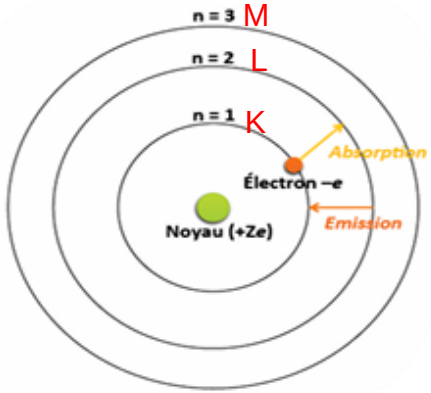
III الاعداد الكمية (les nombres quantiques)

يعرف الإلكترون باستخدام أربعة اعداد كمية n، l، mو s.
وتتمثل وظيفة هذه الأرقام الكمية في:

- ☐ تحديد المدار،
- ☐ تقديم معلومات عن خصائص الإلكترون الذي يشغل مداراً معيناً.

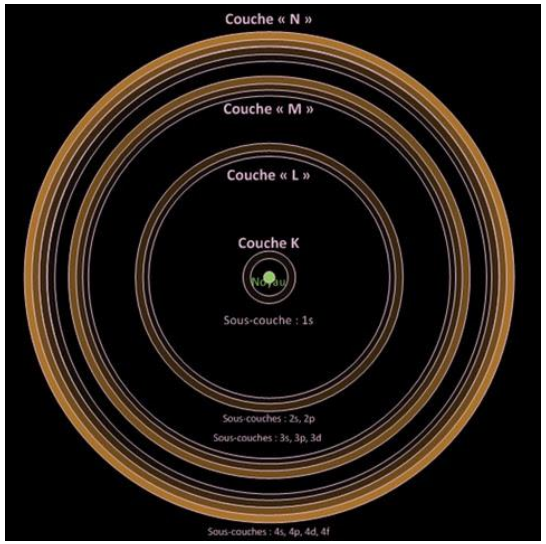


1. العدد الكمي الرئيسي n :

يسمح بمعرفة المستوى الطاقوي و كذالك الطبقة الالكترونيةاالرئسية في الذرات المختلفة وياخذ القيم **n=1,2,3,4,5,6.....**

العدد الكمي الرئيسي **n** n = 1, 2, 3, 4, 5, 6

الطبقة الالكترونية K L M, N, O, P



2. العدد الكمي الثانوي ℓ :

يسمح هذا العدد الكمي بمعرفة المدارات الفرعية و التي تسمى تحت الطبقات أو تحت المستويات وياخذ القيم

$$0 \leq \ell \leq n-1$$

العدد الكمي الثانوي ℓ 0, 1, 2, 3, 4,

المدارات الفرعية s, p d f g

مثال :

$K \longrightarrow n = 1 \longrightarrow l = 0$

$L \longrightarrow n = 2 \longrightarrow l = 0, 1$

$M \longrightarrow n = 3 \longrightarrow l = 0, 1, 2$

4. العدد الكمي للف الذاتي S : (Stern et Garlach) (Nombre de spin)

يحدد اتجاه الالكترون حول نفسه في الفلك الواحد, حيث ان للالكترون حركتين : دوران حول النواة و دوران حول نفسه. ياخذ العدد s قيمتين

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

3. العدد الكمي المغناطيسي m:

يحدد عدد الحجرات الكمية في الطبقة الواحدة

يحدد اتجاه المدار

$$-\ell \leq m \leq +\ell$$

مثال :

إذن كان $\ell = 2$ فان $-2 \leq m \leq +2$ $\Leftarrow$ قيم m هي : -2, -1, 0, 1, 2

2. تمثيل المحطات الذرية بالحجرات الكوانتية:

حجيرات كوانتية معرفة بثلاث أعداد كمية هي : n, ℓ, m.

- نرمز لكل الكترون بسهم اتجاهه يبين اتجاه اللف الذاتي للالكترون *(S)* .
- كل حجيرة تحتوي إلكترونين على الأكثر ممثلين بسهمين ضد متوازيين.

➢ $\ell = 0$ ⇐ تحت الطبقة s ⇐ حجيرة كمية واحدة.

m = 0

➢ $\ell = 1$ ⇐ تحت الطبقة p ⇐ ثلاث حجيرات كمية.

m = -1 0 +1

➢ $\ell = 2$ ⇐ تحت الطبقة d ⇐ خمس حجيرات كمية.

m = -2 -1 0 +1 +2

➢ $\ell = 3$ ⇐ تحت الطبقة f ⇐ سبعة حجيرات كمية.

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

3. قواعد ملئ الحجرات

1) مبدأ الاستبعاد لPauli :

لا يوجد الكترونان لهما نفس الاعداد الكمية الأربعة (n, l, m, s)

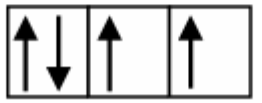
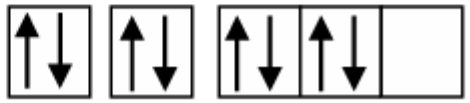
وهذا يعني انه يجوز (يمكن) ان يشترك الكترونين في ثلاثة اعداد كمية ولكنهما لابد ان يختلفان في العدد الكمي الرابع.

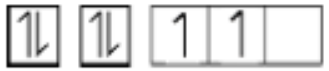
مثال: $_2He: 1s^2$

نكتب و ليس أو

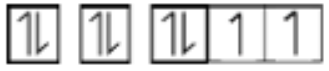
2) قاعدة Hund :

في تحت الطبقة تشغل الالكترونات اكبر عدد ممكن من الحجيرات قبل أن تتزاوج و عندما تكون هذه الالكترونات عازبة تكون لها نفس S.

مثال : نكتب  و ليس 

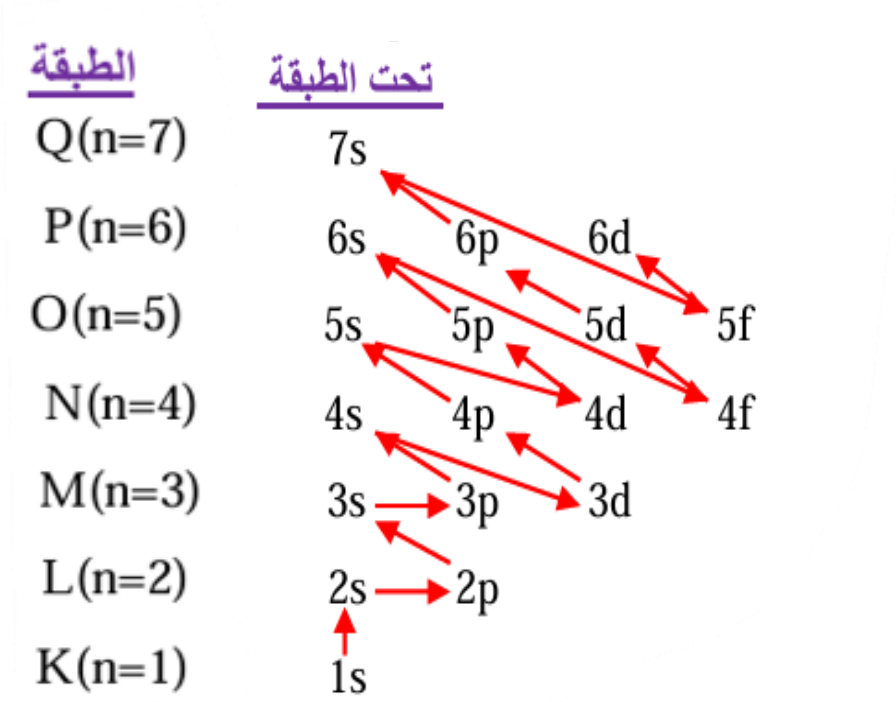
$_6C: 1s^2\ 2s^2\ 2p^2$ 

$_7N: 1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

$_8O: 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ 

1. قاعدة Klechkowski :

تملأ تحت الطبقات حسب الترتيب التصاعدي الطبقة الأصغر تملأ أولا.



ترتيب ملء الطبقات الفرعية

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s……

IV . تمثيل البنية الالكترونية للذرة:

1) التوزيع الالكتروني:

يسمى ترتيب الطبقات الفرعيه حسب قاعدة كلايتشوفسكي بالتوزيع الالكتروني ويكون كما يلي:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6p^6\ 7s^2\ 5f^{14}\ 6d^{10}\ 7p^6$$

ملاحظة: لاختصار كتابة التوزيع الالكتروني نستبدل مجموع الطبقات الثانوية المملوءة برمز الغاز الخامل الذي يوافقها.

2) التشكيل الالكتروني:

هو توزيع الكترونات الذرة على المستويات الطاقوية حسب الترتيب التصاعدي للعدد الكمي الرئيسي n أو هو إعادة كتابة التوزيع الالكتروني حسب تزايد n .

مثال : $_{26}Fe$

التوزيع الالكتروني : $_{26}Fe : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

للاختصار نكتب: $_{26}Fe :{}_{18}[Ar]\ 4s^2 3d^6$

التشكيل الالكتروني: $_{26}Fe : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$

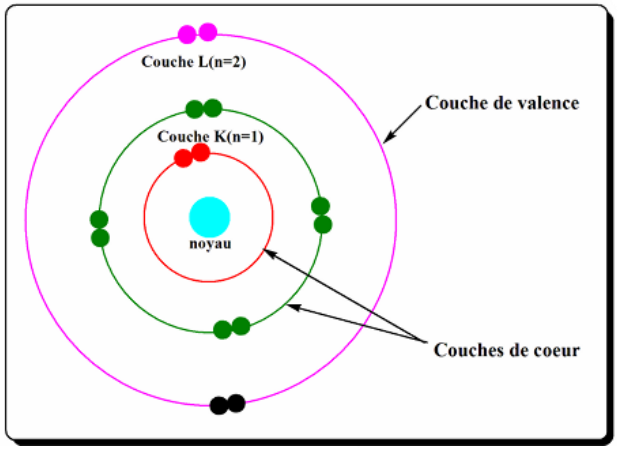
V . تعاريف عامة :

1. الكترونات التكافؤ :

هي الالكترونات المحمولة على الطبقات التحتية التكافؤية وتشكل البنية الالكترونية الخارجية وهي التي تساهم في تشكيل الروابط الكيميائية. او هي الالكترونات التي تلي الكترونات القلب.

2. الكترونات القلب :

هي الالكترونات التي تشغل الطبقات الثانوية المملوءة و التي تكون التوزيع الالكتروني للغاز الخامل.



مثال : $_{26}Fe$

$$_{26}Fe : {}_{18}[Ar]\ 4s^2 3d^6$$

الكترونات التكافؤ (البنية الالكترونية المحيطة)

الكترونات القلب

ملاحظة :

إذا كانت تحت الطبقات d و f مملوءة و تأتي بعد الغاز الخامل فالكتروناتها تعتبر الكترونات قلب و لا تدخل في الكترونات التكافؤ.