الفصل الخامس: الجدول الدوري للعناصر الكيميائية

مقدمة:

الجدول الدوري هو عرض تصنيفي للعناصر الكيميائية مرتبة حسب عددها الذري وتوزيعها الإلكتروني وخصائصها الكيميائية المتكررة . يتكون من صفوف تُسمى "دورات" وأعمدة تُسمى "مجموعات"، حيث تتشابه العناصر في نفس العمود في خواصها. ويعدّ الجدول الدوري أداة أساسية في الكيمياء لفهم خصائص العناصر وتفاعلاتها المحتملة.

1- التركيب الإلكتروني للذرة:

أ- تمثيل المحطات الذرية بالحجيرات الكمية:

يتم تمثيل المحطات الذرية ψ_{nlms} عادة بواسطة حجيرات كمية.

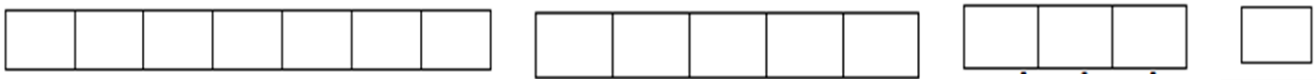
المحط S: حجرة متكونة من خانة واحدة.

المحط p: حجرة متكونة من 3 خانات.

المحط d: حجرة متكونة من 5 خانات.

المحط f: حجرة متكونة من 7 خانات.

- كل حجيرة تمثل شكل محط معين و كل خانة تمثل اتجاه معين للمحط.



l = 0	l = 1	l = 2	l = 3
(S)	(p)	(d)	(f)

- كل خانة تتسع لإلكترونين على الأكثر، يكون لهما نفس الأرقام الكمية n, l, m بينما يختلفان في رقم اللف الذاتي s، يمثل الزوج الإلكتروني بسهمين متوازيين و متعاكسين في الاتجاه.

مثال :

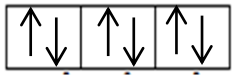
$\Psi_{100+\frac{1}{2}}$

$\Psi_{100-\frac{1}{2}}$

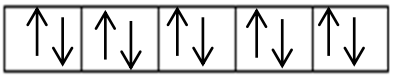
(^4_2He)

l = 0 nS^2

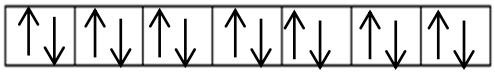
m = 0

l = 1 np^6 

m = -1 0 1

l = 2 nd^{10} 

m = -2 -1 0 1 2

l = 3 nf^{14} 

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

ب- توزيع الإلكترونات في الطبقات الفرعية (S, p, d, f):

يتوقف توزيع الإلكترونات في الطبقات الفرعية على:

- **مبدأ الإستقرار:**

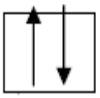
تشغل الإلكترونات في الحالة الأساسية أخفض مستويات الطاقة، و هذا يعطي للذرة استقرارا أعظميا و يحدد بقيم n.

- **مبدأ المنع لباولي (Principe d'exclusion de Pauli):**

لا يوجد في ذرة إلكترونين لديهم نفس أعداد الكم يأخذان على الأكثر 3 أعداد كوانتية متساوية.

مثلا إذا كان لدينا إلكترونين في حجرة واحدة فلديهم نفس الأعداد n,l,m ولكن يختلفان في عدد السبين

للأول $s=+\frac{1}{2}$ والثاني $s=-\frac{1}{2}$. الإلكترونين يكونان متزاوجان .

مثال:  طبقة ثانوية $1S$ $n=1,l=0$

الإلكترون الأول لديه الأعداد الكوانتية: $\left(s=+\frac{1}{2},m=0,l=0,n=1\right)$.

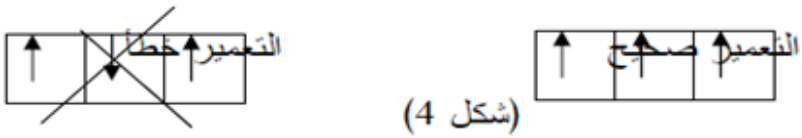
الإلكترون الثاني لديه الأعداد الكوانتية: $\left(s=-\frac{1}{2},m=0,l=0,n=1\right)$.

إذن :الإلكترونان يأخذان عل الأكثر 3 أعداد متساوية. العدد الرابع يكون إجباريا مختلف.

- **قاعدة هوند (La loi de Hund):**

في تعمير المحطات نسعى الى نصف استقرارية ثم الى الاستقرارية مثلا: لدينا 3 الكترونات في المحط 2P نكتب $2P^3$

نبدأ التعمير من اليسار الى اليمين ب $s = +\frac{1}{2}$ أي الاتجاه الاعلى كما هو مبين في الشكل-4-



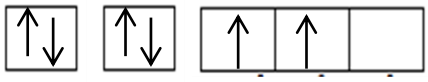
(شكل 4)

كل الإلكترونات لديهم نفس $s = +\frac{1}{2}$.

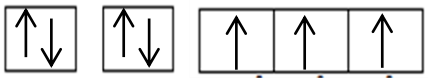
فإذا وجد عدد من الإلكترونات غير كاف لملأ كل الخانات الكمية في الطبقات الفرعية فإن الإلكترونات تميل إلى التوازن في توزيعها على الخانات في البداية و البقية منها يتزاوج.

- **أمثلة:**

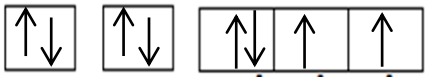
$_6C$: $1S^2$ $2S^2$ $2p^2$



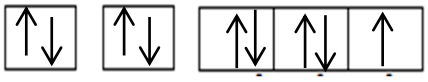
$_7N$: $1S^2$ $2S^2$ $2p^3$



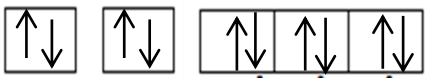
$_8O$: $1S^2$ $2S^2$ $2p^4$



$_9F$: $1S^2$ $2S^2$ $2p^5$



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



- يسمى الإلكترون الذي يشغل خانة كمية بمفرده بالإلكترون الأعزب.
- يسمى الزوج الإلكتروني الذي يشغل نفس الخانة الكمية بالإلكترون المتزاوج.

- **قاعدة كليشكوفسكي (La loi de Klechkowski):**

و هي القاعدة التي يبنى عليها توزيع الإلكترونات في الطبقات الفرعية و ذلك تبعا للطاقة المتزايدة التي تعتمد على (n+l)، وإذا تساوت (n+l) في طبقتين فرعيتين فإن ترتيبها يكون حسبn المتزايدة أي:

التعمير يكون حسب $n+l$ تصاعدي ولنفس القيم $n+l$ التعمير يكون حسب nتصاعدي .

مثال :أنظر (جدول 3 و 4)

جدول-3-:

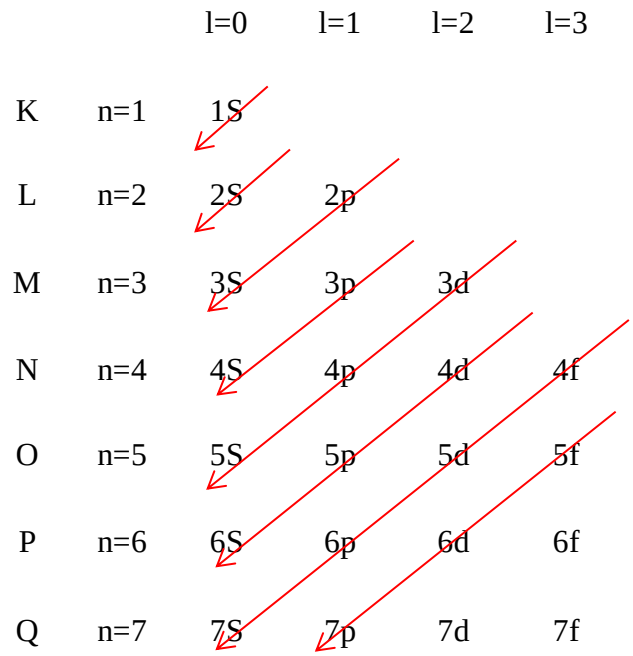
المحط الذري	n+*l*
4s	4+0=4
3d	3+2=5

⇐نقوم بتعمير المحط $4S$ قبل المحط $3d$ (المحط 4S لديه مستوى طاقة أدنى من المحط 3d).

جدول-4-:

المحط الذري	n+l
4p	4+1=5
5s	5+0=5

⇐ تعمير $4p$ قبل $5s$ (التعمير يكون حسب n تصاعدي أي تعمير 4 قبل 5).



- **التوزيع الإلكتروني:**

يسمى ترتيب الطبقات الفرعية حسب قاعدة كليشكوفسكي بالتوزيع الإلكتروني:

مثلا:

$_{56}Ba : 1S^2\ 2S^2\ 2p^6\ 3S^2\ 3p^6 4S^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5S^2\ 4d^{10} 5p^6\ 6S^2$

أمثلة: أكتب التوزيع الإلكتروني للعناصر $_{35}Br$، $_{17}Cl$.

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

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

- **استخدام الغاز الخامل في التوزيع الإلكتروني:**

يخضع إلى قاعدة كليشكوفسكي:

$_{Z}Y$: [X] $nS^2\ (n-2)f^{14}\ (n-1)d^{10}\ np^6$

الغاز الخامل

أمثلة: أكتب التوزيع الإلكتروني للعناصر $_{92}U$، $_{16}S$، $_{48}Cd$، $_{84}Po$.

$_{92}U$: $_{86}$[Rn] $7S^2\ 5f^4$

$_{48}Cd$: $_{36}$[Kr] $5S^2\ 4d^{10}$

$_{16}S$: $_{10}$[Ne] $3S^2\ 3p^4$

$_{84}Po$: $_{54}$[Xe] $6S^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6p^4$

- **إلكترونات القلب:**

هي إلكترونات الغاز الخامل بالإضافة إلى إلكترونات الطبقات الثانوية d^{10} و f^{14} عندما تكون مملوءة (مشبعة)، بينما طبقات إلكترونات القلب هي الطبقات الفرعية التي تتوزع عليها هذه الإلكترونات.

- **إلكترونات التكافؤ:**

هي الإلكترونات التي تلي إلكترونات القلب، بينما طبقات إلكترونات التكافؤ هي الطبقات الفرعية (الثانوية) التي تتوزع عليها هذه الإلكترونات.

في المثال السابق:

العنصر	عدد إلكترونات القلب	عدد إلكترونات التكافؤ	طبقات إلكترونات القلب	طبقات إلكترونات التكافؤ
$_{92}U$	86	6	$_{86}$[Rn]	$7S^2\ 5f^4$ / $7S^2 5f^3 6d^1$
$_{48}Cd$	46	2	$_{36}$[Kr] $4d^{10}$	$5S^2$
$_{16}S$	10	6	$_{10}$[Ne]	$3S^2\ 3p^4$
$_{84}Po$	78	6	$_{54}$[Xe] $4f^{14}\ 5d^{10}$	$6S^2\ 6p^4$

- **العناصر الشاذة:**

هي عناصر من الجدول الدوري لا يخضع توزيعها الإلكتروني إلى قاعدة كليشكوفسكي منها العناصر ذات (n-2)f و (n-1)d المملوءة و نصف المملوءة بالإلكترونات حيث تكون أكثر استقرار، كذلك وجدت عناصر أخرى لا تخضع لهذه القاعدة و يوجد 19 عنصر شاذ في الجدول الدوري.

مثل:

$_{24}Cr: {}_{18}[Ar]\ 4S^2\ 3d^4 \Rightarrow {}_{24}Cr: {}_{18}[Ar]\ 4S^1\ 3d^5$

$_{29}Cu: {}_{18}[Ar]\ 4S^2\ 3d^9 \Rightarrow {}_{29}Cu: {}_{18}[Ar]\ 4S^1\ 3d^{10}$

$_{64}Gd: {}_{54}[Xe]\ 6S^2\ 4f^8 \Rightarrow {}_{64}Gd: {}_{54}[Xe]\ 6S^2\ 4f^7\ 5d^1$

2- التصنيف الدوري الحديث للعناصر:

يعتبر العالم ***Mendeleive*** أول من رتب العناصر في جدول ترتيبا يبرز خواصها الدورية فقد وجد أنه عند ترتيب العناصر في سلاسل أفقية وفق الزيادة في الأوزان الذرية فإن خواص هذه العناصر و تكافؤها يتغير بصورة تدريجية و دورية، فوضع العناصر متشابهة الخواص فوق بعضها البعض في مجموعات شاقولية.

و لقد تم ترتيب العناصر في الجدول الدوري الحديث بدلالة أعدادها الذرية، يسمى السطر الأفقي دور و هناك 7 أدوار، لا تحمل نفس العدد من العناصر و 18 عمود تسمى أعمدة أو مجموعات أو فئات كيميائية حيث:

- يزداد العدد الذري Z للعناصر من اليسار إلى اليمين و من الأعلى نحو الأسفل في العمود الواحد.
- عند الانتقال من حجرة في الجدول الدوري إلى حجرة أخرى موالية فإن العدد الذري Z يزداد بواحدة في السطر الواحد.

أ- الأدوار:

الدور الأول(n=1) : يحتوي على على عنصرين .

الدور الثاني(n=2) : يحتوي على 8 عناصر .

الدور الثالث(n=3) : يحتوي على 8 عناصر .

الدور الرابع(n=4) : يحتوي على 18 عناصر .

الدور الخامس(n=5) : يحتوي على 18 عناصر .

الدور السادس(n=6) : يحتوي على 32 عنصر .

الدور السابع(n=7) : يحتوي الدور السابع نظريا على 32عنصر إلا أنه غير مكتمل و يتألف حاليا من 23 عنصرا فقط.

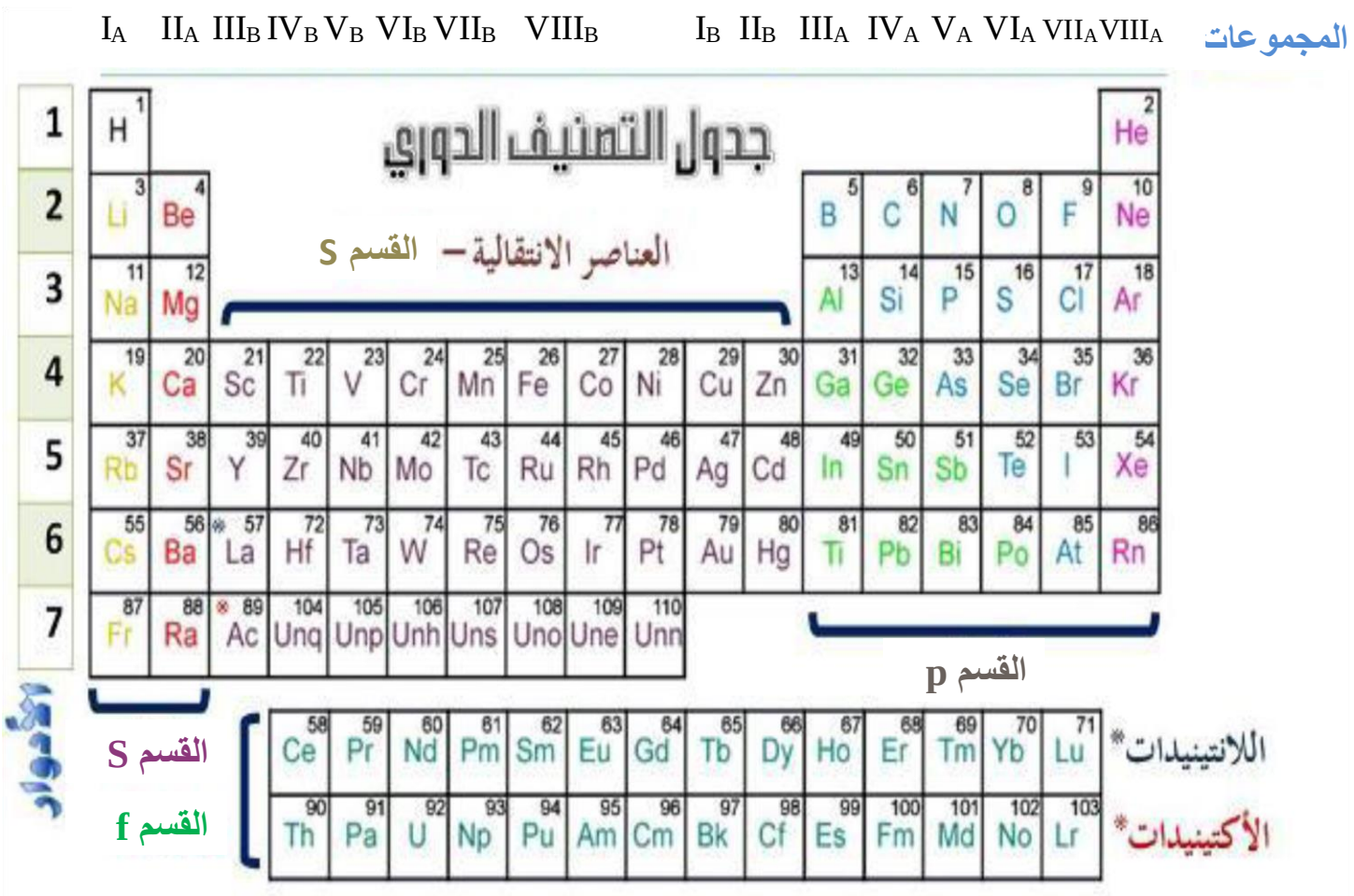
ب- الأعمدة:

عناصر نفس العمود متشابهة في خواصها الكيميائية و تكون لها نفس البنية الإلكترونية للطبقة الخارجية و يمكن تقسيم الجدول الدوري إلى أربعة أقسام حسب طبيعة المحط الذي يشغله آخر إلكترون.

- **القسم S**: الإلكترونات الخارجية تشغل محط من النوع S و يتكون من عمودين. في العمود الأول المحط S يحمل إلكترون واحد و الثاني يحمل إلكترونين.

- **القسم p**: الإلكترونات الخارجية تشغل محط من النوع p و يتكون من ستة أعمدة حسب عدد الإلكترونات الموجودة في المحط p و يبدأ ظهور القسم p في الدور الثاني.
- **القسم d**: الإلكترونات الخارجية تشغل محط من النوع d و يتكون من عشرة أعمدة حسب عدد الإلكترونات الموجودة في المحط d و يبدأ ظهور القسم d في الدور الرابع.
- **القسم f**: الإلكترونات الخارجية تشغل محط من النوع f و يتكون من أربعة عشرة عمود و يبدأ القسم f في الظهور ابتداء من الدور السادس، يوضع القسم f لوحده.

الجدول الدوري بأقسامه S، p و d مكون من 18 عمود مقسمة على 8 فئات كيميائية، في نفس الفئة تكون للعناصر نفس التشكيلة الإلكترونية للطبقة الخارجية أي نفس عدد إلكترونات التكافؤ و هي تساهم في تشكيل الروابط الكيميائية و رقم الفئة يساوي عدد هذه الإلكترونات و نرمز لكل فئة بالأرقام الرومانية التالية:



- كل فئة كيميائية أساسية تحتوي فئتين ثانويتين يرمز للأولى بحرف A و التي تكون فيها إلكترونات التكافؤ في محطات S أو p أما الفئات التي إلكترونات تكافؤها في محطات d أو f فيرمز لها بالحرف B.
- تتكون الفئة $VIII_B$ من ثلاثة أعمدة متجاورة تتشابه خواص عناصرها في الاتجاه العمودي و الاتجاه الأفقي.
- **تحديد موقع عنصر في الجدول الدوري:**

يحدد موقع أي عنصر في الجدول الدوري إذا عرف السطر (الدور) و الفئة (المجموعة) التي ينتمي إليها و منه يمكن استنتاج القسم والعائلة.

أ- **الدور:** يحدد من أعلى قيمة لـ n في التوزيع الإلكتروني العادي.
ب- **الفئة:** تحدد الفئة أو المجموعة من إلكترونات التكافؤ.

مثال:

$$_{20}Ca: {}_{18}[Ar] \quad 4S^2$$

الدور الرابع $\Rightarrow n = 4$
المجموعة (الفئة): II_A

$$_{29}Cu: {}_{18}[Ar] \quad 4S^1\,3d^{10}$$

الدور الرابع $\Rightarrow n = 4$
المجموعة (الفئة): I_B

- **العائلات الكيميائية:**

العمود 1: (العائلة أو الفئة IA): عائلة المعادن القلوية (les alcalins) توزيعها الإلكتروني الخارجي (nS^1) .

العمود 2: (العائلة أو الفئة IIA): عائلة المعادن القلوية الأرضية (les alcalino-terreux) توزيعها الإلكتروني الخارجي (nS^2) .

من العمود 3 إلى العمود 12: المعادن الانتقالية (les métaux de transition) و هي معادن عديدة التكافؤ مثل $Cu^+, Cu^{+2}, Fe^{+2}, Fe^{+3}$ توزيعها الإلكتروني الخارجي (nS^0 أو nS^1) nS^2 $(n-1)d^x$ حيث $1 \leq x \leq 10$.

العمود 13: عائلة البور توزيعها الإلكتروني الخارجي $nS^2\ np^1$.

العمود 14: عائلة الكربون توزيعها الإلكتروني الخارجي $nS^2\ np^2$.

العمود 15: عائلة الآزوت توزيعها الإلكتروني الخارجي $nS^2\ np^3$.

العمود 16: عائلة الأكسجين توزيعها الإلكتروني الخارجي $nS^2\ np^4$.

العمود 17: عائلة الهالوجينات (les halogénes) توزيعها الإلكتروني الخارجي $nS^2\ np^5$.

العمود 18: عائلة الغازات الخاملة توزيعها الإلكتروني الخارجي $nS^2\ np^6$ ما عدا $He(1S^2)$.

عائلة اللانثانيدات (les lanthanides):

هي عناصر من الدور السادس ينتهي توزيعها الإلكتروني بـ $4\ f^{1\rightarrow 14}$ لها نفس خواص عنصر $_{57}La$ (lanthane)، تصنف جميعها في حجرة واحدة من الجدول الدوري، ترتب في السطر الأول أسفل الجدول الدوري، تنتمي إلى الدور السادس و المجموعة III_B.

عائلة الأكتينيدات (les actinides):

هي عناصر من الدور السابع ينتهي توزيعها الإلكتروني بـ $5\ f^{1\to14}$ لها نفس خواص عنصر الأكتينيوم (Actinium) ، تصنف جميعها في حجرة واحدة من الجدول الدوري، ترتب في السطر الثاني أسفل الجدول الدوري، تنتمي إلى الدور السابع و المجموعة III_B.

- كل من عناصر $4\ f$ و $5\ f$ هي عناصر من عائلة المعادن الثقيلة المشعة طبيعيا.

- **المعادن و اللامعادن:**

- **المعادن:**

أغلب عناصر الجدول الدوري عبارة عن معادن فهي تشغل الجزء اللأيسر من الجدول الدوري، المعادن لها ميول لفقد الإلكترونات لتصبح أيونات موجبة:

$$K \to K^+ + 1é$$

من خصائص المعادن:

- عبارة عن عناصر صلبة لها درجة انصهار عالية (ما عدا الزئبق mercure فهو سائل أما galium و césium تملك درجة إنصهار صغيرة جدا).
- نواقل جيدة للحرارة و الكهرباء.
- لها قوة التحام عالية.

يمكن تعريف المعدن حسب قاعدة ***Sanderson***:

نعتبر عنصر ما معدنا إذا كان عدد إلكتروناته على الطبقة ذات n الأكبر أقل من رقم الدور الذي يتواجد فيه، ما عدا $_1H$, $_{32}Ge$.

مثلا:

$_{80}Hg$: $_{54}[Xe]\ \ 6S^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}$

عدد الإلكترونات المتواجدة على الطبقة ذات n الأكبر تساوي 2 أقل من رقم الدور الذي يساوي 6 ومنه الزئبق عبارة عن معدن.

- **اللامعادن (les non-métaux):**

نسبيا عددها قليل، تتواجد في الجزء الأيمن من الجدول الدوري إضافة إلى الهيدروجين الذي يتواجد مع المعادن، اللامعادن لها ميول اكتساب الإلكترونات لتصبح أيونات سالبة:

$$Cl + 1é \to Cl^-$$

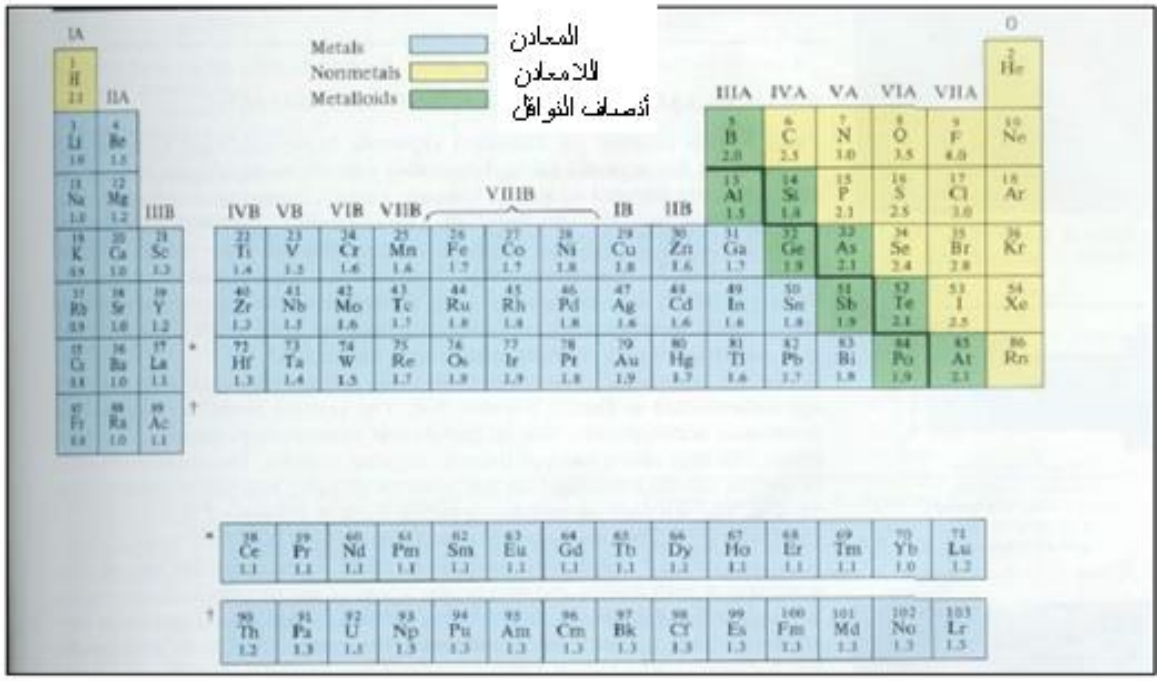
و هي عبارة عن غازات (معضمها)، سائلة و صلبة في درجات الحرارة العادية.

- **أنصاف النواقل (les métalloides):**

بين المعادن و اللامعادن توجد عناصر تدعى métalloides (أنصاف نواقل semi-conducteurs) تسلك سلوك المعادن و اللامعادن لأنها تملك خصائص اللامعادن، إضافة إلى أنها ناقلة للكهرباء و هي خاصية تتصف بها المعادن هذه العناصر هي:

Arsenic, Germanium, Silicium, Bore, Astate, Tellure, Antimoine.

الشكل التالي يوضح موقع المعادن، اللامعادن و أنصاف النواقل في الجدول الدوري:



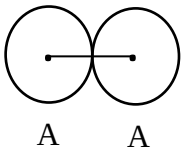
3- الخواص الدورية للجدول الدوري:

3-1- الخواص الفيزيائية:

من الخواص الفيزيائية نصف القطر الذري و الأيوني، الحجم الذري، درجة الانصهار، درجة الغليان، الكثافة، طاقة التشرد.ندرس البعض منها.

أ- نصف القطر الذري:

يستحيل تحديد نصف قطر ذرة (بعد الإلكترون الخارجي عن النواة)، حسب الميكانيك الموجي و تماشيا مع مبدأ الشك لهايزنبارغ و لهذا عرف نصف قطر الذرة على أنه نصف المسافة الفاصلة بين نواتي ذرتين متماستين و متماثلتين في جزيء $d_{A-A} = 2r_A$.

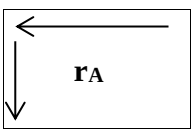


- **تغير نصف القطر على طول الدور:**

في نفس الدور يكون للعناصر نفس عدد الطبقات في حين يزداد العدد الشحني من اليسار نحو اليمين، ثبوت عدد الطبقات و ازدياد العدد الشحني يؤدي إلى ازدياد قوة جذب الإلكترون في الطبقة الخارجية من طرف النواة مما يؤدي إلى اقتراب الإلكترون أكثر من النواة أي أن نصف قطر الذرة يتناقص لما يزداد Z.

- **تغير نصف القطر على طول العمود:**

عند الانتقال من الأعلى إلى الأسفل في الجدول الدوري فإن عدد الطبقات يزداد مما يؤدي إلى التزايد في حجم الذرة أي أن نصف قطر الذرات يكبر.



ب- نصف القطر الأيوني:

نصف القطر الأيوني هو نصف القطر للشاردة .وهذه الاخيرة هي الذرة التي فقدت أو اكتسبت الكترونات.

مثال:

- ذرة الصوديوم Na اذا فقدت الكترونا تصبح شاردة موجبة Na^+ .
- ذرة الكلور Cl اذا اكتسبت الكترونا تصبح شاردة سالبة Cl^-.

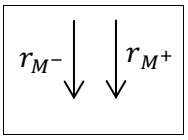
بصفة عامة: نصف القطر الذري للذرة M أكبر من نصف القطر الأيوني للشاردة الموجبة M^+ .

$$r_{M^+} < r_M$$

نصف القطر الذري للذرة M أقل من نصف القطر الأيوني للشاردة السالبة M^-.

$$r_{M^-} > r_M$$

نصف القطر الأيوني الموجب و السالب يكبر في المجموعة من الأعلى إلى الأسفل وليس لهم دورية في الدور.



في حالة الأيونات ذات البنية الإلكترونية المتساوية يقل نصف القطر الأيوني بازدياد العدد الذري

مثال :

$$r_{12}Mg^{+2} \prec r_{11}Na^{+} \prec r_{9}F^{-} \prec r_{8}O^{-2}$$

ت- طاقة التأين:

هي الطاقة اللازم تقديمها لذرة غازية موجودة في حالتها الأساسية لنزع إلكترون واحد، ونرمز لها بـ E_i

طاقة التأين الأولى Ei_1 $X_{(g)} \rightarrow {}_{(g)}^{+} + 1$

طاقة التأين الثانية Ei_2 $X_{(g)} \rightarrow X^{++} + 2é$

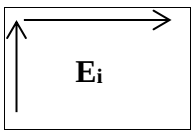
طاقة التأين من الرتبة n $X_{(g)} \rightarrow X_{(g)}^{+n} + né$

- **تغير طاقة التأين في نفس الدور:**

في الجدول الدوري نصف قطر الذرات يصغر من اليسار إلى اليمين أي أن الإلكترون الخارجي يقترب أكثر من النواة مما يجعله أكثر ارتباطا بها و هذا يتطلب قوة أكبر لانتزاع هذا الإلكترون و بالتالي فإن طاقة التأين تكون في تناسب عكسي مع نصف القطر، أي تكبر من اليسار إلى اليمين في نفس الدور.

- **تغير طاقة التأين في نفس العمود:**

عندما ننتقل من الأعلى إلى الأسفل في الجدول الدوري نصف قطر الذرة يكبر و بالتالي فالإلكترون الخارجي يبتعد أكثر عن النواة فتصغر قوة التجاذب بينه و بين النواة مما يسهل عملية نزعه، و بالتالي فطاقة التأين تصغر من الأعلى إلى الأسفل في نفس العمود.



2-3- الخواص الكيميائية:

من الخواص الكيميائية :الألفة الإلكترونية و الكهروسلبية.

أ- الألفة الإلكترونية:

هي الطاقة التي تحررها ذرة في حالتها الغازية عند اكتسابها إلكترون واحد، ويرمز لها بـ A

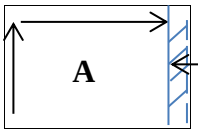
$$M_{(g)} + 1 \rightarrow M_{(g)}^{-} + A$$

في أغلب الأحيان العناصر التي تكون لها طاقة تأين عالية تكون لها ألفة إلكترونية عالية.

في نفس الدور الألفة الإلكترونية تكبر من اليسار إلى اليمين لأن نصف قطر الذرة يصغر و بالتالي يسهل على النواة جذب إلكترون إضافي.

تتغير A في الجدول الدوري مثل تغير E_i باستثناء الفئة 0 (المجموعة 0) ذات A = 0 أي الغازات الخاملة.

ب- الكهروسالبية:



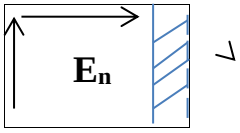
هي ميل العنصر إلى جذب الزوج الإلكتروني في الرابطة المشتركة ويرمز لها بـ E_n.

$$A - B \rightarrow A^{+} + B^{-}$$

A أكثر كهروجابية من B، و نقول أيضا B أكثر كهروسالبية من A.

الكهروسالبية تكون في تناسب طردي مع طاقة التأين و الألفة الإلكترونية فكلما كان لذرة طاقة تأين كبيرة و ألفة إلكترونية عالية كانت لها كهروسالبية أكبر.

تتغير الكهروسالبية في الجدول الدوري مثل تغير طاقة التأين E_i و الألفة الإلكترونية A.



يوجد ثلاثة سلالم لحساب الكهروسلبية و هي:

- سلم مليكان (Mulliken)
- سلم بولنغ (Pauling)
- سلم ألريد روشو (Alreed Rochow)

وحدة الكهروسلبية هي ev.

و يمكن حسابها من خلال سلم مليكان (Mulliken) بالعلاقة:

هي نصف حاصل جمع قيم الألفة الإلكترونية و طاقات التأين: $E_{n(X)} = \frac{E_{i(X)} + A_{(X)}}{2}$

ملاحظة:

للكهروسالبية و طاقة التأين نفس الدورية حسب الدور إلا أن هذه الدورية تتوقف عند مجموعة الهالوجينات (VIIA) بالنسبة للكهروسالبية و عند مجموعة الغازات النادرة (VIIIA) بالنسبة لطاقة التأين.

تمرين:

1- أكتب التوزيع الإلكتروني لكل من $_{16}S$ و $_{50}Sn$ ثم حدد إلكترونات القلب، عدد إلكترونات التكافؤ، رقم الدور، رقم المجموعة.

2- ما هو العدد الذري Z للعناصر A, B, C حيث للأيونين A^{-2} و B^{+3} نفس البنية الإلكترونية $_{18}[Ar]\,4S^2\,3d^{10}\,4p^6$ بينما العنصر C ينتمي إلى دور العنصر $_{50}Sn$ و مجموعة $_{16}S$.

الحل:

1-

$$_{16}S: {}_{10}[Ne]\,3S^2\,3p^4$$

الدور الثالث $\Rightarrow n = 3$
المجموعة (الفئة): VI_A
إلكترونات القلب: 10، إلكترونات التكافؤ: 6

$$_{50}Sn: {}_{36}[Kr]\,5S^2\,4d^{10}\,5p^2$$

الدور الخامس $\Rightarrow n = 5$
المجموعة (الفئة): IV_A
إلكترونات القلب: 46، إلكترونات التكافؤ: 4

2- العدد الذري للعناصر A, B, C :

- $A^{-2}: {}_{18}[Ar]\,4S^2\,3d^{10}\,4p^6$

تدل الإشارة السالبة على أن الذرة A اكتست إلكترونين و منه يكون التوزيع الإلكتروني لـ A:

$$A: {}_{18}[Ar]\,4S^2\,3d^{10}\,4p^4$$

و منه: $Z(A) = 34$

- $B^{+3}: {}_{18}[Ar]\,4S^2\,3d^{10}\,4p^6$

تدل الإشارة الموجبة على أن الذرة B فقدت ثلاث إلكترونات و منه يكون التوزيع الإلكتروني لـ B:

$$B: {}_{18}[Ar]\,4S^2\,3d^{10}\,4p^6 5S^2\,4d^1$$

و منه: $Z(B) = 39$

- C ينتمي إلى دور العنصر $_{50}Sn$ و مجموعة $_{16}S$

أي أنه ينتمي إلى الدور 5 و المجموعة VI_A.

$$C: {}_{36}[Kr]\,5S^2\,4d^{10}\,5p^4$$

و منه: $Z(C) = 52$