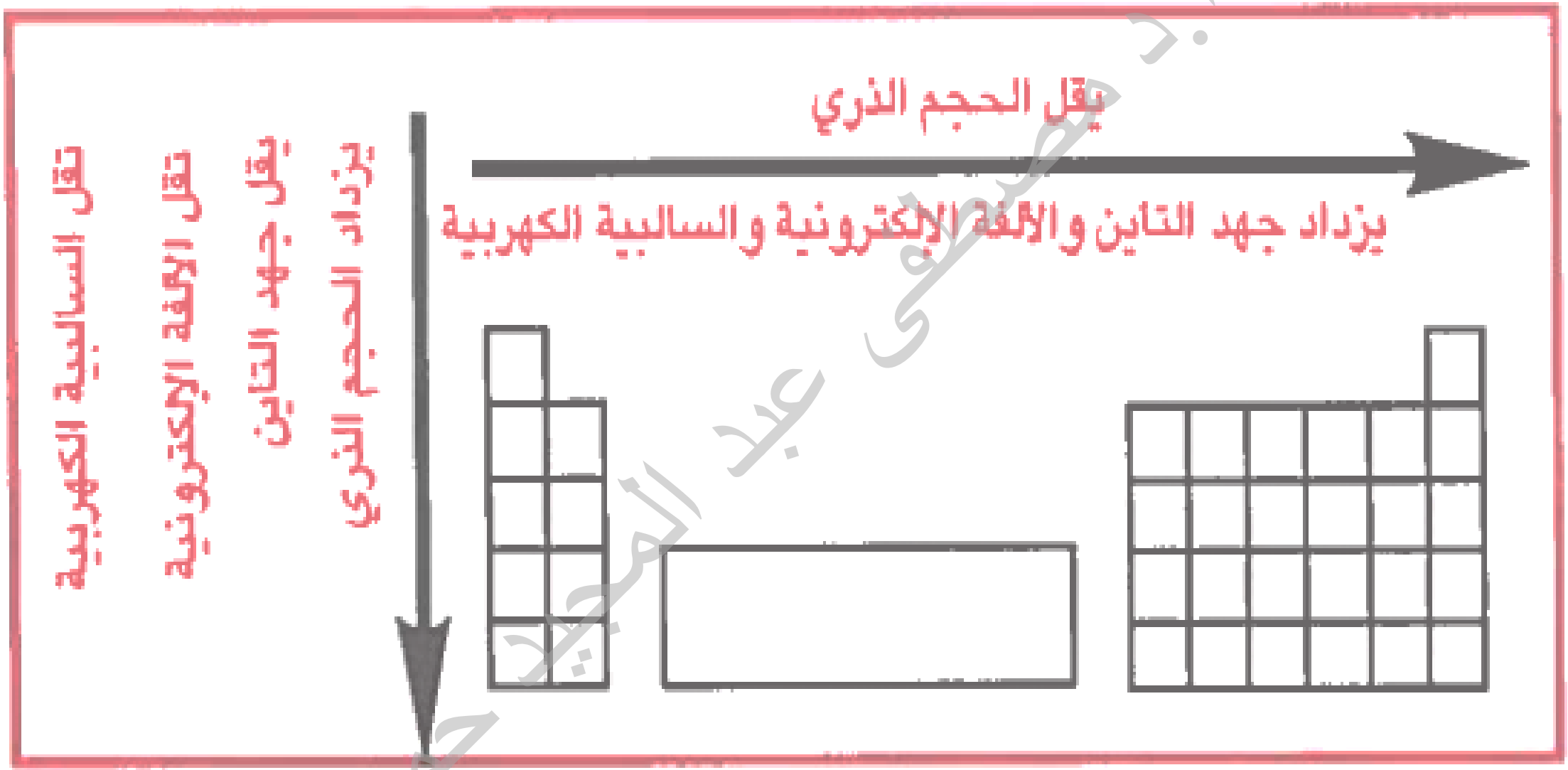
ازدياد السالبية الكهربية

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

مقارنة بين الألفة الإلكترونية والسالبية الكهربية

الألفة الإلكترونية	السالبية الكهربية
■ هي مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة الغازية إلكتروناً .	■ هي قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية.
■ خاصية تميز العنصر في حالته الذرية .	■ خاصية تميز العنصر في حالته المرتبطة.
■ يتم تمثيلها بقيم طاقة (KJ / mol)	■ يتم تمثيلها بقيم نسبية .

أ.د مصطفى عبد المجيد حميد



أ.د مصطفى عبد المجيد حيد

Oxidation State number عدد الأكسدة

تعريف عدد الأكسدة : هو عدد يمثل الشحنة الكهربية (الموجبة او السالبة) التي تبدو على الأيون أو الذرة في المركب سواء كان المركب ايونياً او تساهمياً .

كيفية إيجاد أعداد الأكسدة للعناصر: من خصائص الجدول الدوري ان عناصر المجموعة الواحدة تمتاز بعدد اكسدة متشابه تقريباً. ولذلك فيمكن من خلال معرفة رقم المجموعة التعرف على عدد الأكسدة للعنصر فمثلاً عناصر المجموعة (1A) تحمل عدد الأكسدة (+1) وهكذا كما في الجدول التالي :

رقم المجموعة	عدد الأكسدة	ماذا نعني بعدد الأكسدة
1A	+1	اي يميل إلى فقد 1 إلكترون عند الدخول في التفاعل الكيميائي
2A	+2	اي يميل إلى فقد 2 إلكترون عند الدخول في التفاعل الكيميائي
3A	+3	اي يميل إلى فقد 3 إلكترون عند الدخول في التفاعل الكيميائي
4A	± 4	تتراوح اعداد الاكسدة من (4-) إلى (4+) عند الدخول في التفاعل
5A	+5 , -3	تتراوح اعداد الاكسدة من (3-) إلى (5+) عند الدخول في التفاعل
6A	-2	اي يميل إلى اكتساب (2) إلكترون عند الدخول في التفاعل الكيميائي
7A	-1	اي يميل إلى اكتساب (1) إلكترون عند الدخول في التفاعل الكيميائي
8A	Zero	اي لا يميل إلى فقدان او اكتساب الإلكترونات عند الدخول في التفاعل

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

مثال/ اي العناصر يميل إلى فقد إلكترونين عند الدخول في التفاعل الكيميائي : $_{16}Y$ ، $_{38}X$

الحل :

العنصر	التوزيع الإلكتروني	المجموعة	عدد الأكسدة
$_{38}X$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2$	2A	+2
$_{16}Y$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$	6A	-2

∴ العنصر الذي يميل إلى فقد إلكترونين عند الدخول في التفاعل الكيميائي هو X

أ.د مصطفى عبد الحميد حميد

مثال / جد عدد الاكسدة للعناصر التالية : $_{18}Ar$ ، $_{13}Al$ ، $_{11}Na$ ، $_{9}F$ ، $_{20}Ca$

الحل :

العنصر	التوزيع الإلكتروني	المجموعة	عدد الاكسدة
$_{20}Ca$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$	2A	+2
$_{9}F$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$	7A	-1
$_{11}Na$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$	1A	+1
$_{13}Al$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$	3A	+3
$_{18}Ar$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$	8A	Zero

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

الفلزات واللافلزات (المعادن واللامعادن) Metals and Nonmetals

تعريف الفلزات : هي العناصر الذي تميل إلى فقد إلكترون او اكثر عند الدخول في التفاعل الكيميائي

تعريف اللافلزات : هي العناصر الذي تميل إلى اكتساب إلكترون او اكثر عند الدخول في التفاعل الكيميائي.

- العناصر المظللة بالاحمر تعتبر أشباه فلزات
- العناصر التي على يمين العناصر المظللة بالاحمر تعتبر لافلزات
- العناصر التي على يسار العناصر المظللة بالأحمر تعتبر فلزات فيما عدا الهيدروجين (لافلز) ولتحديد نوعية العنصر فإنه يصعب حفظ الجدول السابق ولذلك يمكن الاستفادة من القاعدة التالية لأنها تحتوي على نسبة كبيرة من الصحة :

جدول دوري يبين الفلزات واللافزات وأشباه الفزات

H						He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

خواص الفلزات :

(١) لها بريق ولمعان .

(٢) درجة انصهارها و غليانها مرتفعة غالبا ، بسبب زيادة قوة الرابطة الفلزية . ولذلك تكون في الغالب صلبة عند درجة الحرارة العادية (25 °C) .

(٣) كثافتها عالية غالبا .

(٤) موصلة جيدة للحرارة والكهرباء غالبا ، وسبب ذلك سهولة حركة إلكتروناتها الموجودة في المجال الأخير (مجال التكافؤ) .

(٥) يمكن طرقها على شكل ألواح وسحبها على شكل أسلاك غالبا .

(٦) أعداد أكسدتها موجبة .

(٧) السالبية الكهربية لها منخفضة .

أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

ملاحظات :

- بالنسبة للعناصر اللافلزية فخواصها عكس خواص الفلزات .
- بالنسبة لأشباه الفلزات فخواصها بين خواص الفلزات واللافلزات .

مثال / صنف العناصر التالية إلى فلزات ، لافلزات ، أشباه الفلزات : $_{12}Mg$ ، $_{14}Si$ ، $_{16}S$

$_{19}K$ ، $_{7}N$

الحل :

العنصر	التوزيع الإلكتروني	المجموعة	نوع العنصر
$_{19}K$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$	1A	فلز
$_{7}N$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	5A	لا فلز
$_{16}S$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$	6A	لا فلز
$_{14}Si$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$	4A	شبه فلز
$_{12}Mg$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$	2A	فلز

أ.د مصطفى عبد المجيد كمير

مثال / اي العناصر التالية يوصل التيار الكهربي : $_{9}Z$ ، $_{15}Y$ ، $_{3}X$

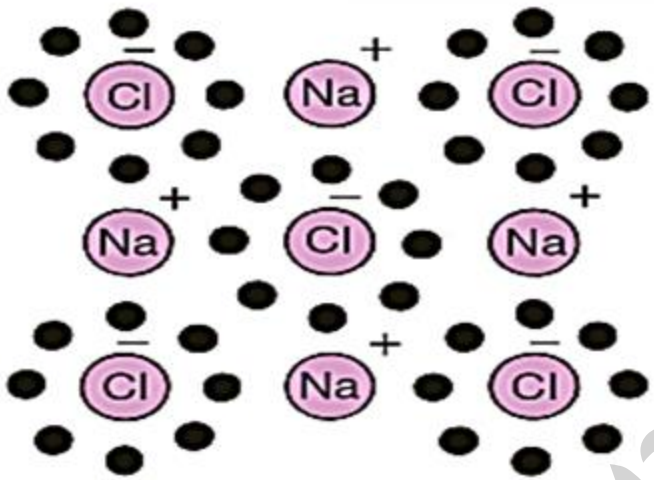
الحل :

العنصر	التوزيع الإلكتروني	المجموعة	نوع العنصر
$_{3}X$	$1s^2\ 2s^1$	1A	فلز
$_{15}Y$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$	5A	لا فلز
$_{9}Z$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$	7A	لا فلز

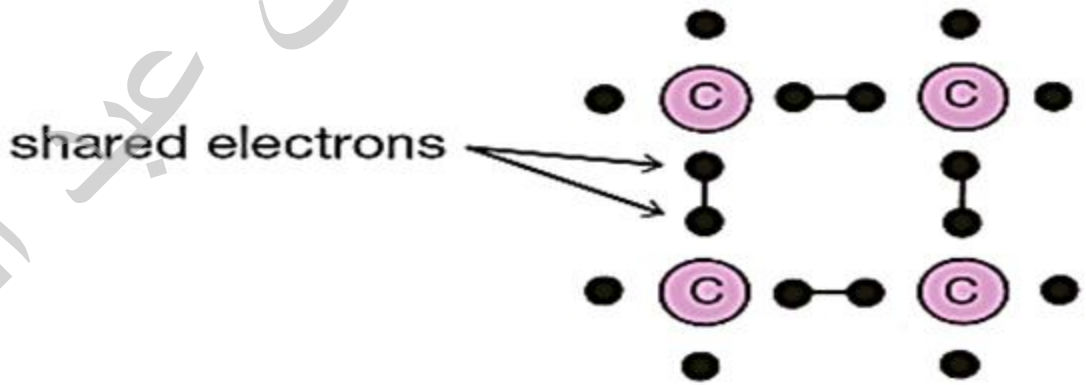
∴ العنصر الذي يوصل التيار الكهربي هو (X) لانه يحمل صفات فلزية .

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

الروابط الكيميائية
Chemical Bonds



ionic bonding
electron transferred from Na to Cl



covalent bonding
atoms share electrons

أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

الفلزات واللافلزات (المعادن واللامعادن) Metals and Nonmetals

تعريف الفلزات : هي العناصر الذي تميل إلى فقد إلكترون أو أكثر عند الدخول في التفاعل الكيميائي

تعريف اللافلزات : هي العناصر الذي تميل إلى اكتساب إلكترون أو أكثر عند الدخول في التفاعل الكيميائي.

- العناصر المظللة بالأحمر تعتبر أشباه فلزات
- العناصر التي على يمين العناصر المظللة بالأحمر تعتبر لافلزات
- العناصر التي على يسار العناصر المظللة بالأحمر تعتبر فلزات فيما عدا الهيدروجين (لافلز) ولتحديد نوعية العنصر فإنه يصعب حفظ الجدول السابق ولذلك يمكن الاستفادة من القاعدة التالية لأنها تحتوي على نسبة كبيرة من الصحة :

جدول دوري بين الفلزات واللافلزات وأشباه الفلزات

H					
Li	Be				
Na	Mg				
K	Ca				
Rb	Sr				
Cs	Ba				

					He
B	C	N	O	F	Ne
Al	Si	P	S	Cl	Ar
Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

أ/ مصطفى عبد الحميد سعيد

خواص الفلزات :

(١) لها بريق ولمعان .

(٢) درجة انصهارها و غليانها مرتفعة غالبا ، بسبب زيادة قوة الرابطة الفلزية . ولذلك تكون في الغالب صلبة عند درجة الحرارة العادية (25 °C) .

(٣) كثافتها عالية غالبا .

(٤) موصلة جيدة للحرارة والكهرباء غالبا ، وسبب ذلك سهولة حركة إلكتروناتها الموجودة في المجال الأخير (مجال التكافؤ) .

(٥) يمكن طرقها على شكل ألواح وسحبها على شكل أسلاك غالبا .

(٦) أعداد أكسدتها موجبة .

(٧) السالبية الكهربية لها منخفضة .

أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

ملاحظات :

- بالنسبة للعناصر اللافلزية فخواصها عكس خواص الفلزات .
- بالنسبة لأشباه الفلزات فخواصها بين خواص الفلزات واللافلزات .

مثال / صنف العناصر التالية إلى فلزات ، لافلزات ، أشباه الفلزات : $_{12}Mg$ ، $_{14}Si$ ، $_{16}S$

$_{19}K$ ، $_{7}N$

الحل :

العنصر	التوزيع الإلكتروني	المجموعة	نوع العنصر
$_{19}K$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$	1A	فلز
$_{7}N$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	5A	لا فلز
$_{16}S$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$	6A	لا فلز
$_{14}Si$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$	4A	شبه فلز
$_{12}Mg$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$	2A	فلز

أ.د مصطفى عبد المجيد كمير

مثال / اي العناصر التالية يوصل التيار الكهربي : $_{9}Z$ ، $_{15}Y$ ، $_{3}X$

الحل :

العنصر	التوزيع الإلكتروني	المجموعة	نوع العنصر
$_{3}X$	$1s^2\ 2s^1$	1A	فلز
$_{15}Y$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$	5A	لا فلز
$_{9}Z$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$	7A	لا فلز

∴ العنصر الذي يوصل التيار الكهربي هو (X) لانه يحمل صفات فلزية .

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

رموز لويس Lewis Symbols

قام العالم لويس بوضع صيغة مبسطة للتعبير عن التركيب الإلكتروني لغلاف التكافؤ في الذرات أو الأيونات وحيدة الذرة ، أي توضيح عدد الإلكترونات الموجودة في الغلاف الخارجي . وذلك كما يلي :

كيفية كتابة رمز لويس للعنصر :

- يكتب رمز العنصر ، ثم يحدد رقم المجموعة ، ومن ثم يحدد عدد الإلكترونات في المجال الخارجي (مجال التكافؤ)

عدد إلكترونات التكافؤ = رقم المجموعة

رقم المجموعة	عدد إلكترونات التكافؤ
1A	1
2A	2
3A	3
4A	4
5A	5
6A	6
7A	7
8A	8

- توضع الإلكترونات الخارجية حول رمز العنصر كما يلي :

(١) يرمز للإلكترون بنقطة (dot) .

عدد النقاط = عدد إلكترونات التكافؤ = رقم المجموعة

(٢) توزع الإلكترونات حول ذرة العنصر في الجوانب الأربعة

(٣) إذا كان عدد الإلكترونات الخارجية أكثر من أربعة فإننا نلجأ لعملية تزاوج الإلكترونات حتى نصل إلى التركيب الثماني .

سؤال : ما الغرض من كتابة رموز لويس ؟

جواب : (١) تفيد في التعرف على عدد الإلكترونات في الغلاف الأخير .

(٢) تفيد في التعرف على طبيعة وعدد الروابط بين الذرات .

أ. مصطفى عبد الحميد

رموز لويس لعناصر الدورة الثانية :

رمز العنصر	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
رقم المجموعة	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
عدد إلكترونات التكافؤ	1	2	3	4	5	6	7	8
رمز لويس	Li·	Be·	·B·	·C·	·N·	·O·	:F·	:Ne:

رموز لويس لعناصر الدورة الثالثة :

رمز العنصر	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
رقم المجموعة	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
عدد إلكترونات التكافؤ	1	2	3	4	5	6	7	8
رمز لويس	Na·	Mg·	·Al·	·Si·	·P·	·S·	:Cl·	:Ar:

أ. مصطفى عبد المجيد كحيل

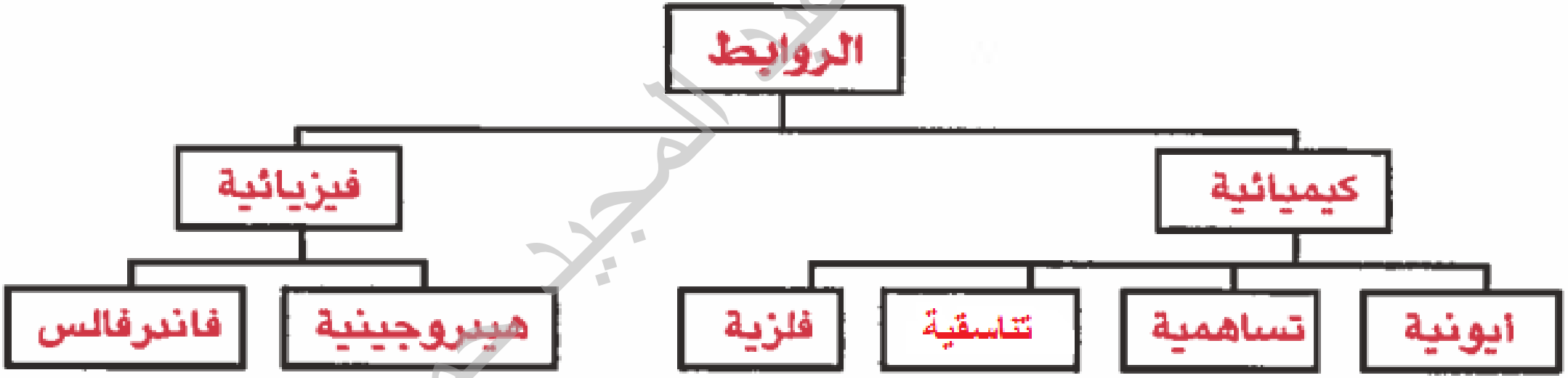
مثال / ارسم رموز لويس للذرات التالية : $Se = 34$, $Br = 35$, $Ge = 32$, $K = 19$

الحل :

العنصر	التوزيع الإلكتروني	رقم المجموعة	إلكترونات التكافؤ	رمز لويس
$_{34}Se$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^4$	6A	6	$\cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Se}}\cdot$
$_{35}Br$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$	7A	7	$:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Br}}\cdot$
$_{32}Ge$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^2$	4A	4	$\cdot\dot{\underset{\cdot}{Ge}}\cdot$
$_{19}K$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$	1A	1	$K\cdot$

الروابط Bonds

تعـريف الرابطة : هي القـوة التي تؤدي إلى تماسك الذرات أو مـجـمـوعـة من الذرات مع بعضها البعض بحيث تظهر تلك المجموعة في وحدة مستقلة .



أ.د مصطفى عبد المجيد سيد

سؤال : لماذا تتكوّن الروابط الكيميائية .

جواب : من المعلوم أنّ تكوين الروابط يكون مصحوباً بانخفاض في الطاقة وبالتالي الوصول لحالة الاستقرار ،لهذا تسعى الذرات للارتباط مع بعضها البعض لتكوين الجزيئات أو المركبات ، ومن ثمّ الوصول إلى وضع أكثر استقراراً (أكثر ثباتاً) (أقل طاقة)

كيفية التعرف على نوع الرابطة (أيونية أو تساهمية) في مركب :

الطريقة الأولى : يمكن التعرف على نوع الرابطة في مركب مكوّن من عناصر رئيسية (تمثيلية) فقط كما يلي :

(١) المركب الأيوني ناتج عن وجود رابطة ايونية بين عنصر فلزي وعنصر آخر لافلزي

(٢) المركب التساهمي ناتج عن وجود رابطة تساهمية بين عنصر لافلزي وعنصر آخر لافلزي ، أو بين عنصر لافلزي وعنصر آخر شبه فلزي

أ/ مصطفى عبد المجيد حميد

مثال / ما نوع الروابط بين العناصر في الأقواس التالية (F - F) (H - S) (Mg - N) (Si - O)

الأعداد الذرية : (H =1 , N = 7 , F = 9 , Mg = 12 , Si = 14 , S =16)

الحل :

نوع العنصر	المجموعة	التوزيع الإلكتروني	العنصر
لافلز	7A	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$	$_9F$
لافلز	1A	$1s^1$ (شاذ عن القاعدة)	$_1H$
لافلز	6A	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$	$_{16}S$
لافلز	5A	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	$_7N$
شبه فلز	4A	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$	$_{14}Si$
فلز	2A	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$	$_{12}Mg$
لافلز	6A	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$	$_8O$

١- بالنسبة للرابطة التي بين (F - F)

(F) لافلز و (F) لافلز ∴ الرابطة تساهمية

٢- بالنسبة للرابطة التي بين (H - S)

(H) لافلز و (S) لافلز ∴ الرابطة تساهمية

٣- بالنسبة للرابطة التي بين (Mg - N)

(Mg) فلز و (N) لافلز ∴ الرابطة ايونية .

٤- بالنسبة للرابطة التي بين (Si - O)

(Si) شبه فلز و (O) لافلز ∴ الرابطة تساهمية .

أ.د مصطفى عبد الحميد

مثال / ما نوع الروابط في المركبات التالية : HCl . NH_3 . NaF . NO_2

الأعداد الذرية : $H = 1$, $N = 7$, $O = 8$, $F = 9$, $Na = 11$, $Cl = 17$

الحل :

نوع العنصر	الدورة	التوزيع الإلكتروني	العنصر
لافلز	7A	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$	$_9F$
لافلز	1A	$1s^1$	$_1H$
لافلز	5A	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	$_7N$
فلز	1A	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$	$_{11}Na$
لافلز	7A	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 2p^5$	$_{17}Cl$
لافلز	6A	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$	$_8O$

(١) بالنسبة لـ HCl :

(H) لافلز و (Cl) لافلز

∴ المركب تساهمي .

(٢) بالنسبة لـ NH_3 :

(H) لافلز و (N) لافلز

∴ المركب تساهمي .

(٣) بالنسبة لـ NaF :

(Na) فلز و (F) لافلز

∴ المركب أيوني .

(٤) بالنسبة لـ NO_2 :

(N) لافلز و (O) لافلز

∴ المركب تساهمي .

أ/ مصطفى عبد المجيد حمد

الطريقة الثانية : يمكن معرفة نوعية الرابطة (ايونية ، تساهمية ، تساهمية قطبية) من خلال معرفة الفرق في السالبية الكهربية كما يلي :

- إذا كانت الرابطة بين ذرتين متشابهتين ، او إذا كان الفرق في السالبية الكهربية بين الذرتين المرتبطتين صغيراً اي اقل من (0.3) فإن الرابطة تساهمية (غير قطبية)

مثال : $H-H$ & $I-I$ & $O=O$ & $C-H$

- إذا كان الفرق في السالبية الكهربية بين الذرتين المرتبطتين كبيراً ولكن اقل من (1.7) فإن الرابطة تساهمية قطبية .

مثال : $O-H$ & $N-H$ & $H=Cl$ & $C-O$

- إذا كان الفرق في السالبية الكهربية بين الذرتين المرتبطتين كبيراً جداً اي اكبر من (1.7) فإن الرابطة ايونية .

مثال : $Na-Cl$ & $Mg-F$ & $Ca=O$ & $K-Br$

- كلما زاد الفرق في السالبية الكهربية بين الذرتين المرتبطتين تزداد الصفة الايونية .
- كلما قل الفرق في السالبية الكهربية بين الذرتين المرتبطتين تزداد الصفة التساهمية .

أ. مصطفى عبد الحميد حمد

مثال/ اي المركبات يغلب على روابطها الصفة الايونية :

$FeCl_2$ & MgO & SO_2 & MnF_2 & BeI_2 & NH_3 علماً بان السالبية الكهربية :

S = 2.5 & Mn = 1.5 & Fe = 1.8 & Cl = 3 & Mg = 1.2 & O = 3.5

F = 4 & Be = 1.5 & I = 2.5 & N = 3 & H = 2.1

الحل :

إذا كان الفرق في السالبية الكهربية أكبر من (1.7) فإن الرابطة ايونية .

∴ المركبات التي تحمل صفة ايونية هي : MgO & MnF_2 &

MgO=O-Mg

MgO=3.5 - 1.2

MgO= 2.3

ملاحظة : باقي المركبات واجب

أ. مصطفى عبد الحميد

مثال / اي المركبات يغلب على روابطها الصفة التساهمية :

$AlCl_3$ & BCl_3 & SO_2 & Mg_2Si & $MgCl_2$ & CsF & NaH & Ca_3P_2

علماً بان السالبية الكهربية :

Al = 1.5 & Cl = 3 & B = 2 & S = 2.5 & O = 3.5 & Mg = 1.2 & Si = 1.8

Cs = 0.7 & F = 4 & Na = 0.9 & H = 2.1 & Ca = 1 & P = 2.1

الحل :

إذا كان الفرق في السالبية الكهربية اقل من (1.7) فإن الرابطة تساهمية .

∴ المركبات التي تحمل صفة تساهمية هي :

$AlCl_3$ & BCl_3 & SO_2 & Mg_2Si & Ca_3P_2

ملاحظة : باقي المركبات واحب

AlCl3= Cl-Al

AlCl= 3 - 1.5

AlCl= 1.5

أ. مصطفى عبد المجيد محمد

مثال / رتب المركبات التالية حسب تزايد الصفة الايونية في روابطها :

F_2 & H_2S & H_2Se & OF_2 & SF_6 & SO_2

علماً بان السالبية الكهربية :

Al = 1.5 & B = 2 & S = 2.5 & O = 3.5 & Mg = 1.2 & Si = 1.8 & Cs = 0.7

F = 4 & Na = 0.9 & H = 2.1 & Se = 2.4 & Ca = 1 & P = 2.1

الحل :

كلما زاد الفرق في السالبية الكهربية تزداد الصفة الأيونية .

نوجد اولاً الفرق في السالبية الكهربية بين كل ذرتين في الجزيء :

F_2 (zero) & H_2S (1.3) & H_2Se (1.2) & OF_2 (0.5) & SF_6 (1.5) & SO_2 (1)

∴ ترتب المركبات حسب تزايد الصفة الايونية كما يلي :

$$SF_6 > H_2S > H_2Se > SO_2 > OF_2 > F_2$$

أ.مصطفى عبد المجيد حميد

الرابطة الأيونية The Ionic Bond

تعريف الرابطة الأيونية : هي رابطة ناتجة عن انتقال الإلكترونات كلياً من ذرة إلى اخرى في المركبات الكيميائية .

او هي رابطة ناتجة عن تجاذب بين ايون موجب (ذرة تفقد إلكترون او اكثر) وايون سالب (ذرة تكتسب إلكترون او اكثر) .

شروط (العوامل التي تؤدي إلى) تكوّن الرابطة الأيونية :

تتكون الرابطة الايونية بين عنصرين :

(١) عنصر فلزي والذي جهد تاينه منخفض (سالبيته الكهربية منخفضة) ويمثلة معادن المجموعة 1A و 2A .

(٢) عنصر لافلزي وتكون الألفة الإلكترونية له مرتفعة (سالبيته الكهربية مرتفعة) ويمثله عناصر المجموعة (6A , 7A) .

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

العلاقة بين الخاصية الأيونية والفرق في السالبية الكهربية :

تتكون الرابطة الايونية بين العنصرين عند وجود فرق كبير في السالبية الكهربية بين العنصرين المتحدين ، وتزداد قوة الرابطة الأيونية بازدياد الفرق في السالبية الكهربية بين الذرتين المرتبطتين .

مثال : ترتب قوة الرابطة الايونية : Li - F > Na - O > Ca - O

وسبب ذلك أن الفرق في السالبية الكهربية بين Li - F > Na - O > Ca - O

العلاقة بين الخاصية الأيونية وطاقة الشبكة البلورية :

تتكون الرابطة الايونية عند توفر طاقة الشبكة البلورية . وكلما كانت قيمة طاقة الشبكة البلورية عالية ، تزيد من قوة الرابطة الايونية .

أ/ مصطفى عبد المجيد حميد

تعريف طاقة الشبكة البلورية : هي الطاقة اللازمة لفصل مول واحد من المركب الأيوني الصلب إلى أيونات منفصلة في الحالة الغازية .

مثال : $NaCl\,(s) \xrightarrow{\text{طاقة الشبكة البلورية}} Na^{+}\,(g) + Cl^{-}\,(g)$

المركب الذي يحتوي على رابطة أيونية يسمى مركب أيوني

تعريف المركب الأيوني : هو مركب يحتوي على شبكة بلورية ايونية ، وهذه الشبكة تتكون من ايونات موجبة (cation) وايونات سالبة (anion) بحيث تكون قوى التجاذب اكبر ما يمكن ، وقوى التنافر اقل ما يمكن

أ. مصطفى عبد الحميد حميد

كيف تتكون الرابطة الأيونية :

(١) تفقد احدى الذرتين إلكترون او اكثر من إلكترونات التكافؤ . لتتحول إلى ايون موجب (كاتيون cation) .

(٢) تكسب الذرة الاخرى إلكترون او اكثر في مجال التكافؤ فيها . لتتحول إلى ايون سالب (انيون anion) .

(٣) يتم الترابط بين الأيون الموجب والأيون السالب نتيجة للتجاذب الكهربي .

ملاحظة : نلاحظ وجود الرابطة الأيونية غالبا بين (عناصر المجموعة الأولى او الثانية) وبين (عناصر المجموعة السادسة او السابعة) .

أ/ مصطفى عبد المجيد حميد

الرابطة الأيونية ناتجة عن تجاذب بين أيونات موجبة وأيونات سالبة

تتكون الأيونات الموجبة من الذرات التي تميل إلى فقد الإلكترونات مثل :

ليثيوم (Li^+) ، صوديوم (Na^+) ، بوتاسيوم (K^+) ، روبيديوم (Rb^+) ، مغنيسيوم (Mg^{++}) ، كالسيوم (Ca^{++}) ، باريوم (Ba^{++}) ، الومينيوم (Al^{+++}) .

تتكون الأيونات السالبة من بعض الذرات التي تميل إلى اكتساب الإلكترونات مثل :

فلوريد (F^-) ، كلوريد (Cl^-) ، بروميد (Br^-) ، يوديد (I^-) ، أكسيد (O^{--}) ، كبريتيد (S^{--})

أ. مصطفى عبد المجيد سعيد

كيفية تكون الرابطة الأيونية في كلوريد الصوديوم ($NaCl$) :

(١) تفقد ذرة الصوديوم (Na) إلكترون واحد ليتكون أيون الصوديوم الموجب (Na^+) .

(٢) تكسب ذرة الكلور (Cl) إلكترون واحد ليتكون أيون الكلور السالب (Cl^-) .

(٣) يتم الترابط بين أيون الصوديوم الموجب وأيون الكلور السالب نتيجة للتجاذب الكهربي .

$$Na \longrightarrow Na^+ + 1e^-$$

$$Cl + 1e^- \longrightarrow Cl^-$$

بالجمع :

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

ملاحظة : يمكن توضيح كيفية انتقال الإلكترونات في المركب الأيوني باستخدام رموز لويس :

تركيب لويس للمركب الأيوني
كلوريد الصوديوم

أ/ مصطفى عبد المجيد حميد

كيفية تكون الرابطة الأيونية في أكسيد الكالسيوم (CaO) :

(١) تفقد ذرة الكالسيوم (Ca) إلكترونين ليتكون أيون الكالسيوم الموجب (Ca^{++}) .

(٢) تكسب ذرة الأكسجين (O) إلكترونين ليتكون أيون الأكسجين السالب (O^{--}) .

(٣) يتم الترابط بين أيون الكالسيوم الموجب وأيون الأكسجين السالب نتيجة للتجاذب الكهربي .

$$Ca \longrightarrow Ca^{++} + 2e^-$$

$$O + 2e^- \longrightarrow O^{--}$$

بالجمع :

$$Ca + O \longrightarrow Ca^{++}\ O^{--}$$

ملاحظة : يمكن توضيح كيفية انتقال الإلكترونات في المركب الأيوني باستخدام رموز لويس :

تركيب لويس للمركب الأيوني

أكسيد الكالسيوم

أ/ مصطفى عبد المجيد حميد

كيفية تكون الرابطة الأيونية في أكسيد الألومينيوم (Al_2O_3) :

(١) تفقد ذرة الالمنيوم (Al) ثلاثة إلكترونات ليتكون ايون الالمنيوم الموجب (Al^{+++}) .

(٢) تكسب ذرة الاكسجين (O) إلكترونين ليتكون ايون الاكسيد السالب (O^{--}) .

(٣) يتم الترابط بين أيونين من الكالسيوم و 3 ايونات اكسجين نتيجة للتجاذب الكهربي .

$$2 \times \quad (\ Al \longrightarrow Al^{+++} + 3e^- \ )$$

$$3 \times \quad (\ O + 2e^- \longrightarrow O^{--} \ )$$

بالجمع :

$$2\,Al + 3\,O \longrightarrow 2\,Al^{+++}\ 3\,O^{--}$$

أ/ مصطفى عبد المجيد حميد

مثال / بين كيف يتغير التركيب الإلكتروني للغلاف الخارجي للذرات التالية عندما تتكون المركبات الايونية مستعيناً برموز لويس : Li_2O , CaF_2 , BaO , KF

الحل : نحدد أولاً رموز لويس كما يلي :

العنصر	التوزيع الإلكتروني	المجموعة	لويس
$_{19}K$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$	1A	K·
$_{9}F$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$	7A	:F̈·
$_{3}Li$	$1s^2\ 2s^1$	1A	Li·
$_{8}O$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$	6A	·Ö·
$_{56}Ba$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10} 5p^6\ 6s^2$	2A	Ba·
$_{20}Ca$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$	2A	Ca·

$$K\cdot + \cdot\ddot{F}: \longrightarrow [K]^{+}[:\ddot{F}:]^{-} \longrightarrow KF$$

تركيب لويس للمركب الايوني

$$Ba\cdot + \cdot\ddot{O}: \longrightarrow [Ba]^{++}[:\ddot{O}:]^{--} \longrightarrow BaO$$

تركيب لويس للمركب الايوني

$$Ca(\cdot)(\cdot) + \ddot{F}:(\ddot{F}:) \longrightarrow [Ca]^{++}\,2[:\ddot{F}:]^{-} \longrightarrow CaF_2$$

تركيب لويس للمركب الايوني

$$Li\cdot\ Li\cdot + :\ddot{O}: \longrightarrow 2[Li]^{+}[:\ddot{O}:]^{--} \longrightarrow Li_2O$$

تركيب لويس للمركب الايوني

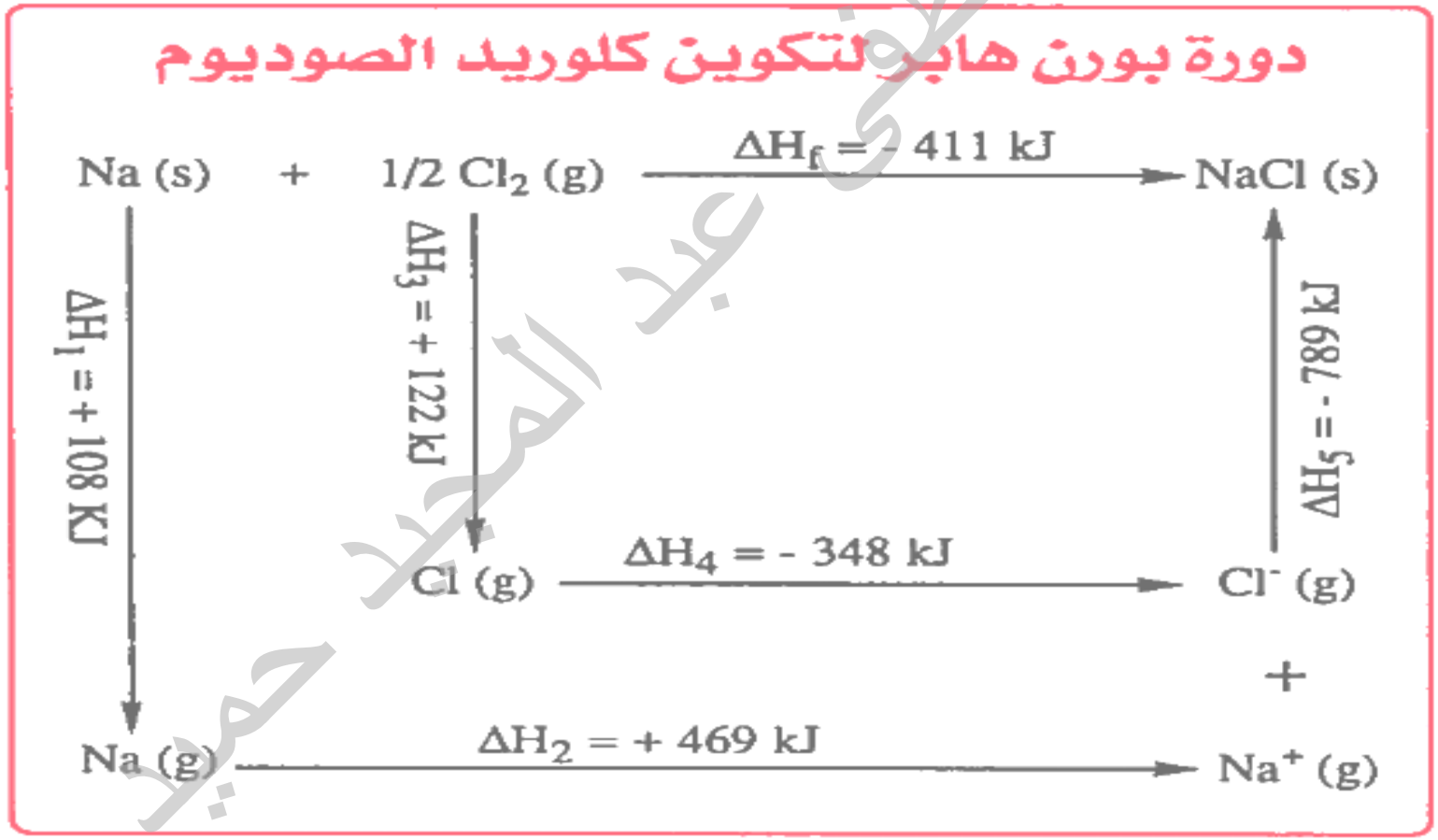
أ. مصطفى عبد المجيد حميد

دورة بورن هابر Born - Haber Cycle :

يصاحب تكوين المركبات الأيونية ظهور طاقة ، وكلما زادت هذه الطاقة يزداد المركب الأيوني ثباتاً واستقراراً ، ويمكن حساب طاقة تكوين المركب الأيوني وذلك بجمع التغيرات في الطاقة لجميع الخطوات اللازمة لتكون المركب الأيوني من عناصره باستخدام قانون هس .

مثال توضيحي : حساب طاقة تكوين مركب كلوريد الصوديوم من عناصره :

دورة بورن هابر لتكوين كلوريد الصوديوم



أ. مصطفى عبد المجيد حميد

يمكن حساب قيمة طاقة التكوين ΔH_f بجمع التغيرات في الطاقة كما يلي :

$$\Delta H_f = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_5$$

مثال / احسب طاقة تكوين مركب اكسيد المغنيسيوم من عناصره :

$$Mg\ (s) + 1/2\ O_2\ (g) \longrightarrow MgO\ (s) \qquad \Delta H_f = ?$$

علماً بان تكوين مركب اكسيد المغنيسيوم من عناصره يمر بالخطوات التالية :

$$Mg\ (s) \longrightarrow Mg\ (g) \qquad \Delta H_1 = + 150\ kJ$$

$$Mg\ (g) \longrightarrow Mg^{++}\ (g) + 2e^- \qquad \Delta H_2 = + 2180\ kJ$$

$$1/2\ O_2\ (g) \longrightarrow O\ (g) \qquad \Delta H_3 = + 247\ kJ$$

$$O\ (g) + 1e^- \longrightarrow O^-\ (g) \qquad \Delta H_4 = - 141\ kJ$$

$$O^-\ (g) + 1e^- \longrightarrow O^{--}\ (g) \qquad \Delta H_5 = + 878\ kJ$$

$$Mg^{++}\ (g) + O^{--}\ (g) \longrightarrow MgO\ (s) \qquad \Delta H_6 = - 3925\ kJ$$

الحل :

يمكن حساب قيمة طاقة التكوين ΔH_f بجمع التغيرات في الطاقة كما يلي :

$$\Delta H_f = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_5 + \Delta H_6$$

$$\Delta H_f = (+ 150) + (+ 2180) + (+ 247) + (- 141) + (+ 878) + (- 3925)$$

$$= - 611\ kJ$$

وهذا يعني ان طاقة الوضع (الداخلية) انخفضت نتيجة للتفاعل بمقدار (611 kJ) وهذا يعني ان طاقة النواتج اقل من طاقة المتفاعلات ، اي ان النواتج اكثر استقراراً من العناصر المتفاعلة .

(طاقة المتفاعلات = طاقة النواتج + 411 kJ)

أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

خصائص المركبات الأيونية :

(١) درجة الانصهار والغليان :

درجات غليانها وانصهارهما مرتفعة (علل) وذلك بسبب قوى التجاذب العالية بين الأيونات في المركب الأيوني داخل الشبكة البلورية ، وبالتالي فإن جزء كبير من الطاقة يستهلك في التغلب على قوى التجاذب بين الأيونات .

(٢) التركيب :

المركبات الأيونية صلبة مكونة من بلورات ناتجة عن تجمع عدد كبير من الأيونات الموجبة (الكاتيونات) والأيونات السالبة (الأنيونات) على شكل شبكة بلورية . أي أنها لا توجد على هيئة جزيئات .

(٣) الذائبية :

تذوب المركبات الأيونية في المذيبات القطبية (مثل الماء) ، ولا تذوب في المذيبات غير القطبية مثل المذيبات العضوية كالبنزين والهكسان .

أ/ مصطفى عبد المجيد حميد

(٤) التوصيل الكهربي :

■ المركبات الأيونية في الحالة الصلبة لا توصل التيار الكهربي (علل) وذلك لأن الأيونات محدودة الحركة ، كما تلاحظ في الرسم .

■ المركبات الأيونية في الحالة السائلة (المصهورة) توصل التيار الكهربي (علل) وذلك لأن الأيونات أصبحت حرة الحركة ، بسب تاثير الحرارة الذي ادى إلى فصل الأيونات بعضها عن بعض .

■ المركبات الأيونية في حالة محلول مائي توصل التيار الكهربي (علل) وذلك لأن الأيونات أصبحت حرة الحركة ، بسب تاثير الماء الذي ادى إلى فصل الأيونات بعضها عن بعض . كما سبق شرحه .

أ/ مصطفى عبد الحميد

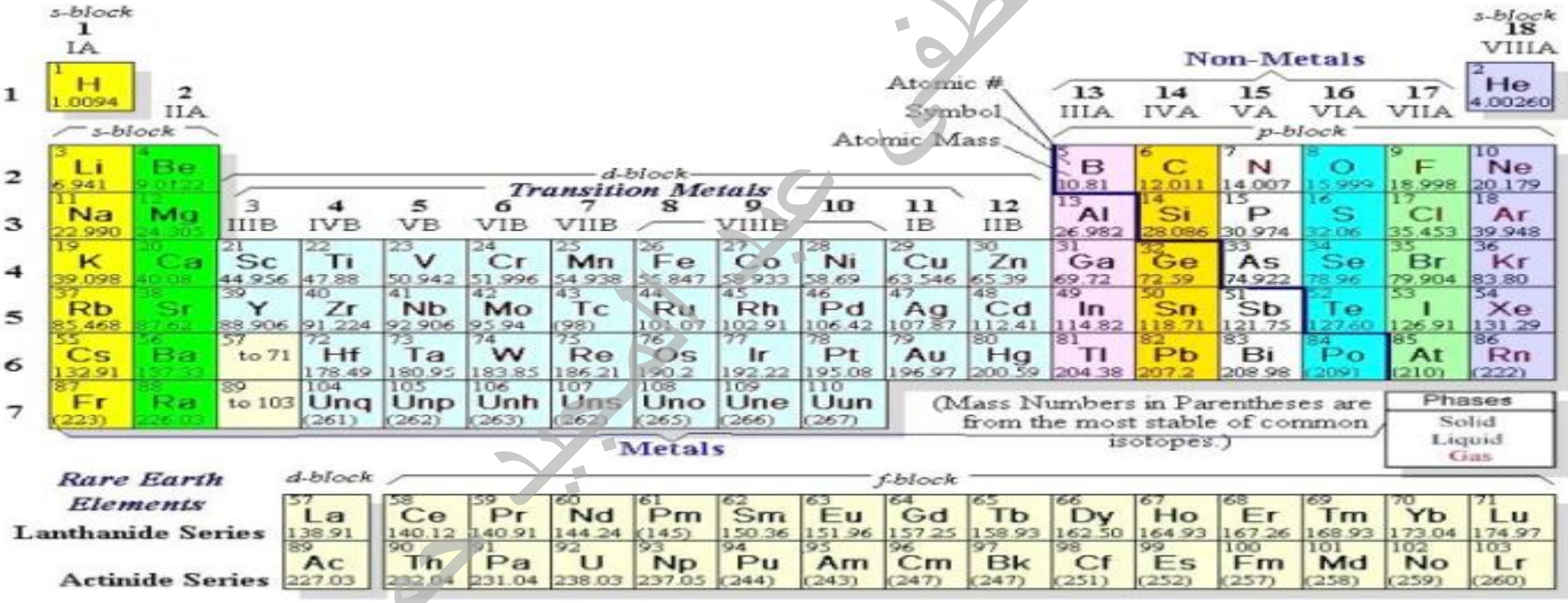
الجدول الدوري للعناصر
The Periodic Table of Elements

أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

الجدول الدوري للعناصر

The Periodic Table of Elements



أ.د مصطفى عبد الحميد

تطور الجدول الدوري PERIODIC TABLE

الحضارات القديمة
(استخدام Fe، Ag، Au ، Cu)

القـــرن ١٩ ـ ١٨٣٠م اكتشـــف الكيميائيون ما يقرب من ٥٥ عنصر تم تسميتها وفصلها

جدول ديمتري مندليف ١٨٦٩م
(كيميائي روسي)

* رتب العناصر حسب تزايد أعدادها الكتلية .
* ترك ٣ فراغات في جدوله لعناصر لم تكن معروفه وكان قد توقع خصائصها بشكل صحيح .

Dmitri Mendeleyev

اكتشفت العناصر الثلاثة بعد ١٥ سنة وهي الجاليوم و السكانديوم والجرمانيوم

هنري موزلي بداية القرن العشرين (فيزيائي انجليزي)

* رتب العناصر حسب أعدادها الذرية مما أدى إلى اكتشاف عناصر كثيرة .

Henry Moseley

- قام بناء علم الكيمياء على أساس التصنيف الدقيق للعناصر .
- كانت العناصر المعروفة منذ فجر التاريخ وحتى نهاية القرن (١٨) لا تتجاوز 30 عنصراً .
- منذ بداية القرن التاسع عشر ، ونتيجة للنشاط العلمي الواسع ، تم اكتشاف الكثير من العناصر . ومن هنا كان لا بد من وجود تصنيف لهذه العناصر .

أ. مصطفى عبد الحميد

قامت محاولات تصنيف العناصر لسهولة دراستها

تصنيف العناصر: هو ترتيب العناصر لأجل تسهيل دراستها باستخدام قانون أو علاقة تربط بين العناصر بعضها ببعض .

بذلت محاولات عديدة لتصنيف العناصر، ومن أهمها :

١- محاولة برزيليوس قسم برزيليوس العناصر إلي فلزات ولا فلزات

٢- **ثلاثيات دوبرينر**

٣- ثمانيات نيولاندز

٤- **الجدول الدوري لمندليف وماير**

٥- جدول موزلي (١٩١٣)

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

ثلاثيات دوبرينر Dobereiner's triads

في عام ١٨٢٩م قام الكيميائي الألماني دوبرينر بوضع العناصر المتشابهة في مجموعات يحوي كل منها على ثلاثة عناصر متشابهة في خواصها الفيزيائية والكيميائية، سميت بثلاثيات دوبرينر . وتمتاز هذه الثلاثيات بأن الوزن الذري للعنصر الثاني في كل ثلاثية يساوي الوسط الحسابي للوزنين الذريين للعنصرين الآخرين .

العنصر	الوزن الذري
Li	7
Na	23
K	39

العنصر	الوزن الذري
Cl	35.5
Br	79.9
I	127.6

العنصر	الوزن الذري
Ca	40
Sr	87.6
Ba	137.34

لاحظ مثلاً أن الوزن الذري للصوديوم (Na) يساوي الوسط الحسابي لعنصري الليثيوم Li) (والبوتاسيوم (K) . ولكن هذا التصنيف لم يلق قبولاً كبيراً ، وذلك لأن هذه القاعدة لا تنطبق إلا على عدد محدود من العناصر .

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

قانون الثمانيات The Low octate

في عام ١٨٦٦م قام العالم الانجليزي جون نيولاندز John Newlands بترتيب العناصر حسب الزيادة في أوزانها الذرية فلاحظ وجود تكرر دوري للعناصر المتشابهة في خواصها ، مثل التشابه بين العنصر الاول (Li) والثامن (Na) وكذلك بين الثاني (Be) والتاسع (Mg) والثالث (B) يشبه العاشر (Al) ... وهكذا .

رقم العنصر	العنصر	الوزن الذري
1	Li	7
2	Be	9
3	B	11
4	C	12
5	N	14
6	O	16
7	F	19

رقم العنصر	العنصر	الوزن الذري
8	Na	23
9	Mg	24
10	Al	27
11	Si	28
12	P	31
13	S	32
14	Cl	35

رقم العنصر	العنصر	الوزن الذري
15	K	39
16	Ca	40

ولكن هذا المبدأ لم يلق نجاح تام لوجود شذوذ في عناصر المجموعات الاخرى ، حيث ظهر ان هذا القانون لا ينطبق على اي عنصر بعد الكالسيوم (Ca) .

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

سؤال : لماذا لم تنجح المحاولات الأولى في تصنيف العناصر .

جواب : (١) قلة العناصر المعروفة في ذلك الوقت .

(٢) عدم دقة طرق تعيين الكتل الذرية للعناصر .

الجدول الدوري لمندليف Mendeleev's Periodic Table

- توصل كل من العالم الروسي مندليف Mendeleev والعالم الألماني ماير Mayer عام ١٨٦٩م إلى وضع الأساس للجدول الدوري كل على انفراد وفي نفس الوقت تقريباً .
- حيث قام كل منهما بترتيب العناصر حسب الزيادة في أوزانها الذرية . في صفوف أفقية سميت دورات ، وصفوف رأسية سميت مجموعات .
- مندليف بنى جدوله على أساس التكرر الدوري للعناصر المتشابهة في خواصها الكيميائية ، أما ماير فبنى جدوله على أساس التكرر الدوري للعناصر المتشابهة في خواصها الفيزيائية .

أ/ مصطفى عبد المجيد حميد

مميزات لجدول منديليف :

(١) يعتبر أكثر شمولية في الخواص الفيزيائية والكيميائية .

(٢) رتب العناصر تبعاً لزيادة وزنها الذري ، وعندما كان يلاحظ انه سيضع عنصراً وفقا لتزايد وزنه الذري ضمن مجموعة من العناصر لا تتشابه كيميائيا ، كان يضعه ضمن مجموعة العناصر المتشابهة ، معللاً ذلك أن الوزن الذري غير صحيح .

(٣) ترك منديليف أماكن فارغة في الجدول زاعماً ان هذه العناصر لم تكتشف بعد ، كما انه تنبا عن اوزانها الذرية وخواصها ، وقبل ان تمضي خمس وعشرون سنة تم اكتشاف ثلاثة عناصر منها ، حيث وجد أن خواصها مطابقة لما تنبا به منديليف .

مقارنة بين الصفات التي ذكرها منديليف عن عنصر الجرمانيوم وما هو موجود حاليا

الصفة	صفات منديليف	الصفات المتفق عليها اليوم
الوزن الذري	72	72.59
الكثافة	5.5	5.35
الحرارة النوعية	0.073	0.074
الحجم المولي	13	13.6

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

عيوب جدول مندليف :

(١) من الصعب وجود عناصر تتشابه في الوزن الذري ويكون لها نفس الخواص الكيميائية والفيزيائية ، مثل الكوبلت والنيكل (59)

(٢) وضع عنصر التيلوريوم (127.6) قبل عنصر اليود (126.9) وبذلك يكون قد خالف ترتيب العناصر حسب الزيادة في أوزانها الذرية .

(٣) لم يجد المكان المناسب في الجدول الدوري لبعض العناصر التي اكتشفت مثل عناصر الأرض النادرة ،

(٤) وضع نظائر العنصر الواحد مع بعضها في مكان واحد نظراً لاتفاقها في الوزن الذري .

أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

الجدول الدوري لمندليف

	مجموعة I - R_2O	مجموعة II - RO	مجموعة III - R_2O_3	مجموعة IV RH_4 RO_2	مجموعة V RH_3 R_2O_5	مجموعة VI RH_2 RO_3	مجموعة VII RH R_2O_7	مجموعة VIII - RO_4
1	H = 1							
2	Li = 7	Be = 9.4	B - 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27.3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35.5	
4	K = 39	Ca = 40	- = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56 , Co = 59 Ni = 59 , Cu = 63
5	Cu = 63	Zn = 65	- = 68	- = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
6	Rb = 85	Sr = 87	? Yi = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	- = 100	Ru = 104 , Rh = 104 Pd = 106 , Ag = 108
7	Ag=108	Cd = 112	In = 113	Sn =118	Sb =122	Te = 125	I = 127	
8	Cs = 123	Ba = 137	? Di =138	?Ce =140	-	-	-	
9	-	-	-	-	-	-	-	
10	-	-	? Er =168	?La =180	Ta =182	W = 184	-	Os = 195 , Ir = 197 Pt = 198 , Au = 199
11	Au =199	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi =208	-	-	
12	-	-	-	Th = 231	-	U = 240	-	

موزلي Moseley لم يكن جدول منديليف صحيحًا تمامًا؛ فبعد اكتشاف العديد من العناصر الجديدة، وتحديد الكتل الذرية للعناصر المعروفة بدقة أكثر، بدا واضحًا أن بعض العناصر لم توضع في مكانها الصحيح في الجدول. إذ إن ترتيب العناصر وفق كتلها الذرية أدّى إلى وضع بعض العناصر في مجموعات لعناصر ذات خواص مختلفة عنها. فقام الكيميائي الإنجليزي هنري موزلي (1887 – 1915م) في عام 1913م بتحديد سبب هذه المشكلة؛ إذ اكتشف أن ذرات كل عنصر تحتوي على عدد محدد وفريد من البروتونات في أنويتها– وبناءً على ذلك رُتبت العناصر في الجدول الدوري تصاعديًّا وفق أعدادها الذرية. وقد نتج عن ترتيب موزلي للعناصر وفق عددها الذري أنماط أكثر وضوحًا في تدرج خواصها. ويُعرف تكرار الخواص الكيميائية والفيزيائية عند ترتيب العناصر تصاعديًّا وفق أعدادها الذرية **بتدرج الخواص**.

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

المساهمات في تصنيف العناصر

جون نيولاندز 1837-1898م

- رتب العناصر تصاعديًّا وفق الكتل الذرية.
- لاحظ تكرار خواص العناصر لكل ثمانية عناصر.
- وضع قانون الثمانيات.

لوثر ماير 1830-1895م

- أثبت وجود علاقة بين الكتل الذرية وخواص العناصر.
- رتب العناصر تصاعديًّا وفق الكتل الذرية.

ديمتري مندليف 1834-1907م

- أثبت وجود علاقة بين الكتل الذرية وخواص العناصر.
- رتب العناصر تصاعديًّا وفق الكتل الذرية.
- تنبأ بوجود عناصر غير مكتشفة، وحدد خواصها.

هنري موزلي 1887-1915م

- اكتشف أن العناصر تحتوي على عدد فريد من البروتونات سمّاه العدد الذري.
- رتب العناصر تصاعديًّا وفق العدد الذري، مما نتج عنه نموذج لدورية خواص العناصر.

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

The Modern Periodic Table الجدول الدوري الحديث

- بعد ظهور بعض العيوب في الجدول الدوري لمندليف ، قام العالم هنري موسلي Henry Moseley بدراسة أطياف الأشعة المنبعثة من عناصر مختلفة ، وتبين أن العدد الذري هو الذي يميز العناصر بعضها عن بعض .

- وبذلك توصل موسلي إلى إمكانية ترتيب العناصر في الجدول الدوري حسب أعداد الذرية وليس حسب اوزانها الذرية .

- وبذلك استطاع موسلي ان يتجاوز الكثير من العيوب الموجودة في جدول مندليف ومنها :

(١) نظائر العنصر الواحد توضع مع بعضها وذلك لاتفاقها في العدد الذري .

(٢) وضع التيلوريوم واليود في اماكنهما المناسبة .

أ/ مصطفى عبد المجيد حميد

يمكن تقسيم الجدول الدوري إلى الأقسام التالية :

(١) المنطقة اليسرى (s - block) : عناصر المجموعة 2A , 1A وتعتبر عناصر رئيسية

(٢) المنطقة اليمنى (p - block) : عناصر المجموعة 3A إلى المجموعة 7A بالإضافة (8A)

(٣) المنطقة الوسطى (d - block) : وتنقسم إلى :

أ – المتسلسلة الانتقالية الأولى : ويمتلىء فيها المستوى الفرعي 3d وتبدأ بعنصر السكانديوم وتنتهي بالخارصين .

ب – المتسلسلة الانتقالية الثانية : ويمتلىء فيها المستوى الفرعي 4d وتبدأ بعنصر اليتيريوم وتنتهي بالكادميوم .

جـ – المتسلسلة الانتقالية الثالثة : ويمتلىء فيها المستوى الفرعي 5d وتبدأ بعنصر اللانثانوم وتنتهي بالزئبق .

(٤) المنطقة السفلى (f - block) : وتنقسم المنطقة السفلى إلى :

أ) اللانثانيدات (العناصر الأرضية النادرة) . ويمتلىء فيها المستوى الفرعي 4f وتبدأ بعنصر السيريوم وتنتهي باللوتيسيوم .

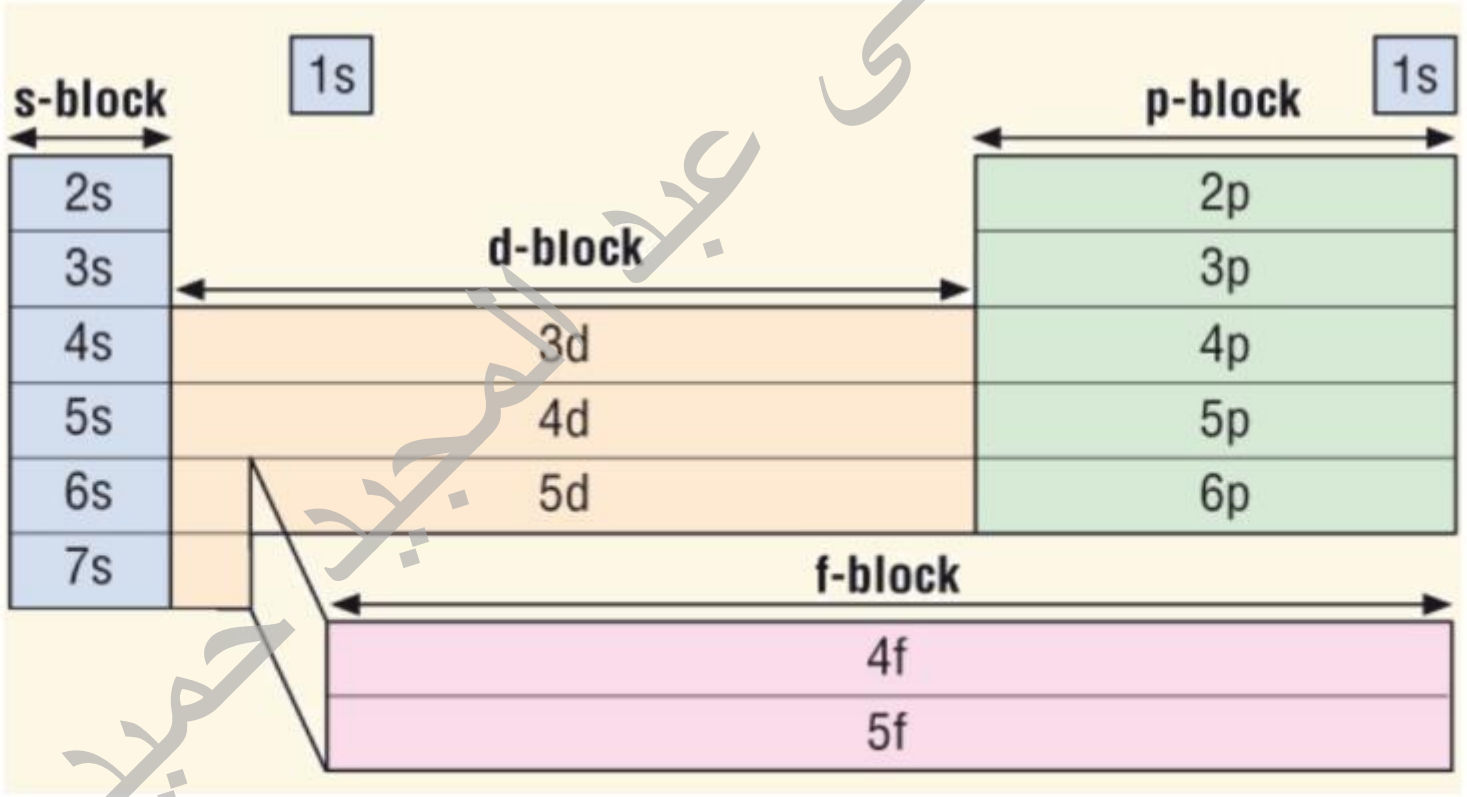
ب) الأكتينيدات (العناصر المشعة) . ويمتلىء فيها المستوى الفرعي 5f وتبدأ بعنصر الثوريوم وتنتهي باللورنسيوم .

أ/ مصطفى عبد المجيد حميد

قطاعات الجدول الدوري

يتألف الجدول الدوري من أربعة قطاعات، وكل قطاع منها له علاقة بالتركيب الإلكتروني للعنصر الذي ينتمي إليه، وهذه القطاعات هي:

1- قطاع s : ويضم العناصر التي ينتهي تركيبها الإلكتروني بالغلاف الفرعي s.
2- قطاع p : ويضم العناصر التي ينتهي تركيبها الإلكتروني بالغلاف الفرعي p.
3- قطاع d : ويضم العناصر التي ينتهي تركيبها الإلكتروني بالغلاف الفرعي d.
4- قطاع f : ويضم العناصر التي ينتهي تركيبها الإلكتروني بالغلاف الفرعي f.



أ. مصطفى عبد المجيد حميد

مثال / إلى أي قسم (قطاع) تنتمي العناصر : $_{12}Mg$ ، $_{6}C$ ، $_{23}V$ ،

الحل :

■ بالنسبة للعنصر $_{12}Mg$: $_{12}Mg : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$

آخر مستوى فرعي هو s ∴ Mg عنصر رئيسي يقع في المنطقة اليسرى (s - block) .

■ بالنسبة للعنصر $_{6}C$: $_{6}C : 1s^2\ 2s^2\ 2p^2$

آخر مستوى فرعي هو p ∴ C عنصر رئيسي يقع في المنطقة اليمنى (p- block) .

■ بالنسبة للعنصر $_{23}V$: $_{23}V : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^3$

آخر مستوى فرعي هو d ∴ V عنصر انتقالي يقع في المنطقة الوسطى (d- block) .

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

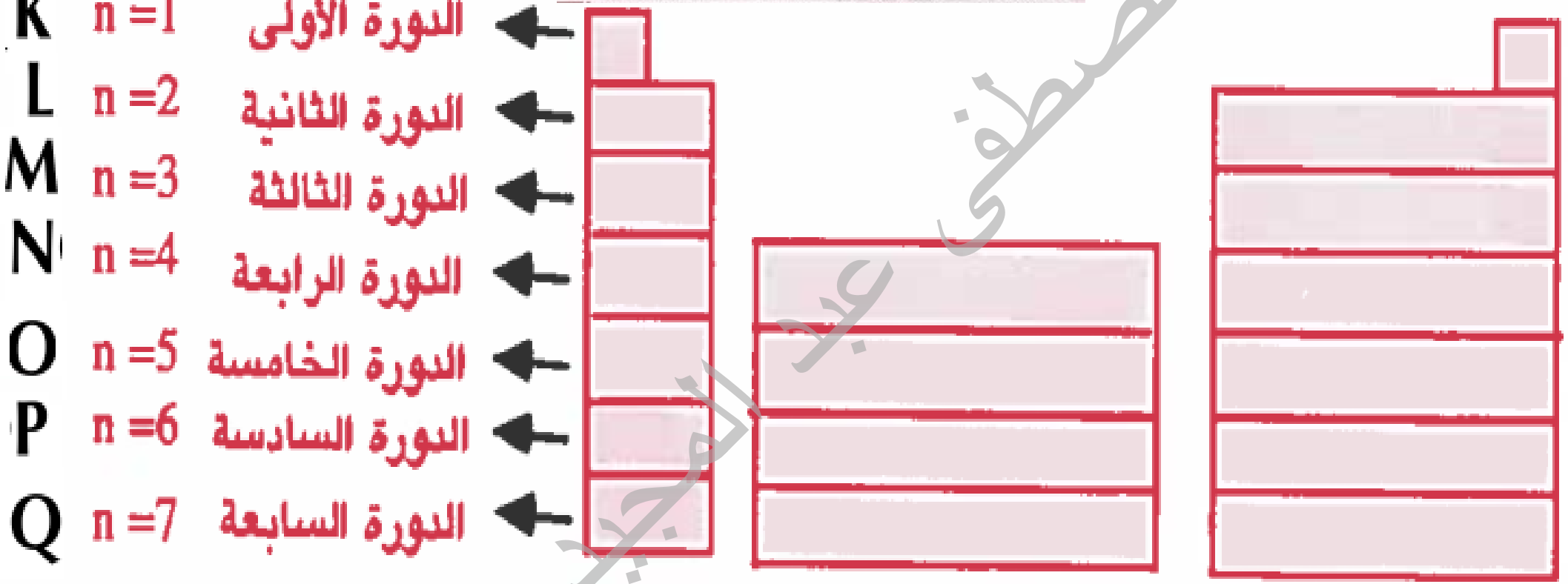
يحتوي الجدول الدوري على سبع دورات .

- **الدورة الأولى :** تتكون الدورة الأولى من عنصرين فقط وهما الهيدروجين والهيليوم ، وعند نهاية الدورة يمتلىء الغلاف الأول (n = 1) ويرمز له بـ K .
- **الدورة الثانية :** تبدأ بعنصر الليثيوم وتنتهي بعنصر النيون ، وعند نهاية الدورة يمتلىء الغلاف الثاني (n = 2) ويرمز له بـ L .
- **الدورة الثالثة :** تبدأ بعنصر الصوديوم وتنتهي بعنصر الأرجون ، وعند نهاية الدورة يمتلىء الغلاف الثالث (n = 3) ويرمز له بـ M .
- **الدورة الرابعة :** تبدأ بعنصر البوتاسيوم وتنتهي بعنصر الكريبتون ، وعند نهاية الدورة يمتلىء الغلاف الرابع (n = 4) ويرمز له بـ N .
- **الدورة الخامسة :** تبدأ بعنصر الروبيديوم وتنتهي بعنصر الزينون ، وعند نهاية الدورة يمتلىء الغلاف الخامس (n = 5) ويرمز له بـ O .
- **الدورة السادسة :** تبدأ بعنصر السيزيوم وتنتهي بعنصر الرادون ، وعند نهاية الدورة يمتلىء الغلاف السادس (n = 6) ويرمز له بـ P .
- **الدورة السابعة :** تبدأ بعنصر الفرانسيوم ولا تزال غير منتهية ، وعند نهاية الدورة يمتلىء الغلاف السابع (n = 7) ويرمز له بـ Q .

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

الدورات في الجدول الدوري

Periods in Periodic Table



أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

كيفية تحديد رقم الدورة للعنصر بمعلومية العدد الذري

يمكن تحديد رقم الدورة بمعرفة العدد الذري للعنصر كما يلي :

(١) يتم كتابة التوزيع الإلكتروني كتابة صحيحة .

(٢) نبحث عن اكبر عدد كم رئيسي في التوزيع الإلكتروني فيكون هو رقم الدورة .

أ/ مصطفى عبد المجيد حميد

مثال / اوجد رقم الدورة للعناصر التالية : $_{11}Na$ ، $_{22}Ti$ ، $_{3}Li$ ،

الحل :

$_{11}Na : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

من الترتيب الإلكتروني يتبين انّ اكبر عدد كم رئيسي هو : 3

∴ عنصر الصوديوم Na يقع في الدورة الثالثة

$_{22}Ti : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2$

من الترتيب الإلكتروني يتبين انّ اكبر عدد كم رئيسي هو : 4

∴ عنصر التيتانيوم Ti يقع في الدورة الرابعة

$_{3}Li : 1s^2\ 2s^1$

من الترتيب الإلكتروني يتبين انّ اكبر عدد كم رئيسي هو : 2

∴ عنصر الليثيوم Li يقع في الدورة الثانية

أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

المجموعات في الجدول الدوري

Groups in Periodic Table

يحتوي الجدول الدوري على :

(١) ثمان مجموعات رئيسية تبدا بـ ١١ (1A) وتنتهي بـ ١٨ (8A) .

(٢) عشر مجموعات فرعية تبدا بـ ١ب (1B) وتنتهي بـ ٨ ب (8B) .

تحديد رقم المجموعة للعنصر الرئيسي (التمثيلي) :

لتحديد رقم المجموعة للعنصر الرئيسي نتبع الخطوات التالية :

(١) نكتب التوزيع الإلكتروني كتابة صحيحة .

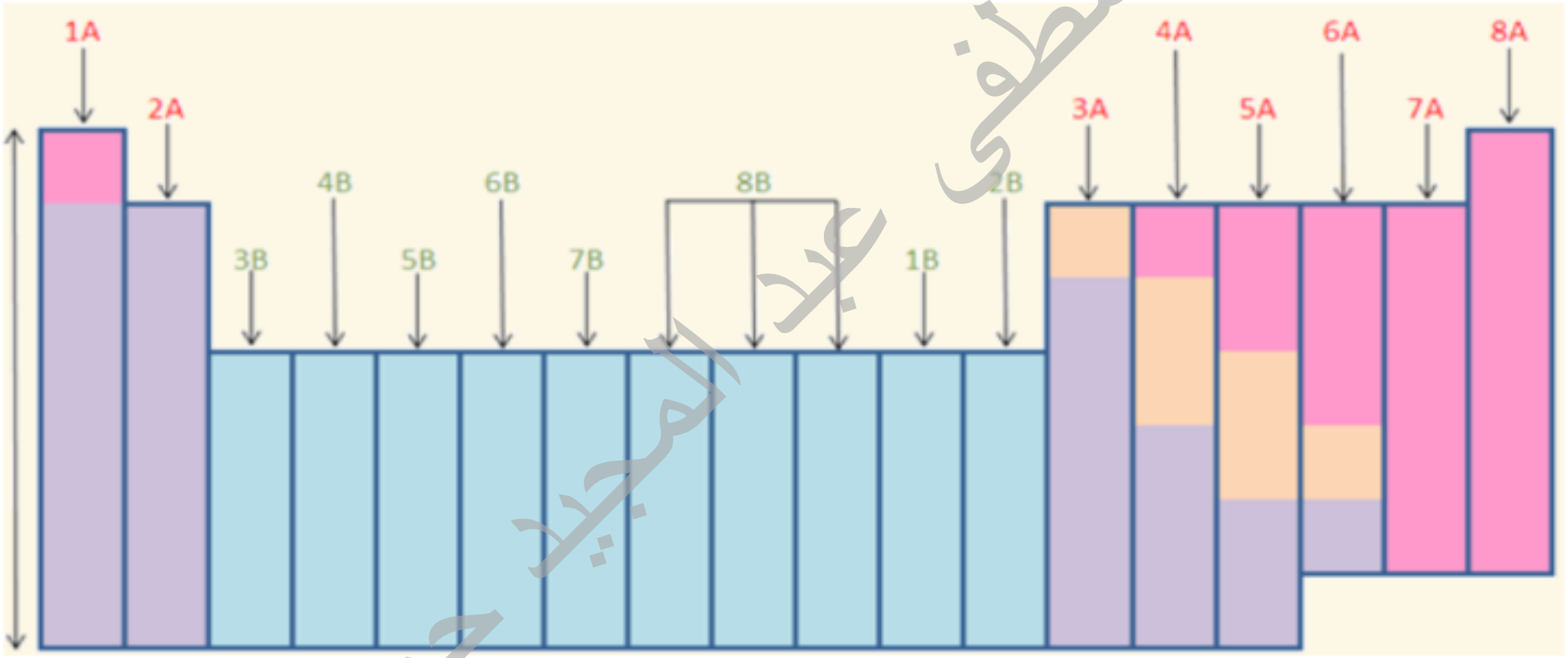
(٢) نجمع الإلكترونات في مجال التكافؤ (الأخير) ns np (التي لها عدد كم رئيسي n اكبر)

نقصد بالخطوة الثانية : أن نبحث عن اكبر عدد كم رئيسي في التوزيع الإلكتروني ، ثم نجمع الإلكترونات الموجودة على الـ s وعلى الـ p . فمثلاً لو وجدنا ان اكبر عدد كم رئيسي في التوزيع الإلكتروني كان العدد 3 عند ذلك نجمع الإلكترونات التي على 3s وعلى 3p .

أ/ مصطفى عبد المجيد حمد

المجموعات
Groups

تنتمي العناصر الممثلة (A) إلى ثمان مجموعات عمودية، وتنتمي العناصر الانتقالية (B) إلى ثمان مجموعات عمودية.



د. مصطفى عبد المجيد حميد

مثال / اوجد رقم المجموعة للعناصر التالية : $_{33}As$ ، $_{13}Al$

الحل :

$_{13}Al : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 2p^1$

من الترتيب الإلكتروني مجموع الإلكترونات في مجال التكافؤ (الاخير) = 3 ($3s^2\ 2p^1$)

∴ يقع في المجموعة الثالثة (3A) .

$33As : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^3$

من الترتيب الإلكتروني مجموع الإلكترونات في مجال التكافؤ (الاخير) = 5 ($4s^2\ 4p^3$)

∴ يقع في المجموعة الخامسة (5A) .

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

يحتوي الجدول الدوري على :

(١) ثمان مجموعات رئيسية تبدأ بـ ١١ (1A) وتنتهي بـ ١٨ (8A) .

(٢) عشر مجموعات فرعية تبدأ بـ ١ب (1B) وتنتهي بـ ٨ ب (8B) .

التوزيع الإلكتروني لبعض العناصر التمثيلية (الرئيسية)

الاسم	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	الدورة	المجموعة
هيدروجين	$_1H$	$1s^1$	1	1A
هيليوم	$_2He$	$1s^2$	1	8A
ليثيوم	$_3Li$	$1s^2\ 2s^1$	2	1A
بريليوم	$_4Be$	$1s^2\ 2s^2$	2	2A
بورون	$_5B$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$	2	3A

أ. مصطفى عبد المجيد حمد

التوزيع الإلكتروني لبعض العناصر التمثيلية (الرئيسية)

الاسم	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	الدورة	المجموعة
كربون	$_{6}C$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$	2	4A
نيتروجين	$_{7}N$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	2	5A
اكسجين	$_{8}O$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$	2	6A
فلور	$_{9}F$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$	2	7A
نيون	$_{10}Ne$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$	2	8A
صوديوم	$_{11}Na$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$	3	1A
مغنيسيوم	$_{12}Mg$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$	3	2A
الومنيوم	$_{13}Al$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$	3	3A
فوسفور	$_{15}P$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$	3	5A
كبريت	$_{16}S$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$	3	6A
كلور	$_{17}Cl$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$	3	7A
ارجون	$_{18}Ar$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$	3	8A
جاليوم	$_{31}Ga$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^1$	4	3A
جرمانيوم	$_{32}Ge$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^2$	4	4A
بروم	$_{35}Br$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$	4	7A

* الهيليوم (He) : شاذ عن القاعدة (يوضع في المجموعة الثامنة ا (8 A) .

أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

أسماء بعض المجموعات الرئيسية :

■ بالنسبة للعناصر القلوية :

أي عنصر يقع في المجموعة الأولى (1A) ماعدا الهيدروجين فإنه يعتبر عنصر قلوي بحيث يصبح مجال التكافؤ له : $ns^1\ np^0$ وإليك بعض الأمثلة على العناصر القلوية :

$_{11}Na$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \underline{3s^1}$

$_{19}K$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \underline{4s^1}$

$_{37}Rb$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ \underline{5s^1}$

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

■ بالنسبة للعناصر القلوية الأرضية (الترابية) :

اي عنصر يقع في المجموعة الثانية (2A) فإنه يعتبر عنصر قلوي ارضي بحيث يصبح مجال التكافؤ له : $ns^2\ np^0$ وإليك بعض الأمثلة على العناصر القلوية :

$_{12}Mg$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \underline{3s^2}$

$_{20}Ca$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \underline{4s^2}$

$_{38}Sr$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ \underline{5s^2}$

■ بالنسبة للعناصر الهالوجينية (الهالوجينات) :

اي عنصر يقع في المجموعة السابعة (7A) فإنه يعتبر عنصر هالوجيني بحيث يصبح مجال التكافؤ له : $ns^2\ np^5$ وإليك بعض الأمثلة على العناصر الهالوجينة :

$_{9}F$: $1s^2\ \underline{2s^2\ 2p^5}$

$_{17}Cl$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \underline{3s^2\ 3p^5}$

$_{35}Br$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \underline{4s^2}\ 3d^{10}\ \underline{4p^5}$

$_{53}I$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ \underline{5s^2}\ 4d^{10}\ \underline{5p^5}$

أ/ مصطفى عبد الحميد

■ بالنسبة للعناصر الخاملة (الغازات النبيلة) (الغازات النادرة) :

أي عنصر يقع في المجموعة الثامنة ا (8A) فإنه يعتبر عنصر خامل (غاز خامل) بحيث يصبح مجال التكافؤ ($ns^2\ np^6$) ماعدا الهيليوم ($1s^2$) وإليك بعض الامثلة على العناصر الخاملة

$_{10}Ne$: $1s^2\ \underline{2s^2\ 2p^6}$

$_{18}Ar$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \underline{3s^2\ 3p^6}$

$_{36}Kr$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \underline{4s^2}\ 3d^{10}\ \underline{4p^6}$

$_{54}Xe$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ \underline{5s^2}\ 4d^{10}\ \underline{5p^6}$

اسم المجموعة	مدار التكافؤ	رقم المجموعة
العناصر القلوية	$ns^1\ np^0$	1A
العناصر القلوية الارضية	$ns^2\ np^0$	2A
الهالوجينات	$ns^2\ np^5$	7A
الغازات الخاملة	$ns^2\ np^6$	8A

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

مثال / صنف العناصر التالية : $_{10}Y$ ، $_{36}X$ ، $_{17}D$ ، $_{20}B$ ، $_{11}A$ إلى (عناصر قلوية .

عناصر قلوية ارضية ، هالوجينات ، غازات خاملة)

الحل :

العنصر	التوزيع الإلكتروني	المجموعة	اسم المجموعة
$_{11}A$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$	1A	عنصر قلوي
$_{20}B$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$	2A	عنصر قلوي ارضي
$_{17}D$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$	7A	عنصر هالوجيني
$_{36}X$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$	8A	غاز خامل
$_{10}Y$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$	8A	غاز خامل

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

تحديد رقم المجموعة للعنصر الانتقالي

يحتوي الجدول الدوري على عشر مجموعات فرعية (انتقالية) تبدأ بـ (1B) وتنتهي بـ (8B) .

كيفية تحديد رقم المجموعة للعنصر الانتقالي :

(١) نكتب التوزيع الإلكتروني كتابة صحيحة .

(٢) تمتاز العناصر الانتقالية بأنّ آخر مستوى فرعي في التوزيع الإلكتروني لها هو (d) .

(٣) نجمع الإلكترونات في مجال التكافؤ (المجال الخارجي) وهما : ns (n -1) d

- إذا كان عدد الإلكترونات في الـ (d) خمسة فما أقل فإن رقم المجموعة يساوي مجموع الإلكترونات على ns (n -1) d . وإليك الأمثلة التالية :

- إذا كان عدد الإلكترونات في الـ (d) اكثر من خمسة و اقل من عشرة فإن رقم المجموعة يكون الثامنة ب (8B) وإليك الأمثلة التالية :

أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

العنصر	التوزيع الإلكتروني	رقم المجموعة
$_{21}Sc$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^1$	3B
$_{22}Ti$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2$	4B
$_{23}V$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^3$	5B
$_{24}Cr$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^5$	6B
$_{25}Mn$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^5$	7B
$_{26}Fe$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$	8B
$_{27}Co$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^7$	8B
$_{28}Ni$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^8$	8B

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

■ إذا كان عدد الإلكترونات في الـ (d) عشرة (ممتلىء) فإن رقم المجموعة يساوي عدد الإلكترونات على (s) وإليك الأمثلة التالية :

العنصر	التوزيع الإلكتروني	رقم المجموعة
$_{29}Cu$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^{10}$	1B
$_{47}Ag$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^1\ 4d^{10}$	1B
$_{30}Zn$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}$	2B
$_{48}Cd$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}$	2B

أ.د مصطفى عبد الحميد

مثال / إذا علمت أن الترتيب الإلكتروني لذرة عنصر $_{41}Nb$ هو حدد رقم الدورة والمجموعة والقطاع .

الحل :

التوزيع الإلكتروني للعنصر : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^3$

$_{36}[Kr]$ ↓↑ ↑ ↑ ↑ _ _

∴ يقع في الدورة الرابعة والمجموعة 5 B والقطاع d .

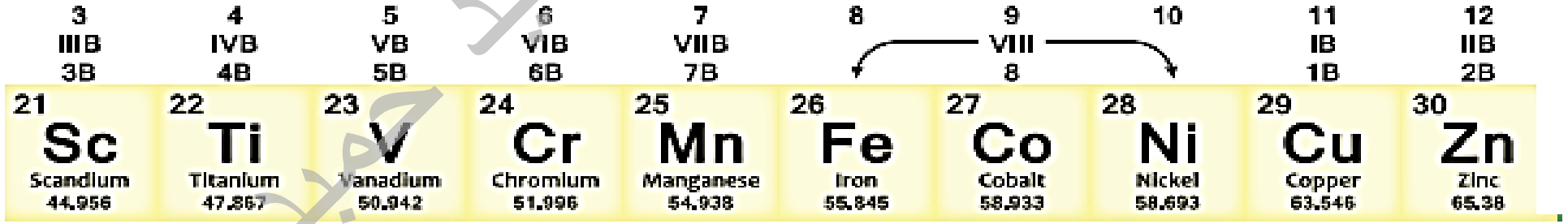
3 IIIB 3B	4 IVB 4B	5 VB 5B	6 VIB 6B	7 VIIB 7B	8	9 VIII 8	10	11 IB 1B	12 IIB 2B
21 Sc Scandium 44.956	22 Ti Titanium 47.867	23 V Vanadium 50.942	24 Cr Chromium 51.996	25 Mn Manganese 54.938	26 Fe Iron 55.845	27 Co Cobalt 58.933	28 Ni Nickel 58.693	29 Cu Copper 63.546	30 Zn Zinc 65.38
39 Y Yttrium 88.906	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.906	42 Mo Molybdenum 95.95	43 Tc Technetium 98.907	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.906	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.868	48 Cd Cadmium 112.411

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

مثال / حدد رقم المجموعة للعناصر التالية : $_{21}Sc$ ، $_{22}Ti$ ، $_{23}V$ ، $_{24}Cr$ ، $_{25}Mn$ ، $_{26}Fe$

الحل :

العنصر	التوزيع الإلكتروني	مدار التكافؤ	رقم المجموعة
$_{21}Sc$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^1$	$4s^2\ 3d^1$	3B
$_{22}Ti$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2$	$4s^2\ 3d^2$	4B
$_{23}V$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^3$	$4s^2\ 3d^3$	5B
$_{24}Cr$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^5$	$4s^1\ 3d^5$	6B
$_{25}Mn$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^5$	$4s^2\ 3d^5$	7B
$_{26}Fe$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$	$4s^2\ 3d^6$	8B



أ.د مصطفى عبدالمجيد حمد

مجموعات العناصر الممثلة

انظر كيف ينتهي التركيب الإلكتروني للعناصر الممثلة:

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
ns^1	ns^2	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6

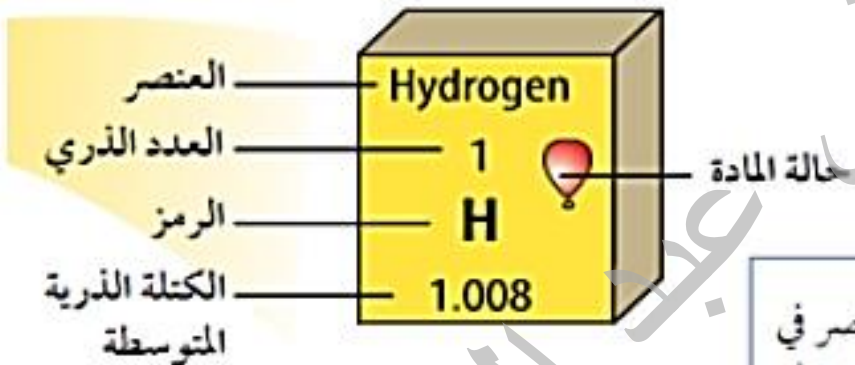
مجموعات العناصر الانتقالية الرئيسة

تنتمي العناصر الانتقالية الرئيسة إلى ثمان مجموعات.

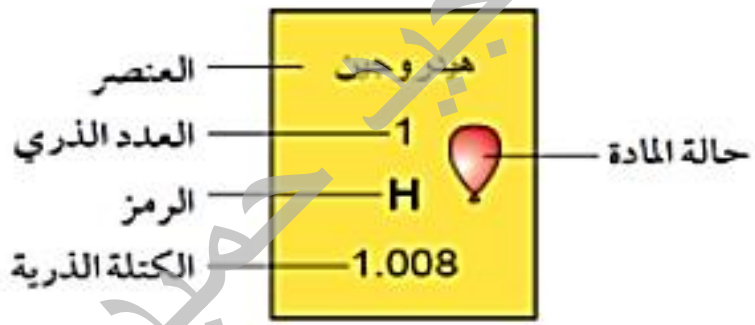
3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B
21 Sc $[Ar]\,4s^2\,3d^1$	22 Ti $[Ar]\,4s^2\,3d^2$	23 V $[Ar]\,4s^2\,3d^3$	24 Cr $[Ar]\,4s^1\,3d^5$	25 Mn $[Ar]\,4s^2\,3d^5$	26 Fe $[Ar]\,4s^2\,3d^6$	27 Co $[Ar]\,4s^2\,3d^7$	28 Ni $[Ar]\,4s^2\,3d^8$	29 Cu $[Ar]\,4s^1\,3d^{10}$	30 Zn $[Ar]\,4s^2\,3d^{10}$

د. مصطفى عبد المجيد حميد

مفتاح العنصر : يمثل بصندوق يحمل معلومات كاملة عن العنصر .



الرمـوز الثلاثة العليا تدل على حالة العنصر في درجة حرارة الغرفة. بينما يدل الرمز الرابع على العناصر المصنعة.



أ. مصطفى عبد المجيد حميد

الخواص الدورية *Periodic Properties*

1- الحجب Shielding

تؤثر مقدار قوة جذب النواة لأي ألكترون متواجد ضمن الأغلفة الثانوية على مقدار الطاقة اللازمة لأنتزاع ذلك الألكترون ، فمثلا الألكترون المتواجد في 1S يحس بالشحنة النووية المؤثرة Z* (التي تمثل قوة جذب النواة لذلك الألكترون) أكثر من الألكترون المتواجد في الغلاف 2S ويمكن حساب الشحنة النووية المؤثرة Z* من خلال الصيغة :

$$Z^* = Z - S$$

Z*: الشحنة النووية المؤثرة

Z: العدد الذري S: ثابت الحجب

أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

يمكن حساب ثابت الحجب Shielding Constant بإتباع قواعد معينة وضعت من قبل العالم سليتر Slater وكما يأتي:

- **قواعد سليتر لحساب ثابت الحجب لأي ألكترون يقع في الغلاف من النوع nS أو nP:**

1- يكتب الترتيب الألكتروني للعنصر حسب الترتيب الاتي:

(1S) (2S 2P) (3S 3P) (3d) (4S 4P) (4d) (4f) ……..,ect.

2-أي ألكترون في يمين nS أو nP لايدخل ضمن حساب ثابت الحجب.

3- كل الألكترونات الواقعة ضمن نفس المدار للألكترون المعني (كل الألكترونات ضممن المدار n) تحجب بمقدار (0.35) من الشحنة النووية المؤثرة .

4- كل الألكترونات ضمن المدار (n-1) للألكترون تحجب بمقدار (0.85) .

5- كل الألكترونات ضمن المدار (n-2) فما دون تحجب بمقدار (1).

أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

مثال : أحسب الشحنة النووية المؤثرة لألكترون التكافؤ الأخير لذرة $_{7}N$:

$_{7}N \quad 1S^2\ 2S^2P^3$

$(1S)^2\ (2S\ 2P)^5$

$S=(\ 4*0.35\ ) + (2*\ 0.85)= 3.10$

$Z^* = Z-S = 7-3.10 = 3.9$

مثال : أحسب مقدار Z^* للألكترون الأخير في ذرة الفسفور $_{15}P$:

$_{15}P\ 1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^3$

$(1S)^2\ (2S2P)^8\ (3S3P)^5$

$S= (4*0.35) + (8*0.85) +(2*1) = 10.20$

$Z^*= Z-S$

$15 - 10.20 = 4.80$

أ.د مصطفى عبد الحميد حميد

الحجم الذري Atomic Volume

تعريف الحجم الذري : هو الحيز الذي تشغله الذرة .

علل : لا يمكن تحديد حجم الذرة بدقة . ولا يمكن ايضاً ان نقول ان نصف قطر الذرة هو المسافة بين النواة وآخر مدار تقع فيه الإلكترونات .

السبب : لأن الكثافة الإلكترونية للذرة لا تنتهي بعد مسافة معينة ، بل تتناقص تدريجياً مقتربة من الصفر على مسافات بعيدة من النواة ، ولهذا كان من الصعب معرفة حجم الذرة بدقة .

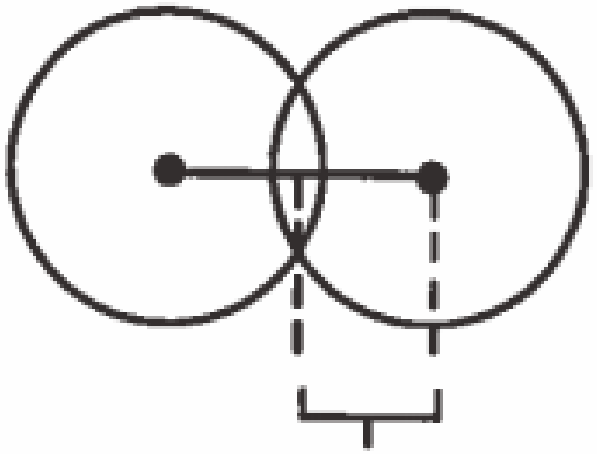
وحيث ان حجم الذرة او نصف القطر الذري يختلف باختلاف نوع الروابط التي تصنعها الذرات ، فمثلاً حجم الكلور عندما يكون رابطة تساهمية يختلف عنه عندما يكون رابطة ايونية بسبب اختلاف قوى التجاذب بين الذرات .

أ/ مصطفى عبد المجيد حميد

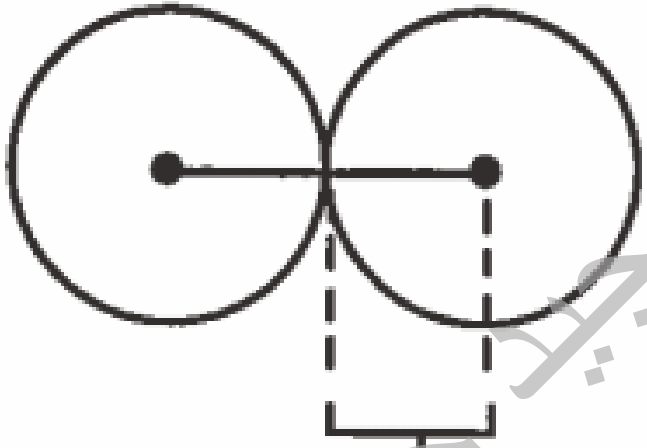
وللوصول إلى حسابات دقيقة لقياس الذرة اتفق العلماء على التعريفات التالية :

تعريف نصف قطر الذرة التساهمي : هو نصف المسافة بين مركزي ذرتين متماثلتين متجاورتين في الحالة الغازية .

تعريف نصف قطر الذرة الأيوني : هو نصف المسافة بين مركزي ذرتين متماثلتين متجاورتين في بلورة صلبة ونقية .



نصف القطر التساهمي



نصف القطر الايوني

أ. مصطفى عبد المجيد الحديد

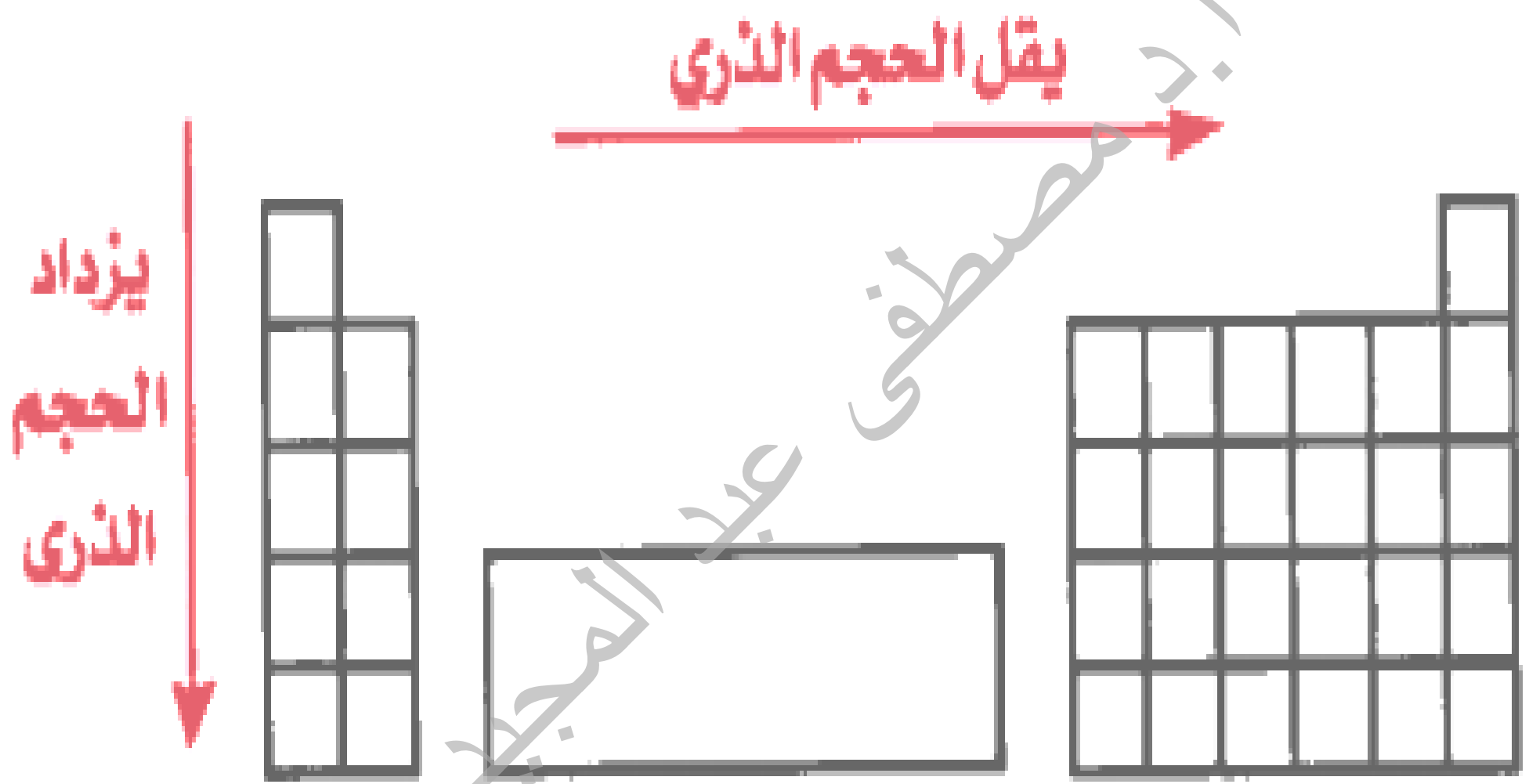
(١) دراسة العلاقة بين أحجام عناصر المجموعة الواحدة :

يزداد الحجم الذري (نصف القطر الذري) لعناصر المجموعة الواحدة بازدياد العدد الذري اي بالاتجاه من الاعلى إلى الاسفل في الجدول الدوري وذلك لازدياد عدد المستويات الرئيسية (عدد الكم الرئيسي) الذي يزيد من حجم الذرة .

(٢) دراسة العلاقة بين أحجام ذرات عناصر الدورة الواحدة :

يقل الحجم الذري (نصف القطر الذري) لعناصر الدورة الواحدة بازدياد العدد الذري (بالاتجاه من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري) وذلك لازدياد عدد البروتونات (الشحنات الموجبة) داخل النواة وبالتالي تزداد قوة جذب النواة للإلكترونات الذي يؤدي إلى تقلص حجم الذرة .

أ. مصطفى عبد الحميد



أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

مثال / قارن بين احجام الذرات التالية : [$_{9}F$ ، $_{5}B$ ، $_{3}Li$]

الحل : لحل هذا المثال يجب تحديد موقع الذرات في الجدول الدوري (الدورة المجموعة) وذلك من خلال الترتيب الإلكتروني كما يلي :

العنصر	العدد الذري	الترتيب الإلكتروني	الدورة	المجموعة
Li	3	$1s^2\ 2s^1$	2	1A
B	5	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$	2	3A
F	9	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$	2	7A

نلاحظ من الجدول أن جميع العناصر تقع في دورة واحدة ومجموعات مختلفة وحسب القاعدة التي تنص على انه (بازدياد العدد الذري في الدورة الواحدة يقل الحجم) .

∴ يمكن ترتيب العناصر حسب الزيادة في حجومها كما يلي :

F , B , Li ⟶

لزيادة الحجم الذري (تصاعديا)

أ. مصطفى عبد الحميد

ملاحظات هامة :

- نصف قطر الأيون الموجب اصـــغـــر من نصف قطر ذرته (علل) وذلك لانه عند تكوّن ايون موجب فإن الذرة تفقد الكترون او اكثر وبذلك يزداد تاثير النواة على الإلكترونات المتبقية (عدد الشحنات الموجبة اكبر من عدد الشحنات السالبة) وبذلك تقترب الإلكترونات نحو النواة وبذلك يقل نصف قطر الذرة .

مثال : نصف قطر Na = 1.86 Å & نصف قطر Na^+ = 0.9 5 Å

- كلما زادت عدد الشحنات الموجبة كلما قل نصف القطر

مثال : نصف قطر Fe^{++} = 0.75 Å & نصف قطر Fe^{+++} = 0.6 Å

- نصف قطر الأيون السالب اكبر من نصف قطر ذرته (علل) وذلك لان إضافة الإلكترون يسبب تنافر بين الإلكترونات وبالتالي تتباعد الإلكترونات عن بعضـها البعض وبذلك يزداد حـجم الأيون مقارنة بذرته المتعادلة .

ومن ناحية اخرى فإنّ هذه الزيادة في الشحنة السالبة لا يقابلها زيادة في شحنة النواة الموجبة ولذلك يكون التجاذب اقل وتبتعد الإلكترونات ، ويزيد الحجم .

مثال : نصف قطر Cl = 0.99 Å & نصف قطر Cl^- = 1.81 Å

أ. مصطفى عبد المجيد حمد

مثال / قارن بين حجوم الأيونات : Na^{+} , Mg^{++} , Al^{3+} , O^{--} , F^{-}

الأعداد الذرية : $O = 8$, $F = 9$, $Na = 11$, $Mg = 12$, $Al = 13$

الحل :

Na^{+} : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

Mg^{++} : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

Al^{3+} : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

O^{--} : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

F^{-} : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

نلاحظ من التوزيع الإلكتروني للأيونات أن التركيب الإلكتروني لها متساوي، ومع ذلك فأحجامها مختلفة كما يلي : $Al^{3+} < Mg^{++} < Na^{+} < F^{-} < O^{--}$

وذلك بسبب ازدياد شحنة النواة (عدد البروتونات) ، فكلما زادت شحنة النواة يزداد قوة جذبها للإلكترونات الخارجية وبذلك يقل الحجم .

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

الذرة والميكانيكا الموجية Atmo and Wave Mechanics

أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

نظراً لفشل نظرية بور في تفسير طيف الذرات عديدة الإلكترونات، ونظراً لظهور تناقضات بين مبادىء الكم التي افترضها العالم بور مع قوانين الميكانيكا . مما دعا الفيزيائيون إلى استخدام نظريات الميكانيكا الموجية لتفسير تركيب الذرة وهذه النظريات سميت بالنظرية الذرية الحديثة . ومن العلماء اللذين ساهموا في ذلك وادخلوا تعديلات على نظرية بور :

(١) دي بروجلي (٢) هايزنبيرج (٣) شرودنجر

أسس النظرية الذرية الحديثة :

(١) الطبيعة المزدوجة للإلكترون للعالم دي بروجلي (دي برولیه) .

(٢) مبدأ عدم التأكد للعالم هايزنبيرج .

(٣) إيجاد معادلة مناسبة تصف الحركة الموجية للإلكترون، وتحدد اشكالها وطاقتها للعالم شرودنجر .

الطبيعة المزدوجة للإلكترون للعالم دي بروجلي

■ توصل أينشتاين Einsttein إلى أنّ الضوء عبارة عن سيل من الجسيمات مكوّنة من اجزاء صغيرة تسمى فوتونات وهذا يعني أنّ للضوء موجات تحمل بعض خواص الجسيمات

ومن ذلك وضع أينشتاين المعادلة التالية : $E = m \cdot C^2$ (22)

حيث أنّ :

E = طاقة الشعاع بوحدة الجول (J) . m = كتلة الفوتون بوحدة الكيلو جرام (Kg) .

C = سرعة الشعاع (3×10^8 m / s)

■ العالم بور افترض أن الإلكترون يدور حول النواة في مدارات محددة ، وأن طاقات إلكترون ذرة الهيدروجين ذات كميات محددة (مكممة) من الطاقة ، ولكن العالم بور لم يعطي تفسيراً لذلك حتى جاء العالم دي بروجلي واستطاع أن يفسر هذا اللغز .

مبدأ دي بروجلي : كل جسم متحرك يصاحبه حركة موجية لها بعض خصائص الموجات الصوتية .

■ اقترح دي بروجلي De Broglie عام ١٩٢٤م ان تكون الأجسام ومن ضمنها الإلكترونات مثلها مثل الضوء لها طبيعة ثنائية (مزدوجة) اي تحمل خواص موجية وخواص الدقائق (انها اجسام مادية ولها خواص موجية مثل الفوتونات) وقد استطاع العالم دي بروجلي من وضع معادلة لقياس طول موجة الإلكترون المتحرك :

$$\lambda = \frac{h}{m\,v}$$

المشاهدات العملية التي تدل على أن للإلكترونات طبيعة موجية :

(١) عند مرور الإلكترونات خلال فتحة ضيقة او من خلال بلورات الفلزات فإنها تعاني حيوداً وهذا الحيود يدل على وجود حركة موجية تصاحب الإلكترونات .

(٢) أمكن تجميع الإلكترونات في بؤرة وانعكاسها فيها ، وهذه الملاحظة تتفق مع خواص الموجات الكهرومغناطيسية .

اشتقاق معادلة دي بروجلي

باستخدام معادلة أينشتاين : $E = m \cdot C^2$ باستخدام قانون بلانك : $E = h\nu$

ومن معادلة أينشتاين ومعادلة بلانك : $\therefore m\ C^2 = h\ \frac{C}{\lambda}$ ⟸ $\therefore E = h\ \frac{C}{\lambda}$

$\therefore m\ C = \frac{h}{\lambda}$ $\therefore \lambda = \frac{h}{mC}$

$$\lambda = \frac{h}{mC} \quad (23)$$

حيث انّ : λ = طول الموجة بوحدة المتر (m) . h = ثابت بلانك وقيمته ($6.63 \times 10^{-34}\ J\ s^{-1}$)

C = سرعة الضوء ($3 \times 10^{8}\ m/s$) m = الكتلة بوحدة الكيلوجرام .

وحسب مبدا دي بروجلي فإنه نظراً لأن الإلكترونات تحمل صفات موجية فإنه يمكن تطبيق القانون السابق لإيجاد طول موجة الإلكترون مع فارق بسيط . والقانون هو :

$$\lambda = \frac{h}{m\ v} \quad (24)$$

حيث انّ : λ = طول الموجة بوحدة المتر (m) .

v = سرعة الإلكترون . m = كتلة الإلكترون بوحدة الكيلوجرام . h = ثابت بلانك

سؤال : ما الفرق بين نظرية دي بروجلي ونظرية بلانك للضوء .

جواب : افترض بلانك أن للموجات الضوئية بعض خواص الدقائق الصغيرة أما دي بروجلي فقد اقترح أن الدقائق الصغيرة تحمل خواص موجية .

سؤال : لماذا نلاحظ الطبيعة الموجية في الأجسام الصغيرة كالإلكترون ولا نلحظها في الأجسام الكبيرة .

جواب : من معادلة دي بروجلي $\lambda = \frac{h}{mC}$ يتبين أن هناك تناسب عكسي بين كتلة الجسم المتحرك وطول موجته أي انه كلما زادت كتلة الجسم قل طول الموجة وبذلك لا يمكن ملاحظتها (اكتشافها) (قياسها) ولذلك لا يمكن ملاحظة الطبيعة الموجية للكتل الكبيرة . أما الأجسام ذات الكتل الصغيرة مثل الإلكترونات فإن أطوال موجاتها كبيرة وبالتالي يمكن قياسها عملياً .

مثال / اي من الأجسام التالية أطول موجة إذا كانت تسير بنفس السرعة :

(١) إلكترون (٢) جزيء (٣) كرة قدم (٤) حبة رمل

الحل / من القانون : $\lambda = \frac{h}{m\,v}$ يتبين ان هناك تناسب عكسي بين الكتلة وطول الموجة

$$\lambda \ \alpha \ \frac{1}{m}$$

وهذا يعني انه كلما زاد طول الموجة قلت كتلة الجسم . وحيث انّ الإلكترون هو اقل الجسيمات في الكتلة إذن الإلكترون أطول موجة .

تذكرانّ : $1\ J = 1Kg\ .\ m^{2}\ .\ s^{-2}$

أ. مصطفى عبد الحميد

مثال/ أوجد طول موجة بوحدةالنانومتر لجسم سرعته (5×10^{5} m/s) وكتلة الجسم 1500 g

الحل/ ثابت بلانك = 6.63×10^{-34} J.s

$$m = 1500\ g = 1.5\ kg$$

$$\lambda = \frac{h}{m\,v} = \frac{6.63 \times 10^{-34}}{1.5 \times 5 \times 10^{5}} = 8.84 \times 10^{-40}\ m$$

$$1\ m = 1 \times 10^{9}\ nm \qquad \therefore \lambda = 8.84 \times 10^{-31}\ nm$$

مثال/ إلكترون طوله الموجي (1×10^{-10} m) أوجد سرعة الإلكترون الذي كتلته (9.01×10^{-31} kg) . ثابت بلانك = 6.63×10^{-34} J.s

$$\lambda = \frac{h}{m\,v}$$

الحل/

$$\therefore v = \frac{h}{\lambda . m} = \frac{6.63 \times 10^{-34}}{1 \times 10^{-10} \times 9.01 \times 10^{-31}} = 7.36 \times 10^{6}\ m/s$$

مبدأ عدم التأكد لهايزنبرج Heisenberg uncertaintg principle

افترضت نظرية بور انه يمكن تحديد مكان وسرعة الإلكترون معا وبكل دقة في وقت واحد ، ولكن العالم هايزنبيج في عام ١٩٢٧م باستخدام ميكانيكا الكم توصل إلى انه لا يمكن تعيين أو قياس مكان وسرعة الإلكترون معا في وقت واحد (علل) وذلك لان حركة الإلكترون الموجية ليس لها مكان محدد . . بمعنى انه لو امكن تحديد موقع الإلكترون بدقة سوف تتغير سرعته . وكذلك لو امكن تحديد سرعة الإلكترون بدقة لادى ذلك إلى عدم وضوح مكانه .

مبدأ هايزنبيرج : يستحيل عملياً تحديد مكان وسرعة الإلكترون معاً في وقت واحد ولكن هذا يخضع لقوانين الاحتمالات .

سؤال : لماذا لا يمكن تحديد سرعة ومكان الإلكترون في نفس اللحظة بدقة .

جواب : يرجع سبب ذلك إلى تاثير فوتونات الضوء المستخدم في قياس موقع وسرعة الإلكترون داخل الذرة . ويمكن توضيح ذلك كما يلي :

■ عند استخدام ضوء فوتوناته ذات اطوال موجية قصيرة ، ظهرت مشكلة الطاقة العالية للفوتون ، والتي تؤثر في كمية حركة الإلكترون وتغير من سرعته رغم كفاءته العالية في تحديد موقع الإلكترون بدقة .

■ عند استخدام فوتونات ذات اطوال موجية طويلة امكن تحديد سرعة الإلكترون بدقة ، ولكنها لا تعطي دقة في تحديد موقع الإلكترون ، وسبب ذلك ان طول الموجة للفوتون الذي يعتبر وحدة قياس المسافة في هذه الحالة يكون أكثر طولاً وبالتالي يعطي دقة اقل في قياس المسافة .

المعادلة الموجية لشرودنجر

تمكن العالم شرودنجر (Schrodinger) من وضع معادلة للموجة عام ١٩٢٦م ، وذلك باستخدام الرياضيات ، وسميت هذه الدراسة بالميكانيكا الموجية .

حيث قام شرودنجر بحل معادلة رياضية تدعى معادلة الموجة ، وحصل من خلالها على مجموعة من الدوال الرياضية ، وسميت بالدوال الموجية ، ويرمز لها بالحرف اليوناني بساي (Ψ) وتصف أشكال وطاقات الموجات الإلكترونية ، وكل من هذه الدوال يدعى فلك (Orbital) وذلك لتمييزه عن مدارات بور ، وكل فلك في ذرة له طاقة مميزة ويصف مجالاً حول النواة يمكن وجود الإلكترون فيه .

نتائج نظرية شرودنجر

- تحديد مناطق حول النواة والتي يزداد احتمال وجود الإلكترون فيه .
- السحابة الإلكترونية وصف مقبول للمدار .
- الفراغ بين مستويات الطاقة ليس خالياً من الإلكترونات .

خلاصة : نظراً لأنه لا يمكن تحديد مكان الإلكترون بدقة ، لذا فإن شرودنجر لجأ إلى استخدام مفهوم الكثافة الإلكترونية (السحابة الإلكترونية) لتمثيل احتمال وجود الإلكترون حول النواة وكلما زادت الكثافة الإلكترونية يزداد احتمال وجود الإلكترون في مكان ما .

تعريف المدار (orbital) : هو حجم وشكل المدار الذي به احتمال عال لوجود إلكترون ذي طاقة عالية .

أعداد الكم Quantum Numers

تعريف أعداد الكم : هي أعداد تحدد طاقة وحجم وشكل واتجاه المدار الذي يدور فيه الإلكترون وتحدد ايضاً اتجاه دوران الإلكترون .

أعداد الكم الثلاثة (n , ℓ , m) هي نتيجة لحل معادلة شرودنجر الرياضية (المعادلة الموجية) ، أما العدد الكمي المغزلي (s) فظهر نتيجة للدراسات الطيفية التي ظهرت من خلالها اوضاع او حالات معينة سميت (باوضاع الكم) ومن هذه الأوضاع نحصل على أعداد تصف حالة الإلكترون تعرف (باعداد الكم) وهي كما يلي

(١) العدد الكمي الرئيسي (n) .
(٢) العدد الكمي الثانوي (المجالي) (m) .
(٣) العدد الكمي المغناطيسي (ℓ) .
(٤) العدد الكمي المغزلي (s) .

العدد الكمي الرئيسي The Principle Quantum Number

العدد الكمي الرئيسي : هو عدد قيمته تحدد حجم وطاقة المدار الذي يدور فيه الإلكترون . ويرمز له بـ (n) .

ويمكن توضيح خصائص وأهمية العدد الكمي الرئيسي كما يلي :

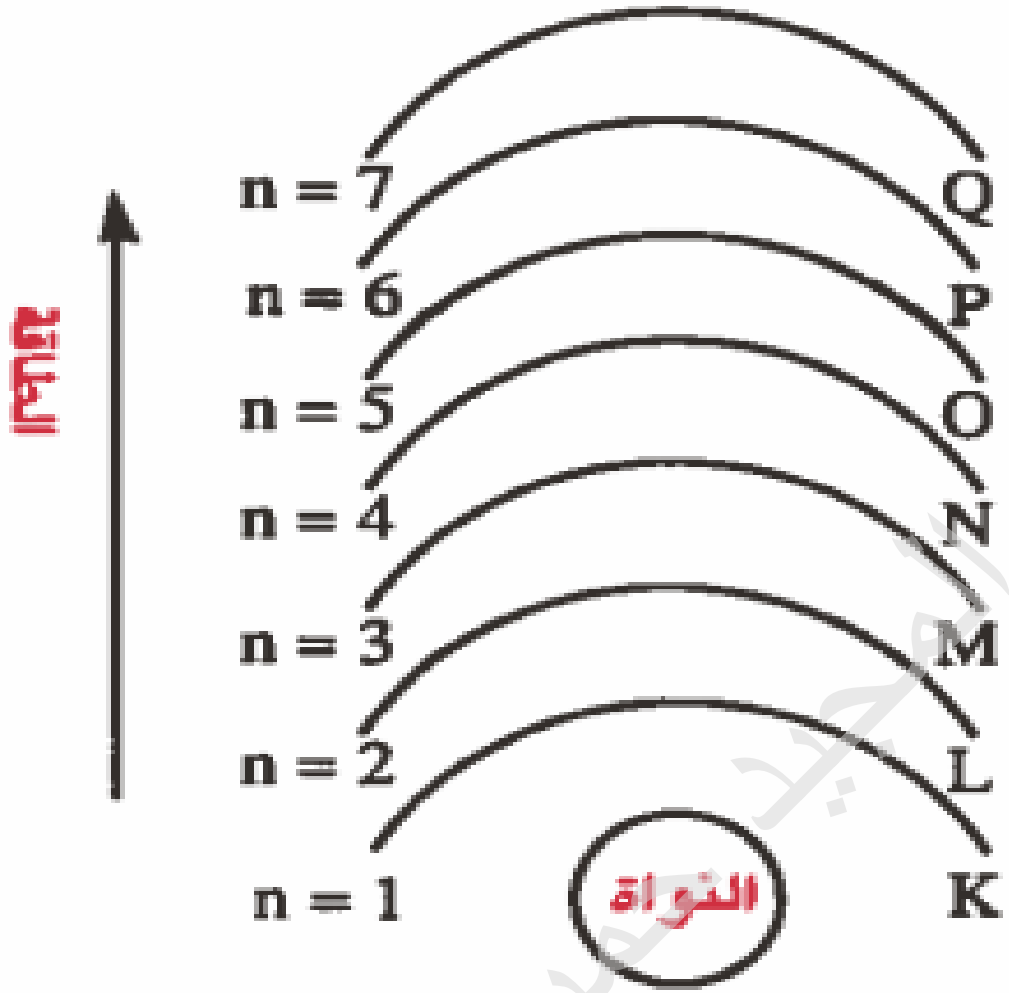
- تاخذ قيم صحيحة وموجبة : (n = 1 , 2 , 3 ..... ∞)

حيث أنه بازدياد قيمة (n) : (١) تزداد الطاقة . (٢) يزداد المدار بعداً عن النواة .

- كلما زادت قيمة (n) للإلكترون تزداد طاقته ، وبالتالي يزداد بعداً عن النواة .
- عندما نذكر أن (n = 1) فإننا نعني بذلك المستوى الرئيسي الأول والذي يرمز له بـ الرمز (K) . وعندما نذكر (n = 2) فإننا نعني بذلك المستوى الرئيسي الثاني والذي يرمز له بـ الرمز (L) وهكذا .

- يمكن معرفة عدد الإلكترونات في المستوى الرئيسي الواحد بالقانون التالي : ($2n^2$) وسوف نشرح ذلك بالتفصيل لاحقاً .

أ. مصطفى عبد المجيد حميد



رقم المستوى الرئيسي	العدد الكمي الرئيسي (n)	رمز المستوى الرئيسي
الأول	1	K
الثاني	2	L
الثالث	3	M
الرابع	4	N
الخامس	5	O
السادس	6	P
السابع	7	Q

وكل مستوى رئيسي يحتوى على مستويات فرعية (غليفات) كما يلي :

- المستوى الرئيسي الأول (n = 1) يحتوي على مستوى فرعي (غليف) واحد (s) .
- المستوى الرئيسي الثاني (n = 2) يحتوي على مستويين فرعيين (غليفين) (s , p) .
- المستوى الرئيسي الثالث (n = 3) يحتوي على ثلاث مستويات فرعية (s , p , d) .
- المستوى الرئيسي الرابع فما بعده يحتوي على أربع مستويات فرعية (s , p , d , f) .

العدد الكمي الثانوي The Secondary Quantum Number

العدد الكمي الثانوي : هو عدد قيمته تحدد شكل المجال (الغليف) الذي يتحرك فيه الإلكترون . ورمزه ℓ

ويمكن توضيح خصائص وأهمية العدد الكمي الثانوي كما يلي :

- ياخذ القيم التالية : $\ell = 0 , 1 , 2 , 3 \ldots\ldots (n - 1)$
- يرمز للمستويات الفرعية (الغليفات) بالرموز التالية s , p , d , f . وذلك لتجنب تكرار الأرقام .

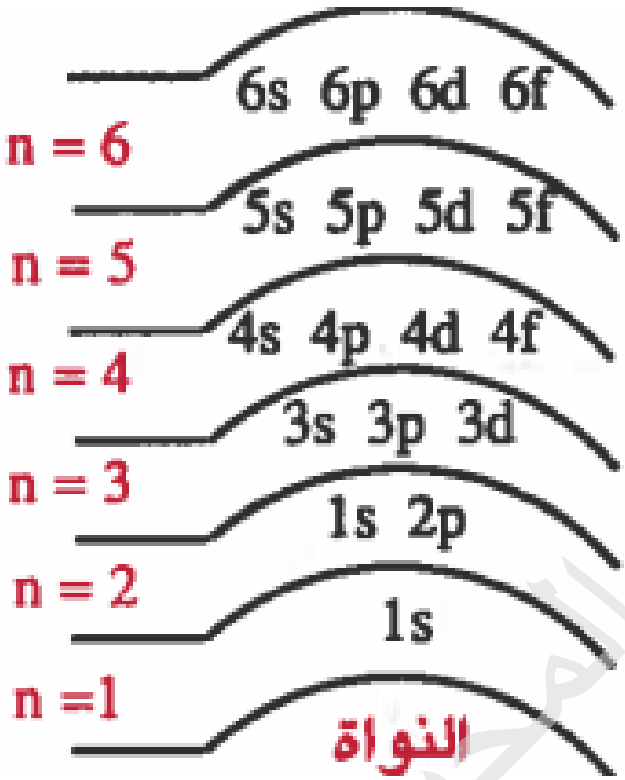
المستوى الفرعي (الغليف)	s	p	d	f
العدد الكمي الثانوي (ℓ)	0	1	2	3

المستوى الرئيسي	عدد الكم الرئيسي	المستوى الفرعي	عدد الكم الثانوي
K	1	s	0
L	2	s	0
		p	1
M	3	s	0
		p	1
		d	2
N	4	s	0
		p	1
		d	2
		f	3

المستوى الرئيسي	عدد الكم الرئيسي	المستوى الفرعي	عدد الكم الثانوي
O	5	s	0
		p	1
		d	2
		f	3
P	6	s	0
		p	1
		d	2
		f	3

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

■ يكتب رقم المستوى الرئيسي (عدد الكم الرئيسي) قبل رمز المستوى الفرعي .



رسم يوضح توزيع المستويات الفرعية في المستويات الرئيسية

■ يمكن إيجاد عدد الإلكترونات في كل مستوى فرعي بالقانون $2(2\ell + 1)$

أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

العدد الكمي المغناطيسي The Magnetic Quantum Number

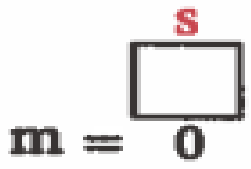
العدد الكمي المغناطيسي : هو عدد قيمته تحدد اتجاه المدار في الفراغ بالنسبة للنواة . ويرمز له بـ (m) او (m_l)

ويمكن توضيح خصائص وأهمية العدد الكمي المغناطيسي كما يلي:

- يأخذ القيم التالية : $m = +\ell \, , \ldots\ldots , 0 , \ldots\ldots , -\ell$
- كل مستوى فرعي يحتوي على عدد من المجالات ، ويمكن إيجاد عدد المجالات في كل مستوى فرعي بالقانون ($2\ell + 1$) وسوف نشرح ذلك بالتفصيل لاحقاً .
- كل مستوى فرعي يحتوي على عدد من المجالات ، وكل مجال يأخذ عدد يسمى العدد الكمي المغناطيسي (m) . كما في الأمثلة التالية :

أ. مصطفى عبد الحميد

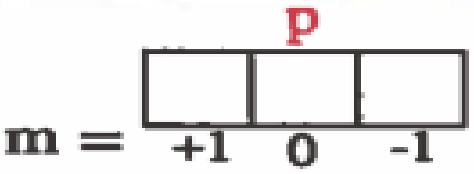
● المستوى الفرعي (الغليف) s يحتوي على مجال إلكتروني واحد



$\ell = 0 \Rightarrow$ s

m = 0

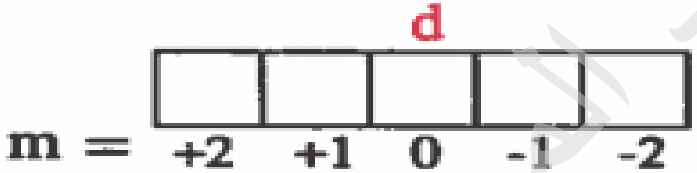
● المستوى الفرعي (الغليف) p يحتوي على ثلاثة مجالات إلكترونية وكل مجال ياخذ القيم التالية:



$\ell = 1 \Rightarrow$ p

m = +1 , 0 , -1

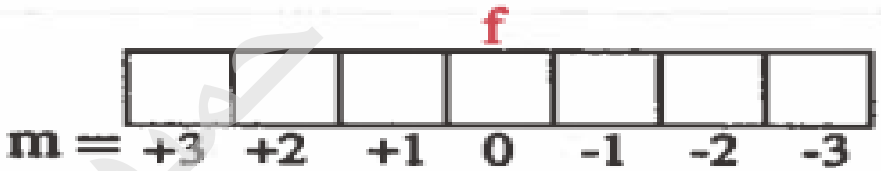
● المستوى الفرعي (الغليف) d يحتوي على خمسة مجالات إلكترونية وكل مجال ياخذ القيم التالية:



$\ell = 2 \Rightarrow$ d

m = +2 , +1 , 0 , -1 , 2

● المستوى الفرعي (الغليف) f يحتوي على سبعة مجالات إلكترونية وكل مجال ياخذ القيم التالية:



$\ell = 3 \Rightarrow$ f

m = +3 , +2 , +1 , 0 , -1 , - 2 , -3

مثال : في الغليف ($\ell = 1$) القيمة غير الممكنة للعدد الكمي المغناطيسي (m) هي :

(أ) (+2) (ب) (+1) (جـ) (zero) (د) (-1)

الحل : الاجابة الصحيحة هي : (أ)

وذلك لأنّ الغليف هو (p) ، والعدد الكمي المغناطيسي (m) ياخذ القيم : +1, 0 , -1

العدد الكمي المغزلي The Spin Quantum Number

العدد الكمي المغزلي : هو عدد قيمته تحدد اتجاه دوران الإلكترون حول نفسه. ويرمز له بـ (s) او (m_s)

■ لم تستطع معادلة شرودنجر تفسير ظاهرة انفصال الخط الطيفي إلى خطين متقاربين جداً ، وقد تم تفسير ذلك من خلال :

(١) دراسة الخواص المغناطيسية (٢) تفسير الأطياف الذرية

■ حيث دلت هذه الدراسات على أن الإلكترونات تدور حول نفسها ، ومن ذلك تم الاستنتاج ان للإلكترون سلوكاً مغناطيسياً .

وحيث أن الإلكترون يستطيع الدوران في أحد الاتجاهين (مع اتجاه عقارب الساعة وعكس اتجاه عقارب الساعة)

وهذه الحركة ذات كم معين ، لذا كان لا بد من وجود عدد كمي رابع وسمّي (بالعدد الكمي المغزلي) وله قيمتان $+\frac{1}{2}$ او $-\frac{1}{2}$

(١) إذا كان الإلكترون يدور مع اتجاه عقارب الساعة فإنه يأخذ القيمة : $s = +\frac{1}{2}$

(٢) إذا كان الإلكترون يدور عكس اتجاه عقارب الساعة فإنه يأخذ القيمة : $s = -\frac{1}{2}$

■ تم الاصطلاح على تمثيل الإلكترون الذي قيمته ($+\frac{1}{2}$) بسهم متجه للأعلى (↑) والذي قيمته ($-\frac{1}{2}$) بسهم متجه للأسفل (↓) وفي كلتا الحالتين لهما الطاقة نفسها .

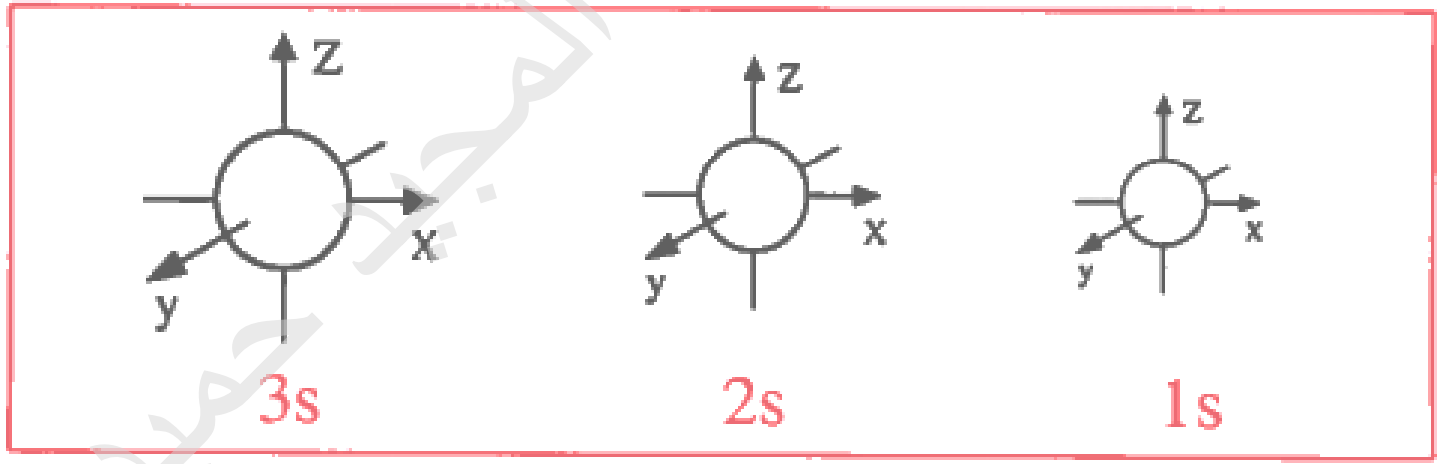
أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

أشكال المدارات الذرية : Atomic Orbitals

المدار الذري : هو منطقة من الفراغ تحيط بالنواة وبها يكون احتمال وجود الإلكترون معظم الوقت .

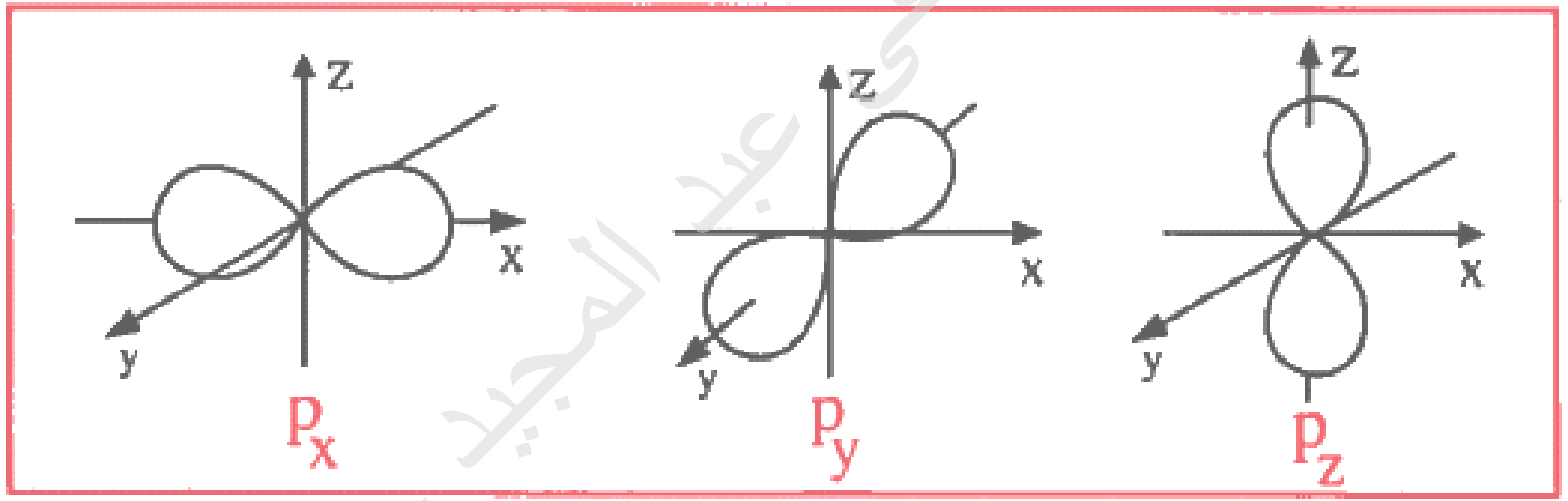
ملاحظة : يصعب تحديد شكل المدارات بدقة (علل) وذلك بسبب الطبيعة الموجية للمدار ، والتي تمنعة ان يتخذ شكلاً محدداً .

■ المدار S : شكله كروي ويتواجد في جميع مستويات الطاقة الرئيسية ، ويزداد حجمه كلما كان المدار (s) في مستوى طاقة رئيسي (n) اكبر .



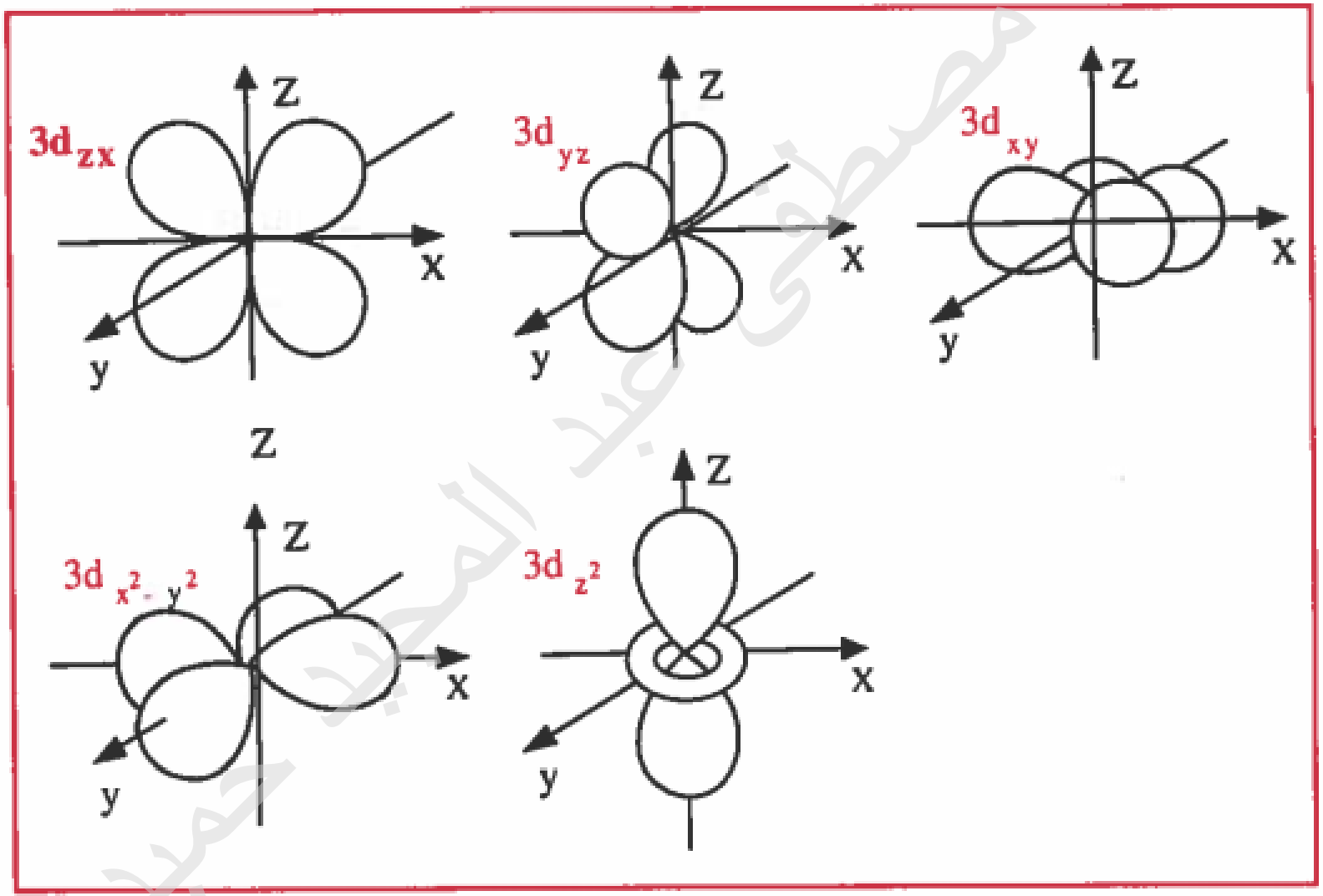
أ/ مصطفى عبد المجيد حميد

■ **مدارات p :** تتواجد في جميع المستويات الرئيسية عدا المستوى الرئيسي الاول (n = 1) ويتكون من ثلاث مدارات كل منها يتخذ اتجاه فراغي متعامد على الآخر بحيث تكون الزاوية بين كل منها (90°) .



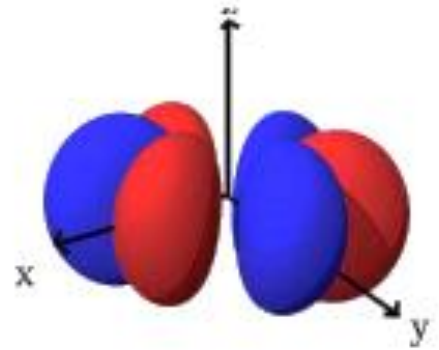
أ. مصطفى عبد المجيد حميد

■ **مدارات d :** يتواجد في جميع المستويات الرئيسية عدا المستوى الرئيسي الأول والثاني ويحتوي على خمس مدارات كل منها يتخذ اتجاه فراغي مختلف عن الآخر ، وهي معقدة في تركيبها .

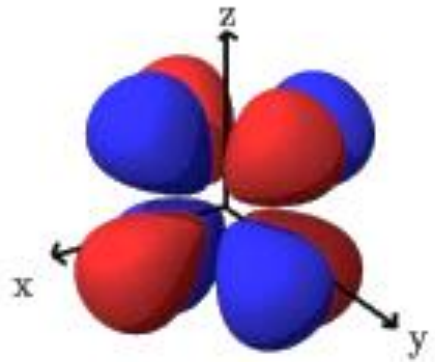


أ. مصطفى عبد المجيد حميد

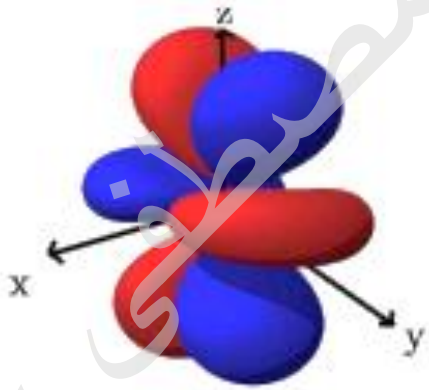
■ **مدارات f :** يبدأ ظهور المدار (f) في المستوى الرئيسي الرابع فما بعده ويحتوي على سبع مدارات كل منها يتخذ اتجاه فراغي مختلف عن الآخر ، وهي اكثر تعقيداً من المدار (d) في تركيبها .



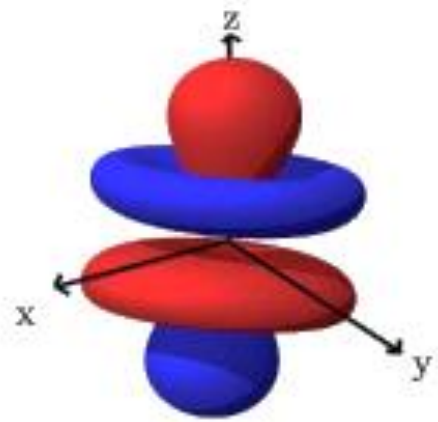
$f_{y(3x^2-y^2)}$



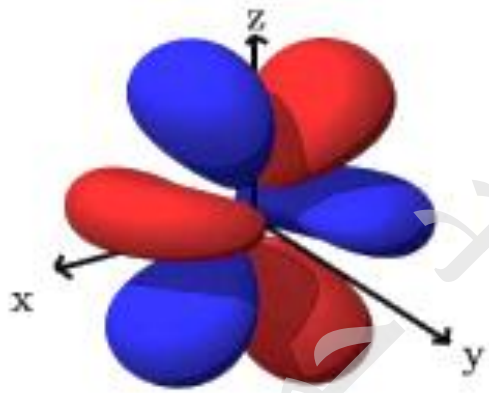
$f_{z(x^2-y^2)}$



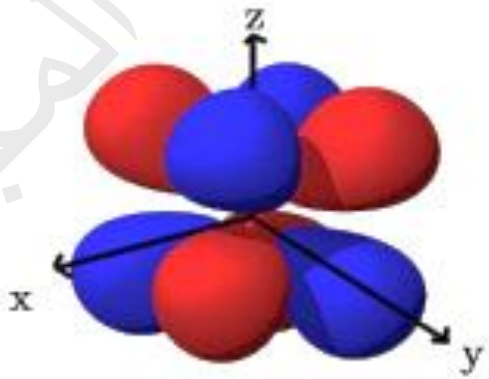
f_{yz^2}



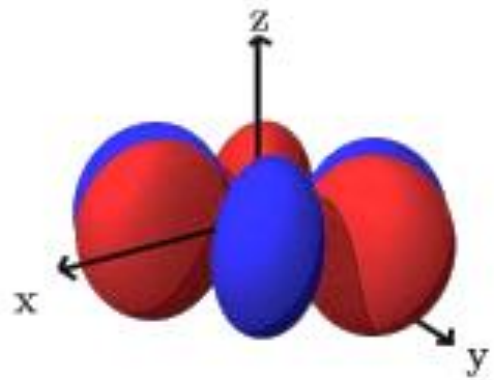
f_{z^3}



f_{xz^2}



f_{xyz}



$f_{x(x^2-3y^2)}$

أ. مصطفى عبد المجيد أحمد

الطيف الكهرومغناطيسي
Electromagnetic Spectrum

أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

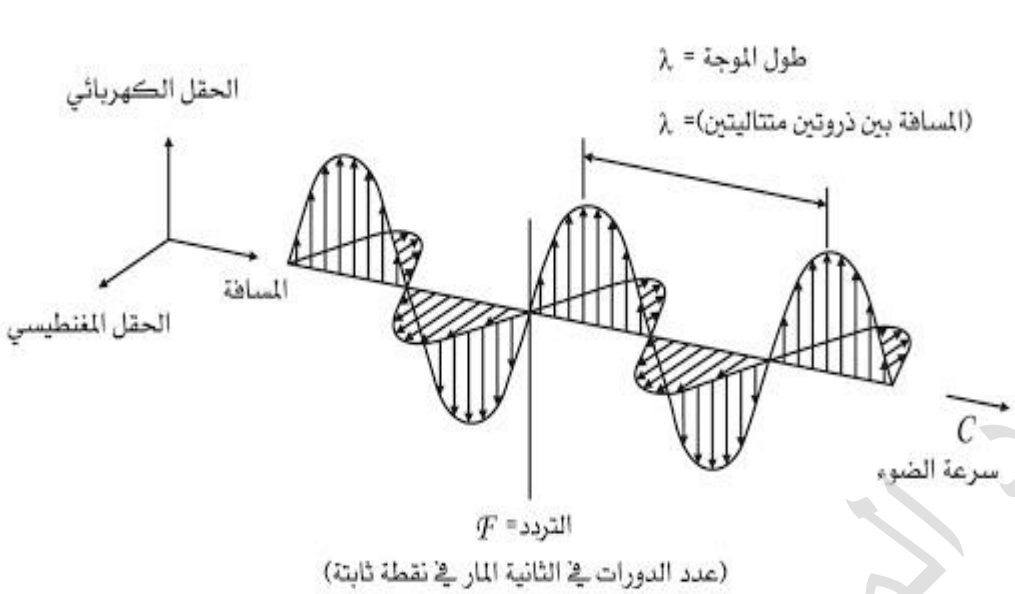
تعريف الطيف : هو الشكل الناتج عن تحليل الأشعة الكهرومغناطيسية (الأشعة الضوئية) بواسطة جهاز المطياف .

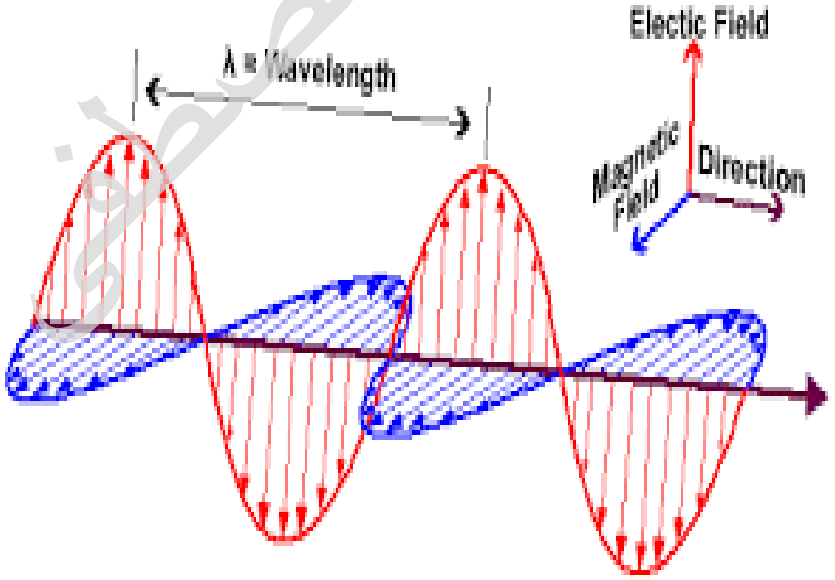
ظاهرة النشاط الإشعاعي :

- وجد العالم بيكرل Becquerel ١٨٩٦م أن أملاح اليورانيوم تعطي إشعاعات تؤثر في الألواح الفوتوغرافية وتسودها حتى لو كانت هذه الألواح مغلفة بغلاف رقيق من المعدن ، وهذا يدل على أن هذه الأشعاعات لها القدرة على الاختراق .
- تابع الزوجان بييركوري وزوجته ماري دراسة النشاط الإشعاعي .
- أمكن في النهاية التوصل إلى أن انوية العناصر غير المستقرة (غير الثابتة) تبعث تلقائياً إشعاعات مختلفة وهي كما يلي :

(١) أشعة ألفا (α)　　(٢) أشعة بيتا (β)　　(٣) أشعة جاما (γ)

أ. مصطفى عبد المجيد حميد





أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

ويمكن توضيح خواص كل منها من خلال المقارنة التالية :

نوع الاشعة	اشعة الفا (α)	اشعة بيتا (β)	اشعة جاما (ɣ)
طبيعتها	دقائق مادية (ايونات الهيليوم)	دقائق مادية	موجات كهرومغناطيسية
شحنتها	موجبة	سالبة	ليس لها شحنة
كتلتها	تساوي كتلة الهليوم	تساوي كتلة الإلكترون	ليس لها كتلة
تاثرها بالمجال الكهربي	تنحرف نحو القطب السالب لانها تحمل شحنة ثنائية موجبة	تنحرف نحو القطب الموجب لانها تحمل شحنة احادية سالبة	لا تتاثر لانها لا تحمل شحنة
قدرتها على الاختراق	ضئيلة	اعلى من اشعة الفا	عالية جداً

■ الضوء بجميع أشكاله (الأشعة السينية ، الضوء المرئي ، الأشعة تحت الحمراء ، الأشعة فوق البنفسجية ، أمواج الراديو والتلفاز) يسمى بالاشعاع الكهرومغناطيسي . هذا يعني أن الضوء المرئي شكل من اشكال الاشعاع الكهرومغناطيسي .

■ **تعريف الضوء :** هي اشعة كهرومغناطيسية تسير بسرعة ثابتة $3 \times 10^8 \ m/s$ وباطوال موجية مختلفة .

■ يتكون الضوء من مجالات كهربية ومغناطيسية تهتز في حركة موجية وتنتشر في المكان الموجود فيه

■ يمكن وصف اي شعاع ضوئي من خلال طول موجته (λ) وتردد موجته (υ) .

$$C = \lambda \cdot \upsilon \quad (1)$$

$$C = \frac{\upsilon}{\upsilon} \quad (2)$$

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

C : سرعة الضوء وقيمتها (3×10^8 m / s)

υ : التردد ووحدته هيرتز (Hz) او s^{-1} . λ : طول الموجة .

$\bar{\upsilon}$: العدد الموجي . $\bar{\upsilon} = \frac{1}{\lambda}$

يتبين من المعادلتين ما يلي :
- أنّ هناك علاقة طردية بين التردد والعدد الموجي .
- أنّ هناك علاقة عكسية بين التردد والطول الموجي .

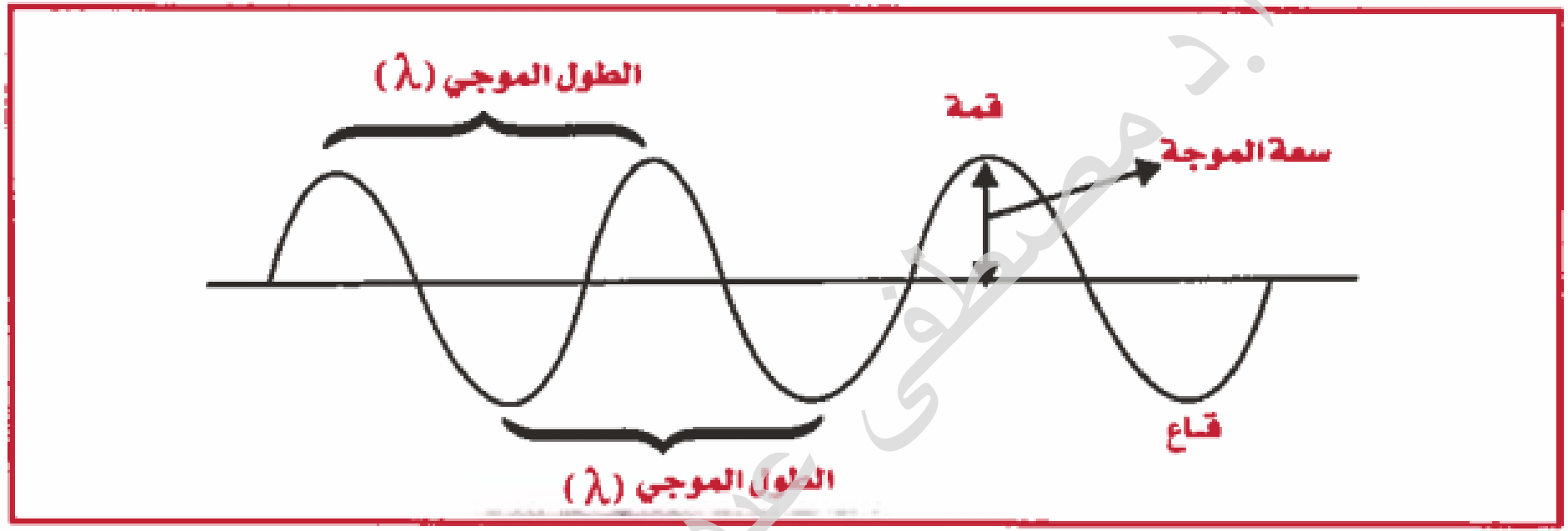
تدريب : ما وحدة التردد في نظام الوحدات الدولية (SI) .

تعريف التردد υ : هو عدد القمم المارة بنقطة خلال الثانية الواحدة ووحدته هيرتز (Hz) او (s^{-1}) .

تعريف طول الموجة λ : هو المسافة بين قمتين أو قاعين متتاليين .

ملاحظة : العدد الموجي هو مقلوب الطول الموجي ويرمز له بالرمز $\bar{\upsilon}$.

أ. مصطفى عبد المجيد حميد



$1\ m = 100\ cm$

$1\ m = 1 \times 10^{9}\ nm$ (نانومتر nanometer)

$1\ m = 1 \times 10^{10}\ \mathring{A}$ (انجستروم Angstrom)

$1\ m = 1 \times 10^{6}\ \mu$ (ميكرون micron)

$1\ m = 1 \times 10^{12}\ p$ (بيكو pico)

أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

مثال [redacted] ضوء أزرق طول موجته 434 nm :

(١) احسب تردد الموجة . (٢) احسب العدد الموجي .

علماً بان سرعة الضوء تساوي : ($C = 3 \times 10^8$ m / s)

الحل :

ملاحظة : نظراً لأنّ وحدة السرعة m / s لذا يجب تحويل وحدة طول الموجة إلى m

(1) $\lambda = 434$ nm $\therefore \lambda = 4.34 \times 10^{-7}$ m

$$\upsilon = \frac{C}{\lambda} = \frac{3 \times 10^8 \text{ m/s}}{4.34 \times 10^{-7} \text{ m}} = 6.9 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

(2) $$\bar{\upsilon} = \frac{1}{\lambda} = \frac{1}{4.34 \times 10^{-7} \text{ m}} = 2304147.5 \text{ m}^{-1} = 2.3 \times 10^6 \text{ m}^{-1}$$

مثال [redacted] ضوء احمر طول موجته 6560 Å :

(١) احسب تردد الموجة . (٢) احسب العدد الموجي . ($C = 3 \times 10^8 \text{ m/s}$)

الحل :

ملاحظة : نظراً لأنّ وحدة السرعة m / s لذا يجب تحويل وحدة طول الموجة إلى m

(1) $\lambda = 6560 \text{ Å}$ $\therefore \lambda = 6.56 \times 10^{-7} \text{ m}$

$$\upsilon = \frac{C}{\lambda} = \frac{3 \times 10^8 \text{ m/s}}{6.56 \times 10^{-7} \text{ m}} = 4.57 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

(2) $$\bar{\upsilon} = \frac{1}{\lambda} = \frac{1}{6.56 \times 10^{-7} \text{ m}} = 1524390.2 \text{ m}^{-1} = 1.52 \times 10^6 \text{ m}^{-1}$$

أ. مصطفى عبد الحميد حيد

نظرية الكم للضوء

Quantum Theory of Light

- في نهاية القرن السابع عشر توصل العالم نيوتن (Newton) إلى ان الضوء مكوّن من جسيمات كروية دقيقة تتحرك بسرعة كبيرة .
- اقترح العالم هيونز (Hugyens) أن الضوء يتكون من موجات .
- بعد إجراء تجربة (ظاهرة إشعاع الجسم الأسود) قام العالم بلانك Plank بتفسير هذه الظاهرة وتوصل إلى أن الأجسام (الذرات) تشع أو تمتص طاقة بكميات محددة يطلق عليها وحدة الكم أو الكوانتم (ولذلك يعتبر بلانك مؤسس نظرية الكم) .

ظاهرة إشعاع الجسم الأسود : لوحظ عند تسخين جسم ما مثل الحديد أو التنجستن ينبعث اشعاع حراري طبيعته تعتمد على درجة حرارة الجسم المسخن وقد فشلت النظرية الموجية في تفسير هذه الظاهرة .

أ. مصطفى عبد المجيد خير

فمثلاً عندما ينتقل الجسم من مستوى طاقة معين إلى مستوى أقل منه فإنه يبعث إشعاع كهرومغناطيسي طاقته تساوي الفرق بين طاقة المستويين . وتتناسب هذه الطاقة مع تردد الشعاع المنبعث أو الممتص .

■ ومن اقتراح بلانك يمكن أن نتوصل إلى :

(١) أن أي جسم يستطيع إصدار أو امتصاص طاقة ينبغي أن يحوي بداخله على مستويات طاقة محددة .

(٢) إن امتصاص أو إصدار الطاقة لا يتم إلا في حالة انتقال الجسم من مستوى طاقة إلى مستوى آخر ، وهذا يعني وجود جسيمات متذبذبة داخل الأجسام تكون سبباً في إصدار أو امتصاص الطاقة . (وهذه الأجسام هي الإلكترونات)

وقد توصل بلانك إلى أن الطاقة (E) تتناسب طردياً مع تردد الشعاع الممتص أو المنبعث (υ)

أ. مصطفى عبد الحميد

تعريف النظرية الكمية للضوء :

الضوء شكل من اشكال الطاقة ينبعث على شكل وحدات تسمى فوتونات لكل فوتون تردد معين وطاقة معينة تعتمد على تردده .

$$\Delta E = h \cdot \upsilon \quad (3)$$

حيث انّ : υ = التردد

h = ثابت بلانك (6.63×10^{-34} J.s) (جول × ثانية = J.s)

ΔE = الفرق في الطاقة بين المستويين (طاقة الشعاع)

وتساوي : $\Delta E = E_f - E_i$

حيث ان : E_i = الطاقة الابتدائية E_f = الطاقة النهائية

وحيث انّ : ($C = \lambda \cdot \upsilon$)

$$E = h \frac{C}{\lambda} \quad (4)$$

C : سرعة الضوء وقيمتها (3×10^8 m / s)

υ : التردد ووحدته هيرتز (Hz) او s^{-1} .

λ : طول الموجة .

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

ظاهرة التأثير الكهروضوئي

Photoelectric effect

طور آينشتاين نظرية بلانك عام ١٩٠٥م حيث قام بتفسير ظاهرة انبعاث الإلكترونات من سطح المعدن (مثل السيزيوم والبوتاسيوم) عند سقوط ضوء عليه (ظاهرة التاثير الضوئي) حيث افترض آينشتاين أن الضوء (الأشعة الكهرومغناطيسية) تتكون من جسيمات متناهية في الصغر ، أطلق عليها اسم (الفوتونات) .

ويمتلك كل فوتون طاقة مقدارها ($h\upsilon$) . وتنطلق الفوتونات في الفراغ بسرعة تساوي سرعة الضوء

$$E_{Ph} = h \cdot \upsilon \quad \text{---(5)}$$

حيث انّ : υ = التردد ووحدته هيرتز (Hz) او s^{-1} .

: $MHz = 1000{,}000\ Hz$ & $KHz = 1000\ Hz$

(ميجا هيرتز MHz) & (كيلو هيرتز KHz)

h = ثابت بلانك (6.63×10^{-34} J.s) (جول × ثانية = J.s)

E = طاقة الفوتون

نص نظرية آينشتاين للضوء : الضوء له طبيعة مزدوجة جسيمية وموجية .

مثال [redacted] احسب طاقة شعاع طول موجته 5×10^{-7} m .

علماً بانّ سرعة الضوء = (3×10^{8} m / s)

الحل :

$$E = h \frac{C}{\lambda} = \frac{6.63 \times 10^{-34} \text{ J.s} \times 3 \times 10^{8} \text{ m/s}}{5 \times 10^{-7} \text{ m}} = 3.978 \times 10^{-19} \text{ J}$$

مثال [redacted] احسب الطاقة بوحدة الجول لموجة ضوئية طولها 50 nm .

علماً بانّ سرعة الضوء = (3×10^{8} m / s)

الحل :

ملاحظة : نظراً لانّ وحدة السرعة m / s لذا يجب تحويل وحدة طول الموجة إلى m

$$\lambda = 50 \text{ nm} \qquad \therefore \lambda = 5 \times 10^{-8} \text{ m}$$

$$E = h \frac{C}{\lambda} = \frac{6.63 \times 10^{-34} \text{ J.s} \times 3 \times 10^{8} \text{ m/s}}{5 \times 10^{-8} \text{ m}} = 3.978 \times 10^{-18} \text{ J}$$

أ. مصطفى عبد المجيد حيد

مثال [redacted] كم عدد الفوتونات الضوئية اللازمة لانتاج طاقة مقدارها 3.5 J علماً بانّ الطول الموجي للفوتونات 5000 Å . سرعة الضوء = (3×10^8 m / s)

الحل :

$$1m = 1 \times 10^{10} \text{ Å}$$

$$\lambda = 5000 \text{ Å} \qquad \therefore \lambda = 5 \times 10^{-7} \text{ m}$$

$$E_{Ph} = h \frac{C}{\lambda} = \frac{6.63 \times 10^{-34} \times 3 \times 10^8}{5 \times 10^{-7}} = 3.978 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$\text{NO.of photons} = \frac{3.5}{3.97 \times 10^{-19}} = 8.8 \times 10^{18} \text{ photon}$$

نظراً لفشل نظرية بور في تفسير طيف الذرات عديدة الإلكترونات ، ونظراً لظهور تناقضات بين مبادىء الكم التي افترضها العالم بور مع قوانين الميكانيكا . مما دعا الفيزيائيون إلى استخدام نظريات الميكانيكا الموجية لتفسير تركيب الذرة وهذه النظريات سميت بالنظرية الذرية الحديثة . ومن العلماء الذين ساهموا في ذلك وادخلوا تعديلات على نظرية بور :

(١) دي بروجلي (٢) هايزنبيرج (٣) شرودنجر

أسس النظرية الذرية الحديثة :

(١) الطبيعة المزدوجة للإلكترون للعالم دي بروجلي (دي برولیه) .

(٢) مبدأ عدم التأكد للعالم هايزنبيرج .

(٣) إيجاد معادلة مناسبة تصف الحركة الموجية للإلكترون ، وتحدد اشكالها وطاقتها للعالم شرودنجر .

الطبيعة المزدوجة للإلكترون للعالم دي بروجلي

■ توصل أينشتاين Einsttein إلى أنّ الضوء عبارة عن سيل من الجسيمات مكوّنة من اجزاء صغيرة تسمى فوتونات وهذا يعني أنّ للضوء موجات تحمل بعض خواص الجسيمات

ومن ذلك وضع أينشتاين المعادلة التالية : $E = m \cdot C^2$ (22)

حيث انّ :

E = طاقة الشعاع بوحدة الجول (J) . m = كتلة الفوتون بوحدة الكيلو جرام (Kg) .

C = سرعة الشعاع (3×10^8 m / s)

■ العالم بور افترض أن الإلكترون يدور حول النواة في مدارات محددة ، وأن طاقات إلكترون ذرة الهيدروجين ذات كميات محددة (مكممة) من الطاقة ، ولكن العالم بور لم يعطي تفسيراً لذلك حتى جاء العالم دي بروجلي واستطاع أن يفسر هذا اللغز .

أ. مصطفى عبد الحميد

مبدأ دي بروجلي : كل جسم متحرك يصاحبه حركة موجية لها بعض خصائص الموجات الصوتية .

■ اقترح دي بروجلي De Broglie عام ١٩٢٤م ان تكون الأجسام ومن ضمنها الإلكترونات مثلها مثل الضوء لها طبيعة ثنائية (مزدوجة) اي تحمل خواص موجية وخواص الدقائق (انها اجسام مادية ولها خواص موجية مثل الفوتونات) وقد استطاع العالم دي بروجلي من وضع معادلة لقياس طول موجة الإلكترون المتحرك :

$$\lambda = \frac{h}{m\,v}$$

المشاهدات العملية التي تدل على أن للإلكترونات طبيعة موجية :

(١) عند مرور الإلكترونات خلال فتحة ضيقة او من خلال بلورات الفلزات فإنها تعاني حيوداً وهذا الحيود يدل على وجود حركة موجية تصاحب الإلكترونات .

(٢) أمكن تجميع الإلكترونات في بؤرة وانعكاسها فيها ، وهذه الملاحظة تتفق مع خواص الموجات الكهرومغناطيسية .

اشتقاق معادلة دي بروجلي

باستخدام معادلة أينشتاين : $E = m \cdot C^2$ باستخدام قانون بلانك : $E = h\nu$

ومن معادلة أينشتاين ومعادلة بلانك : $\therefore m\ C^2 = h\ \frac{C}{\lambda}$ ⟸ $\therefore E = h\ \frac{C}{\lambda}$

$\therefore \lambda = \frac{h}{mC}$ $\therefore m\ C = \frac{h}{\lambda}$

$$\lambda = \frac{h}{m\,C} \quad (23)$$

حيث انّ : λ = طول الموجة بوحدة المتر (m) . h = ثابت بلانك وقيمته ($6.63 \times 10^{-34}\ J\ s^{-1}$)

C = سرعة الضوء ($3 \times 10^{8}\ m/s$) m = الكتلة بوحدة الكيلوجرام .

وحسب مبدأ دي بروجلي فإنه نظراً لأن الإلكترونات تحمل صفات موجية فإنه يمكن تطبيق القانون السابق لإيجاد طول موجة الإلكترون مع فارق بسيط . والقانون هو :

$$\lambda = \frac{h}{m\ v} \quad (24)$$

حيث انّ : λ = طول الموجة بوحدة المتر (m) .

v = سرعة الإلكترون . m = كتلة الإلكترون بوحدة الكيلوجرام . h = ثابت بلانك

أ. مصطفى عبد الحميد

سؤال : ما الفرق بين نظرية دي بروجلي ونظرية بلانك للضوء .

جواب : افترض بلانك أن للموجات الضوئية بعض خواص الدقائق الصغيرة أما دي بروجلي فقد اقترح أن الدقائق الصغيرة تحمل خواص موجية .

سؤال : لماذا نلاحظ الطبيعة الموجية في الأجسام الصغيرة كالإلكترون ولا نلحظها في الأجسام الكبيرة .

جواب : من معادلة دي بروجلي $\lambda = \frac{h}{mC}$ يتبين أن هناك تناسب عكسي بين كتلة الجسم المتحرك وطول موجته أي انه كلما زادت كتلة الجسم قل طول الموجة وبذلك لا يمكن ملاحظتها (اكتشافها) (قياسها) ولذلك لا يمكن ملاحظة الطبيعة الموجية للكتل الكبيرة . أما الأجسام ذات الكتل الصغيرة مثل الإلكترونات فإن أطوال موجاتها كبيرة وبالتالي يمكن قياسها عملياً .

مثال / اي من الأجسام التالية أطول موجة إذا كانت تسير بنفس السرعة :

(١) إلكترون (٢) جزيء (٣) كرة قدم (٤) حبة رمل

الحل / من القانون : $\lambda = \frac{h}{m\,v}$ يتبين ان هناك تناسب عكسي بين الكتلة وطول الموجة

$$\lambda \ \alpha \ \frac{1}{m}$$

وهذا يعني انه كلما زاد طول الموجة قلت كتلة الجسم . وحيث انّ الإلكترون هو اقل الجسيمات في الكتلة إذن الإلكترون أطول موجة .

تذكرانّ : $1\ J = 1Kg\ .\ m^{2}\ .\ s^{-2}$

أ. مصطفى عبد المجيد

مثال/ أوجد طول موجة بوحدةالنانومتر لجسم سرعته (5×10^{5} m/s) وكتلة الجسم 1500 g

الحل/ ثابت بلانك = 6.63×10^{-34} J.s

$$m = 1500\ g = 1.5\ kg$$

$$\lambda = \frac{h}{m\,v} = \frac{6.63 \times 10^{-34}}{1.5 \times 5 \times 10^{5}} = 8.84 \times 10^{-40}\ m$$

$$1\ m = 1 \times 10^{9}\ nm \qquad \therefore \lambda = 8.84 \times 10^{-31}\ nm$$

مثال/ إلكترون طوله الموجي (1×10^{-10} m) أوجد سرعة الإلكترون الذي

كتلته (9.01×10^{-31} kg) . ثابت بلانك = 6.63×10^{-34} J.s

$$\lambda = \frac{h}{m\,v}$$

الحل/

$$\therefore v = \frac{h}{\lambda . m} = \frac{6.63 \times 10^{-34}}{1 \times 10^{-10} \times 9.01 \times 10^{-31}} = 7.36 \times 10^{6}\ m/s$$

مبدأ عدم التأكد لهايزنبرج Heisenberg uncertaintg principle

افترضت نظرية بور انه يمكن تحديد مكان وسرعة الإلكترون معا وبكل دقة في وقت واحد ، ولكن العالم هايزنبيج في عام ١٩٢٧م باستخدام ميكانيكا الكم توصل إلى انه لا يمكن تعيين أو قياس مكان وسرعة الإلكترون معا في وقت واحد (علل) وذلك لان حركة الإلكترون الموجية ليس لها مكان محدد . . بمعنى انه لو امكن تحديد موقع الإلكترون بدقة سوف تتغير سرعته . وكذلك لو امكن تحديد سرعة الإلكترون بدقة لادى ذلك إلى عدم وضوح مكانه .

مبدأ هايزنبيرج : يستحيل عملياً تحديد مكان وسرعة الإلكترون معاً في وقت واحد ولكن هذا يخضع لقوانين الاحتمالات .

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

سؤال : لماذا لا يمكن تحديد سرعة ومكان الإلكترون في نفس اللحظة بدقة .

جواب : يرجع سبب ذلك الى تاثير فوتونات الضوء المستخدم في قياس موقع وسرعة الإلكترون داخل الذرة . ويمكن توضيح ذلك كما يلي :

■ عند استخدام ضوء فوتوناته ذات اطوال موجية قصيرة ، ظهرت مشكلة الطاقة العالية للفوتون ، والتي تؤثر في كمية حركة الإلكترون وتغير من سرعته رغم كفاءته العالية في تحديد موقع الإلكترون بدقة .

■ عند استخدام فوتونات ذات اطوال موجية طويلة امكن تحديد سرعة الإلكترون بدقة ، ولكنها لا تعطي دقة في تحديد موقع الإلكترون ، وسبب ذلك ان طول الموجة للفوتون الذي يعتبر وحدة قياس المسافة في هذه الحالة يكون أكثر طولاً وبالتالي يعطي دقة اقل في قياس المسافة .

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

المعادلة الموجية لشرودنجر

تمكن العالم شرودنجر (Schrodinger) من وضع معادلة للموجة عام ١٩٢٦م ، وذلك باستخدام الرياضيات ، وسميت هذه الدراسة بالميكانيكا الموجية .

حيث قام شرودنجر بحل معادلة رياضية تدعى معادلة الموجة ، وحصل من خلالها على مجموعة من الدوال الرياضية ، وسميت بالدوال الموجية ، ويرمز لها بالحرف اليوناني بساي (Ψ) وتصف أشكال وطاقات الموجات الإلكترونية ، وكل من هذه الدوال يدعى فلك (Orbital) وذلك لتمييزه عن مدارات بور ، وكل فلك في ذرة له طاقة مميزة ويصف مجالاً حول النواة يمكن وجود الإلكترون فيه .

أ.د مصطفى عبد الحميد حميد

نتائج نظرية شرودنجر

- تحديد مناطق حول النواة والتي يزداد احتمال وجود الإلكترون فيه .
- السحابة الإلكترونية وصف مقبول للمدار .
- الفراغ بين مستويات الطاقة ليس خالياً من الإلكترونات .

خلاصة : نظراً لأنه لا يمكن تحديد مكان الإلكترون بدقة ، لذا فإن شرودنجر لجأ إلى استخدام مفهوم الكثافة الإلكترونية (السحابة الإلكترونية) لتمثيل احتمال وجود الإلكترون حول النواة وكلما زادت الكثافة الإلكترونية يزداد احتمال وجود الإلكترون في مكان ما .

تعريف المدار (orbital) : هو حجم وشكل المدار الذي به احتمال عال لوجود إلكترون ذي طاقة عالية .

أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

أعداد الكم Quantum Numers

تعريف أعداد الكم : هي أعداد تحدد طاقة وحجم وشكل واتجاه المدار الذي يدور فيه الإلكترون وتحدد ايضاً اتجاه دوران الإلكترون .

أعداد الكم الثلاثة (n , ℓ , m) هي نتيجة لحل معادلة شرودنجر الرياضية (المعادلة الموجية) ، أما العدد الكمي المغزلي (s) فظهر نتيجة للدراسات الطيفية التي ظهرت من خلالها اوضاع او حالات معينة سميت (باوضاع الكم) ومن هذه الأوضاع نحصل على أعداد تصف حالة الإلكترون تعرف (باعداد الكم) وهي كما يلي

(١) العدد الكمي الرئيسي (n) .

(٢) العدد الكمي الثانوي (المجالي) (m) .

(٣) العدد الكمي المغناطيسي (ℓ) .

(٤) العدد الكمي المغزلي (s) .

أ. مصطفى عبد الحميد محمد

العدد الكمي الرئيسي The Principle Quantum Number

العدد الكمي الرئيسي : هو عدد قيمته تحدد حجم وطاقة المدار الذي يدور فيه الإلكترون . ويرمز له بـ (n) .

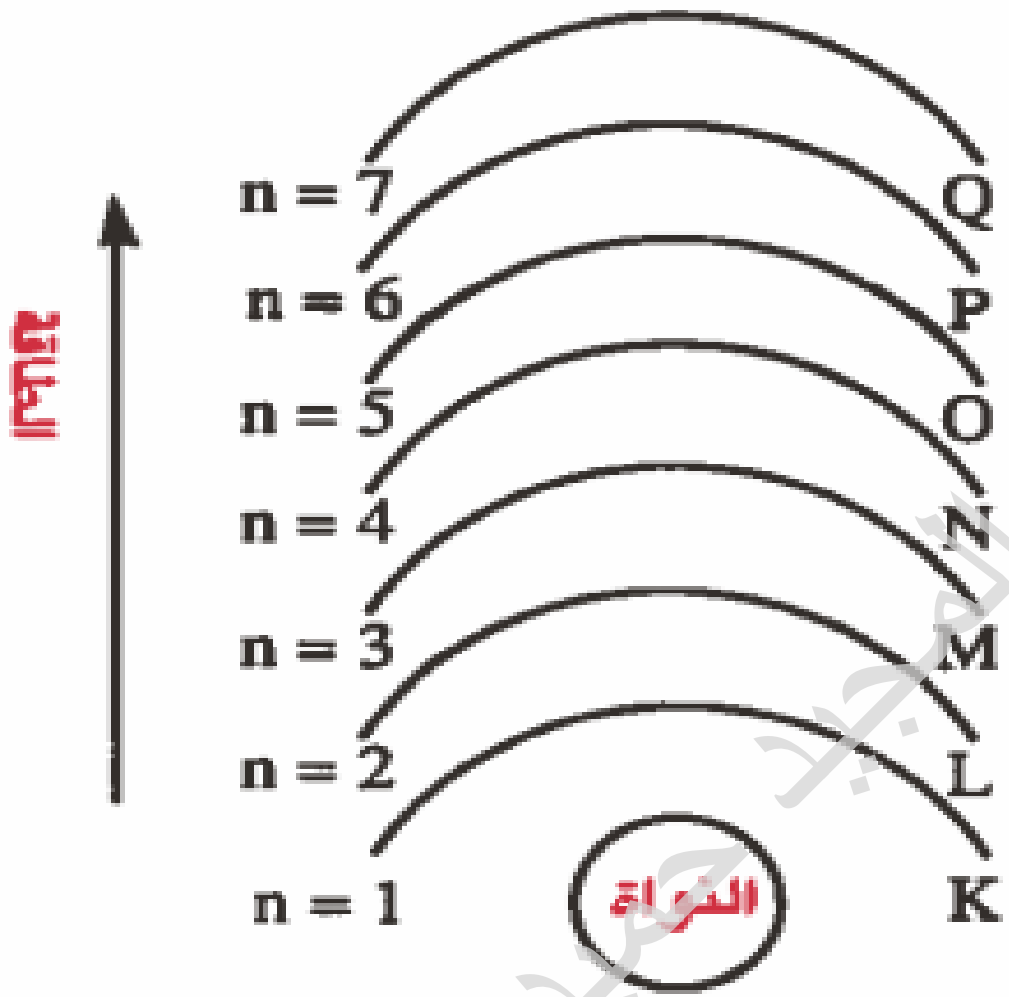
ويمكن توضيح خصائص وأهمية العدد الكمي الرئيسي كما يلي :

- تاخذ قيم صحيحة وموجبة : (n = 1 , 2 , 3 ..... ∞)

حيث أنه بازدياد قيمة (n) : (١) تزداد الطاقة . (٢) يزداد المدار بعداً عن النواة .

- كلما زادت قيمة (n) للإلكترون تزداد طاقته ، وبالتالي يزداد بعداً عن النواة .
- عندما نذكر أن (n = 1) فإننا نعني بذلك المستوى الرئيسي الأول والذي يرمز له بـ الرمز (K) . وعندما نذكر (n = 2) فإننا نعني بذلك المستوى الرئيسي الثاني والذي يرمز له بـ الرمز (L) وهكذا .
- يمكن معرفة عدد الإلكترونات في المستوى الرئيسي الواحد بالقانون التالي : ($2n^2$) وسوف نشرح ذلك بالتفصيل لاحقاً .

أ. مصطفى عبد الحميد حميد



رقم المستوى الرئيسي	العدد الكمي الرئيسي (n)	رمز المستوى الرئيسي
الأول	1	K
الثاني	2	L
الثالث	3	M
الرابع	4	N
الخامس	5	O
السادس	6	P
السابع	7	Q

أ. مصطفى عبد المجيد صقر

وكل مستوى رئيسي يحتوى على مستويات فرعية (غليفات) كما يلي :

- المستوى الرئيسي الأول (n = 1) يحتوي على مستوى فرعي (غليف) واحد (s) .
- المستوى الرئيسي الثاني (n = 2) يحتوي على مستويين فرعيين (غليفين) (s , p) .
- المستوى الرئيسي الثالث (n = 3) يحتوي على ثلاث مستويات فرعية (s , p , d) .
- المستوى الرئيسي الرابع فما بعده يحتوي على أربع مستويات فرعية (s , p , d , f) .

العدد الكمي الثانوي The Secondary Quantum Number

العدد الكمي الثانوي : هو عدد قيمته تحدد شكل المجال (الغليف) الذي يتحرك فيه الإلكترون . ورمزه ℓ

ويمكن توضيح خصائص وأهمية العدد الكمي الثانوي كما يلي :

- ياخذ القيم التالية : $\ell = 0 , 1 , 2 , 3 \ldots\ldots (n - 1)$
- يرمز للمستويات الفرعية (الغليفات) بالرموز التالية s , p , d , f وذلك لتجنب تكرار الأرقام .

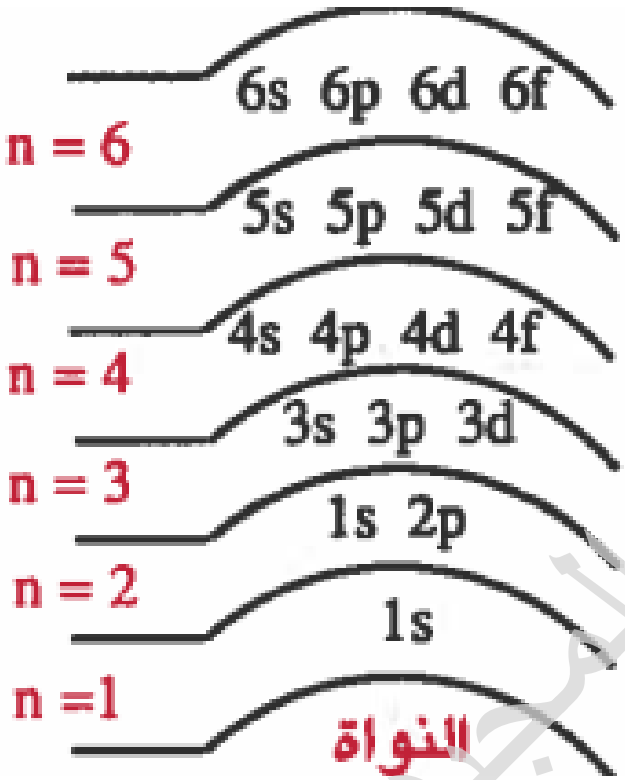
المستوى الفرعي (الغليف)	s	p	d	f
العدد الكمي الثانوي (ℓ)	0	1	2	3

المستوى الرئيسي	عدد الكم الرئيسي	المستوى الفرعي	عدد الكم الثانوي
K	1	s	0
L	2	s	0
		p	1
M	3	s	0
		p	1
		d	2
N	4	s	0
		p	1
		d	2
		f	3

المستوى الرئيسي	عدد الكم الرئيسي	المستوى الفرعي	عدد الكم الثانوي
O	5	s	0
		p	1
		d	2
		f	3
P	6	s	0
		p	1
		d	2
		f	3

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

■ يكتب رقم المستوى الرئيسي (عدد الكم الرئيسي) قبل رمز المستوى الفرعي .



رسم يوضح توزيع المستويات الفرعية في المستويات الرئيسية

■ يمكن إيجاد عدد الإلكترونات في كل مستوى فرعي بالقانون $2(2\ell + 1)$

أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

العدد الكمي المغناطيسي The Magnetic Quantum Number

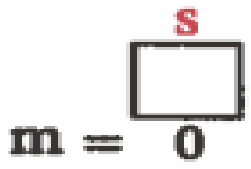
العدد الكمي المغناطيسي : هو عدد قيمته تحدد اتجاه المدار في الفراغ بالنسبة للنواة . ويرمز له بـ (m) او (m_l)

ويمكن توضيح خصائص وأهمية العدد الكمي المغناطيسي كما يلي:

- يأخذ القيم التالية : $m = +\ell \ , \ldots\ldots , 0 , \ldots\ldots , -\ell$
- كل مستوى فرعي يحتوي على عدد من المجالات ، ويمكن إيجاد عدد المجالات في كل مستوى فرعي بالقانون ($2\ell + 1$) وسوف نشرح ذلك بالتفصيل لاحقاً .
- كل مستوى فرعي يحتوي على عدد من المجالات ، وكل مجال يأخذ عدد يسمى العدد الكمي المغناطيسي (m) . كما في الأمثلة التالية :

أ. مصطفى عبد المجيد حميد

● المستوى الفرعي (الغليف) s يحتوي على مجال إلكتروني واحد



$\ell = 0 \Rightarrow$ s
m = 0

● المستوى الفرعي (الغليف) p يحتوي على ثلاثة مجالات إلكترونية وكل مجال ياخذ القيم التالية:

$\ell = 1 \Rightarrow$ p
m = +1 , 0 , -1

● المستوى الفرعي (الغليف) d يحتوي على خمسة مجالات إلكترونية وكل مجال ياخذ القيم التالية:

$\ell = 2 \Rightarrow$ d
m = +2 , +1 , 0 , -1 , 2

● المستوى الفرعي (الغليف) f يحتوي على سبعة مجالات إلكترونية وكل مجال ياخذ القيم التالية:

$\ell = 3 \Rightarrow$ f
m = +3 , +2 , +1 , 0 , -1 , - 2 , -3

أ/ مصطفى عبد المجيد حميد

مثال : في الغليف ($\ell = 1$) القيمة غير الممكنة للعدد الكمي المغناطيسي (m) هي :

(أ) (+2) (ب) (+1) (جـ) (zero) (د) (-1)

الحل : الاجابة الصحيحة هي : (أ)

وذلك لأنّ الغليف هو (p) ، والعدد الكمي المغناطيسي (m) ياخذ القيم : +1, 0 , -1

العدد الكمي المغزلي The Spin Quantum Number

العدد الكمي المغزلي : هو عدد قيمته تحدد اتجاه دوران الإلكترون حول نفسه. ويرمز له بـ (s) او (m_s)

■ لم تستطع معادلة شرودنجر تفسير ظاهرة انفصال الخط الطيفي إلى خطين متقاربين جداً ، وقد تم تفسير ذلك من خلال :

(١) دراسة الخواص المغناطيسية (٢) تفسير الأطياف الذرية

■ حيث دلت هذه الدراسات على أن الإلكترونات تدور حول نفسها ، ومن ذلك تم الاستنتاج ان للإلكترون سلوكاً مغناطيسياً .

وحيث أن الإلكترون يستطيع الدوران في أحد الاتجاهين (مع اتجاه عقارب الساعة وعكس اتجاه عقارب الساعة)

وهذه الحركة ذات كم معين ، لذا كان لا بد من وجود عدد كمي رابع وسمّي (بالعدد الكمي المغزلي) وله قيمتان $+\frac{1}{2}$ او $-\frac{1}{2}$

(١) إذا كان الإلكترون يدور مع اتجاه عقارب الساعة فإنه يأخذ القيمة : $s = +\frac{1}{2}$

(٢) إذا كان الإلكترون يدور عكس اتجاه عقارب الساعة فإنه يأخذ القيمة : $s = -\frac{1}{2}$

■ تم الاصطلاح على تمثيل الإلكترون الذي قيمته ($+\frac{1}{2}$) بسهم متجه للأعلى (↑) والذي قيمته ($-\frac{1}{2}$) بسهم متجه للأسفل (↓) وفي كلتا الحالتين لهما الطاقة نفسها .

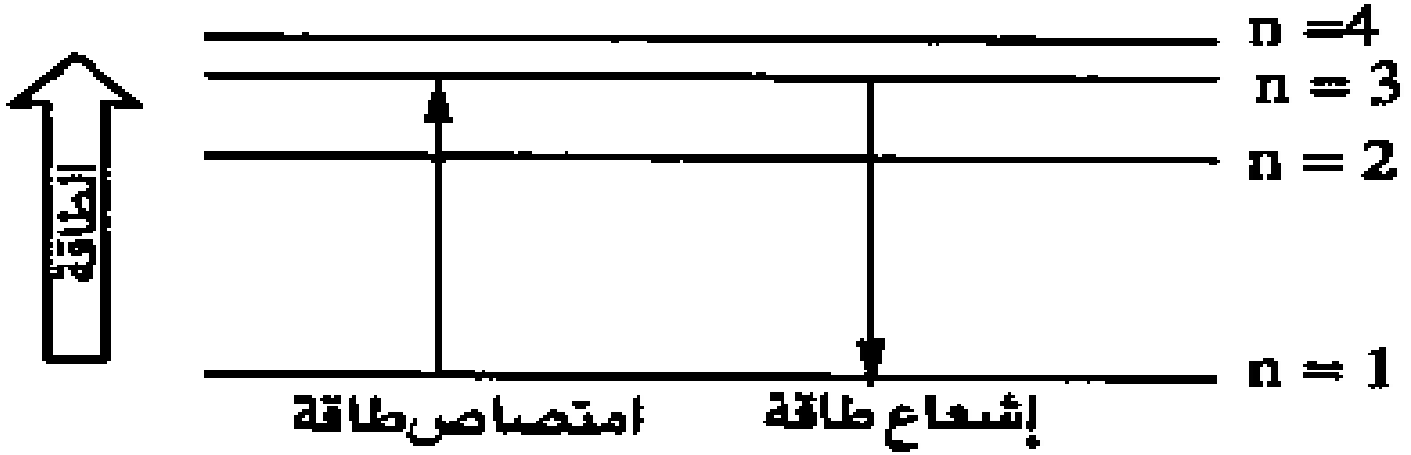
أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

المتسلسلات الطيفية للهيدروجين

أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

تفسير بور للطيف الخطي للهيدروجين :

عند تعرض ذرات العناصر لطاقة فإنّ الإلكترونات تكتسب طاقة فتنتقل إلى مستوى اعلى في الطاقة (طيف الامتصاص) وعند عودة الإلكترونات إلى مستواها الطبيعي فإنها تفقد طاقة على شكل ضوء (طيف الانبعاث) . وهذه الطاقة المفقودة تساوي الفرق بين طاقتي المستويين .



من الرسم نلاحظ انه عندما اكتسب الإلكترون طاقة انتقل إلى المستوى الثالث (n = 3) ثم عند عودته إلى مستواه الطبيعي المستوى الاول (n = 1) يفقد طاقة تساوي الفرق بين طاقة المستوى الثالث (n = 3) والمستوى الاول (n = 1) .

سؤال : متى تصل الذرة إلى الحالة المثارة .

جواب : ذرات العناصر تكون في الحالة الطبيعية في حالة مستقرة ، ولكن إذا تعرضت لطاقة فإن إلكتروناتها تنتقل من مستوى إلى مستوى أعلى في الطاقة ، وفي هذه الحالة نقول ان الذرة في حالة مثارة .

ذرة هيدروجين مثارة

ذرة هيدروجين مستقرة

سؤال : ما نوع الطيف الناتج في الحالات التالية :

(١) تحليل الضوء الناتج عن المصباح الكهربي .

جواب :

(١) طيف مستمر متصل

سؤال : ما نوع الطيف الناتج في الحالات التالية :

(٢) انتقال إلكترون من المستوى (n = 3) إلى المستوى (n = 1) .

جواب :

(٢) طيف انبعاث خطي

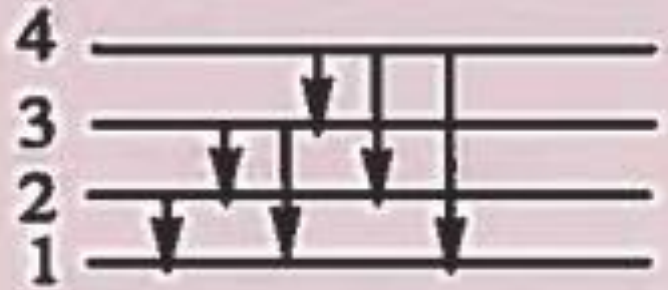
سؤال : ما نوع الطيف الناتج في الحالات التالية :

(٣) انتقال إلكترون من المستوى (n = 1) إلى المستوى (n = 4) .

جواب :

(٣) طيف امتصاص خطي

سؤال : كم عدد خطوط الطيف الناتجة عن انتقال إلكترون من المستوى الرابع إلى المستوى الأول



جواب : ٦ خطوط

علل : يكون الطيف الذري خطياً (اي من عدد من الخطوط) ؟

السبب : لأن الإلكترون يدور في مدار محدد ، اي انه يمتلك طاقة محددة فقط ، وعندما ينتقل الإلكترون من مدار عال إلى مدار اقل في الطاقة فإنه يفقد طاقة محددة ذات تردد معين ، يقابلها ضوء ذو تردد معين ، وبما ان احتمالات عودة الإلكترون متعددة ، فإنها تفقد عدة طاقات معينة تقابلها خطوط منفصلة ، كل خط يقابل فرق في الطاقة بين مستويين .

المتسلسلات الطيفية Spectrum Series

استفاد العلماء من معادلة رايدبيرج وتوصلوا إلى سلاسل طيفية للهيدروجين بالاعتماد على قيم n_1 وقد سميت كل مجموعة باسم مكتشفها وهي كما يلي :

(١) سلسلة ليمان (Lyman) :

هو الضوء الناتج عن انتقال الإلكترون من أي مستوى رئيسي ($n_2 > 1$) إلى المستوى الرئيسي الأول ($n_1 = 1$) . وتقع سلسلة ليمان ضمن الطيف فوق البنفسجي (UV) .

(٢) سلسلة بالمر (Balmer) :

هو الضوء الناتج عن انتقال الإلكترون من أي مستوى رئيسي ($n_2 > 2$) إلى المستوى الرئيسي الثاني ($n_1 = 2$) . وتقع سلسلة بالمر ضمن الطيف المرئي (VL) .

(٣) سلسلة باشن (Paschen) :

هو الضوء الناتج عن انتقال الإلكترون من أي مستوى رئيسي ($n_2 > 3$) إلى المستوى الرئيسي الثالث ($n_1 = 3$) . وتقع سلسلة باشن ضمن الطيف تحت الاحمر (IR) .

(٤) سلسلة براكت (Bracket) :

هو الضوء الناتج عن انتقال الإلكترون من أي مستوى رئيسي ($n_2 > 4$) إلى المستوى الرئيسي الرابع ($n_1 = 4$) . وتقع سلسلة براكت ضمن الطيف تحت الاحمر (IR) .

(٥) سلسلة فوند (Pfund) :

هو الضوء الناتج عن انتقال الإلكترون من أي مستوى رئيسي ($n_2 > 5$) إلى المستوى الرئيسي الخامس ($n_1 = 5$) . وتقع سلسلة فوند ضمن الطيف تحت الاحمر (IR) .

معادلة بالمر Balmer Equation

إن الأطياف الخطية حيرت الفيزيائيون لسنوات ، وفي عام ١٨٨٥م بعد أن تم تحليل الضوء المنبعث نتيجة إثارة ذرات الهيدروجين لوحظ ظهور اربع خطوط وهي الأحمر والأزرق المخضر والأزرق والبنفسجي . وقد سميت هذه الخطوط بسلسلة بالمر .

حيث استطاع بالمر التوصل إلى معادلة رياضية لحساب العدد الموجي ($\bar{\upsilon}$) او الطول الموجي للخطوط الواقع في الضوء المرئي فقط .

$$\bar{\upsilon} = \frac{1}{\lambda} = 109\,678\ cm^{-1}\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right) \qquad (6)$$

$\bar{\upsilon}$ = العدد الموجي بوحدة cm^{-1} . λ = الطول الموجي بوحدة cm .

n = عدد صحيح اكبر من (2) ويأخذ القيم التالية : (3 , 4 , 5 .....)

معادلة رايدبيرج Rydberg Equation

قام رايدبيرج بإجراء تعديل على معادلة بالمر بحيث تصبح شاملة لجميع مناطق الضوء المرئي وفوق البنفسجي وتحت الأحمر . ولذلك فإنّ معادلة رايدبيرج تشمل جميع المتسلسلات سواء متسلسلة بالمر أو غيره .

$$\bar{\upsilon} = \frac{1}{\lambda} = R_H\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right) \quad (7)$$

$\bar{\upsilon}$ = العدد الموجي بوحدة cm^{-1} .

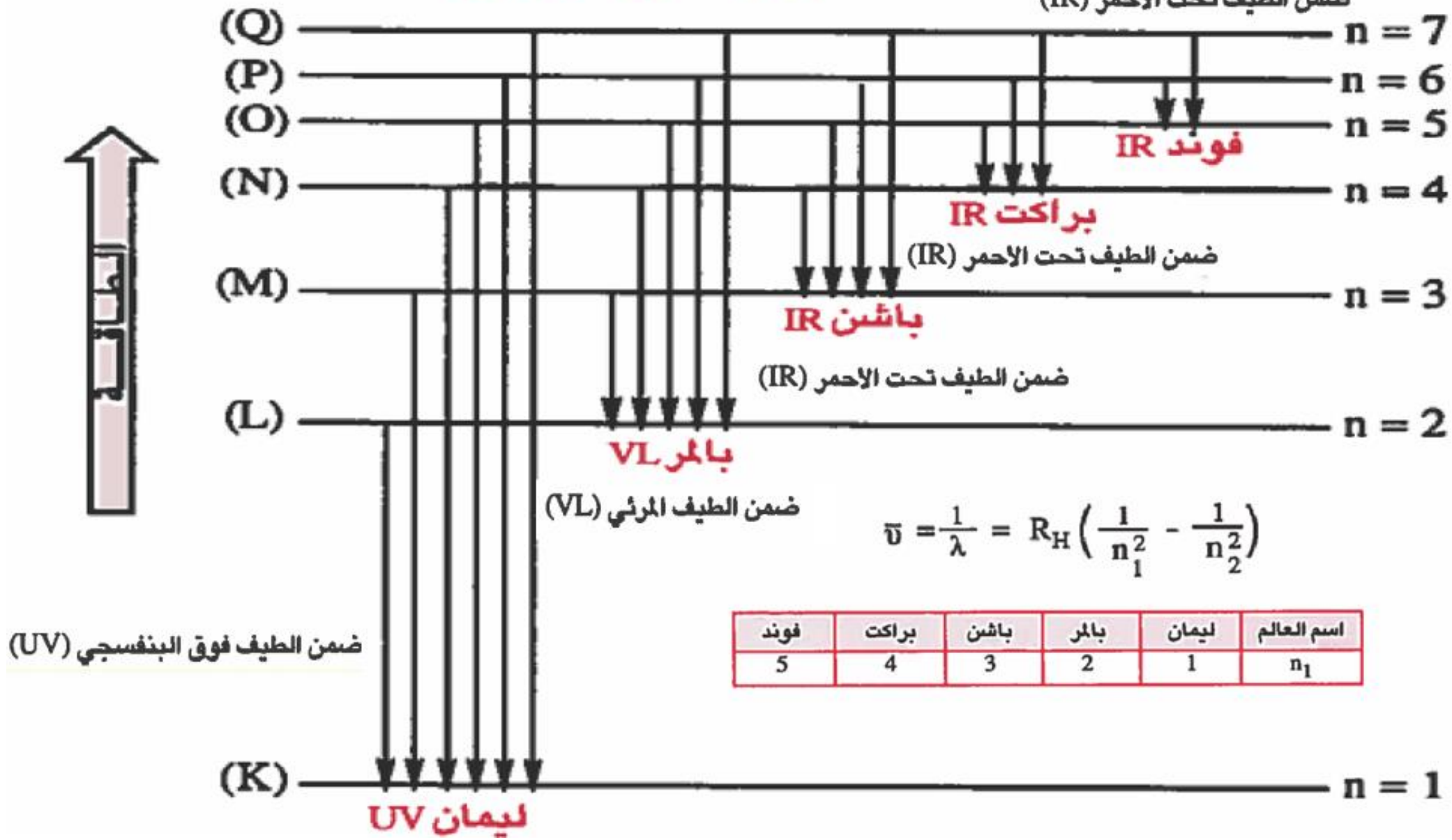
λ = الطول الموجي بوحدة cm .

R_H = ثابت رايدبيرج ويأخذ القيمة : $109678\ cm^{-1}$.

n_1 = عدد صحيح ويأخذ القيم التالية : (1 , 2 , 3 .....)

n_2 = عدد صحيح ويأخذ القيم التالية : (2 , 3 , 4 .....) بحيث ($n_2 > n_1$) .

المتسلسلات الطيفية للهيدروجين



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

اسم العالم	ليمان	بالمر	باشن	براكت	فوند
n_1	1	2	3	4	5

مثال/ احسب العدد الموجي لشعاع الخط الثاني من متسلسلة بالمر ، ثم احسب الطول الموجي بوحدة الانجستروم . ثم حدد المنطقة الطيفية للشعاع .

مثال/ احسب العدد الموجي والطول الموجي للخط الطيفي الناتج عن انتقال إلكترون ذرة الهيدروجين من الغلاف الرابع إلى الغلاف الثاني .

الحل : / الخط الثاني من متسلسلة بالمر : $n_1 = 2$ & $n_2 = 4$

∴ المنطقة الطيفية المرئية (VL) .

$$\bar{\upsilon} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \qquad (R_H = 109678\ cm^{-1})$$

$$\bar{\upsilon} = \frac{1}{\lambda} = 109678 \left(\frac{1}{(2)^2} - \frac{1}{(4)^2} \right) \qquad \bar{\upsilon} = \frac{1}{\lambda} = 20564.625\ cm^{-1} = 2.06 \times 10^4\ cm^{-1}$$

$$\lambda = \frac{1}{\bar{\upsilon}} = \frac{1}{2.06 \times 10^4} = 4.85 \times 10^{-5}\ cm \qquad 1m = 1 \times 10^{10}\ \text{Å} \ \&\ 1cm = 1 \times 10^{8}\ \text{Å}$$

$$\therefore \lambda = 4.85 \times 10^{-5} \times 1 \times 10^{8} = 4850\ \text{Å}$$

مثال/ احسب الطول الموجي للخط الثالث من متسلسلة براكت لذرة الهيدروجين ثم حدد المنطقة الطيفية للشعاع .

مثال/ احسب الطول الموجي للخط الثالث في متسلسلة براكت لذرة الهيدروجين بوحدة (cm) .

الحل : الخط الثالث من متسلسلة براكت : $n_2 = 7$ & $n_1 = 4$

∴ المنطقة الطيفية تحت الحمراء (IR) .

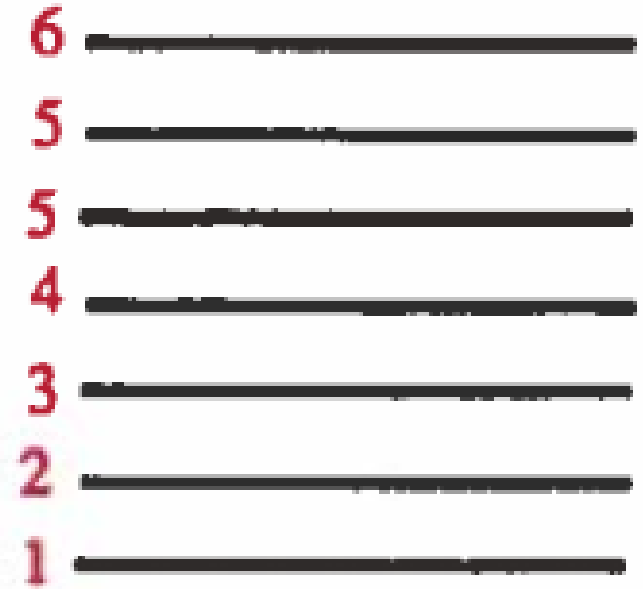
$$\bar{\upsilon} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = 4616.55 \text{ cm}^{-1}$$

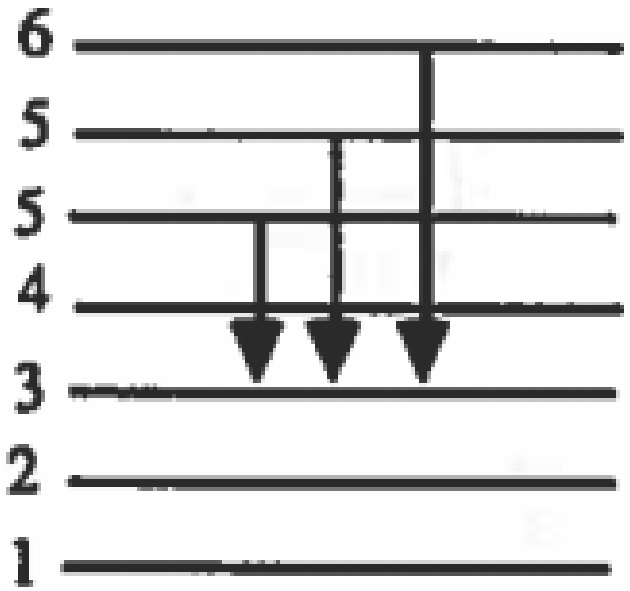
$$\frac{1}{\lambda} = 109678 \left(\frac{1}{(4)^2} - \frac{1}{(7)^2} \right)$$

$$\therefore \lambda = 2.17 \times 10^{-4} \text{ cm}$$

مثال/ إذا توفرت لديك المستويات الطاقية المبينة لذرة الهيدروجين بالشكل ، فعين بالرسم خطوط الطيف المتسلسلة باشن فقط :



الحل



مثال / إذا كان طول الموجة في إحدى متسلسلات بالمر ($n_1 = 2$) لذرة الهيدروجين يساوي ($4.10 \times 10^{-7}\ m$) اوجد قيمة (n_2) . ($R_H = 109678\ cm^{-1}$)

الحل :

$\lambda = 4.10 \times 10^{-7}\ m$ $\quad \therefore \lambda = 4.10 \times 10^{-5}\ cm$

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \qquad \frac{1}{4.1 \times 10^{-5}} = 109678 \left(\frac{1}{(2)^2} - \frac{1}{(n_2)^2} \right)$$

$$\frac{1}{4.1 \times 10^{-5} \times 109678} = \left(\frac{1}{(2)^2} - \frac{1}{(n_2)^2} \right)$$

$$0.2224 = \frac{1}{4} - \frac{1}{(n_2)^2} \qquad \therefore \frac{1}{(n_2)^2} = 0.25 - 0.2224 \qquad \therefore \frac{1}{(n_2)^2} = 0.0276$$

$$\therefore (n_2)^2 = 36.23 \qquad \therefore n_2 = 6$$

مـثـال / احـسب الطاقـة بالجـول لخط الطيف الناتج من انتـقـال إلكتـرون في ذرة الهيدروجين من المستوى الثالث للمستوى الأول . ($R_H = 109678\ cm^{-1}$) ($C = 3 \times 10^8\ m/s$)

الحل / متسلسلة ليمان والمنطقة الطيفية فوق البنفسجي (UV) . $n_1 = 1$ & $n_2 = 3$

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

$$\frac{1}{\lambda} = 97491.556$$

$$\lambda = 1.026 \times 10^{-7}\ m$$

$$\frac{1}{\lambda} = 109678 \left(\frac{1}{(1)^2} - \frac{1}{(3)^2} \right)$$

$$\therefore \lambda = \frac{1}{97491.556} = 1.026 \times 10^{-5}\ cm$$

($1m = 100\ cm$)

$$E = h\,\frac{C}{\lambda} = \frac{6.63 \times 10^{-34}\ J.s \times 3 \times 10^8\ m/s}{1.026 \times 10^{-7}\ m} = 1.94 \times 10^{-18}\ J$$

تطبيقات على نظرية بور/ القوانين المستخدمة :

$$\therefore r = n^2 \text{ (constant)}$$

$$\therefore E = -\frac{1}{n^2} \text{ (constant)}$$

$$\Delta E = \text{constant} \times \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

(1) $r = n^2\ 0.53\ A^\circ$

(2) $E = -\frac{1}{n^2}\ \ 2.18 \times 10^{-18}\ J$

(3) $\Delta E = \ 2.18 \times 10^{-18}\ J\ \ \times \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$

مثال/ حسب نظرية بور احسب المسافة التي بين الإلكترون ومركز الذرة عندما يكون الإلكترون في المدار الرابع ($n = 4$) بوحدة cm

الحل/

$$1m = 1 \times 10^{10}\ \text{Å} \qquad 1cm = 1 \times 10^{8}\ \text{Å} \qquad 1\text{Å} = 1 \times 10^{-8}\ cm$$

$$r = (4)^2 \times 0.53 \times 10^{-8} = 8.48 \times 10^{-8}\ cm$$

مثال/ احسب طاقة إلكترون ذرة الهيدروجين بالجول عندما يكون في الغلاف الثاني .

الحل/

$$E = -\frac{1}{n^2}\ 2.179 \times 10^{-18}\ J$$

$$= -\frac{2.179 \times 10^{-18}}{(2)^2} = -5.45 \times 10^{-19}\ J$$

مثال / احسب الطاقة اللازمة لإثارة إلكترون من المستوى الأول إلى المستوى الرابع .
ثم احسب الطول الموجي للضوء اللازم امتصاصه لإحداث هذه الإثارة . ثم اوجد تردد
الضوء اللازم امتصاصه لإحداث هذه الإثارة .

الحل /

في البداية نحسب طاقة المستوى الأول وطاقة المستوى الرابع بالقانون التالي :

$$E = -\frac{1}{n^2}\ 2.179 \times 10^{-18}\ J \quad , \quad E = -\ 2.179 \times 10^{-18} / n^2 \quad , \quad E_1 = 2.179 \times 10^{-18} / (1)^2$$

$$E_1 = -\ 2.179 \times 10^{-18}\ J \quad , \quad E_4 = 2.179 \times 10^{-18} / (4)^2 = -\ 1.36 \times 10^{-19}\ J$$

$$\Delta E = E_4 - E_1 = (-\ 1.36 \times 10^{-19}) - (-\ 2.179 \times 10^{-18}) = 2.04 \times 10^{-18}\ J$$

طريقة مختصرة لإيجاد قيمة ΔE :

$$\Delta E = 2.179 \times 10^{-18} \left(\frac{1}{(1)^2} - \frac{1}{(4)^2} \right) = 2.04 \times 10^{-18}\ J$$

$$\Delta E = h\ \frac{C}{\lambda} \quad , \quad \lambda = \frac{h \times C}{\Delta E} = \frac{6.626 \times 10^{-34} \times 3 \times 10^{8}}{2.04 \times 10^{-18}} = 9.74 \times 10^{-8}\ m$$

$$\Delta E = h\ .\upsilon \quad , \quad \upsilon = \frac{\Delta E}{h} = \frac{2.04 \times 10^{-18}}{6.626 \times 10^{-34}} = 3.08 \times 10^{15}\ s^{-1}$$

مثال / احسب طاقة الشعاع المنبعث نتيجة انتقال إلكترون من المدار الخامس إلى المدار الثانى بوحدة الجول . ثم احسب الطول الموجي للشعاع الناتج . ثم أوجد تردد الضوء الناتج .

الحل / في البداية نحسب طاقة المستوى الخامس وطاقة المستوى الثاني :

$$E = -2.179 \times 10^{-18} / n^2 \quad , \quad E_5 = = -2.179 \times 10^{-18} / (5)^2 = -8.716 \times 10^{-20} \text{ J}$$

$$E_2 = 2.179 \times 10^{-18} / (2)^2 = -5.45 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$\Delta E = E_5 - E_2 \quad = (-8.716 \times 10^{-20}) - (-5.45 \times 10^{-19}) = 4.58 \times 10^{-19} \text{ J}$$

طريقة مختصرة لإيجاد قيمة ΔE

$$\Delta E = 2.179 \times 10^{-18} \left(\frac{1}{(2)^2} - \frac{1}{(5)^2} \right) = 4.58 \times 10^{-19} \text{ J}$$

والآن نحسب الطول الموجي ثم التردد :

$$\Delta E = h \frac{C}{\lambda} \quad , \quad \lambda = \frac{h \times C}{\Delta E} = \frac{6.63 \times 10^{-34} \times 3 \times 10^{8}}{4.58 \times 10^{-19}} = 4.34 \times 10^{-7} \text{ m}$$

$$\Delta E = h . \upsilon \qquad \upsilon = \frac{\Delta E}{h} = \frac{4.58 \times 10^{-19}}{6.63 \times 10^{-34}} = 6.9 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

مميزات نظرية بور :

- يعتبر العالم بور اول من فسر اطياف الانبعاث لذرة الهيدروجين باستخدام نظرية الكم ، حيث اقترح نموذج لذرة الهيدروجين حتى يتمكن من تفسير الطيف الخطي للعناصر
- استطاع بور ان يفسر خطوط الطيف المنبعثة من ذرة الهيدروجين المثارة .
- استطاع بور ان يفسر الأطياف الخطية لبعض الأيونات الشبيهة بالهيدروجين (التي تحتوي على إلكترون واحد) مثل : $_2He^{+}$ ، $_3Li^{2+}$ ، $_4Be^{3+}$
- استطاع بور ان يوفق بين نموذج رذرفورد ونظرية ماكسويل (ينقذ نظرية رذرفورد) حيث افترض ان الإلكترون لا يشع طاقة إلا إذا انتقل من مستوى إلى مستوى اقل طاقة .
- ادخل بور مفهوم نظرية الكم بمعنى ان الإلكترون يمتلك كمية محدودة من كمية التحرك الزاوي ، وبذلك حدد بور عدد معين من المدارات كل منها له كمية محدودة من الطاقة .
- يعتبر بور اول من تصور وجود مستويات طاقة داخل المدار .
- استطاع بور ان يوجد نصف قطر ذرة الهيدروجين (المسافة بين الإلكترون والنواة) بدلالة عدد الكم للمدار (n) .
- استطاع بور ان يوجد طاقة الإلكترون في اي مدار .
- استطاع بور ان يثبت نظرياً معادلة رايدبيرج .

قصور (عيوب) نظرية بور:

(١) لم تنجح في تفسير اطياف ذرات العناصر عديدة الإلكترونات (الاكثر تعقيداً من ذرة الهيدروجين) وذلك لان زيادة عدد الإلكترونات ادى إلى اختلاف اشكال المجالات لان هذه الذرات توجد إلكتروناتها في المستوى الرئيسي الثاني وهذا المستوى يحتوي على مستويات فرعية اخرى ، ونظرية بور لم تتمكن من وصفها وإعطاء تفسير لها .

(٢) افترض انه يمكن تحديد مكان وسرعة الالكترون معاً بدقة في نفس الوقت وهذا غير ممكن عملياً .

(٣) افترض انّ الإلكترون يتحرك في مسار دائري اي انّ الذرة مسطحة ، وقد ثبت انّ الذرة فراغية ثلاثية الابعاد .

(٤) اعتبر الإلكترون جسيم مادي ولم ياخذ بعين الاعتبار الخاصية الموجية للإلكترون

(٥) لم يستطع تفسير انقسام خطوط الطيف إلى عدة خطوط منفصلة عن بعضها البعض .

ملاحظة : من عيوب نظرية بور انها لم تستطع تفسير انحلال خطوط الطيف إلى اقسام ، ولكن العالم سمرفيلد استطاع ان ينقذ بور ، حيث فسر ذلك بان قال ان المستوى الرئيسي يحتوي على مستويات فرعية ، واطلق على هذه المستويات (المستويات الفرعية) ورمز لها بالرموز التالية : s , p d , f ولهذا السبب تظهر خطوط منفصلة .

وبذلك تم إضافة عدد كم جديد سمي فيما بعد بالعدد الكمي الثانوي .

الكيمياء اللاعضوية مرحلة اولى

أ.د مصطفى عبد المجيد حميد

تعريف المادة : هي كل شيء يشغل حيزاً في الفراغ وله ثقل .

امثلة على المادة : النحاس ، الزئبق ، الماء ، ملح الطعام ، التربة الرملية ، الهواء ، الاكسجين ،

حالات المادة States of matter

(١) الحالة الصلبة Solid States : تمتاز المادة الصلبة بان شكلها ثابت وحجمها ثابت .

(٢) الحالة السائلة Liquid States : تمتاز المادة السائلة بان حجمها ثابت وتاخذ شكل الإناء الذي توضع فيه .

(٣) الحالة الغازية Gaseons States :

تمتاز المادة الغازية بانه ليس لها شكل ثابت أو حجم ثابت ، حيث تاخذ شكل وحجم الإناء الذي توضع فيه .

أشكال المادة Composition of Matter

(١) العناصر Elements :

تعريف العنصر : هو مادة أولية لا يمكن تحويله إلى مواد أبسط منه بالطرق الكيميائية أو الفيزيائية .

أمثلة : الحديد Fe – الأكسجين O – الزئبق Hg – الصوديوم Na – الفسفور P .

أو أي عنصر من عناصر الجدول الدوري .

(٢) المركبات Compounds :

تعريف المركب : هو مادة ناتجة عن اتحاد عنصرين أو اكثر اتحاداً كيميائياً ، ويمكن ان يتحلل إلى مواد أبسط منه بالطرق الكيميائية .

ويمكن تقسيم المركبات إلى :

- **مركبات جزيئية :** وهي المركبات التي تتكون من جزيئات ، مثل الماء H_2O ، وثاني اكسيد الكربون CO_2 .
- **مركبات ايونية :** وهي المركبات التي تتكون من ايونات ، مثل كلوريد الصوديوم (ملح الطعام) NaCl ، وهو مكوّن ايون الصوديوم Na^+ وايون الكلور Cl^- .

(٣) المخاليط Mixtures :

تعريف المخلوط : هو مجموعة من العناصر أو المركبات مجتمعة مع بعضها دون أن تتحد كيميائياً .

أمثلة : الهواء – السكر والملح – المحلول المائي للسكر – الدهان – العطور – الشاي .

تنقسم المخاليط إلى :

(١) مخلوط متجانس Homogeneous Mixtures :

وفيه تكون المواد المكونة للمخلوط متجانسه مع بعضها البعض في جميع أجزائها .

أمثلة : الهواء ، السبائك ، محلول السكر ، محلول ملح الطعام .

(٢) مخلوط غير متجانس Heterogeneous Mixtures :

وفيه تكون المواد المكونة للمخلوط محتفظ كل منها بخواصه ، ومفصولة فيزيائياً .

أمثلة : برادة الحديد مع مسحوق الكبريت ، ملح الطعام و الرمل .

تعريف الذرة : هي أصغر جزء من العنصر ويمكن أن يدخل في التفاعلات دون أن ينقسم وذرات العنصر الواحد متشابهة ، بمعنى ان العناصر تختلف عن بعضها البعض باختلاف ذراتها . أمثلة : ذرة أكسجين O ، ذرة نحاس Cu ، ذرة زئبق Hg ، ذرة كربون C .

الجزيء The molecule

تعريف الجزيء : هو أصغر جزء من المادة (عنصر او مركب) ويمكن أن يوجد على حالة انفراد وتتضح فيه خواص المادة .

تنقسم الجزيئات إلى :

أولا : جزيئات العناصر Molecules of Elements : وهي التي تحتوي على ذرات من نوع واحد وتنقسم إلى :

(١) جزيئات أحادية الذرة Mono atomic Molecules :

وهي الجزيئات التي تحتوي على ذرة واحدة فقط مثل الغازات الخاملة .

أمثلة : جزيء هيليوم He ، جزيء نيون Ne ، جزيء ارجون Ar ، جزيء كريبتون Kr .

وهذا يعني انه يمكن القول على الرمز (He) : ذرة هليوم او جزيء هليوم وكذلك على بقية الغازات الخاملة .

(٢) جزيئات ثنائية الذرات Di atomic Molecules :

وهي الجزيئات التي تحتوي على ذرتين فقط .

وتنحصر امثلتها في السبعة الجزيئات التالية :

امثلة : جزيء هيدروجين H_2 ، جزيء اكسجين O_2 ، جزيء نيتروجين N_2

جزيء فلور F_2 ، جزيء كلور Cl_2 ، جزيء بروم Br_2 ، جزيء يود I_2 .

(٣) جزيئات عديدة الذرات Poly atomic Molecules :

وهي الجزيئات التي تحتوي على اكثر من ذرتين .

امثلة : جزيء الأوزون O_3 ، جزيء الكبريت S_8 ، جزيء الفسفور P_4

ثانيا : جزيئات المركبات Molecules of Compounds :

وهي التي تحتوي على ذرات من نوع مختلف .

امثلة : جزيء الماء H_2O ، جزيء الجلوكوز $C_6H_{12}O_6$

النظام الدولي للوحدات

Significant Figures

اسم الكمية	الطول	الكتلة	الزمن	درجة الحرارة	كمية المادة
وحدة القياس	متر	كيلوغرام	ثانية	كالفن	مول
رمز الوحدة	m	kg	s	K	mol

الوحدات المشتقة Derived Units : وهي وحدات مشتقة من الوحدات الأساسية ومنها :

اسم الكمية	المساحة	الحجم	السرعة	الضغط	الكثافة	الطاقة	القوة
وحدة القياس	-	-	-	باسكال (Pa)	-	جول (J)	نيوتن (N)
رمز الوحدة	m^2	m^3	m/s	$kg/m.s^2$	kg/m^3	$kg\,m^2/s^2$	$kg\,m/s^2$

تركيب الذرة
The Structure of Atom

لمحة تاريخية

- انشغل الانسان منذ القدم لمحاولة معرفة مكونات المادة ، وحيث انه لم يكن متوفراً آنذاك الأدوات والوسائل اللازمة للدراسة لذا اعتمد الانسان على حواسه وعقله وافكاره الفلسفية السائدة .
- اولى النظريات التي بحثت عن ما هية المادة هي تلك النظرية التي دعا إليها ديمقريطس في القرن الخامس قبل الميلاد ، حيث قال ان المادة تتكون من عدد ضخم من الدقائق غير قابلة للانقسام والفناء ومن ذلك جاءت كلمة (atom) اي غير قابل للانقسام .
- في القرن الرابع قبل الميلاد رفض ارسطو فكرة الذرة ، واعتبر ان المادة تتكون من أربعة مكونات وهي : الهواء والماء والتراب والنار ، واستخدمت هذه النظرية اكثر من الفي سنة .
- وضع العالم الانجليزي دالتون Dalton فروض نظريته المشهورة عام ١٨٠٨م وهذه النظرية هي عبارة عن اقتراحات تهدف لتفسير الحقائق .

فروض نظرية دالتون :

(١) تتالف العناصر من دقائق صغيرة تدعى ذرات غير قابلة للإنقسام او للفناء .

(٢) الذرة هي اصغر جزء من العنصر .

(٣) ذرات العنصر الواحد متشابهة تماماً في جميع الخواص .

(٤) عندما تتحد الذرات لتشكل مركبات فإن الاتحاد يتم بين ذرات صحيحة العدد .

تصور دالتون عن تركيب الذرة (١٨١٠م) :

الذرة عبارة عن جسم كروي مصمت نو كثافة عالية تشبه كرة البلياردو

الاكتشافات التي أدت إلى تغيير ذرة دالتون :

(١) ظاهرة التفريغ الكهربي . (٢) ظاهرة النشاط الاشعاعي .

توالت الاكتشافات بعد نظرية دالتون للتوصل إلى مكونات الذرة .

اكتشاف الإلكترون :

■ كانت البداية لاكتشاف الإلكترون من العالم فاراداي Faraday ١٨٧٤م حيث قام بإمرار تيار كهربي في محلول مائي حيث توصل إلى ان العناصر تحتوي على أجسام كهربية سميت فيما بعد بالإلكترونات (اي ان للمادة طبيعة كهربية) . ثم درس العلاقة بين كمية الكهرباء وتاثيرها الكيميائي على المحلول .

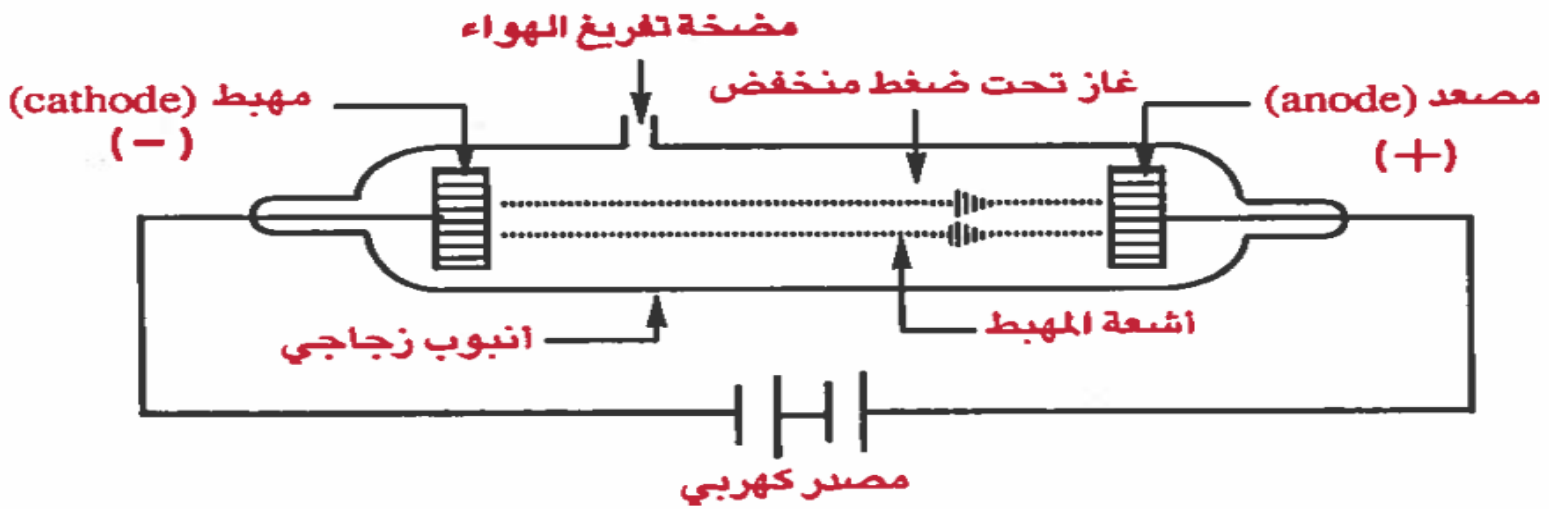
توضيح : عند إمرار تيار كهربي في المحلول المائي لكبريتات النحاس II ($Cu^{++}\ SO_4^{--}$) فإنه سوف يترسب النحاس وهذا يعني أن :

ايونات النحاس الموجبة + تيار كهربي (شحنات سالبة) ⟵ ذرات نحاس متعادلة

ومن هذا استنتج فاراداي أن الذرات (الأجسام) تحتوي على اجسام كهربية سالبة

■ استناداً إلى تجارب فاراداي توصل العالم جورج ستوني G.J.Stoney ١٨٩١م إلى وجود علاقة بين الشحنة الكهربية وذرات العناصر واقترح تسمية هذه الشحنة الكهربية بـ (الإلكترون) .

■ من خلال تجارب التفريغ الكهربي Electrical discharge توصل العالم بلوكر عام ١٨٥٨م إلى اكتشاف الأشعة المهبطية ، وقد أدت هذه التجربة في النهاية إلى اكتشاف الإلكترون واكتشاف خواصه . حيث قام بلوكر بإمرار تيار كهربي في أنبوب زجاجي مفرغ من الغاز بحيث يصبح الضغط داخل الأنبوب 0.001 cm Hg عند ذلك تنطلق اشعة من المهبط متجهة إلى المصعد ، مما يؤدي إلى أن جدران الأنبوب تضيىء . وقد أطلق على هذه الأشعة بالأشعة المهبطية .



معلومة : للتاكد ان الاشعة تصدر من المهبط نضع شاشة مكسوة بكبريتيد الخارصين بين القطبين ، حيث نلاحظ انها تتوهج في الجهة المقابلة للمهبط او الكاثود (Cathode) .

تعريف التفريغ الكهربي: هو عملية إمرار التيار الكهربي في انابيب التفريغ تحت ضغط منخفض وباستخدام تيار كهربي ذو جهد كهربي عالي .

تعريف اشعة المهبط: هي جسيمات ذات شحنة سالبة تسير في خطوط مستقيمة وبسرعة عالية وتحمل طاقة عالية .

خواص أشعة المهبط :

(١) تسير اشعة المهبط في خطوط مستقيمة . حيث استدل العلماء على ذلك من خلال تكون صورة كاملة (ظل) للجسم الذي وضع في مسار الاشعة .

(٢) اشعة المهبط عبارة عن جسيمات متحركة . حيث استدل العلماء على ذلك من خلال وضع مروحة خفيفة سهلة الحركة في مسار الاشعة . وعند انطلاق الاشعة تحركت المروحة ، وهذا يدل على ان اشعة المهبط جسيمات لها كتلة .

(٣) اشعة المهبط ذات شحنة سالبة . حيث استدل العلماء على ذلك من خلال وضع انبوب التفريغ الكهربي بين مجال كهربي او مغناطيسي حيث وجد أن الاشعة تنحرف نحو القطب الموجب .

ومما سبق توصل العلماء إلى أنّ : اشعة المهبط هي عبارة عن سيل من الإلكترونات ذات كتلة وشحنة ، ولا تختلف هذه الكتلة او الشحنة مهما اختلف الغاز الموجود داخل انبوب التفريغ او اختلف نوع مادة المهبط .

■ تمكن العالم طمسن Thomson عام ١٨٩٧م من تعيين نسبة شحنة الإلكترون (e) إلى كتلته (m) ، وقيمتها تساوي :

$$(e / m = 1.7588 \times 10^{8} \text{ coulomb} / g)$$

حيث وجد انّ هذه النسبة (e/m) ثابتة ولاتعتمد على نوع الغاز الموجود في الأنبوب او على نوع مادة المهبط أو المصعد .

وبذلك توصل العالم طمسن إلى أن هذه الأشعة تتكون من دقائق أو جسيمات موجودة في جميع ذرات العناصر ، وسماها بالإلكترونات ، وبذلك حصل على جائزة نوبل لاكتشافه الإلكترون عام ١٩٠٦م .

■ تمكن العالم ميليكان Milikan عام ١٩٠٨م من تحديد شحنة الإلكترون من خلال تجربة قطرة الزيت وقيمتها تساوي : ($e = 1.6022 \times 10^{-19}$ coulomb)

■ ومن نسبة الشحنة إلى الكتلة التي اوجدها طمسن ومن شحنة الإلكترون التي اوجدها ميليكان أمكن معرفة كتلة الإلكترون وهي : ($m = 9.1096 \times 10^{-28}$ g)

اكتشاف البروتون (الأشعة الموجبة) :

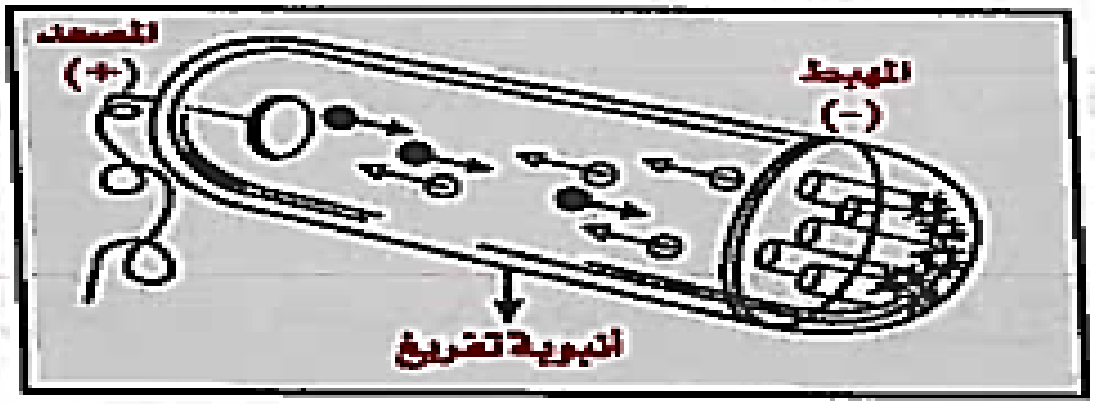
■ جميع المواد الموجودة في الطبيعة هي مواد متعادلة ، وحيث انه تم اكتشاف وجود جسيمات سالبة داخل المادة فإن هذا يعني وجود جسيمات موجبة ايضاً حتى تكون المادة متعادلة ، ومن هذا المنطلق بدأ البحث عن الجسيمات الموجبة ،

■ قام العالم جولد شتاين Goldstein عام ١٨٨٦م بإجراء تجاربه حيث استخدم لذلك انابيب التفريغ الكهربي ، وقد لاحظ انه إذا استعمل مهبطاً مثقوباً في انبوبة تفريغ تحتوي على كمية من الغاز فإنّ اشعة اخرى ملونة غير اشعة المهبط تظهر على السطح الخلفي للمهبط وسميت هذه الأشعة باشعة القناة Canal Ray او الاشعة الموجبة Positive Ray .

وقد تم تفسير ذلك كما يلي :

إنه عندما تسير أشعة المهبط فإنها تصطدم بجزيئات الغاز التي في طريقها بطاقة تكفي لانتزاع إلكترونات ذرات الغاز وتسير الإلكترونات المنزوعة في نفس مسار أشعة المهبط ، أما ذرات الغاز فتتحول إلى أيونات تحمل شحنة موجبة تسير باتجاه معاكس لاتجاه أشعة المهبط ، أي تتجه باتجاه المهبط . وحيث انّ المهبط مثقوباً فإنها تظهر خلف المهبط ومضات من الضوء وذلك لاصطدامها بجدار الانبوب المغطى بالفسفور الموضوع خلف المهبط لهذا الغرض .

ومن ذلك تم استنتاج انه لابد أن يكون في الذرات أجسام موجبة الشحنة .



الفرق بين أشعة المهبط وأشعة القناة (المصعد) (الموجبة)

أشعة المهبط	أشعة المصعد (القناة) (الموجبة)
تحمل شحنة سالبة	تحمل شحنة موجبة
غير مرئية	ملونة مرئية
مصدرها مادة المهبط والغاز	مصدرها الغاز فقط
لا تعتمد على نوع الغاز او مادة المهبط	تعتمد على نوع الغاز
قيمة (e/m) لها ثابتة	قيمة (e/m) لها متغيرة
قيمة (e/m) لها اكبر من اشعة القناة	قيمة (e/m) لها اقل من اشعة المهبط

قام العالم وين Wien عام ١٨٩٨م والعالم تومسون عام ١٩٠٦م بقياس معدل الشحنة إلى الكتلة للجسيمات المكوّنة للأشعة الموجبة (e/m) ، ومن خلال ذلك تم التوصل لما يلي :

- مقدار (e/m) تختلف باختلاف نوع المادة الغازية الموجودة داخل انبوب التفريغ ، وهذا يعني ان الايونات الموجبة للذرات المختلفة ليست ذات قيمة (e/m) واحدة .

- وجد ان اكبر نسبة لـ (e/m) كانت عند استخدام الهيدروجين وتساوي :

$$(e/m = 9.5791 \times 10^{4} \text{ coulomb/g})$$

فعندما يتم انتزاع إلكترون من ذرة الهيدروجين يتبقى جسيم مشحون بشحنة موجبة اطلق عليه العالم رنرفورد عام ١٩٢٠م مسمى " بروتون " واعتبَر البروتون جزء أساسي في جميع الذرات ، وبذلك يكون رنرفورد مكتشف البروتون .

■ وجد ان مقدار (e/m) للأيونات الموجبة اقل كثيراً من مقدار (e/m) للإلكترونات ، ومن ذلك تم التوصل إلى ان كتلة البروتون اكبر كثيراً من كتلة الإلكترون .

■ قيمة (e/m) للأشعة الموجبة تكون أكبر ما يمكن في ايون الهيدروجين (علل) وذلك لأن ايون الهيدروجين اخف الأيونات الموجبة لأخف ذرات العناصر ، وبالتالي سوف يقل المقام في (e/m) وبذلك تزداد قيمة (e/m) .

■ من قيمة (e/m) وشحنة البروتون أمكن التوصل إلى كتلة البروتون (m) :

($e = 1.6022 \times 10^{-19}$ coulomb) & ($m = 1.6725 \times 10^{-24}$ g)

■ بعد إكتشاف البروتونات توصل طمسن إلى تصور عن تركيب الذرة .

تصور طمسن عن تركيب الذرة (١٨٩٨م) :

الذرة عبارة عن جسم كروي موجب الشحنة تتخلله إلكترونات سالبة الشحنة بحيث تصبح الذرة متعادلة ويمكن تشبيه ذرة طمسن بالبطيخة او البرتقالة والإلكترونات كالبذور بداخلها .

أهم عيوب نموذج طمسن عن الذرة :

أخطأ طمسن عندما اعتبر أن الذرة متجانسة الكتلة ، وقد ثبت فيما بعد أن الذرة غير متجانسة وأن كتلة الذرة تتركز في النواة ، وباقي حجم الذرة فراغ .

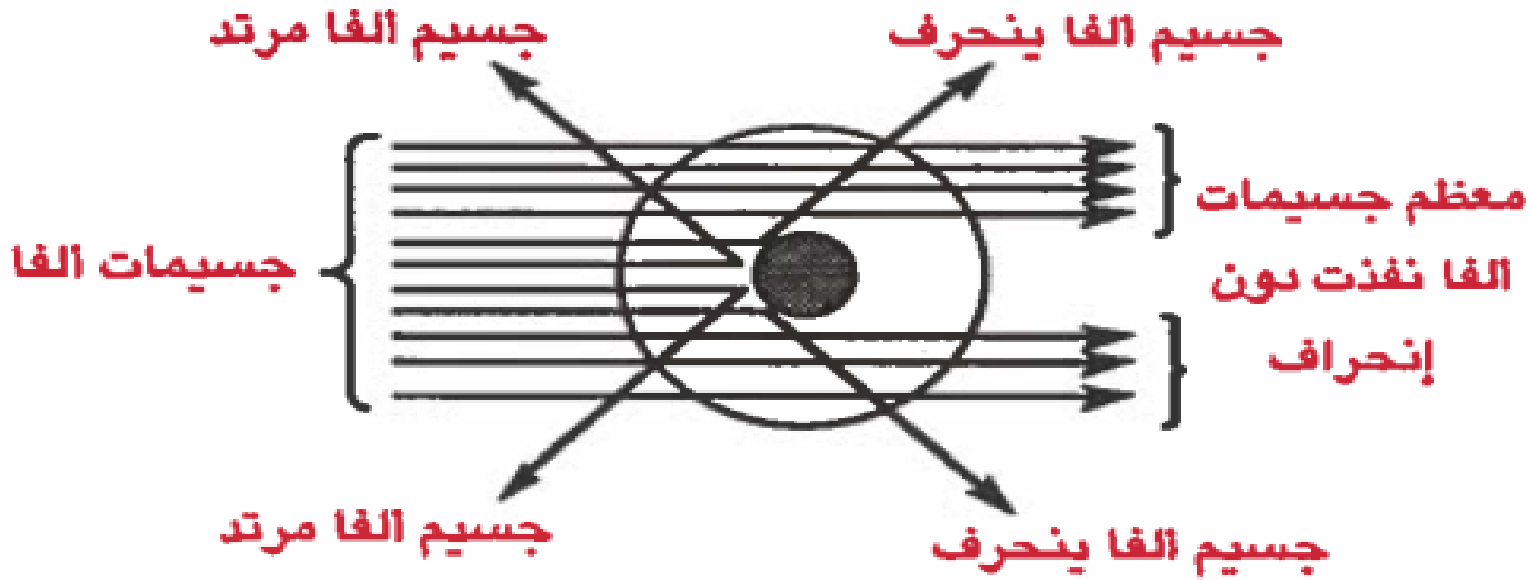
اكتشاف النواة (تجربة رذرفورد) : Rutherfurd Experiment

لاحظ رذرفورد Rutherford ١٩١١م عند تسليط اشعة الفا (موجبة الشحنة) على شريحة رقيقة من الذهب سمكها (0.0004 cm) ان :

(١) معظم اشعة الفا نفذت دون ان تعاني اي انحراف .

(٢) عدد قليل من اشعة الفا نفذت وانحرفت عن مسارها .

(٣) عدد قليل من اشعة الفا ارتدت عكس مسارها .



فاستنتج رذرفورد مايلي :

(١) نفاذ معظم أشعة الفا يدل على معظم حجم الذرة فراغ (أي انها ليست صماء كما ذكر طمسن) .

(٢) انحراف أشعة الفا يعني انها اقتربت من جسم ذو كثافة عالية يحمل نفس شحنة أشعة الفا أي انّ هذا الجسم يحمل شحنة موجبة .

(٣) ارتداد عدد قليل من أشعة الفا يدل على انها ارتطمت بجسم ذو كثافة عالية ويشغل حيز صغير من الذرة ، والذي سمي فيما بعد بالنواة .

خصائص أشعة ألفا :

(١) موجبة الشحنة وهي عبارة عن انوية ذارات الهيليوم (He^{++}) .

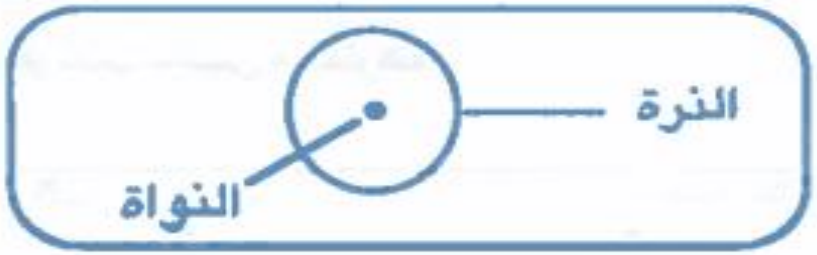
(٢) ثقيلة نسبياً

(٣) سرعتها عالية ، وللمعلومية فإن سرعتها تصل إلى 2×10^{10} k/s

تصور رذرفورد عن تركيب الذرة :

من خلال التجربة التي اجراها رذرفورد خرج بتصور عن تركيب الذرة كما يلي :

- تتكون الذرة من نواة صغيرة الحجم ثقيلة الوزن ، وتقع في مركز الذرة .



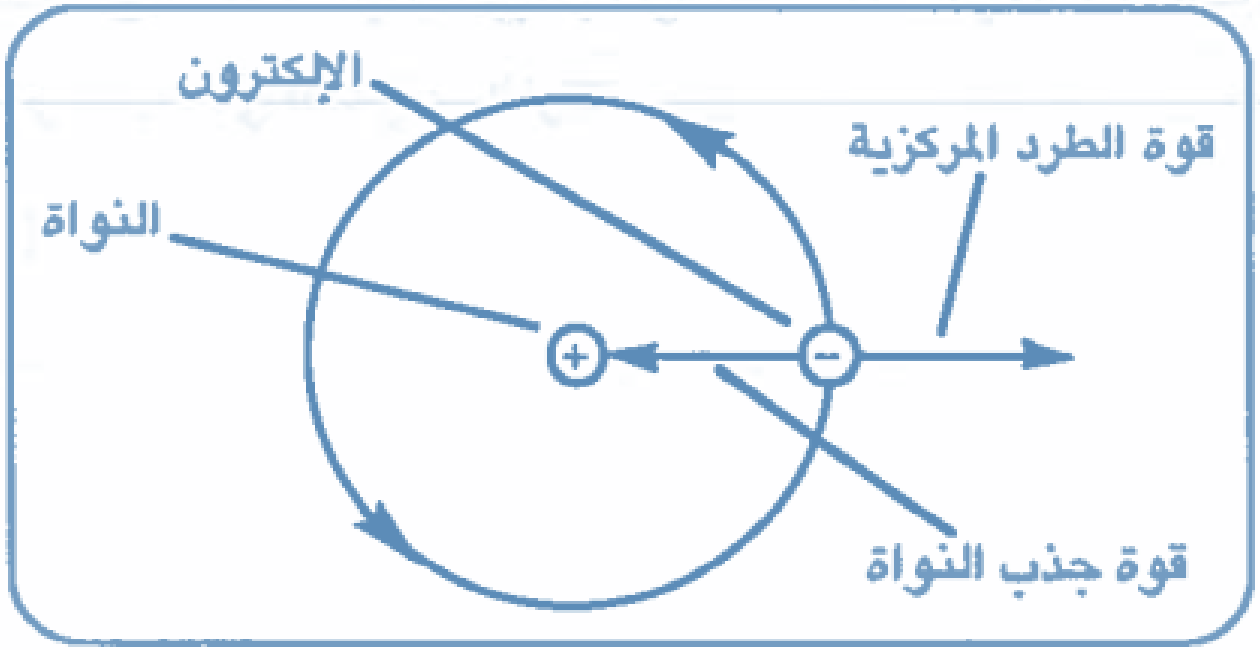
- تتركز كتلة الذرة في النواة . اي ان كتلة الإلكترونات صغيرة جداً إذا ما قورنت بكتلة النواة .
- الذرة متعادلة كهربياً وذلك لأن عدد الشحنات الموجبة (البروتونات) تساوي عدد الشحنات السالبة (الإلكترونات) .
- معظم حجم الذرة فراغ ، ويمكن تشبيه الذرة بالمجموعة الشمسية في تركيبها ، فالنواة مثل الشمس والإلكترونات مثل الكواكب تدور حول الشمس .

■ تدور الإلكترونات في مدارات ثابتة حول النواة ، بسبب أنها تقع تحت تأثير قوتين متضادتين في الاتجاه ومتساويتين في المقدار وهما :

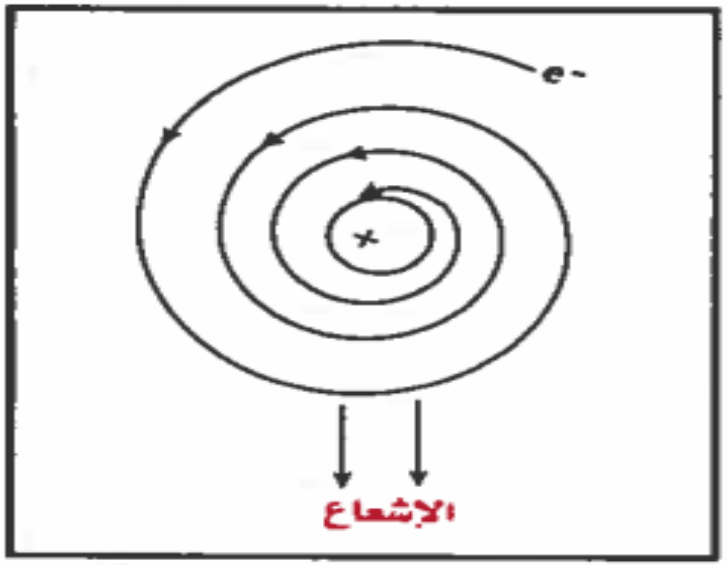
(١) قوة جذب النواة للإلكترونات .

(٢) قوة الطرد المركزية الناتجة عن سرعة دوران الإلكترون حول النواة .

ولهذا فإن الذرة مستقرّة (ثابتة) .



أهم عيوب نظرية رذرفورد :



(١) ذكر رنرفورد أن الإلكترونات تدور حول النواة وهذا يتعارض مع نظرية ماكسويل ، وبتطبيق نظرية ماكسويل فإن الإلكترون سوف يدور في مدار حلزوني للداخل حتى يقترب من النواة ملتصقاً بها ، وبهذا تتلاشى الذرة ، وهذا يتنافى مع الواقع ، حيث أن الذرة في حالتها الطبيعية لا تطلق طاقة ضوئية ، وبالتالي فإن رنرفورد عجز عن تفسير ثبات ذرة الهيدروجين

(٢) لم يستطع تفسير الأطياف الذرية حتى البسيطة مثل طيف الهيدروجين .

نظرية ماكسويل :

هي نظرية في الكهرومغناطيسية بنيت على قوانين نيوتن والخاصة بالأجسام الكبيرة وتنص على انه : (إذا تحرك جسم مشحون حول جسم آخر مشحون بشحنة مخالفة فإنه يفقد جزء من طاقته على شكل إشعاع باستمرار وتقل طاقته الحركية ، وبالتالي تقل سرعته تدريجياً فيقل نصف قطر دوران الجسم المتحرك تدريجياً تبعاً لنقص طاقته) .

اكتشاف النيوترون :

- لاحظ رذرفورد أن وزن الذرة أكبر من مجموع أوزان الإلكترونات والبروتونات الموجودة داخل الذرة . وهذا يعني أن الذرة تحتوي على جسيمات أخرى غير الإلكترونات والبروتونات لذا اقترح رذرفورد وجود دقائق في الذرة غير مشحونة ولم يتم اكتشافها .
- في عام ١٩٣٢م اكتشف العالم شدويك أن ذرات بعض العناصر مثل البريليوم إذا قذفت بجسيمات ألفا فإن هذه الذرات تطلق جسيمات صغيرة تختلف عن الإلكترونات والبروتونات في أنها متعادلة كهربياً ، لذلك سماها شدويك بالنيوترونات .
- تمكن شدويك من حساب كتلة النيوترون وتساوي : ($m = 1.6749 \times 10^{-24}$ g)

بعض خصائص مكونات الذرة الرئيسية

اسم الجسيم	الكتلة بالجرام	الشحنة النسبية	الشحنة الفعلية (كولوم)
الإلكترون	9.1096×10^{-28}	-1	$- 1.6022 \times 10^{-19}$
البروتون	1.6725×10^{-24}	+1	$+ 1.6022 \times 10^{-19}$
النيوترون	1.6749×10^{-24}	zero	zero

الأشعة السينية (أشعة رونتجن) : X - rays

■ اكتشف رونتجن Rontgen عام ١٨٩٥م انه عندما تصطدم اشعة المهبط بسطح فلز نظيف في انبوب التفريغ الكهربي ، فإنها تنتج اشعة كهرومغناطيسية كالضوء العادي إلا أن أطوال موجاتها قصيرة جداً .

وهذه الأشعة تسمى الأشعة السينية (X - ray)

■ وتتميز الأشعة السينية (اشعة إكس) بانها :

(١) امواج كهرومغناطيسية (إشعاعات) وليست دقائق مشحونة ، وطول موجتها قصير جدا ويساوي تقريباً : (من 10^{-6} cm إلى 10^{-8} cm)

(٢) يختلف طول موجتها باختلاف الفلز المستخدم .

(٣) تنفذ في المواد المختلفة ، وتزداد قدرة نفاذها كلما قصر طول الموجة .

(٤) تتاين الغازات التي تمر بها إلى ايونات موجة أو سالبة .

(٥) تحيد الاشعة السينية عند مرورها في البلورات .

(٦) تؤثر في الألواح الفوتوغرافية الحساسة .

ظاهرة النشاط الإشعاعي :

- وجد العالم بيكرل Becquerel ١٨٩٦م أن أملاح اليورانيوم تعطي إشعاعات تؤثر في الألواح الفوتوغرافية وتسودها حتى لو كانت هذه الألواح مغلفة بغلاف رقيق من المعدن ، وهذا يدل على أن هذه الأشعاعات لها القدرة على الاختراق .
- تابع الزوجان بييركوري وزوجته ماري دراسة النشاط الإشعاعي .
- أمكن في النهاية التوصل إلى أن انوية العناصر غير المستقرة (غير الثابتة) تبعث تلقائياً إشعاعات مختلفة وهي كما يلي :

(١) أشعة ألفا (α)　　(٢) أشعة بيتا (β)　　(٣) أشعة جاما (γ)

ويمكن توضيح خواص كل منها من خلال المقارنة التالية :

نوع الاشعة	أشعة ألفا (α)	أشعة بيتا (β)	أشعة جاما (ɣ)
طبيعتها	دقائق مادية (ايونات الهيليوم)	دقائق مادية	موجات كهرومغناطيسية
شحنتها	موجبة	سالبة	ليس لها شحنة
كتلتها	تساوي كتلة الهليوم	تساوي كتلة الإلكترون	ليس لها كتلة
تاثرهابالمجال الكهربي	تنحرف نحو القطب السالب لأنها تحمل شحنة ثنائية موجبة	تنحرف نحو القطب الموجب لأنها تحمل شحنة احادية سالبة	لا تتاثر لأنها لا تحمل شحنة
قدرتها على الاختراق	ضئيلة	اعلى من اشعة الفا	عالية جداً