الفصل الخامس

التصنيف الدوري للعناصر

I. مقدمة :

لاحظ العالم **Mandaleiv** في بحوثه بان بعض العناصر لها خواص كيميائية متشابهة فقام سنة **1869** بوضعها و تصنيفها في جدول حسب تزايد العدد الكتلي A . بعد ذالك جاء العالم **Mosely** و أعاد ترتيب الجدول حسب تزايد العدد الذري Z و ذالك مع تزايد اكتشاف العناصر الكيميائية.

II. دراسة الجدول الدوري :

1. دراسة الادوار :

السطر الاول n=1 : يشمل العناصر التي تملئ فيها تحت الطبقة **1s** (يحتوي على عنصرين)
السطر الثاني n= 2 : يشمل العناصر التي تملئ فيها تحت الطبقة **2s,2p** (يحتوي على 8 عناصر)
السطر الثالث n= 3 : يشمل العناصر التي تملئ فيها تحت الطبقة **3s,3p** (يحتوي على 8 عناصر)
السطر الرابع n= 4 : يشمل العناصر التي تملئ فيها تحت الطبقة **4s,3d,4p** (يحتوي على 18 عناصر)
السطر الخامس n= 5 : يشمل العناصر التي تملئ فيها تحت الطبقة **5s,4d,5p** (يحتوي على 18 عناصر)
السطر السادس n= 6 : يشمل العناصر التي تملئ فيها تحت الطبقة **6s,4f,5d,6p** (يحتوي على 32 عناصر)
السطر السابع n= 7 : يشمل العناصر التي تملئ فيها تحت الطبقة **7s,5f,6d,7p** (يحتوي على 32 عناصر)

- آخر عنصر في الجدول الدوري هو **اونينوكتيوم Ununoctium** عدده الذري يساوي **118**وهو عبارة عن غاز خامل .وقد اكتشف سنة 2006 من طرف فريق من الباحثين أمريكان و روس عن طريق تفاعل التحام بين عنصر **الكالسيوم 48** و عنصر **الكاليفورنيوم 249** :

$$^{249}_{98}Cf + ^{48}_{20}Ca \rightarrow ^{294}_{118}Uuo + 3\,^{1}_{0}n$$

- نحصل على عدد العناصر x في كل سطر بالعلاقة التالية :

✓ إذا كان رقم السطر فردي : $x = \frac{1}{2}(n+1)^2$

✓ إذا كان رقم السطر زوجي : $x = \frac{1}{2}(n+2)^2$

حيث n رقم السطر

- بعض العناصر تعتبر كشواذ لقاعدة **Klechkowski** حيث تحت الطبقة **d** و**f** تكون مستقرة عندما تكون مملوءة أو نصف مملوءة.

مثال1 :

$_{24}Cr : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$

ليس له هذه البنية الالكترونية و إنما له البنية التالية:

$_{24}Cr : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$

مثال2 :

$_{29}Cu : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$

ليس له هذه البنية الالكترونية و إنما له البنية التالية:

$_{29}Cu : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$

مثال3 :

$_{64}Gd : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6\ 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^8$

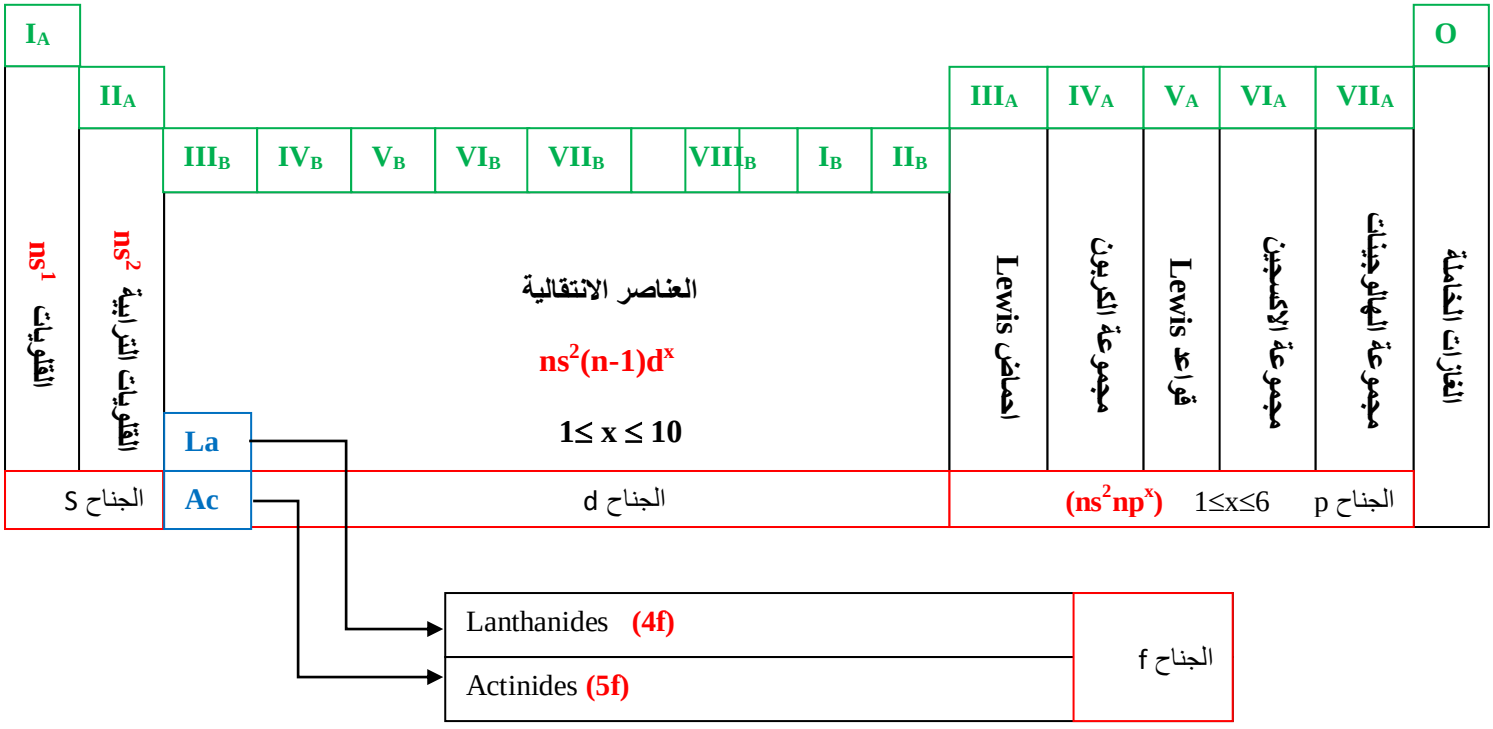
ليس له هذه البنية الالكترونية و إنما له البنية التالية:

$_{64}Gd: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6\ 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^7 5d^1$

- العناصر التي تملئ فيها تحت الطبقة 4f لها نفس الخواص الكيميائية لعنصر **Lanthame (La)** و تسمى **اللونتانيدات (les lanthanides)**.
- العناصر التي تملئ فيها تحت الطبقة 5f لها نفس الخواص الكيميائية لعنصر **Actinium (Ac)** و تسمى **الاكتينيدات (les actinides)**.

2. دراسة الاعمدة :

في الجدول الدوري 18 عمود و تجتمع هذه الاعمدة في اجنحة هي الجناح f,d,p,s.



- القلويات تفقد إلكترون بسهولة لتعطي البنية الالكترونية للغاز الخامل.
- القلويات الترابية تفقد إلكترونين بسهولة لتعطي البنية الالكترونية للغاز الخامل.
- الشواذ في الجناح d هي -**عناصر الفوج VI_B : $ns^1(n-1)d^5$**

-**عناصر الفوج I_B : $ns^1(n-1)d^{10}$**.

- الفوج **$VIII_B$** يشمل العناصر التالية :

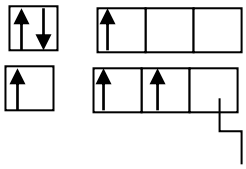
Fe	Co	Ni
Ra	Rh	Pd
Os	Ir	Pt
$ns^2(n-1)d^6$	$ns^2(n-1)d^7$	$ns^2(n-1)d^8$

يسمى هذا الفوج بفوج الثلاثية les triades نظرا لتشابه الخواص الكيميائية لعناصر الاسطر و الاعمدة.

- احماض Lewis هي العناصر التي تحتوي على فجوة فارغة تستقبل زوج الكتروني.

مثال : $_5B : 1s^2 2s^2 2p^1$

$B : {}_2[He]\ 2s^2 2p^1$



الحالة المستقرة

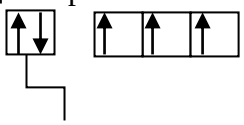
الحالة المثارة

حجيرة فارغة

- قواعد Lewis هي العناصر التي تحتوي على زوج الكتروني حر.

مثال : $_7N : 1s^2 2s^2 2p^3$

$_2[He]\ 2s^2 2p^3$



زوج الكتروني حر

- مجموعة الهالوجينات له قابلية اكتساب إلكترون لتصبح لها نفس البنية الالكترونية للغاز الخامل.
- الغازات الخاملة هي العناصر المستقرة.

III. تعيين موقع عنصر كيميائي:

1. تعيين الجناح و المجموعة لعنصر ما :

يمكننا تعيين الجناح الذي ينتمي إليه عنصر كيميائي من خلال التوزيع الالكتروني له حيث : تحت الطبقة التي تستقبل الإلكترون الأخير في التوزيع الالكتروني هي التي تحدد الجناح f, d, p, s .

يمكننا تعيين المجموعة A أو B كما يلي :

- العنصر ينتمي إلى المجموعة A إذا كانت تحت الطبقة التي تستقبل الإلكترون الأخير في التوزيع الالكتروني هي p أو s.
- العنصر ينتمي إلى المجموعة B إذا كانت تحت الطبقة التي تستقبل الإلكترون الأخير في التوزيع الالكتروني هي f أو d .

مثال : $_8O : 1s^2 2s^2 2p^4$

تحت الطبقة p هي التي تستقبل الإلكترون الأخير إذن الأكسجين ينتمي إلى الجناح p و المجموعة A.

2. تعيين الفوج و السطر و العمود :

✓ تعيين فوج عنصر ما يحدد بعدد الكترونات التكافؤ.

مثال1 : $_{12}Mg : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

: $_{10}[Ne] 3s^2$

Mg يحتوي الكتروني تكافؤ إذن هو ينتمي إلى الفوج II

تحت الطبقة s تستقبل الإلكترون الأخير إذن هو ينتمي إلى المجموعة A و الجناح s.

و منه عنصر Mg ينتمي إلى الفوج II_A .

مثال2 : $_{29}Cu : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2\ 3p^6 4s^1 3d^{10}$

إذن عدد الكترونات التكافؤ 1 و الإلكترون الأخير يقع في تحت الطبقة d إذن المجموعة B و منه الفوج I_B .

✓ تعيين السطر (الدور) يقابل اكبر عدد كمي رئيسي n في التوزيع الالكتروني.

✓ تعيين العمود يمثل مجموع عدد الالكترونات التي تأتي بعد الغاز الخامل.

مثال :

$_{40}Zr : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6\ 5s^2 4d^2$

: $_{36}[Kr]\ 5s^2 4d^2$

الدور 5 , الجناح d, المجموعة B, الفوج IV_B, العمود 4 .

تمرين 1

الجرمنيوم Ge ينتمي الى عمود $_6C$ و دور $_{19}K$. حدد :

1. موقعه في الجدول الدوري.
2. عدده الذري.
3. اوصف طبقة التكافؤ (عدد الازواج الالكترونية الالكترونات العازبة و الحجيرات الفارغة) .
4. حدد الاعداد الكمية الاربعة لالكترونات التكافؤ.

التمرين 2

عنصر له اقل من 18 إلكترون و يملك إلكترونين حرين.

- ما هي التوزيعات الالكترونية الممكنة .
- ما صيغة هذا العنصر علما انه ينتمي الى فوج $_{50}Sn$ و دور $_3Li$.

IV. الخواص الذرية و الدورية

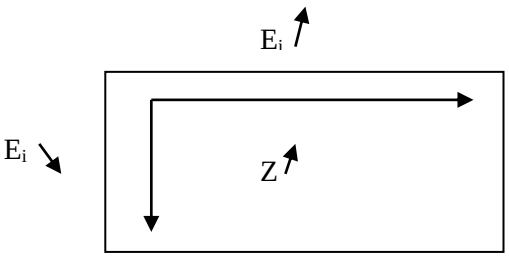
1) طاقة التأين: E_i

طاقة التأين هي الطاقة اللازمة لنزع إلكترون من ذرة ما .

$$A \longrightarrow A^+ + 1e$$

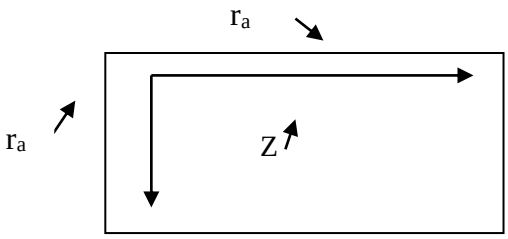
تتغير طاقة التأين في الجدول الدوري كما يلي :

- في السطر الواحد عدد الطبقات نفسه لكن Z يزداد(عدد البروتونات يزداد) أي أن قوى التجاذب بين النواة و الإلكترون الخارجي تزداد و منه طاقة التأين تزداد.
- في العمود الواحد عندما تزداد Z من الأعلى إلى الأسفل فان عدد الطبقات تزداد و بالتالي قوة التجاذب بين النواة و الإلكترون الخارجي تتناقص و منه طاقة التأين تتناقص.



2) نصف القطر الذري : r_n

- في السطر الواحد نصف القطر الذري يتناقص مع تزايد Z بفعل الشحنة.
- في العمود الواحد نصف القطر الذري يتزايد مع تزايد Z بفعل البعد.

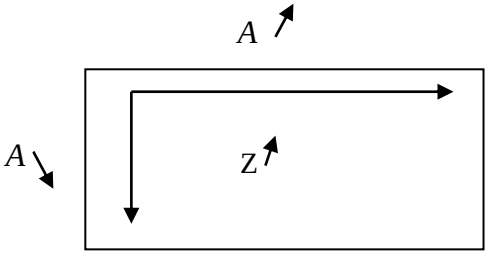


3) الألفة الالكترونية لعنصر A:

هي قابلية عنصر لاكتساب إلكترون أي هي الطاقة التي يحررها العنصر عندما يكتسب إلكترون.

$$X + 1e \longrightarrow X^- + A$$

- في السطر الواحد تتزايد الألفة الالكترونية بتزايد Z .
- في العمود الواحد تتناقص الألفة الالكترونية مع تزايد Z .



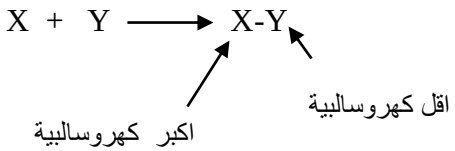
ملاحظة :

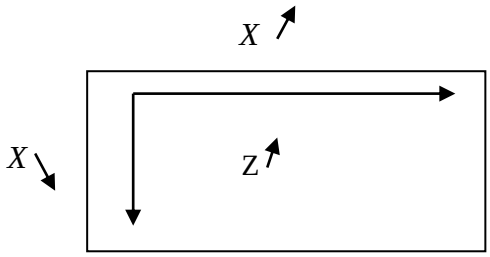
أعلى قيم للألفة الالكترونية هي لفوج الهالوجينات VII_A لأنها تقبل إلكترون بسهولة لكي يصبح لها نفس البنية الالكترونية للغاز الخامل الذي يليها في الجدول الدوري.

بالنسبة للعناصر المستقرة الألفة الالكترونية معدومة.

4) الكهروسالبية X:

هي قدرة ذرة على جذب إلكترون ذرة أخرى إليها عندما تكون معها روابط كيميائية .





اكبر قيمة للكهروسالبية هي لعنصر الفلور F و تتغير كمايلي :

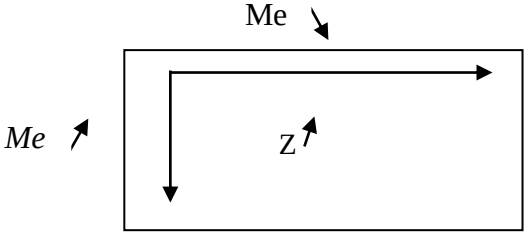
- في السطر الواحد تزداد الكهروسالبية مع زيادة Z .
- في العمود الواحد تنقص الكهروسالبية مع تزايد Z .

5) الطبيعة المعدنية :

- ✓ المعدن هو عنصر له قابلية فقدان الكترونات بسهولة (مجموع الكترونات تحت الطبقات s و p الأخيرة < 4) .
- ✓ الامعدن هو عنصر له قابلية اكتساب الكترونات بسهولة (مجموع الكترونات تحت الطبقات s و p الأخيرة >4) .

إذن فان الطبيعة المعدنية تتغير كما يلي

- في السطر الواحد تتناقص الطبيعة المعدنية مع زيادة Z .
- في العمود الواحد تتزايد الطبيعة المعدنية مع تزايد Z .



تمرين

نعتبر العناصر التالية : الفوسفور $_{15}P$;الازوت $_{11}Na$; عنصر الانتمون $_{51}Sb$;عنصر البروم $_{35}Br$ و الالمنيوم $_{13}Al$

1. اكمل الجدول التالي

العنصر	التوزيع و التشكيل الالكتروني	موقع كل عنصر في الجدول الدوري		
		السطر	العمود	الفوج
$_{15}P$				
$_{11}Na$				
$_{51}Sb$				
$_{13}Al$				
$_{35}Br$				

1. رتب هذه العناصر حسب تزايد نصف قطر ذري.

2. رتب هذه العناصر حسب تزايد طاقة التأين الخاصة بها وحسب تزايد الكهروسالبية .

3. هل يوجد بين هذه العناصر الهالوجينات أو عناصر انتقالية ? علل