

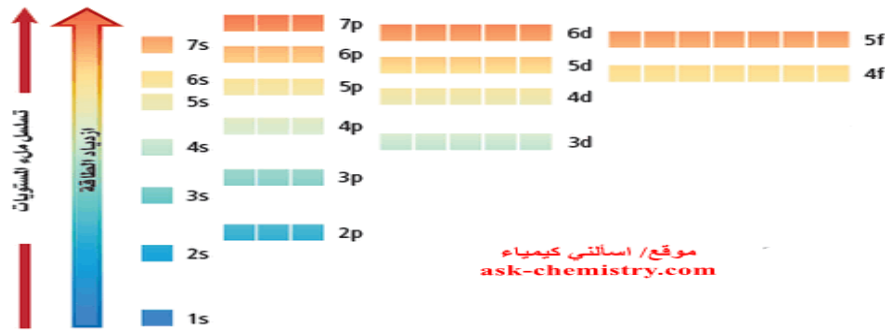
Electron Configuration Of Atom

البناء الإلكتروني للذرة

التوزيع الإلكتروني Electron configuration : إن التوزيع الإلكتروني للعناصر يعطينا انطباع على طبيعة العنصر وتكافؤه ونوع الروابط التي يمكن أن يكونها ويتم توزيع الإلكترونات حول النواة في الأفلاك الفرعية وفقاً للمبادئ التالية :-

١ - مبدأ أوفباو، ٢ - مبدأ باولي، ٣ - قاعدة هوند.

مبدأ أوف باو Aufbau principle : يعرف بمبدأ البناء التصاعدي Building up حيث يتم توزيع الإلكترونات في الأفلاك على حسب التسلسل في الطاقة أي الأقل فالأعلى وهكذا ويتم ذلك بتتبع الأسهم في الشكل التالي :-



تترتب الأغلفة الثانوية المتنوعة حسب ازدياد طاقتها من اليسار إلى اليمين وعلى النحو المبين

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p 8s
اتجاه ازدياد الطاقة

مبدأ باولي للاستثناء Pauli exclusion principle : إن كل فلك يحتوي على إلكترونين يدوران حول النواة ويدوران حول نفسيهما في اتجاهين متضادين وذلك للتغلب على قوة التنافر بينهما ويمثل كل واحد منهم بسهم عكس الآخر ||

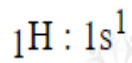
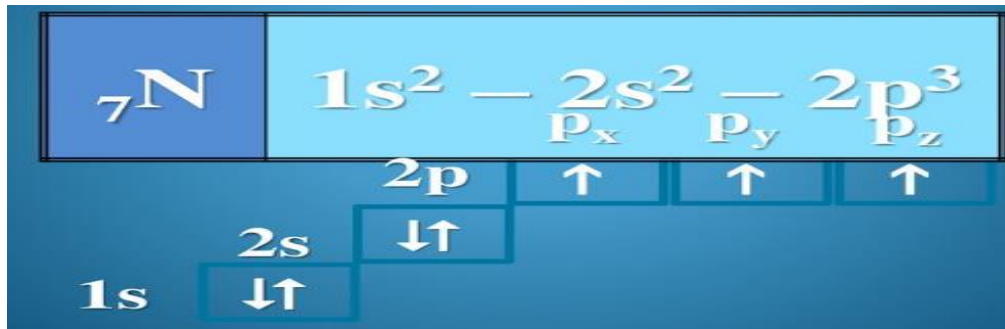
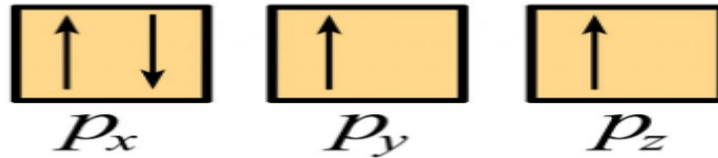


. ويمكن تمثيل المجال بمربع والإلكترونات بأسهم كما يلي:

عدد الإلكترونات $2n^2$	عدد الأوربيتالات $n^2 = m$	عدد المستويات الفرعية $n = l$	رقم المستوى (n)	المستوى الرئيسي
2	1	1s	1	K
8	4	2s, 2p	2	L
18	9	3s, 3p, 3d	3	M
32	16	4s, 4p, 4d, 4f	4	N

٣ -نص قاعدة هوند: أن الإلكترونات المفردة المتشابهة في اتجاه الدوران يجب أن تشغل المجالات الفرعية المتساوية الطاقة أولاً قبل أن تشغل الإلكترونات الإضافية ذات اتجاه الدوران المعاكس المجالات نفسها.

وللسهولة يمكننا أن نمثل المدار بشكل المربع وعليه يكون شكل الغلاف الثانوي كما هو موضح في صيغة الجدول أدناه.



الهيدروجين (العدد الذري = 1)



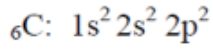
1-2 ما هو التوزيع الإلكتروني للعناصر التالية في الأغلفة الرئيسية والفرعية موضحا الإلكترونات في غلاف التكافؤ ؟ ${}^6_6\text{C}$, ${}^7_7\text{N}$, ${}^8_8\text{O}$, ${}^9_9\text{F}$

ذرة العنصر	التوزيع الإلكتروني في الأغلفة الفرعية	غلاف التكافؤ	أفلاك التكافؤ
${}^6_6\text{C}$	$1s^2 2s^2 2p^2$	$2s^2 2p^2$	
${}^7_7\text{N}$	$1s^2 2s^2 2p^3$	$2s^2 2p^3$	
${}^8_8\text{O}$	$1s^2 2s^2 2p^4$	$2s^2 2p^4$	
${}^9_9\text{F}$	$1s^2 2s^2 2p^5$	$2s^2 2p^5$	

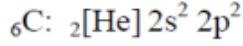
مثال: اكتب التوزيع الإلكتروني بطريقة الترميز الإلكتروني وترميز الغاز النبيل (الطريقة المختصرة) ورسم مربعات

المجالات للعناصر التالية: ${}^6\text{C}$ و ${}^{11}\text{Na}$ و ${}^{20}\text{Ca}$

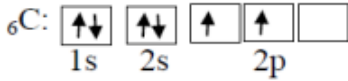
الحل: ١ - بالنسبة لعنصر ${}^6\text{C}$:



-الترميز الإلكتروني:



-ترميز الغاز النبيل (الطريقة المختصرة):



-رسم مربعات المجالات:

■ عند التوزيع الإلكتروني يتم توزيع العدد الذري وليس الوزن الذري .

■ إلكترونات التكافؤ *valence electrons*: هي الإلكترونات الموجودة في الغلاف الأخير *Outer-Shell* (غلاف التكافؤ *the valence shell*) حيث تساهم بها الذرات مع بعضها أو تنتقل من ذرة لأخرى لتكوين الجزيئات .

مثال: اوجد عدد الكثرونات التكافؤ للعناصر التالية: ${}^{11}\text{Na}$ و ${}^6\text{C}$

الحل: بالنسبة لعنصر ${}^6\text{C}$: الترميز الإلكتروني: ${}^6\text{C}: 1s^2 2s^2 2p^2$ حيث عدد الكثرونات التكافؤ = 4

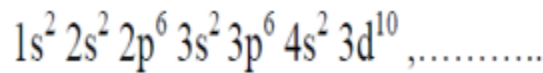
بالنسبة لعنصر ${}^{11}\text{Na}$: الترميز الإلكتروني: ${}^{11}\text{Na}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ حيث عدد الكثرونات التكافؤ = 1

السعة القصوى (Maximum Capacity) للمدار الواحد من الإلكترونات هي اثنان. لذلك تكون

السعة القصوى من الإلكترونات في الأغلفة الثانوية s, p, d, f هي ٢، ٦، ١٠، ١٤ على التوالي.

في حالة التعبير عن المحتوى الإلكتروني للأغلفة الثانوية فإن عدد الإلكترونات الموجودة في كل غلاف

ثانوي يكتب في أعلى رمز الغلاف وكما هو موضح أدناه.



مما هو جدير بالذكر أن المدار يمكن أن يكون فارغ من الإلكترونات أو أن يحتوي على إلكترون واحد

فقط لكن المدار الواحد لا يمكن أن يحتوي على أكثر من إلكترونين.

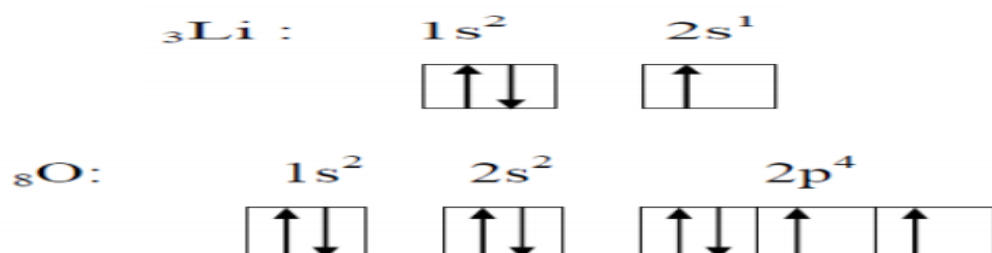
أحيانا يُعبر عن الإلكترونات بشكل السهم \uparrow لذا في حالة وجود إلكترون واحد أو بتعبير آخر أول

إلكترون يكتب داخل المدار (بالشكل المربع) يمثل بالشكل \uparrow أي اتجاه السهم (إلكترون) يكون

إلى الأعلى ، أما في حالة وجود العدد الأقصى من الإلكترونات في المدار الواحد يكون اتجاه إلكترون

الثاني إلى الأسفل $\uparrow\downarrow$.

مثال: اكتب الترتيب الإلكتروني لذرات العناصر ${}^8\text{O}$, ${}^3\text{Li}$
(أ) سلسلة الأغلفة الثانوية.
(ب) المربع والسهم.



تصنيف العناصر والفعالية الكيميائية

Classification of Elements and Chemical Reactivity

سبق أن ذكر إن ذرات العناصر المختلفة تميل إلى الوصول إلى الحالة التي فيها يحتوي الغلاف الخارجي للذرة على العدد الأقصى من إلكترونات وذلك من خلال فقدان أو اكتساب أو مشاركة بعدد من الإلكترونات مع ذرات أخرى، يمكن استخدام ميول الذرات للفقدان أو الاكتساب أو المشاركة لتصنيف العناصر إلى فلزات، لا فلزات، أشباه الفلزات، وعناصر الغازات المثالية.

١ - الفلزات Metals

وهي مجموعة العناصر التي تميل إلى فقدان أو منح إلكترونات إلى ذرة أخرى، لهذا السبب تظهر عناصر هذه المجموعة أعداد تأكسدية موجبة، ومن الأمثلة على هذه المجموعة هي الصوديوم، البوتاسيوم، الحديد، الزئبق، السكندريوم، اليورانيوم.

٢ - اللافلزات Non Metals

وهي مجموعة العناصر التي تميل إلى اكتساب إلكترونات، لهذا السبب تظهر عناصر هذه المجموعة أعداد تأكسدية سالبة، ومن الأمثلة على هذه المجموعة عناصر الأوكسجين، الفلور، الكلور، النتروجين و الفسفور.

٣ - أشباه الفلزات Metalloids Or Semi Metals

وهي مجموعة العناصر التي تظهر ميول للفقدان أو الاكتساب وحسب الظروف المحيطة بذرات عناصر هذه المجموعة، ومن الأمثلة على هذه المجموعة عناصر البورون، السليكون، الزرنيخ.

٤ - الغازات المثالية Noble Gases

وهي مجموعة العناصر التي لا تميل إلى فقدان أو اكتساب الإلكترونات تحت الظروف الاعتيادية، السبب في ذلك يعود إلى احتواء ذرات هذه المجموعة على غلاف تكافئي يحتوي على العدد الأقصى من الإلكترونات ومن عناصر هذه المجموعة هي الهليوم، النيون، الأرجون، الكريبتون والزنم تتوقف الفعالية الكيميائية (أو النشاطية الكيميائية) على عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة أو المشتركة حيث كلما كان هذا العدد قليل كان العنصر أكثر نشاطية كيميائية.

الروابط الكيميائية Chemical bonds : هي القوة التي تربط الذرات لتكوين جزيئات أقل طاقة وأكثر استقراراً .

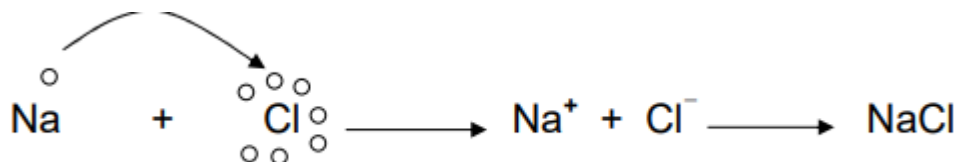
١ / الرابطة الأيونية **Ionic Bond** :

هي رابطة تنشأ بين فلز ولا فلز ، حيث يفقد الفلز إلكتروناته متحولاً إلى أيون موجب ويكتسب اللافلز هذه الإلكترونات متحولاً إلى أيون سالب ويتم الفقد والاكسساب للإلكترونات ويحدث تجاذب بين الأيون الموجب والسالب (تجاذب إلكتروستاتيكي) ، وتسمى الرابطة بالرابطة الأيونية لأنها ناتجة عن اتحاد أيونين ويسمى المركب الناتج بالمركب الأيوني . وتكون الشحنة على أي مركب تساوي صفراً . وعادة تكون المركبات الأيونية صلبة .

الأيون :

هو ذرة فقدت أو اكتسبت إلكترون أو أكثر

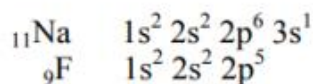
م	الذرة	الأيون
١ .	متعادلة كهربياً	مشحون بشحنة موجبة أو سالبة
٢ .	تحمل خواص العنصر	لا يحمل خواص العنصر
٣ .	قد توجد أكثر من ذرة لعنصر (النظائر)	قد يوجد أكثر من أيون لعنصر (العناصر الانتقالية)
٤ .	لا تتأثر بالتيار الكهربى	يتأثر بالتيار الكهربى
٥ .	مدارها الأخير غير مكتمل / غير مشبع إلا الغازات الخاملة	مدارها الأخير مكتمل (مشمع) بثمانية إلكترونات أو اثنين في حالة الهيليوم



فلوريد الصوديوم NaF

يتكون هذا المركب الأيوني من اتحاد عنصر الفلور مع عنصر الصوديوم.

الترتيب الإلكتروني لذرة عنصر الصوديوم وذرة الفلور هو



يلاحظ من الترتيب الإلكتروني لذرة عنصر الصوديوم أنها تحتاج إلى فقدان إلكترون واحد فقط

للوصول للترتيب الإلكتروني الأكثر استقراراً.

Covalent Bond **الرابطة التساهمي**

تتكون هذه الرابطة بمشاركة ذرتي لا فلزين (أو أكثر) لبعضها في الإلكترونات الموجودة في المدار الخارجي لكل منهما لكي تصل كلتا الذرتين للتركيب الإلكتروني المميز للغازات الخاملة (القاعدة الثمانية أو الثنائية في حالة الهيليوم).

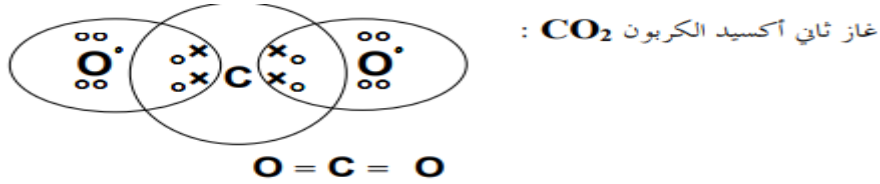
توجد روابط اسهامية فردية ، ثنائية ، ثلاثية وهذا يعتمد على عدد إلكترونات المشاركة مثلاً إذا تمت المشاركة بإلكترون من كل ذرة تنشأ رابطة إسهامية فردية / أحادية *Single Bond* وهكذا

أ - تصنيف يعتمد على رتبة الرابطة وينقسم إلى ثلاثة أنواع هي :

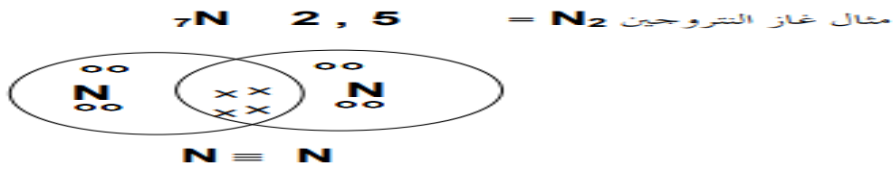
1. الرابطة الأحادية *Single bond* : فيها تساهم الذرات المشاركة في تكوينها بإلكترون واحد من كل ذرة مما ينتج عنه زوج مشترك من الإلكترونات لكل ذرة وتسمى رابطة سيجما *Sigma* ويرمز لها بالرمز σ



2. الرابطة الزوجية *Double bond* : تساهم كل ذرة مشاركة في تكوينها بإلكترونين مما ينتج عنه زوجين من الإلكترونات وتتكون من رابطة σ ورابطة تسمى بأي Pi ويرمز لها بالرمز π



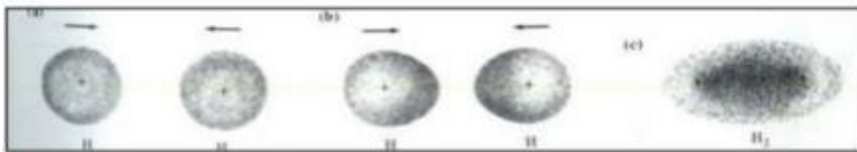
3. الرابطة الثلاثية *Triple bond* : تساهم كل ذرة بثلاثة إلكترونات فينتج ثلاثة أزواج من الإلكترونات وتتكون من رابطة σ ورابطتين π



ب - تصنيف يعتمد على قطبية الرابطة وينقسم إلى نوعين هما :

1. رابطة تساهمية نقية *Pure covalent bond* : هي الرابطة التي تنشأ بين ذرتين متشابهتين أو متقاربتين جدا في قيم الكهروسالبية فتكون السحابة الإلكترونية موزعة بالتساوي بين الذرتين .

2. رابطة تساهمية قطبية *Polar covalent bond* : هي الرابطة التي تنشأ بين ذرتين مختلفتين في قيم الكهروسالبية بمقدار أقل من 2 حيث تستقطب الذرة الأعلى كهروسالبية إلكترونات الرابطة نحوها فتحمل شحنة سالبة جزئيا δ^- partial negative والذرة الأقل كهروسالبية تحمل شحنة موجبة جزئيا δ^+ partial positive



تكوين الرابط التساهمي بين ذرتي هيدروجين

Coordinate or Dative Bond

الرابطة التناسقية (أو التساندي)

يعتبر الرابطة التناسقية أو التساندي حالة خاصة من الرابطة التساهمي المتكون من مساهمة كل ذرة بإلكترون في المزدوج الإلكتروني الرابط، يختلف الرابطة التناسقية في كون الزوج الإلكتروني الرابط قادم من إحدى الذرتين، تسمى الذرة التي تهب أو تمنح الزوج الرابط بالذرة المانحة (Donor Atom) بينما الذرة التي تستلم أو تستقبل الزوج الرابط بالذرة المستلمة (Acceptor Atom).

غالباً ما يرمز للرابطة التناسقية بالسهم (\leftarrow) تشير بداية السهم إلى الذرة المانحة ونهاية السهم إلى الذرة المستلمة.

(i) أيون الأمونيوم $[NH_4]^+$

يتكون أيون الأمونيوم وفقاً للمعادلة



يلاحظ أن الذرة المانحة هي ذرة النيتروجين في جزيء الأمونيا أما بروتون الهيدروجين فيستقبل الزوج الرابط.

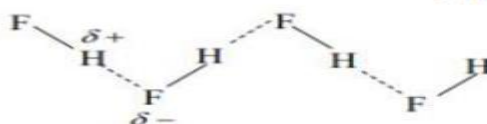
Hydrogen Bond

الرابطة الهيدروجينية

يوجد هذا النوع من الروابط غير الكيميائية (قوى فان دير فالز) في الجزيئات التساهمية المستقطبية والتي تحتوي على ذرة عنصر الهيدروجين ذي السالبية الكهربائية 2-2 وذرة عنصر صغير الحجم ذي سالبية كهربائية عالية مثل الفلور، والأكسجين، والنيتروجين ذي السالبية الكهربائية 3,304,4 على التوالي. كما في قوة تجاذب ثنائيات الأقطاب، الرابط الهيدروجيني ينشأ من تجاذب ذرة عنصر الهيدروجين (القطب الموجب δ^+) في جزيئة مع إحدى الذرات ذوات السالبية الكهربائية العالية والمذكورة أعلاه (القطب السالب δ^-) في جزيئة أخرى.

لذلك يعتبر هذا الرابط حالة خاصة من حالة قوة تجاذب ثنائيات الأقطاب، غالباً ما يتم تمثيل هذا النوع من القوى بخط مستقيم متقطع بين ذرة عنصر الهيدروجين في جزيئة وذرة أحد العناصر السابقة الذكر في جزيئة أخرى وكما هو موضح في الأمثلة أدناه.

جزيئية فلوريد الهيدروجين HF



الطيف الذري وأعداد الكم Atomic Spectrum and Quantum Numbers

الضوء: هو نوع من الإشعاع الكهرومغناطيسي.

للضوء طبيعة ثنائية: ١ - موجية. ٢ - جسيمية.

أمثلة على الأشعة الكهرومغناطيسية:

أشعة الضوء. أشعة الميكروويف. الأشعة السينية. موجات الراديو.

خصائص الموجات:

- الطول الموجي (λ): وهو أقصر مسافة بين قمتين متتاليتين أو قاعين متتالين. ويقاس بالمتر (m) أو السنتيمتر (cm) أو

$$1 \text{ nm} = 1 \times 10^{-9} \text{ m} \quad \text{حيث أن: النانومتر (nm)}$$

- التردد (ν): وهو عدد الموجات التي تعبر خلال ثانية واحدة. ويقاس بالهرتز (Hz) ويمكن أن يعبر عنه ب: موجة لكل ثانية أو

$$S^{-1} \text{ أو } 1/S$$

- سعة الموجة: وهي عبارة مقدار ارتفاع القمة أو انخفاض القاع عن المستوى الأفقي.



طول الموجة (λ) والتردد (ν) لا يؤثران في سعة الموجة ولكن هناك تناسب عكسي بين التردد والطول الموجي.

وتعتبر السرعة أيضا من الخواص المهمة للموجات وهذه الخاصية تعتمد على نوع الموجة وعلى طبيعة الوسط الذي تمر به الموجة (أي إن كانت الموجة تسير في الهواء أو الماء أو الفراغ). وتحسب سرعة الموجة على أنها حاصل ضرب الطول الموجي في التردد حسب العلاقة $\lambda \cdot \nu$. ويمكن تفسير هذه العلاقة على أساس أن λ تعني طول الموجة أي المسافة بالنسبة للموجة distance/wave أما التردد ν فهو عدد الموجات التي تمر في هذه النقطة في كل ثانية أي أنها الموجة بالنسبة للزمن wave/time وبضرب هذه القيم الجديدة المعبرة عن الطول الموجي والتردد نحصل على قيمة فيزيائية تمثل distance/time وهذا هو تعريف السرعة كما نعرفه.

$$C = \lambda \cdot \nu$$

C: سرعة الضوء = $3 \times 10^8 \text{ m/s}$ و λ : الطول الموجي و ν : التردد

مثال: احسب الطول الموجي لموجات الميكروويف التي ترددها $3.44 \times 10^9 \text{ Hz}$

$$C = \lambda \cdot \nu \quad \text{الحل:}$$

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

$$\lambda = \frac{3 \times 10^8 \text{ m/s}}{3.44 \times 10^9 \text{ s}}$$

$$\lambda = 8.72 \times 10^{-2} \text{ m}$$

الطيف الكهرومغناطيسي: يحتوي ضوء الشمس وهو مثال على الضوء الأبيض على مدى متصل من أطوال الموجات والترددات فعند مرور الضوء الأبيض من خلال منشور زجاجي ينفصل إلى طيف متصل من ألوان الطيف المرئي والمسماة بـ (الطيف المتصل) (قوس المطر).
أهناك تناسب طردي بين الطاقة والتردد.

مفهوم الكم: هو أقل كمية من الطاقة يمكن أن تكتسبها الذرة أو تفقدها.

وقد استطاع العالم بلانك أن يحل المشكلة بفكرة مختلفة كلية عن الأفكار التي كانت سائدة في تلك الأيام. حيث تفترض الفيزياء الكلاسيكية أن الذرات والجزيئات يمكنها أن تمتص أو تبعث أي كمية من الطاقة. ولكن نظرية بلانك تفترض أن امتصاص أو انبعاث الطاقة يجب أن يتم بكميات محددة فقط وكأنها طرود أو صناديق صغيرة وقد أطلق بلانك على هذه القطع الصغيرة من الطاقة اسم كمات *quantum* والتي تعني أصغر كمية من الطاقة يمكن أن تبعثها أو تمتصها المادة بصورة إشعاع كهرومغناطيسي. وقد وضع بلانك المعادلة الآتية التي تعطي طاقة الإشعاع الكهرومغناطيسي

$$E = h \cdot \nu$$

حيث h ثابت بلانك ν هو تردد الإشعاع. وتبلغ قيمة ثابت بلانك $6.63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ حيث $\nu = c/\lambda$

وبذلك تصبح معادلة بلانك على الصورة

$$E = h c/\lambda$$

الفوتون: جسيم لا كتلة له ويحمل كما من الطاقة.

الإشعاع الضوئي مكون من سيل من الجسيمات أطلق عليها اسم الفوتونات *photons* وعلى ضوء نظرية بلانك أعطى أينشتاين لكل فوتون طاقة تعطي بمعادلة بلانك

$$E = h\nu$$

$$E_{\text{photon}} = h \cdot \nu$$

وجد أينشتاين أن طاقة الفوتون تعتمد على تردده حيث أن:

حيث أن: E_{photon} : طاقة الفوتون، h : ثابت بلانك $= 6.626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ ، ν : التردد.

مثال: ما طاقة فوتون الجزء البنفسجي لضوء الشمس إذا كان تردده $7.230 \times 10^{14} \text{ S}^{-1}$

$$E_{\text{photon}} = h \cdot \nu$$

$$E_{\text{photon}} = 6.626 \times 10^{-34} \text{ J.S} \times 7.230 \times 10^{14} \text{ S}^{-1}$$

$$E_{\text{photon}} = 4.791 \times 10^{-19} \text{ J}$$

أعداد الكم Quantum Numbers

حسب معطيات ميكانيكا الكم يلزمنا ثلاث أعداد كمية لوصف الإلكترون الوحيد الموجود في ذرة الهيدروجين
تنتج هذه الأعداد الكمية من حل معادلة شرودنجر رياضياً. تتضمن هذه الأعداد:

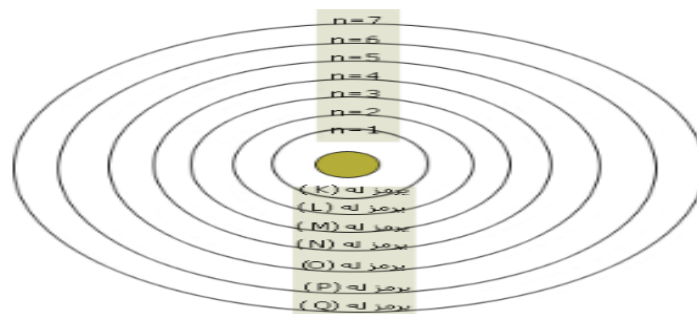
عدد الكم الرئيسي principle quantum number

عدد الكم الثانوي أو عدد كم العزم الزاوي angular momentum quantum number

عدد الكم المغناطيسي magnetic quantum number

تستخدم أعداد الكم هذه في وصف الإلكترون والفلك الذي يشغله. أما عدد الكم الرابع فهو يصف حركة الإلكترون تحت ظرف محدد وهو مهم لاعطاء الوصف الكامل للإلكترون.

1- عدد الكم الرئيسي ويرمز له بالرمز (n) :- ويعين عدد الكم الرئيسي الطاقة الكلية للغلاف
ويأخذ القيم 1، 2، 3، 4 الخ ويمثل عدد المدارات في الذرة التي تحتوي على الإلكترونات
كما يحدد عدد الكم الرئيسي بعد الغلاف أو المدار عن النواة ولا تأخذ القيمة صفر فعندما
يكون (n=1) وهي أصغر قيمة له فإن الطاقة تكون في أدنى قيمة لها ، أي يكون لها قيمة
سالبة كبيرة وكلما زادت قيمة (n) كلما زادت طاقة الإلكترون (أي تقل قيمته السالبة) حتى
تصل إلى الصفر في اللانهاية وعندئذ يتحرر الإلكترون من قوة جذب النواة.



(Principle Quantum Number) وهو يحدد المستوى الطاقي الرئيسي أو المسافة بين النواة
ومستوى الطاقي الرئيسي، يرمز لهذا العدد بالحرف n حيث يأخذ قيم عددية صحيحة موجبة
n (Positive Integer) = 1، 2، 3، 4، 5، إلخ .

2- عدد الكم الثانوي ويرمز له بالرمز (l) :-

عدد الكم الثانوي (Secondary Quantum Number) ويرمز لهذا العدد بالحرف L حيث يأخذ

القيم الصحيحة من صفر إلى $(n - 1)$.

ولتوضيح ذلك دعنا نأخذ المثال التالي:

ماهي القيم العددية لعدد الكم الثانوي (L) إذا كان الإلكترون في المستوى الحثافي الرئيسي $n = 3$.
كما ذكرنا أعلاه إن $L =$ صفر، 1، 2، $(n - 1)$ وعليه فإن القيمة العليا لـ $L = 3 - 1 = 2$ وعليه
 L يأخذ القيم

$L =$ صفر، 1، 2

وهذا يعني أن هناك ثلاثة احتمالات (أو ثلاثة مستويات طاقة ثانوية في الغلاف الرئيسي الثالث) لتواجد الإلكترون، ومن أجل التحديد الدقيق لطاقة وشكل مجال تواجد الإلكترون كان لا بد من وجود علاقة بين عدد الكم الثانوي (L) و الإشكال المختلفة لمستويات أو أغلفة الطاقة الثانوية، هذه

لاحظي انها تمثل بالأحرف الصغيرة small letters، وهذا يعني عندما $l = 0$ فإن الفلك هو s وعندما $l = 1$ فإن الفلك هو p (وليس P بالحرف الكبير). تمثل هذه الرموز شكل الخطوط الطيفية لطيف الانبعاث كما تم رصدها من العلماء اللذين قاموا بدراسة طيف الهيدروجين. حيث

ويأخذ عدد الكم الثانوي القيم من صفر، 1، 2، ... إلى $(n-1)$ ويمثل عدد الكم هذا نوع الاوربييتالات التي تحتوي على الالكترونات وقيمة (l) تحدد نوع الاوربييتال وكما يلي :-

(l)	نوع الاوربييتال
صفر	S
1	P
2	D
3	F

3- عدد الكم المغناطيسي ويرمز له بالرمز (m_l) :- يعتبر الزخم الزاوي من الكميات التي لها

اتجاه (vector) فعندما تتعرض الذرة لمجال مغناطيسي خارجي يمكننا استخدام عدد الكم المغناطيسي لتحديد اتجاه ومقدار مكونة الزخم الزاوي نسبة الى اتجاه المجال المغناطيسي الخارجي. أي ان الزخم الزاوي يأخذ اتجاهات محددة (quantized) نسبة الى اتجاه المجال المغناطيسي ويتحدد عدد هذه الاتجاهات بالقيم الممكنة لعدد الكم (l) . فمثلاً اذا كانت قيمة (l) تساوي واحد فان الزخم الزاوي $= \sqrt{2}$ وتكون القيمة الممكنة لـ (m_l) هي $+1$ ، صفر، -1 . وتمثل هذه الاعداد مكونات الزخم الزاوي في اتجاه المجال المغناطيسي اما اذا كانت قيمة (l) تساوي اثنان (للاوربييتال d) فان الزخم الزاوي $= \sqrt{6}$ فتكون القيمة الممكنة لـ (m_l) هي $+2$ ، $+1$ ، صفر، -1 ، -2 وتمثل خمس مكونات الزخم الزاوي في اتجاه المجال المغناطيسي والزخم الزاوي يساوي السرعة الزاوية (angular velocity) مضروبة في عزم القصور الذاتي (moment of inertia) أي أن :- الزخم الزاوي = السرعة الزاوية \times عزم القصور الذاتي. وفي حالة الاوربييتال نوع (s) فانه ليس للإلكترون في هذا الاوربييتال زخماً

زاوياً فعندما تكون قيمة (l) مساوية الى الصفر فإن الزخم الزاوي يساوي الصفر ولا يعني هذا ان الالكترون يكون في حالة السكون وانما يعني ان احتمالية تحركه في اتجاه معين يساوي احتمالية تحركه في الاتجاه المضاد بحيث تكون محصلة الزخم الزاوي تساوي صفر. والجدول التالي يوضح العلاقة بين عدد الكم الثانوي وعدد الكم المغناطيسي ونوع الاوربيتال:-

(l)	نوع الاوربيتال	(m_l)
0	S	0
1	P	+1, 0, -1
2	D	+2, +1, 0, -1, -2
3	F	+3, +2, +1, 0, -1, -2, -3

اما الجدول التالي فيوضح العلاقة بين كل من عدد الكم الرئيسي n وعدد الكم الثانوي (l) وعدد الكم المغناطيسي (m_l) والاوربيتالات والاعلفة:-

الغلاف	n	(l)	الاوربيتال	(m_l)
K	1	0	1s	0
L	2	0	2s	0
		1	2p	+1, 0, -1
M	3	0	3s	0
		1	3p	+1, 0, -1
		2	3d	+2, +1, 0, -1, -2
N	4	0	4s	0
		1	4p	+1, 0, -1
		2	4d	+2, +1, 0, -1, -2
		3	4f	+3, +2, +1, 0, -1, -2, -3

4- عدد كم اليرم (Spin Quantum Number) ويرمز له بالرمز (m_s) :- ينتج عن الحركة

البرمية للالكترون (دورانه حول نفسه) زخم زاوي برمي وهي كمية اتجاهية أيضاً قد تكون موازية للمجال المغناطيسي الخارجي أو غير موازية له وبذلك يأخذ الزخم الزاوي القيمتين $\left(+\frac{1}{2}\frac{h}{2\pi}\right)$ أو $\left(-\frac{1}{2}\frac{h}{2\pi}\right)$ على التوالي. ويمكن أن نقول اختصاراً ان الالكترون يأخذ إحدى القيمتين $+\frac{1}{2}$ اذا كان الالكترون منفرد ويرمه باتجاه عقارب الساعة و $-\frac{1}{2}$ في حالة كون

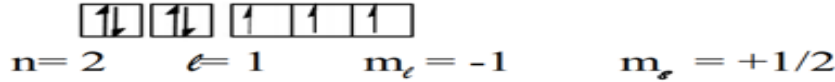
الالكترون مزدوج ويرمه باتجاه معاكس لعقارب الساعة.

خلاصة القول أن أعداد الكم هي مجموعة تتكون من أربعة أعداد $[M_s, M_L, L, n]$ تستخدم

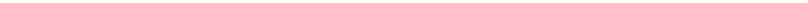
- ١ - لوصف موقع الإلكترون معين بالنسبة إلى النواة أو بتعبير آخر الطاقة الكلية للغلاف الرئيسي الذي يتواجد فيه الإلكترون المحدد وكذلك تحديد بعده عن النواة ، وهذا ما يعبر عنه عدد الكم الرئيسي (n).
- ٢ - تحديد شكل المجال أو الغلاف الثانوي الذي يتواجد فيه الإلكترون وهذا ما يعبر عنه عدد الكم الثانوي (L).
- ٣ - الاتجاه الفضائي للمدار الذي يتواجد فيه الإلكترون المعين ، وهذا ما يعبر عنه عدد الكم المغناطيسي (M_L).
- ٤ - اتجاه الحركة الزمنية للإلكترون في المدار ، عدد الكم الزم (M_S).

مثال 1/ ما هي أعداد الكم الأربعة للإلكترون الأخير في كل من الذرات الآتية:

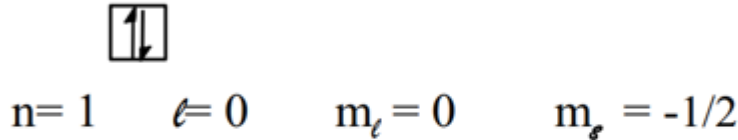
٧N 1s² 2s² 2p³ . النتروجين



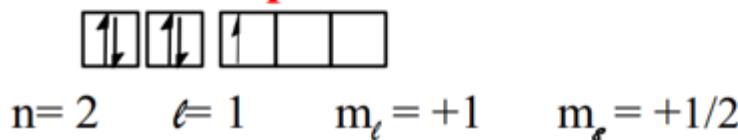
٩F 1s² 2s² 2p⁵ الفلور



٢He 1s² 1- الهيليوم

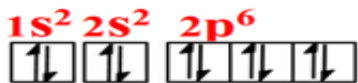


٥B 1s² 2s² 2p¹ 2- البورون



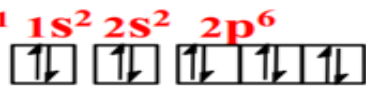
مثال 2/ ما هي أعداد الكم الأربعة للأيونات الآتية؟

1- أيون الفلوريد ${}^9\text{F}^{-1}$



$$n=2 \quad \ell=1 \quad m_\ell=-1 \quad m_s=-1/2$$

2- أيون الصوديوم ${}^{11}\text{Na}^{+1}$



$$n=2 \quad \ell=1 \quad m_\ell=-1 \quad m_s=-1/2$$

2- أيوني الحديد الثاني Fe^{+2} والثلاثي Fe^{+3} :



$$n=3 \quad \ell=2 \quad m_\ell=+2 \quad m_s=-1/2$$



$$n=3 \quad \ell=2 \quad m_\ell=-2 \quad m_s=+1/2$$