مدونة المناهج السعودية

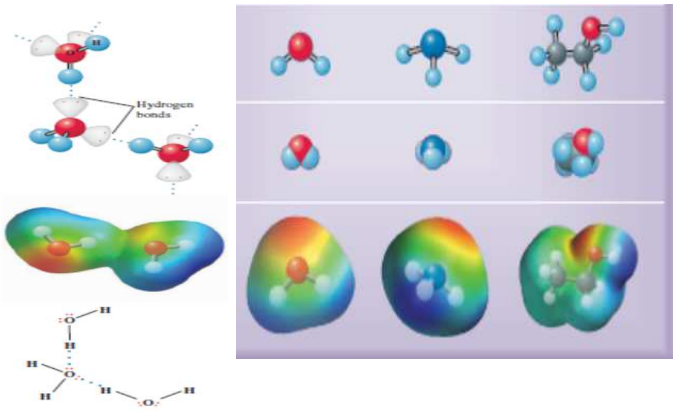
https://eduschool40.blog

الموقع التعليمي لجميع المراحل الدراسية

في المملكة العربية السعودية

الفصل الخامس

البنية اللإلكترونية للذرات



نواتج التعلم

- اربط الأرقام الكمية بعدد المدارات ونوعها وتعرّف على المدارات المختلفة الأشكال.
- اشرح كيف ولماذا تختلف طاقات المدارات في ذرة متعددة الإلكترونات عن ذرات الهيدروجين.
- ارسم رسمًا تخطيطيًا لمستوى الطاقة للمدارات في ذرة متعددة الإلكترون ووصف كيف تقوم الإلكترونات بملء المدارات في الحالة الأرضية لذرة ما ، باستخدام مبدأ إقصاء باولي وقاعدة هوند
- استخدم الجدول الدوري لكتابة تكوينات الإلكترون المكثف وتحديد عدد الإلكترونات غير المرتبطة في الذرة.

الأعداد الكمية (Quantum Numbers)

أعطى الحل الرياضي لمعادلة شرودنجر أربعة أعداد سميت بأعداد الكم وتستخدم في:

١ - تحديد أحجام المجالات وطاقاتها .

٢ - تحديد اشكال المجالات .

٣ - تحديد اتجاهات المجالات الفراغية بالنسبة لمحاور الذرة . وهي كالتالي :

اولاً : العدد الكمي الرئيسي (n)
Principal quantum numbr [n]

ثانياً : العدد الكمي الثانوي (l)
Subsidiary quantum numbr [l]

ثالثاً: العدد الكمي المغناطيسي m_l
Magnetic quantum numbr [m_l]

رابعاً : العدد الكمي المغزلي m_s
Spin quantum numbr [m_s]

اولاً : العدد الكمي الرئيسي n
Principal quantum numbr [n]

وهو العدد الذي يحدد رقم المستوى في الذرة وكذلك عدد الإلكترونات التي يتشبع بها هذا المستوى .ويكون دائماً عدداً صحيحاً...1,2, 3 .

* ويستخدم في تحديد :

(١) ـ رقم مستوى الطاقة الرئيسي في الذرة (عدد مستويات الطاقة الأساسية في الحالة المستقرة هي سبع مستويات) وهي كما في الجدول التالي :

رقم المستوى	الأول	الثاني	الثالث	الرابع	الخامس	الساد س	السابع
العدد الكمي	١	٢	٣	٤	٥	٦	٧

(٢) ـ عدد الإلكترونات التي يتشبع بها مستوى الطاقة الرئيسي وهي تساوي ضعف مربع رقم المستوى الرئيسي ($2n^2$) . ويتضح ذلك من خلال الجدول التالي :

رقم المستوى الرئيسي (n)	عدد الإلكترونات التي يتشبع بها مستوى الطاقة الرئيسي ($2n^2$)
المستوى الأول (n = ١)	٢× $١^{٢}$ = ٢ إلكترون .
المستوى الثاني (n = ٢)	٢× $٢^{٢}$ = ٨ إلكترون .
المستوى الثالث (n= ٣)	٢ × $٣^{٢}$ = ١٨ إلكترون .
المستوى الرابع (n= ٤)	٢ × $٤^{٢}$ = ٣٢ إلكترون .

ملاحظات هامة :

١ – كلما كبرت قيمة (n) يدل ذلك على إبتعاد الغلاف عن النواة وبعبارة أخرى فإن طاقة الغلاف تكون عالية .

٢ – لا يأخذ عدد الكم الرئيسى قيم سالبة وأيضا لا يأخذ قيمة (٠)

.

ثانياً : العدد الكمى الثانوي l

Subsidiary quantum numbr [l]

- 1 - هو عدد قيمته تحدد شكل المدار او المجال الذي يتحرك فيه الإلكترون
- 2 – تعتمد قيمة (l) على قيمة عدد الكم الرئيسى (n)
- 3 – يعبر عن عدد المستويات الفرعية الموجودة فى كل مستوى رئيسى.
- 4-عدد المستويات الفرعية : يساوي رقم المستوى الرئيسي التابعة له .
- 5- قيم (l) تأخذ الارقام الصحيحة من ٠ الى (n-1) فإذا كانت n تساوى1 فإن هناك قيمة محتملة واحدة l=n-1 =1-1= 0
- 6 – يصف هذا العدد أيضا الشكل العام للسحابة الالكترونية .
- 7 – يسمى ايضا عدد الكم الزاوى .

.

ملاحظة هامة :

- رتبت المستويات الفرعية ترتيباً تصاعدياً حسب طاقاتها كمايلي

f , d , p , s

تزاد الطاقة في اتجاه السهم

٧- يحدد العدد الكمي الثانوي شكل المجال كما في الجدول التالي :

رمز المستوى الفرعي	s	p	d	f
العدد الكمي الثانوي	صفر	١	٢	٣

و الجدول التالي يوضح عدد الكمي الرئيسي وعدد الكم الثانوي وعدد المستويات الفرعية ورموز المستويات الفرعية :

عدد الكم الرئيسي (n)	عدد الكم الثانوي (l)	عدد المستويات الفرعيـــة	رموز المستويات الفرعيـــة	طريقة كتابة المستويات الفرعية
١	0	مستوى فرعي واحد	s	1s
٢	0,1	مستويين فرعيين	s,p	2s,2p
٣	0,1,2	ثلاث مستويات فرعية	s,p,d	3s,3p,3d
٤	0,1,2,3	اربع مستويات فرعية	s,p,d,f	4s,4p,4d,4f

ثالثاً : العدد الكمى المغناطيسي m_l

Magnetic quantum numbr [ml]

١- يصف هذا العدد عدد المدارات (الأفلاك) و إتجاهها فى الفراغ .

٢- يحدد عدد المدارات أو (الاوربيتالات) الموجودة فى المستوى الفرعى.

٣- تعتمد قيمة ال m_l على عدد الكم الزاوى l

$-\ell, (-\ell + 1), \ldots 0, \ldots (+\ell - 1), +\ell$

٤ – يأخذ العدد ml القيم من l- حتى l+

فإذا كانت l=2 فإن ml = -2 ,-1, 0 ,+1, +2

5- لكل قيمة معينة l هناك قيمة (2l+1) قيم صحيحة ل (m_l) كما ياتى

فإذا كانت l=0 فإن ml= 0 و إذا كانت l=1 فإن هناك (2*1+1) أو ثلاث قيم لل ml وهى -1 , 0, 1

و يشير عدد قيم m_l الى عدد الافلاك فى المستوى الفرعى لكل قيمة معينة l

رابعاً: العدد الكمى المغزلى m_s

Spin quantum numbr [m_s]

هو عدد يحدد نوع حركة الإلكترون المغزلية حول محوره .

ويلاحظ :-

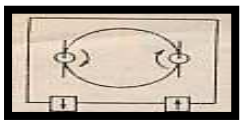
١- يتشبع (يمتلي) كل مجال بإلكترونين .

٢- لكل إلكترون حركتان :

* حركة مغزلية : ويدور فيها الإلكترون حول نفسه بطريقتين :

★ مع اتجاه عقارب الساعة ويأخذ القيمة (m_s= + ١/٢)

★ عكس عقارب الساعة ويأخذ القيمة (m_s= – ١/٢)



* حركة يدور فيها الإلكترون حول النواة .

٣- نتيجة دوران الإلكترون حول محورة (نفسه) يتكون له مجال مغناطيسي في اتجاه معين .

٤- بالرغم من إلكتروني المجال الواحد يحملان نفس الشحنة السالبة إلا أنهما لايتنافران . علل ؟

وتعليل ذلك : أن اتجاه المجال المغناطيسي الناشئ من دوران أحد الإلكترونين حول نفسه يعاكس اتجاه المجال المغناطيسي الناشئ من دوران الإلكترون الآخر حول نفسه أيضاً .ويقال أن الإلكترونين في حالة ازدواج (Paired) .

الجدول 2.7 العلاقة بين أعداد الكم والأفلاك الذرية

n	ℓ	m_ℓ	عدد الأفلاك	تحديد الأفلاك الذرية
1	0	0	1	1s
2	0	0	1	2s
	1	−1, 0, 1	3	$2p_x 2p_y 2p_z$
3	0	0	1	3s
	1	−1, 0, 1	3	$3p_x 3p_y 2p_z$
	2	−2, −1, 0, 1, 2	5	$3d_{xy} 3d_{yz} 3d_{xz}$ $3d_{x^2-y^2} 3d_{z^2}$

TABLE 5.2 Allowed Combinations of Quantum Numbers n, l, and m_l for the First Four Shells

n	l	m_l	Orbital Notation	Number of Orbitals in Subshell	Number of Orbitals in Shell
1	0	0	1s	1	1
2	0	0	2s	1	4
	1	−1, 0, +1	2p	3	
3	0	0	3s	1	9
	1	−1, 0, +1	3p	3	
	2	−2, −1, 0, +1, +2	3d	5	
4	0	0	4s	1	16
	1	−1, 0, +1	4p	3	
	2	−2, −1, 0, +1, +2	4d	5	
	3	−3, −2, −1, 0, +1, +2, +3	4f	7	

مثـال 6.7

ما العدد الكلي للأفلاك المرتبطة بالعدد الكمي الرئيس $n = 3$؟

الاستراتيجيـة: لحسـاب العدد الكلـي للأفلاك لقيمة n المعطاة، نحتـاج أولاً إلى كتابة قيم ℓ الممكنة. ثم نحدد قيم m_ℓ المقابلة لكل قيمة من قيم ℓ. إن عدد الأفلاك الكلي هو مجموع قيم m_ℓ جميعها.

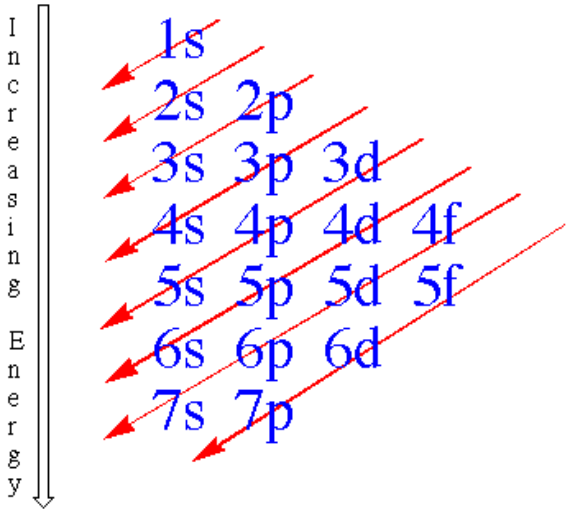
الحل: لـ $n = 3$. القيـم الممكنة لـ ℓ هـي: 2، 1، 0. ولهذا، هناك فلك واحد من نـوع $3s$ ($n = 3$، $\ell = 0$، و $m_\ell = 0$)؛ وثلاثـة أفـلاك مـن نـوع $3p$ ($n = 3$، $\ell = 1$، و $m_\ell = -1, 0, 1$)؛ وخمسـة أفلاك من نـوع $3d$ ($n = 3$، $\ell = 2$، و $m_\ell = -2, -1, 0, 1, 2$). إذن، فعدد الأفلاك الكلي هو $1 + 3 + 5 = 9$.

تحقق: عدد الأفلاك الكلي لقيمة معينة من n هو n^2. لدينا هنا $3^2 = 9$. هل تستطيع إثبات صحة هذه العلاقة؟

تمرين تطبيقي: ما العدد الكلي للأفلاك المرتبطة بعدد الكم الرئيس $n = 4$؟

طاقات المدارات

يصف هذا الشكل الترتيب الذى يتم به ملء المستويات الفرعية فى الذرات متعددة الالكترونات نبدأ بفلك (1s) ثم نتجه الى الاسفل باتجاه السهم



التوزيع اللإلكترونى

التوزيع الإلكتروني : هو ترتيب الإلكترونات في الوضع الأقل طاقة والأكثر ثباتا في الحالة المستقرة للذرة.

عند توزيع الإلكترونات على المستويات الفرعية يجب مراعاة الآتي:

البدء بتوزيع الإلكترونات على المستوى الأقل طاقة فالأعلى طاقة بحيث لا يقل عدد الإلكترونات الموزعة للذرة المتعادلة أو يزيد عن عددها الذري.

مراعاة السعة القصوى من الإلكترونات لكل مستوى فرعي (لا يمكن فتح مستوى طاقة جديد حتى يمتلئ ما قبله).

أمثلة :

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

$_{8}O : 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

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

مبدأ باولى للاستبعاد

لا يمكن لإلكترونين أو أكثر في نفس الذرة امتلاك نفس قيم الأعداد الكمية الأربعة

$$m_s\ ,\ m_l\ ,\ l\ ,\ n$$

وبناء على هذه القاعدة يتحدد عدد الإلكترونات في أي فلك بإلكترونين فقط ويشترط أن يتعاكسا في اتجاه عزلهما

16

أقسام الخواص المغناطيسية

يمكن تصنيف المواد إلى ثلاثة إعتماداً على خواصهاالمغناطيسية.

1- مواد دايا مغناطيسية Diamagnatic .2-مواد بارا مغناطيسية Paramagnatic

3- مواد فيرو مغناطيسية Ferromagnatic

١- مواد دايا مغناطيسية Diamagnatic

هى المواد التى توجد جميع الألكترونات فى حالة ازدواج اى لاتحتوى عى الكترونات مفردة .

أمثلة : الخارصين (Zn) و النحاس (Cu+)

٢ - مواد بارا مغناطيسية Paramagnatic

هى المواد التى تحتوى على الكترونات مفردة وتتأثر بالمجال المغناطيسى

أمثلة : التيتانيوم والفاناديوم و المنجنيز

٣ - مواد فيرو مغناطيسية Ferromagnatic

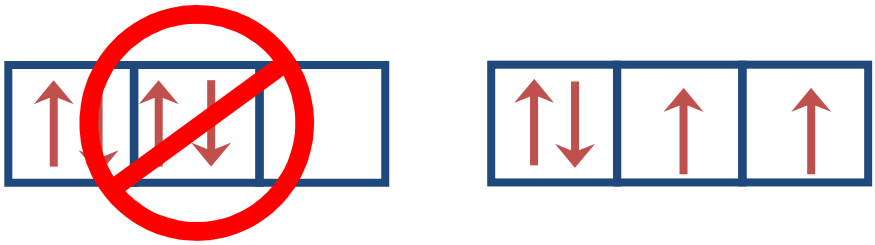
تتجه عزومها في الإصطفاف في اتجاه المجال وبقوة و القابلية المغناطيسية لها موجبة.

أمثلة :مثل الحديد والكوبلت والنيكل

قاعدة هوند Hund's Rule

تنص على أن الترتيب الاكثر ثباتا للإلكترونات فى المستويات الفرعية هو الذى يمتلك أكبر غزل متماثل(متوازى)

بمعنى :لا يحدث ازدواج بين الكترونين فى مستوى فرعى معين إلا بعد أن تشغل أوربيتالاته فرادى أولا



القواعد العامة لتعيين الالكترونات في المدارات الذرية

١ - لكل غلاف رئيس قيمته n هناك عدد n أيضا من الأغلفة الفرعية أي للغلاف $n=2$ هناك غلافان فرعيان هما $2s$ و $2p$

٢ - كل غلاف فرعي له القيمة l يحتوي على عدد (2l+1) من الأوربيتال مثلا الغلاف الفرعي p يحتوي على ٣ أوربيتال

٣ - لا يمكن أن يوجد أكثر من إلكترونين في كل أوربيتال وبالتالي فإن أقصى عدد للإلكترونات في كل غلاف فرعي هي ضعف عدد أوربيتالاته.

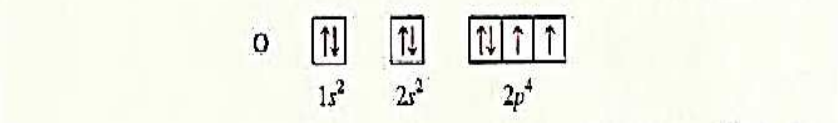
٤ - يمكن تعيين العدد الأقصى من الإلكترونات في كل غلاف رئيسى حسب العلاقة $2n^2$.

مثـال 9.7

تمتلك ذرة الأكسجين ثمانية إلكترونات. اكتب الأعداد الكمية الأربعة لكل من الإلكترونات الثمانية في الحالة الطبيعية.

الاستراتيجية: نبدأ بـ $n=1$، ثم نملأ الأفلاك كما هو مبين في الشكل 21.7. ولكل قيمة n نحدد قيم ℓ المحتملة، ونحدد لكل قيمة ℓ قيم m_ℓ المحتملة. ونستطيع كذلك أن نضع الإلكترونات في الأفلاك وفقاً لمبدأ باولي في الاستبعاد، وقاعدة هُند.

الحل: نبدأ بـ $n = 1$. لذا، فإن $\ell = 0$ والمستوى الفرعي يعود إلى الفلك $1s$. ويمكن لهذا الفلك أن يستوعب إلكترونين. الآتي $n = 2$ و ℓ يمكن أن تكون 0 أو 1. يحتوي المستوى الفرعي $\ell = 0$ فلكاً واحداً هو $2s$، الذي يمكن أن يستوعب إلكترونين. وأما الإلكترونات الأربعة المتبقية فتوضع في المستوى الفرعي $\ell = 1$ الذي يضم ثلاثة أفلاك $2p$. ومخطط الأفلاك هو:



والجدول الآتي يلخص النتائج:

الإلكترون	n	ℓ	m_ℓ	m_s	الفلك
1	1	0	0	$+\frac{1}{2}$	$1s$
2	1	0	0	$-\frac{1}{2}$	
3	2	0	0	$+\frac{1}{2}$	$2s$
4	2	0	0	$-\frac{1}{2}$	
5	2	1	−1	$+\frac{1}{2}$	$2p_x, 2p_y, 2p_z$
6	2	1	0	$+\frac{1}{2}$	
7	2	1	1	$+\frac{1}{2}$	
8	2	1	1	$-\frac{1}{2}$	

وبالطبع، فإن وضع الإلكترون الثامن في الفلك الذي له $m_\ell = 1$ يتم عشوائياً، ومن الممكن أن يتم تعيينه في $m_\ell = 0$ أو $m_\ell = -1$.

ملخص لما تم دراسته حول البناء الالكترونى للحالة الطبيعية للعناصر

١ - لا يوجد الكترونان فى الذرة الواحدة لهما اعداد الكم الأربعة ذاتها وهو مبدأ باولى للاستبعاد.

٢ – يمكن أن يضم الفلك الواحد الكترونين بحد أعلى ويكون الالكترونان متعاكسين فى الغزل أى مختلفين فى عدد الكم المغزلى .

٣ – التوزيع الالكترونى الاكثر ثباتا فى المستوى الفرعى هو الذى يحتوى على اكبر عدد من الكترونات المفردة التى لها الاتجاه نفسه . وهذه هى قاعدة هند .

٤ – الذرات التى تضم الكترونا أو أكثر مفردا تكون بارامغناطيسية ولكن الذرات التى يكون فيها غزل الالكترونات زوجيا تكون ديامغناطيسية .

٥ – تعتمد طاقة الالكترون فى ذرة الهيدروجين على عدد الكم الرئيسى n فى حين تعتمد طاقة الالكترون فى الذرات متعددة الالكترونات على كلا من n وعدد الكم الزاوى l

٦ – للالكترونات التى لها عدد الكم الرئيسى نفسه تقل قوة الاختراق والقرب من النواة بحسب الترتيب الاتى: s>p>d>f وهذا يعنى ان الطاقة اللازمة لنزع الكترون من فلك 3s أعلى من الطاقة اللازمة لنزع الكترون من فلك 3p فى الذرات متعددة الالكترونات .

٧ - يمكن تعيين العدد الأقصى من الإلكترونات في كل غلاف رئيس حسب العلاقة $2n^2$.

مبدأ البناء التدريجي مبدأ اوفباو

ينص على أنه تضاف البروتونات إلى النواة الواحد تلو الاخر لبناء العناصر، و بالطريقة نفسها كذلك تضاف الالكترونات الى الافلاك الذرية.

وطبقا لهذه القاعدة تدخل الإلكترونات في مستويات الطاقة الفرعية ذات الطاقة المخفضة أولا ثم تملأ الأعلى منها بعد ذلك، والترتيب الذي يتم ملئ المستويات الفرعية به كالتالي: f,d,p,s

استثناءات عن مبدأ اوفباو

هناك استثناءات لقاعدة أوف باو .

حالات استقرار المدار أن يكون ممتلىء أو نصف ممتلىء أو فارغ

ولهذا نجد بعض الاستثناءات من قاعدة أوف باو.

تشذ بعض الذرات في التوزيع الإلكتروني عن الترتيب التصاعدي وذلك بسبب قاعدة ثبات الفلك، فماهي قاعدة ثبات الفلك؟

قاعدة ثبات الفلك:

تكون الأفلاك أكثر ثباتاً واستقراراً إذا ما كانت ممتلئة أو نصف ممتلئة لذلك يتم نقل إلكترون من المستوى ns إلى المستوى (n-1)d عندما يكون d يساوى 4 أو 9.

ولتوضيح ذلك نأخذ المثال التالي

مثال: النحاس له العدد الذري ٢٩

Cu : 1S2 2S2 2P6 3S2 3p6 4S1 3d10

نلاحظ أنه تم ملأ المدار 3dومن ثم العودة لمدار 4s

التوزيع الالكتروني المختصر للعناصر

يمكن استخدام مجموعة الغازات النبيلة كأساس للتوزيع الالكترونى المختصر للعناصر التى تحتوى على عدد أكبر من الالكترونات فمثلا غاز النيون (Ne) الذى يحتوى على ١٠ الكترونات يمكن استخدامه لكتابة التوزيع الالكترونى للعناصربعد النيون حتى ماقبل الغاز النبيل التالى وهو الارجون (Ar)

Neon configuration

Na: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ or [Ne] $3s^1$

Mg: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$ or [Ne] $3s^2$

أمثلة على استثناءات بعض العناصر عن الجدول الدورى

$_{24}Cr$ [Ar] $4s^1\ 3d^5$

$_{42}Mo$ [Kr] $5s^1\ 4d^5$

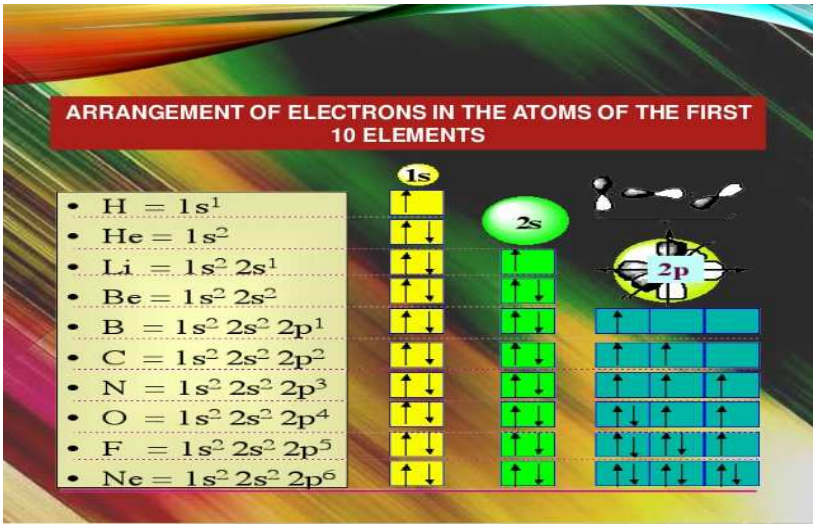
$_{74}W$ [Xe] $6s^1\ 4f^{14}\ 5d^5$

$_{29}Cu$ [Ar] $4s^1\ 3d^{10}$

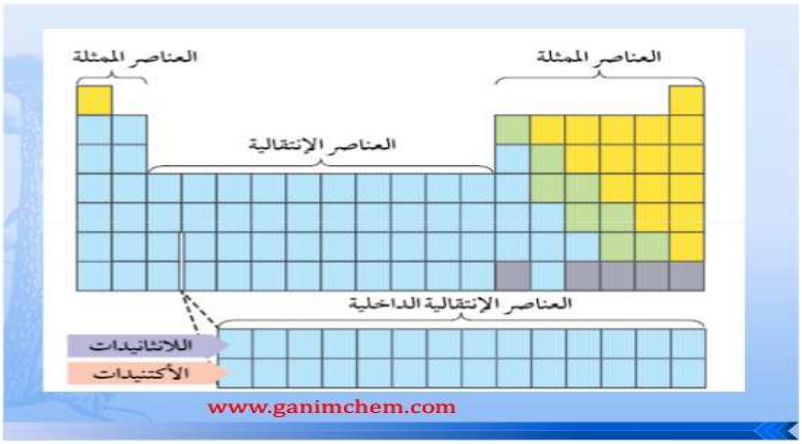
$_{47}Ag$ [Kr] $5s^1\ 4d^{10}$

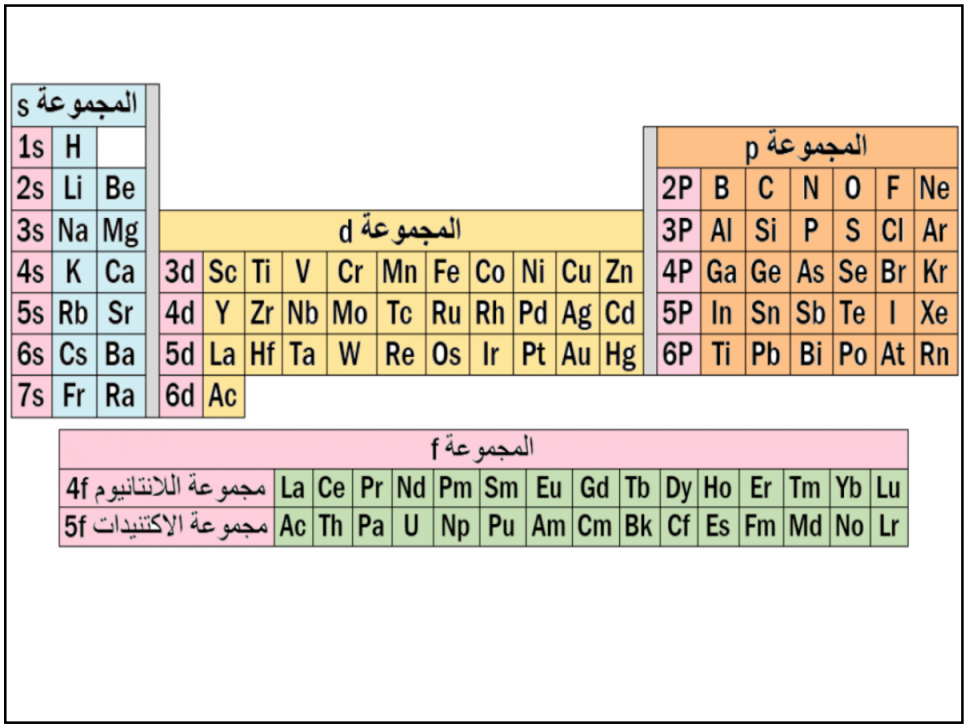
$_{79}Au$ [xe] $6s^1\ 4f^{14}\ 6d^{10}$

التوزيع الالكتروني للعناصرمن $_{1}H$ الى $_{10}Ne$



قطاعات الجدول الدوري





ملاحظات على قطاعات الجدول الدورى

١ –يحتوى الجدول الدورى على اربعة قطاعات وهى قطاع s وقطاع pو قطاع d و قطاع f .

٢ - تكون نهاية التوزيع الالكترونى فى قطاع (p) على النحو $ns^2\ np^{1\rightarrow6}$ ويمكن استنتاج اسم القطاع و رقم الدورة و المجموعة من نهاية التوزيع الالكترونى لقطاع (p)

٣ – تسمى الالكترونات الموجودة فى الغلاف الاخير فى التوزيع الالكترونى بالكترونات التكافؤ وتعتبر مسؤلة عن النشاط الكيميائى للعنصر .

٤ – يشكل كل من قطاع (s) وقطاع (p) ما يسمى بالمجموعات الرئيسية وتحتوى على فلزات وكذلك لافلزات . لا يمكن أن يوجد أكثر من إلكترونين في كل فلك ذري وبالتالي فإن أقصى عدد للإلكترونات في كل غلاف فرعي هي ضعف عدد أفلاكه.

٥ – القطاع (d) يحتوى على العناصر الانتقالية وجميع عناصر هذا القطاع فلزات.

٦ - القطاع (f) يحتوى على العناصر الانتقالية الداخلية وهى فلزات وتسمى عناصرهذا القطاع اللانثانيدات والاكتينيدات