كلية العلوم

القسم : علم الحياة

السنة : الاولى

المادة : كيمياء عامة لاعضوية

المحاضرة : تتمة الاولى/نظري/د.تمارة

{{ مكتبة A to Z }}

Facebook Group : مكتبة A to Z

2025

يمكنكم طلب المحاضرات برسالة نصية (SMS) أو عبر (What's app-Telegram) على الرقم 0931497960

جامعة طرطوس
كلية العلوم
قسم علم الحياة

الكيمياء العامة واللاعضوية

القسم النظري
لطلاب السنة الأولى
قسم علم الحياة

تتمة المحاضرة الأولى

مدرس المقرر
د. تمارة شهرلي

للعام الدراسي
2025-2024

ومن الجدير بالذكر أن التغيرات الكيميائية يرافقها تغيرات في الطاقة حيث يحصل أثناء التفاعل الكيميائي ، تحرير للطاقة أو امتصاص للطاقة ، والطاقة لا تكون على شكل حرارة فحسب وإنما تكون بأشكال مختلفة.

ثالثاً : الخصائص الميكانيكية mechanical properties:

للخصائص الميكانيكية أهمية كبيرة فمن خلالها يمكن توضيح مفهوم كل من المادة والطاقة وأيضاً شرح العلاقة بين القوة والكتلة والوزن.

القوة: هي المؤثر الذي يؤدي إلى تغيير حالة جسم ساكن أو حالة جسم متحرك بسرعة ثابتة ، وبالتالي وبمعرفة مقدار القوة يمكن معرفة مفهوم الكتلة أكثر.

$$F = m.a$$

F مقدار القوة يتوقف على مقدار المادة في الجسم (كتلة الجسم m)، a التسارع.

العناصر والذرات:

Tartous University - Faculty of Science

تتكون كل مادة في حياتنا من عناصر كيميائية ولايمكن لهذه العناصر أن تخضع لمزيد من التجزئة.

العنصر الكيميائي : هو المادة التي لا يمكن تجزئتها بأي طريقة كانت وهو وحدة البناء الأساسية للمادة ويمكن أن يكون بشكل حر أو مرتبط مع نفسه ، مثل H_2 , Hg , O_2 .

كما يمكن أن يرتبط العنصر مع نفسه بعدة طرق مثل O_2 , O_3 وهذا يدعى بالتآصل.

يبلغ عدد العناصر المعروفة حتى الآن 106 عناصر ، والقليل من هذه العناصر يوجد بشكل حر.

المركب الكيميائي : هو مادة تتألف من عنصرين مختلفين أو أكثر ويمكن تفككه إلى العناصر المكونة لهذا المركب. مثل H_2O , HgO

إن أهمية المركبات تفوق أهمية العناصر إلى حد كبير ، ويتجاوز عدد المركبات المعروفة أكثر من مليون مركب .

تضم العناصر الكيميائية نوعاً واحداً من الذرات.

الذرة : هي الجزء الأصغر من العنصر والذي يمكن أن يشارك في تحول كيميائي، وتتميز الذرات بأنها متناهية الصغر.

العنصر	الرمز
الكربون	C
الليتيوم	Li (من اليونانية 'lithos')
الحديد	Fe (من اللاتينية 'ferrum')
البوتاسيوم	K (من العربية «القواليه» أو من اللاتينية 'kalium')

بعض الأمثلة عن الرموز الكيميائية

شمسنا مكونة إلى حد كبيرمن الهدروجين والهليوم
وهذه صورة مركبة باستعمال الأشعة السينية والتلسكوب الضوئي الشمسي

بنية الذرة:

Tartous University - Faculty of Science

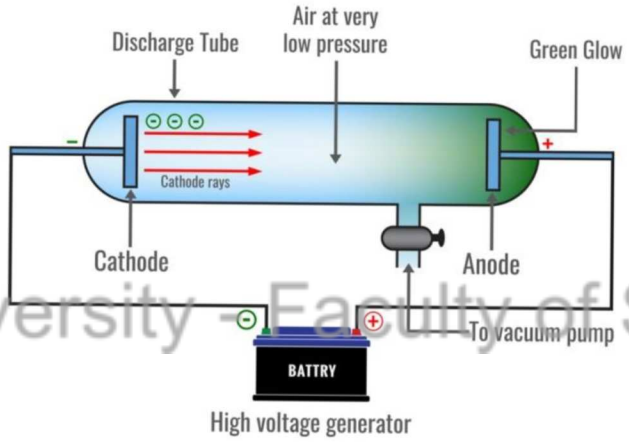
عرّف قدماء اليونان المادة بأنها تتألف من جسيمات دقيقة غير قابلة للانقسام وتكون في حركة دائمة ويتحد بعضها مع بعض بطرائق متعددة ، أطلقوا اسم ذرة Atom على هذه الجسيمات ، هذا التصور غير مبني على تجارب علمية وإنما أساسه نظريات فلسفية ، حتى ظهرت نظرية دالتون Dalton's atomic theory في بداية القرن التاسع عشر والتي تشمل النقاط الآتية:

1- الذرة أصغر جزء بالنسبة للعنصر ولا يمكن تجزئتها .
2- تتشابه ذرات العنصر الواحد بالخصائص الفيزيائية والكيميائية وتختلف في ذلك عن ذرات أي عنصر آخر.
3- عند اتحاد عنصرين كيميائيين، وتكوين أكثر من مركب كيميائي واحد ، فإن النسبة بين الكتل المختلفة من أحد العنصرين التي تتحد مع كتلة ثابتة من العنصر الآخر تكون نسبة عددية صحيحة وبسيطة.

مكونات الذرة :The contents of the atom

أولاً: الأشعة المهبطية – اكتشاف الالكترونات :The electrons-negative rays

لقد مكنت دراسة الأشعة المهبطية من اكتشاف الالكترونات والتي تنشأ نتيجة تفريغ انبوبة زجاجية تحتوي على قطبين إلى ضغط 0.01 atm ، وعند امرار التيار الكهربائي عبر الانبوبة يبدأ الغاز الموجود فيها بإصدار أشعة ملونة بلون أخضر متلألئ تصدر من المهبط وتسير في خط مستقيم باتجاه المصعد ، وهي قابلة للانحراف في ساحة كهربائية أو مغناطيسية .



Tartous University - Faculty of Science

الأشعة المهبطية: هي جسيمات مادية صغيرة ذات شحنة سالبة أطلق عليها اسم الالكترونات وحدتها الالكترون e^- .

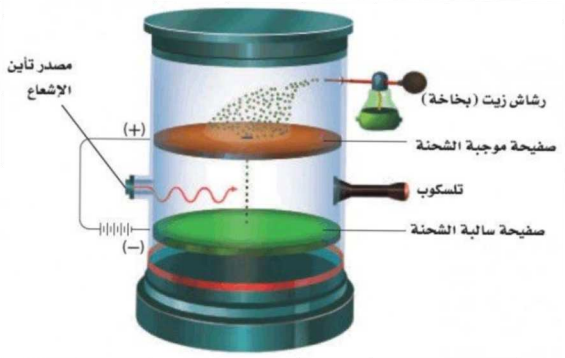
درس العالم تومسون الأشعة المهبطية وأوجد نسبة الشحنة إلى كتلة هذه الجسيمات :

$$e^-/m = -1.7588 \times 10^8 \text{ C/g} \quad (C = As)$$

وهي نسبة ثابتة بغض النظر عن الغاز الموجود في الأنبوبة أو نوع المهبط . وفي عام 1909م قام العالم ميليكان Millikan في تحديد شحنة الالكترون من خلال تجربته الشهيرة (قطرات الزيت).

تمكن العالم ميليكان في هذه التجربة من تحديد سرعة قطرات الزيت المشحونة كهربائياً بوساطة مواد مشعة وغير مشحونة كهربائياً ،مما يؤدي إلى تغير سرعة هذه القطرات نحو اللوحة الموجبة أو السالبة للمكثفة. فالقطرة الموجبة الشحنة تتحرك بسرعة إلى اللوحة السالبة وبالعكس . وبمعرفة شدة الساق الكهربائية

وكثافة الزيت ونصف قطر القطرة والمسافة بين صفيحتي المكثفة وسرعة الهواء بالإضافة إلى سرعة قطرة الزيت، استطاع ميليكان أن يحسب شحنة الالكترون واستنتج بأن الشحنة الالكترونية السالبة لاتكون على شكل سيالة مستمرة وإنما على شكل جسيمات صغيرة منفصلة عن بعضها .



شحنة الالكترون $e^- = -1.6 \times 10^{-19}$ C

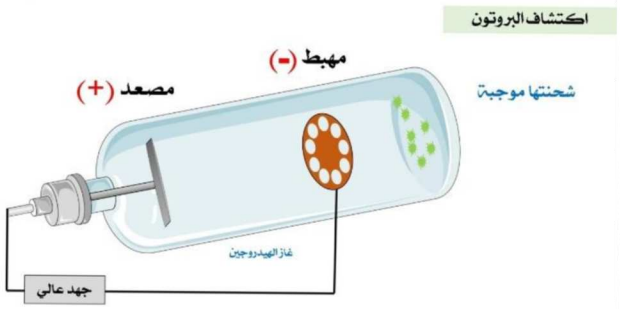
كتلة الالكترون $m = 9.1 \times 10^{-28}$ gr

ثانياً: الأشعة الموجبة – اكتشاف البروتونات The protons- positive rays :

استطاع العالم غولدشتاين Goldstein وباستخدام انبوبة الأشعة المهبطية (المهبط يحتوي على شقوق) وخلفه صفيحة مطلية بالفوسفور، وبإمرار التيار الكهربائي في هذه الأنبوبة وبوجود كمية من غاز الهيدروجين ، يُلاحظ أن أشعة أخرى غير الاشعة المهبطية تنطلق وتتجه عكس اتجاه المصعد في حين أن الالكترونات تتجه نحو المصعد ويمكن تفسير ذلك بأن الأشعة المهبطية حين تكونها تصطدم بذرات الغاز الموجودة في الأنبوبة مما يؤدي إلى انفصال جسيمات جزيئات الغاز التي تحمل الشحنة الموجبة وتتجه عكس اتجاه المصعد. ووجد أن كتلة هذه الأشعة الموجبة وشحنتها وكذلك لون الاشعة الضوئية الناتجة ،يختلف باختلاف نوع الغاز في الانبوبة ومنه نستنتج أن الاشعة الموجبة : هي عبارة عن الشوارد الموجبة لذرات الغاز الموجودة في الانبوب .

Tartous University - Faculty of Science

و لايمكن رؤية الأشعة المهبطية (e^-) أو الأشعة الموجبة (P) وإنما يحدث تألق للغازات في أنابيب الانفراغ.



ثالثاً: اكتشاف النيترونات Detection of neutrons :

لاحظ العالم شادفيك أن قذف ذرة البيريليوم بجسيمات ألفا يجعلها تطلق أشعة ذات سرعة عالية جداً وقدرة عالية على الاختراق . وهي لا تتأثر بالحقل المغناطيسي أو الكهربائي، وكتلتها تساوي تقريباً كتلة البروتونات و أكبر من كتلة الالكترونات وسُميت هذه الجسيمات بالنترونات.

تمتلك النيترونات أهمية كبيرة في المحافظة على ثبات الذرة لأنها تقلل من قوى التنافر بين البروتونات داخل النواة .

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

الجسيمات الأساسية في الذرة وأهم صفاتها

الجسيم	الكتلة النسبية(amu)	الكتلة بـــ Kg	الشحنةC=As	الرمز
الإلكترون	0.000549	9.1×10^{-31}	-1.6×10^{-19}	e^-
البروتون	1.0076≈1	1.672×10^{-27}	$+1.6\times10^{-19}$	P^+
النيترون	1.0086≈1	1.675×10^{-27}	±0	N

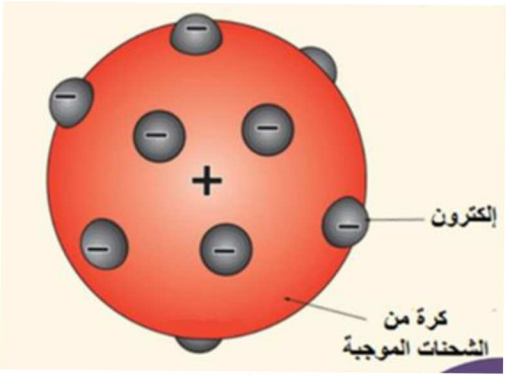
Tartous University Faculty of Science

نماذج بنية الذرة The atom configuration models

أولاً: نموذج توموسون للذرة Thomson's model of the atom

توصل توموسون بعد عدة تجارب قام بها لمعرفه طبيعة وجسيمات الذرة وخصائصها الى ان الذرة تتكون من كره من الشوارد الموجبة مغموس فيها عدد من الشحنات السالبة (الالكترونات) بحيث يتم التعادل الكهربائي كما هو مبين بالشكل الاتي

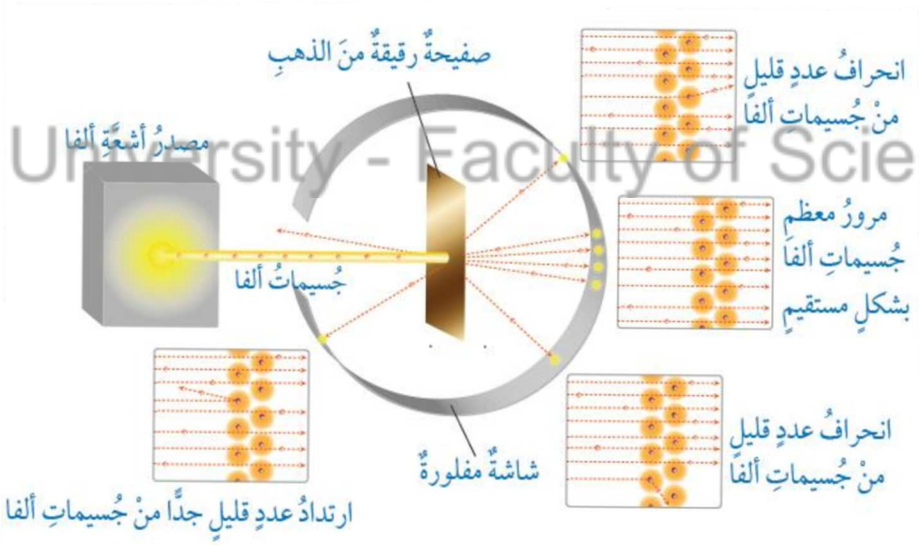
كما استطاع توموسون حساب النسبة $\bar{e}\backslash m$



ثانياً : نموذج رذرفورد Rutherford's model of the atom

قام العالم رذرفورد بتسليط أشعه الفا (نوى الهيليوم He^{+2})على صفيحه رقيقه من الذهب سماكتها $5000A^{o}$ وجد ان معظم الأشعة تخترق الصفيحة وجزء منها ينحرف عن مساره الأصلي، وجزء يرتد كليا بعد اصطدامه بالصفيحة . يمكن تفسير نفاذ معظم الأشعة بأنه يدل على ان معظم الصفيحة فراغ ، أما انحراف الجزء القليل فيعني مرور الأشعة بمراكز تحمل شحنات موجبه ، وارتدادها كليا يعني اصطدام الأشعة بمراكز تحمل شحنه موجبه أيضا . وجزء صغير من الأشعة ينحرف فيعني ان المراكز التي تحمل شحنه موجبه تشغل حيزا صغيرا جدا.

هذه المراكز سميت فيما بعد بالنوى حيث تتمركز معظم كتله الذرة فيها وتكون الالكترونات محيطة بها. ونظرا لصغر حجم الالكترونات فان معظم الأشعة تنفذ بسهوله.



نتائج تجربة رذرفورد

Tartous University - Faculty of Science

- يمكن اجمال نتائج تجربه رذرفورد في النقاط الأتية:

1- كل ذره عنصر تتألف من نواه تحوي شحنه موجبه وهي تمثل معظم كتله الذرة.
2- حجم الذرة كبير جدا بالنسبة للنواه.
3- عدد البروتونات في نواه الذرة يعرف بالعدد الذري (أو العدد البروتوني) Z للعنصر وعليه فان العدد الذري لكل الذرات في العنصر الواحد يكون متساويا.

4- في الذرة المتعادلة كهربائيا يكون عدد البروتونات في النواه يساوي عدد الالكترونات خارج النواه.
5- عدد الكتلة (العدد الكتلي أو العدد النيوكليوني) A يساوي عدد البروتونات +عدد النترونات.
6- يطلق اسم نوكليون على كل من البروتون والنيترون لان النوكليون جسيم ذو حالتين كوانتيتين هما البروتون والنيترون.
7- تسمى الذرات التي تتساوى في العدد الذري وتختلف في رقم الكتلة بالنظائر (Isotopes) ، مثل ^{14}C , ^{12}C ويحتوي النظيران على ثمانية وسته نيترونات على التوالي .

النظائر: هي ذرات لنفس العنصر ، تتشابه في الخصائص الكيميائية و تختلف في الخصائص الفيزيائية مثل الوزن ، وبعض النظائر قد تعطى اسماء ورموز مختلفة كما في نظائر الهيدروجين.

ثالثاً :نموذج بور للذرة Bohr's model of the atom :

تبعاً لنموذج رذرفورد بقي ان نعرف كيفيه دوران الالكترونات وما هو موقعها ،والسبب في التساؤل هو نظريه ماكسويل التي كانت سائدة يومها ،والتي تنص على ان الالكترون يفقد طاقته باستمرار في اثناء دورانه حول النواه وهذا يعني ان الالكترون سيسقط ويصطدم النواه وهذا لن يحدث طبعا.

Tartous University - Faculty of Science

لقد كان لدراسة طيف ذره الهيدروجين من قبل العالم بالمر عام 1885م واخرين ،اثر كبير في اقدام العالم بور عام 1913م على نشر نظريته ، والتي تتألف من النقاط الأتية:

1- عدم صحه نظريه ماكسويل.
2- نموذج رذرفورد صحيح في ان الالكترونات تدور حول النواه بشكل مشابه لدوران الكواكب حول الشمس.
3- تتحرك الالكترونات في مسارات دائريه محدده حول النواه يرمز للمدارات بأعداد صحيحه 1،2،3... تدعى الاعداد الكوانتية الرئيسية.

4- المدارات التي تكون لها كميه حركه زاويه تساوي المقدار $h\backslash 2\pi$ او مضاعفاته هي التي تشغل بالإلكترونات.
5- عند اكتساب الالكترون لكميه من الطاقة ينتقل الى مستوى طاقه اعلى (وضع غير مستقر) ،وعند فقده لهذه الطاقة يعود الى موضعه الاصلي فاقدا الكم نفسه من الطاقة الذي اكتسبه في اثناء الإثارة على هيئه اشعاع من الضوء له طول موجي وتردد مميز.

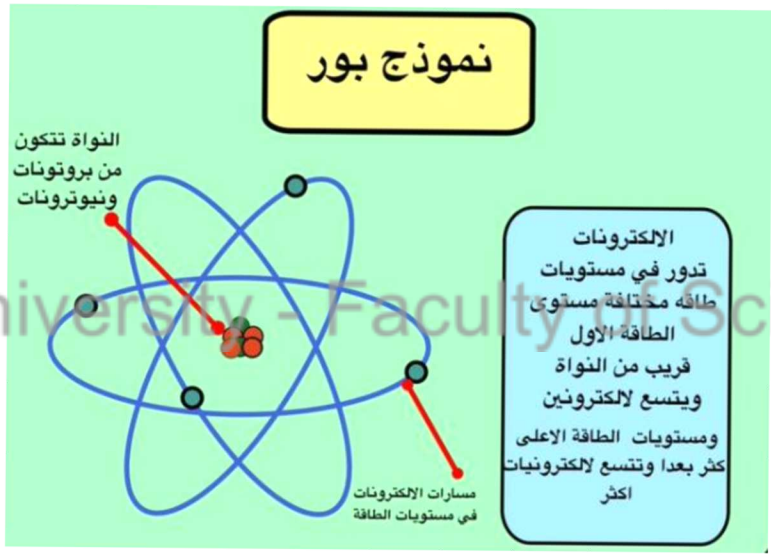
ومقدار الطاقة المكتسبة او المفقودة (الكم او الكوانتم) يساوي فرق الطاقة بين المستويين وتكون على شكل فوتون، كما توضح علاقه ماكس بلانك:

$$\Delta E = E_2 - E_1 = h\nu = hc/\lambda = hc.\bar{\nu}$$

حيث إن: λ (cm) طول الموجة ، $\bar{\nu}$ $\left(\frac{1}{cm}\right)$ العدد الموجي ، ν (s^{-1}) التواتر

وعليه فان نظريه الكم تنص على: ان الطاقة لا توجد بشكل سياله مستمرة، ولكن على نحو متقطع تدعى اصغر قيمه لها كوانتم او فوتون .

وكان ماكس بلانك اول من اقترح فكره تكميم الطاقة ثم اثبتها اينشتاين.



Tartous University - Faculty of Science

البنية الالكترونية:

الطبيعة الموجية للإلكترون- وفرضية دي بروغلي

-الالكترون جسيم مادي متحرك له حركة موجية اي ان للإلكترون طبيعة الجسيمات وطبيعة الموجات (الإلكترون ذو طبيعة مزدوجة).

-الحركة الموجية للإلكترون تسمى الموجات المادية، وهي تختلف عن الموجات الكهرومغناطيسية في:

1- ان سرعتها اقل من سرعه الضوء .

2-انها لا تنفصل عن الجسم المتحرك اي مصاحبه له.

قاعدة هايزنبرغ في عدم التحديد

نص القاعدة: يستحيل (عمليا) ايجاد سرعه ومكان الالكترون في نفس الوقت وبدقه ،لكن احتمال وجود الكترون في مكان ما وبسرعه ما اقرب للصواب.

Tartous University - Faculty of Science

ميكانيك الكم – معادلة شرودنغر

اقتصرت نظرية بور في تحديد طيف الذرات على ذرة الهيدروجين فقط ، وعجزت عن تفسير وجود خطوط اضافية في طيف ذرة الهيدروجين في المجال المغناطيسي، وعن كيفيه تحديد مكان الالكترون وسرعته في آن واحد ، ودوران الالكترون حول النواة بمدار محدد ، واعتبار ان ذرة الهيدروجين مستويه .

نتيجةً لهذه التساؤلات كان لابد من ايجاد معادله شرودنغر: وهي معادلة تصف حركة الجسيمات الدقيقة وطاقتها.

وقد تمكن العالم النمساوي شرودنغر من حل هذه المشكلة وذلك بإيجاد معادلة عرفت باسمه:

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

حيث إن : E الطاقة الكلية

V الطاقة الكامنة

h ثابت بلانك

m كتلة الإلكترون

ψ التابع الموجي (بسي)

x , y , z المحاور الرئيسية الثلاثة

أعداد الكم Quantum numbers

تحدد هذه الاعداد حجم الحيز من الفراغ الذي يكون احتمال تواجد الالكترون فيه اكبر ما يمكن ،كما تحدد طاقه هذه المدارات واشكالها واتجاهاتها بالنسبة لمحاور الذرة ، وهذه الاعداد هي:

أولاً : عدد الكم الرئيسي The principle quantum number

هو العدد الذي يصف بُعد الالكترون عن النواه . ويرمز له بـ (n) ويأخذ القيم n=1,2,3,4.... وبزياده قيمته تزداد طاقه الالكترون، وتدل قيم (n) على الطبقات الإلكترونية الرئيسية كما يأتي:

عدد الكم الرئيسي	1	2	3	4	5
سويات الطاقة الرئيسية	K	L	M	N	O

ويحدد عدد الالكترونات الأعظمي في كل سوية بالعلاقة: $2n^2$

ثانياً : عدد الكم الثانوي The secondary quantum number

Tartous University - Faculty of Science

استطاع العالم سمرفيلد ان يكتشف ان خط الطيف والذي يمثل انتقال الكترون بين مستويين مختلفين في الطاقة هو في الواقع عبارة عن عدة خطوط طيفية دقيقة تدعى سويات الطاقة الفرعية ، أي أن كل سوية طاقة رئيسيه تتكون من عدد من سويات الطاقة الفرعية ، والتي يرمز لها بـ s, p, d, f وتأخذ القيم 0,1,2,3 على التوالي.

وهو الذي يصف شكل المدار الذي يوجد فيه الالكترون ويرمز له بـ (ℓ)

$$\ell = [0, (n-1)] \quad , \quad \ell = 0, 1, 2....$$

يوضح الجدول الآتي قيم الأعداد n و ℓ والسويات الموافقة لها:

العدد الكمي الرئيسي n	العدد الكمي الثانوي ℓ	انقسام السوية n واسم السويات
1	0	S
2	0,1	S,p
3	0,1,2	S,p,d
4	0,1,2,3	S,p,d,f

ثالثاً: عدد الكم المغناطيسي The magnetic quantum number

بوجود مجال مغناطيسي قوي وجد ان كل خط طيفي يمثل مستوى فرعي ينقسم الى عدد فردي من المدارات يوضحها العدد الكمي المغناطيسي (m) وهي:

- **المستوى S له مدار واحد ويكون بشكل كروي.**
- **المستوى الفرعي P وهو عباره عن ثلاث مدارات تتخذ محاورها الاتجاهات الفراغية X,Y,Z وهي متعامدة.**
- **المستوى الفرعي d وهو عباره عن خمسه مدارات متعامدة.**
- **المستوى الفرعي f وهو عباره عن سبعه مدارات متعامدة ايضاً.**

أي أن العدد m يحدد عدد مدارات سويات الطاقة الفرعية واتجاهاتها الفراغية، وهو عدد فردي يأخذ القيم 1,3,5,7 : ($-\ell$.....0....$+\ell$)=m

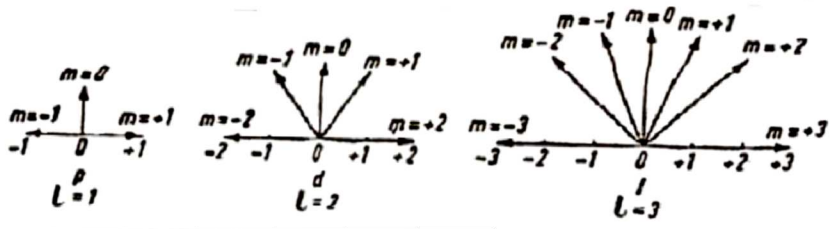
ℓ	0	1	2	3
المدار	s	p	d	F
عدد الانقسامات	1	3	5	7

Tartous University - Faculty of Science

يوضح الجدول الآتي قيم الأعداد ℓ و m:

ℓ	M
ℓ=0	0
ℓ=1	+1 0 −1
ℓ=2	+2 +1 0 −1 −2

يوضح الشكل الآتي الاتجاهات المغناطيسية للمدارات s(d=0) و p(d=1) و d(d=2):



رابعاً: عدد الكم السبيني (اللف الذاتي) The spin quantum number

يمكن أيضاً بدون الساحة الكهربائية او المغناطيسية وبوساطة مطياف حساس وقوي ،أن يظهر انقسام الخطوط الطيفية والتي تبدو وكأنها خط واحد.

لشرح هذه الظاهرة يجب الإشارة الى دوران الالكترون حول نفسه إما لليسار أو لليمين ، وكل خط عبارة عن سوية طاقة والفرق بين السويتين هو فرق بين عزمين حركيين زاويين $m_e vr$ مقداره الكمي $h/2\pi$

وهذه القيمة عبارة عن الفرق بين $\frac{+\frac{1}{2}h}{2\pi}$ و $\frac{-\frac{1}{2}h}{2\pi}$.

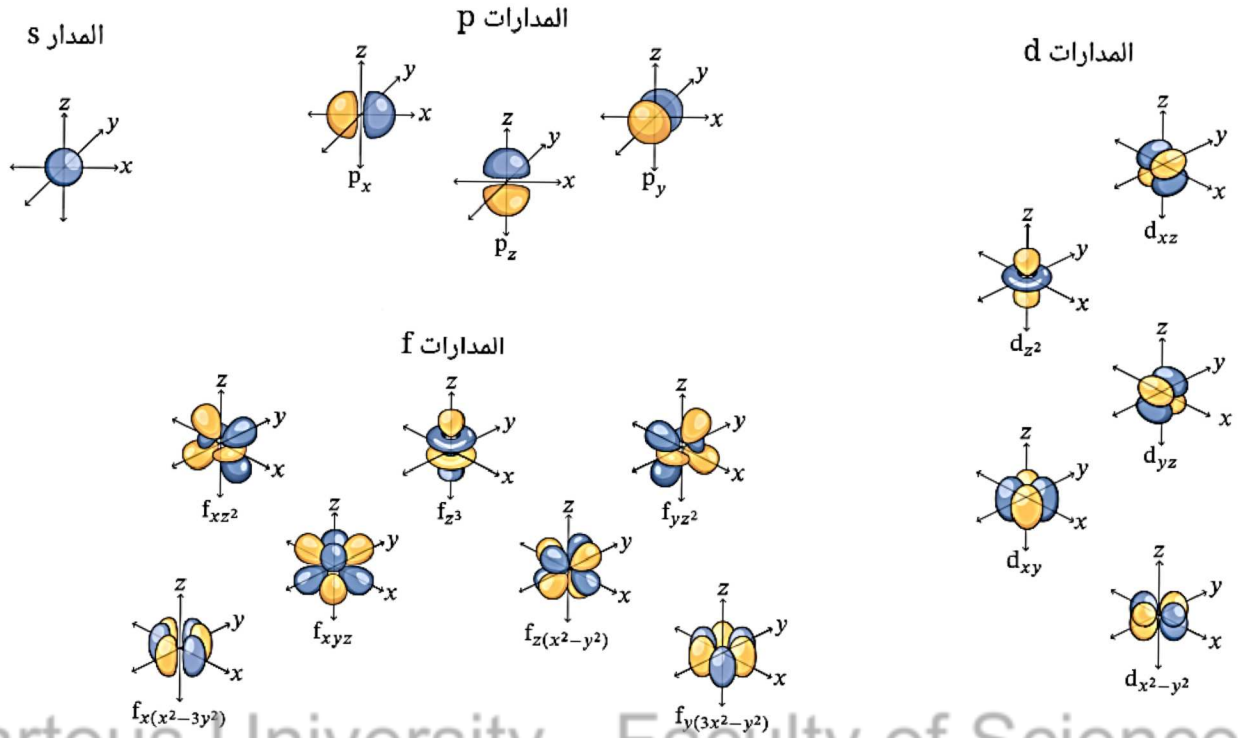
ولذلك يعبر عن اللف الذاتي للإلكترون بالعدد الكمي للف الذاتي S ويأخذ القيم $S=\pm 1/2$

توزيع الإلكترونات على مدارات الذرة حتى n=3

n	ℓ	m	s	عدد الإلكترونات $2n^2$	المدار	الترتيب الإلكتروني	الطبقة الرئيسية
1	0	0	$\pm\frac{1}{2}$	2	1S	$1S^2$	K
2	0	0	$\pm\frac{1}{2}$	2	2S	$2S^2$	L
	1	+1	$\pm\frac{1}{2}$	6	$2P_x$	$2P^6$	
		0	$\pm\frac{1}{2}$		$2P_y$		
		−1	$\pm\frac{1}{2}$		$2P_z$		
3	0	0	$\pm\frac{1}{2}$	2	3S	$3S^2$	M
	1	+1	$\pm\frac{1}{2}$	6	$3P_x$	$3P^6$	
		0	$\pm\frac{1}{2}$		$3P_y$		
		−1	$\pm\frac{1}{2}$		$3P_z$		
	2	+2	$\pm\frac{1}{2}$	10	$3d_{x^2-y^2}$	$3d^{10}$	
		+1	$\pm\frac{1}{2}$		$3d_{xz}$		
		0	$\pm\frac{1}{2}$		$3d_{z^2}$		
		−1	$\pm\frac{1}{2}$		$3d_{yz}$		
		−2	$\pm\frac{1}{2}$		$3d_{xy}$		

Tartous University - Faculty of Science

أشكال المدارات في الفراغ:



Tartous University - Faculty of Science

قواعد توزيع الالكترونات على مدارات الذرة

أولاً: مبدأ الاستبعاد للعالم باولي:

نص المبدأ: لا يوجد في الذرة أو الجزيء، الكترونين لهما نفس أعداد الكم الأربعة.

ثانياً: قاعدة هوند:

نص القاعدة: يتم توزيع الالكترونات على مدارات s, p, d, f بشكل فردي وعندما تزيد الالكترونات عن عدد المدارات يبدأ التزاوج في المدار الواحد.

أمثلة :

$_{12}Mg : 1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2$

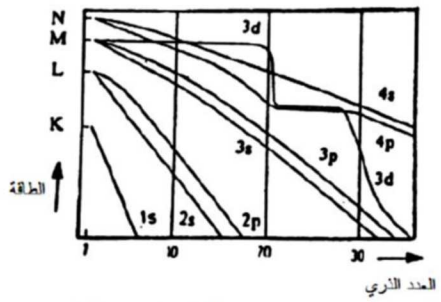
$_{33}As : 1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^6\ 4S^2\ 3d^{10}\ 4P^3$

$_{50}Sn : 1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^6\ 4S^2\ 3d^{10}\ 4P^6\ 4d^{10}\ 5S^2\ 5P^2$

بدراسة العلاقة بين سويات الطاقة والعدد الذري نلاحظ أن طاقة السوية تزداد مع العدد الكمي الرئيسي (n) ، أما هذا فيعود إلى ضعف قوى التجاذب بين النواة والطبقات الالكترونية كلما ازداد البعد عن النواة.

كذلك نلاحظ أن سوية المدار 4S أخفض من سوية المدار 3d ، ويمكن تفسير ذلك كما يأتي:

مع زيادة العدد الكمي (n) تقترب سويات الطاقة بعضها من بعض لدرجة أنها تتساوى فيما بينها ، وقد تصبح طاقة سوية من سويات المدار الرابع أدنى من طاقة سوية من سويات المدار الثالث ، ولذلك يمكن القول إن المدارات يتداخل بعضها مع بعض بزيادة العدد الكمي (n) .

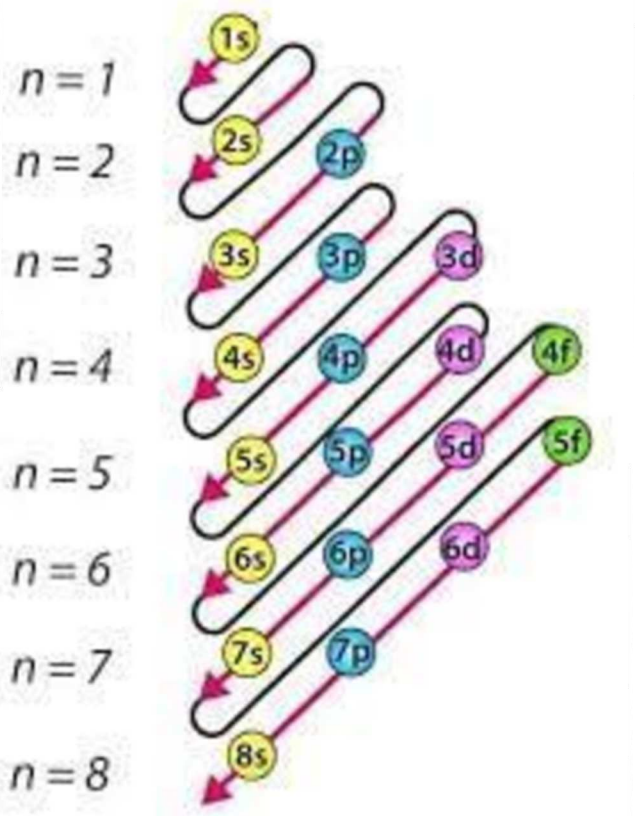


العلاقة بين سويات الطاقة والعدد الذري

يمكن تمثيل توزيع الالكترونات على مدارات الذرة بالشكل:

Tartous University - Faculty of Science

$$1S<2S<2P<3S<3P<4S\approx3d<4P<5S\approx4d<5P<6S\approx5d\approx4f<6P$$



يمكن كتابة التوزيع الالكتروني بشكل مختصر كما يلي:

العدد الذري	الاسم (الرمز)	التشكيل الإلكتروني
19	Potassium (K)	$[Ar]\,4s^1$
20	Calcium (Ca)	$[Ar]\,4s^2$

العدد البروتوني	الرمز	التشكيل الإلكتروني
1	H	$1s^1$
2	He	$1s^2$
3	Li	$1s^2 2s^1$
4	Be	$1s^2 2s^2$
5	B	$1s^2 2s^2 2p^1$
6	C	$1s^2 2s^2 2p^2$
7	N	$1s^2 2s^2 2p^3$
8	O	$1s^2 2s^2 2p^4$
9	F	$1s^2 2s^2 2p^5$
10	Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$
11	Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
12	Mg	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
13	Al	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
14	Si	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
15	P	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
16	S	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
17	Cl	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
18	Ar	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

التشكيلات الإلكترونية للعناصر الثماني عشرة الأولى من الجدول الدوري

Tartous University - Faculty of Science

موقع العنصر في الجدول الدوري:

في العناصر التي ينتهي تركيبها الالكتروني بالمستوى S,P يتم تحديد رقم الدور ورقم المجموعة كالآتي:

رقم الدور = رقم الغلاف الرئيسي الأخير (غلاف التكافؤ).

رقم المجموعة = مجموع الالكترونات الموجودة في الغلاف الرئيسي الأخير.

أمثلة:

الصوديوم يقع في الدور الثالث والمجموعة الأولى.

الكالسيوم يقع في الدور الرابع والمجموعة الثانية.

الفوسفور يقع في الدور الثالث والمجموعة الخامسة.

البروم يقع في الدور الرابع والمجموعة السابعة.

Tartous University - Faculty of Science