الروابط الكيميائية و تركيب الذرات

مادة الكيمياء للصف الحادي عشر 11 العلمي .

هذه الملزمة لا تغني عن الكتاب المدرسي . لعام 2021 / 2022.

الدرس الأول : السلوك الكيميائي للعناصر :

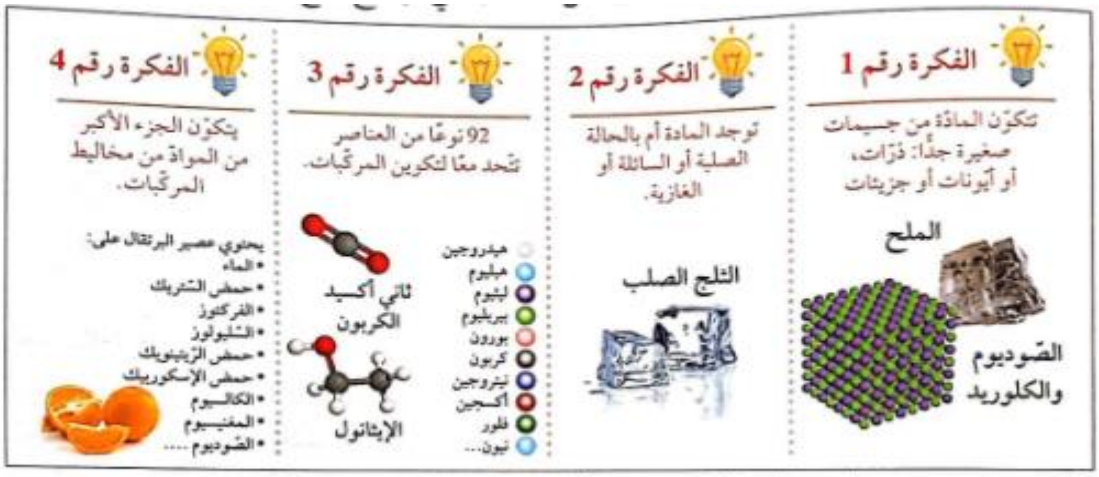
- ❖ يتكون الجدول الدوري من العديد من العناصر حيث أن كل عنصر من هذه العناصر يتكون من ذرات تكون فريدة في خواصها .
  - تكون متطابقة للعنصر الواحد .
  - مختلفة عن ذرات العناصر الأخرى .

- ملحوظة : أن المواد من حولنا تتكون من مركبات أو من خليط من المركبات نتيجة ارتباط الذرات بروابط كيميائية مع بعضها .
- يؤدي هذا الإختلاف في خصائص الذرات الى حدوث تنوع كبير بالمواد .

50262519 نشأت المحسيري

❖ السلوك الكيميائي للعناصر :

- لتوضيح التنوع بين المواد الناتج من اختلاف طرق ارتباط الذرات مع بعضها البعض و المعتمد على التركيب الداخلي للذرة . أنظر الشكل :



الشّكل 1-1 توضح هذه الأفكار الأربع التّنوّع في المواد الّتي نراها.

- تتكون المادة من جسيمات صغيرة جداً : ذرات أو أيونات أو جزيئات مثل الملح يتكون من الصوديوم و الكلور .
- توجد المادة إم بالحالة الصلبة أو السائلة أو الغازية مثل الماء و الثلج .
- 92 نوعاً من العناصر تتحد معاً لتكوين المركبات مثل ثاني أكسيد الكربون و الإيثانول .
- يتكون الجزء الأكبر من المواد من مخاليط المركبات مثل عصير البرتقال .

- التنوع بين المواد يعتمد على التركيب الداخلي للذرة وطرق ارتباطها مع بعضها البعض :
  - أنظر للمثال التالي :

الماء له الصيغة الكيميائية H_2O ((يوجد الماء بالحالات الفيزيائية الثلاث الثلج صلب و الماء سائل و بخار الماء غاز)) .

فهو يتكون من ارتباط ذرتي هيدروجين H مع ذرة واحدة O بنسبة 1 : 2 .

وهذه النسبة العددية ناتجة عن كيفية ترتيب الإلكترونات في كل من ذرات الأكسجين وذرات الهيدروجين .

- ونستنتج من ذلك : أن الخصائص الكيميائية المميزة لكل عنصر تعتمد على الترتيب الإلكتروني في ذرات هذا العنصر .

50262519 شفيق

❖ طرق وصف المركب الكيميائي :

سؤال : ما هي الطرق المستخدمة لوصف المركب الكيميائي ؟

أولاً : الصيغة الكيميائية : ويستفاد منها في معرفة عدد ذرات كل عنصر و الجزيء .

ثانياً : الصيغة البنائية : ويستفاد منها في معرفة كيفية ترابط الذرات بالجزيء .

ثالثاً : النموذج : الشكل الهندسي .

الشكل 1-2 ثلاث طرق مختلفة لوصف مركّب كيميائيّ.

تدريب 1 : ما النسبة العددية بين الذرات في جزيء H_3PO_4 :

a- 3:2:4 b- 3:1:3 c- 3:1:4 d- 4:1:2

تدريب 2 : ما النسبة العددية بين الذرات في جزيء H_2S :

a- 2: 2 b – 1:1 c- 2:1 d – 1:2

تدريب 3 : أي العبارتين صحيحة : يستفاد من الصيغة الكيميائية في معرفة :

a- عدد ذرات كل عنصر في الجزيء . b- كيفية ترابط الذرات في الجزيء.

تدريب 4 : أي العبارتين صحيحة : يستفاد من الصيغة البنائية في معرفة :

a- عدد ذرات كل عنصر في الجزيء . b- كيفية ترابط الذرات في الجزيء.

تدريب 5 : على ماذا تعتمد الخصائص الكيميائية المميزة لكل عنصر ؟

50262519 محسيري

❖ البنية الداخلية للذرة :

تتكون الذرة من ثلاث أنواع من الجسيمات الرئيس:

1- الإلكترون . 2- البروتون . 3- النيوترون .. ويمكن التميز بين هذه الجسيمات من خلال الكتلة والشحنة .

الجسيم	الرمز	الكتلة النسبية (amu)	الشحنة الكهربائية النسبية (e)
البروتون	p^+ ،p	1.007	1+
النيوترون	n^0 ،n	1.008	0
الإلكترون	e^- ،e	0.0005	1–

وحدة الشحنة الكهربائية (e) = $1.60 \times 10^{-19}C$ وحدة الكتلة الذرية (amu) = $1.66 \times 10^{-27}Kg$

الجدول 1-1 خصائص الجسيمات المكوّنة للذرّة.

داخل النواة : - خارج النواة :

1- البروتونات : موجبة الشحنة كتلتها كبيرة . – الإلكترونات : تكون في مدار خارج النواة وتكون

2- النيوترونات : متعادلة الشحنة . شحنتها سالبة وكتلتها قليلة .

التركيب الذري

يمكن وصف التركيب الذري من خلال استنتاجات العلماء :

أولاً : العدد الذري للعنصر : هو عدد البروتونات في ذرة هذا العنصر و الذي يحدد خواصه الكيميائية .

ثانياً : أعداد البروتونات موجبة الشحنة = عدد الإلكترونات السالبة و التي تدور حول النواة , ولذلك تكون الذرة متعادلة كهربائياً .

ثالثاً : تحدد الإلكترونات جميع الخواص الكيميائية للعناصر لأن الذرات تتفاعل معاً من خلال الإلكترونات الخارجية ((إلكترونات التكافؤ)) .

رابعاً : تتركز كتلة الذرة بالنواة لأنه يمكن إهمال كتلة الإلكترونات اذا ما قورنت بكتلة النواة .

مثال : أحسب ما يلي لعنصر الصوديوم :

$Na^{11}_{22.9}$

1- العدد الذري :

2- عدد البروتونات :

3- عدد الإلكترونات :

4- العدد الكتلي :

5- عدد النيوترونات :

50262519 المحسيري

تدريب : أحسب ما يلي لعنصر : $Ar^{18}_{39.9}$

1- العدد الذري :

2- عدد البروتونات :

3- عدد الإلكترونات :

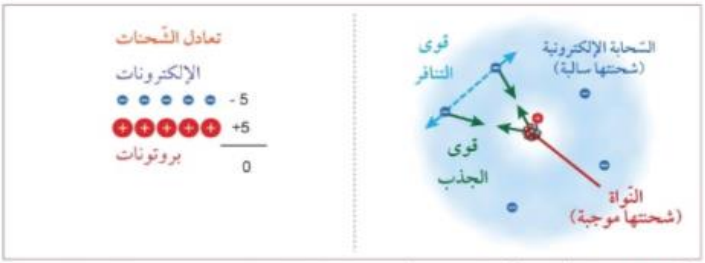
4- العدد الكتلي :

5- عدد النيوترونات :

❖ القوة الكهربائية الساكنة ((الإلكتروستاتيكية)) في الذرة :

- كيف تتماسك الجسيمات المكونة للذرة ؟
- تعتبر الشحنة الكهربائية خاصية أساسية للمادة .
- يوجد نوعان من الشحنة الكهربائية سالبة و موجبة .

- وكما تعلم أن الالكترونات و البروتونات لها كتل مختلفة , ولها نفس مقدار الشحنة الكهربائية ((1.6×10^{-19} C)) وتختلف نوع الشحنة فالإلكترونات سالبة و البروتونات موجبة , وتتساوى بأعدادها .
- ((عدد الإلكترونات = عدد البروتونات = العدد الذري)) , وهذه الأسباب التي تؤدي إلى عدم ظهور شحنة على الذرة ((مجموع الشحنة = 0)) .



الشّكل 1-5 تنتج بنية الذّرّة من التّوازن بين قوى التّجاذب بين الإلكترونات والبروتونات من جهة، وقوى التنافر بين الإلكترونات من جهة أخرى.

تتجاذب الإلكترونات و البروتونات بواسطة قوة كهربائية ساكنة تسمى القوة الإلكتروستاتيكية .

- أهمية الإلكتروستاتيكا تكون فيما يلي :

1- تفسير كيفية تكوين الروابط الكيميائية بين الذرات .

2- السبب لكل التفاعلات الكيميائية و لجميع خصائص المادة القابلة للملاحظة مثل : الحالة الصلبة والسائلة والغازية .

- نستنتج : أن القوة بين الشحنات الكهربائية في الذرة تؤدي الى تماسكها و ثباتها .

تدريب 1 : ما عدد إلكترونات ذرة البوتاسيوم K المتعادلة كهربائياً , علماً بأن نواتها تحتوي على 19 بروتون ؟

a- 19 b- 20 c- 21 d – 39

تدريب 2 : أي العبارات التالية صحيحة فيما يتعلق بتركيب الذرة ؟

a- كتل البروتون و النيوترون و الإلكترون هي نفسها تقريباً .

B – الشحنة الكهربائية للبروتون تساوي الشحنة الكهربائية للإلكترون باستثناء إختلاف الإشارة .

تدريب 3 : ما هي الجسيمات الموجودة في الذرة مع تحديد شحنتها ؟

-1 -2 -3

تدريب 4 : 1- متى تكون الذرة متعادلة كهربائياً ؟

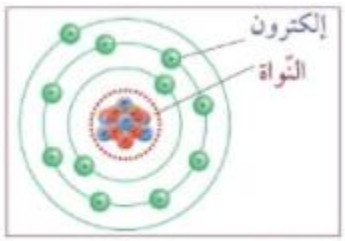
2- فسر تؤدي القوى بين الشحنات الكهربائية في الذرة إلى تماسكها ؟

نشأت المحسيري 50262519

من جد وجد ومن زرع حصد ومن سار على الدرب وصل

❖ نموذج بور للذرة ونظرية الكم :

- أقترح العالم الفيزيائي الدنماركي نيلز بور عام 1916 النموذج الذري الأول , وشبهة بالنظام الشمسي .



الشّكل 1-6 نموذج بور الذّرّيّ.

- تدور الإلكترونات في مدارات حول النواة نتيجة التجاذب الإلكتروستاتيكي بين النواة موجبة الشحنة و الإلكترونات سالبة الشحنة كما تدور الكواكب حول الشمس .

❖ فروض نموذج بور : استنتج بور أن :

1- الإلكترونات تدور حول النواة الموجبة في مدارات دائرية محددة الطاقة .

2- تتزايد طاقة المدار كلما ابتعد عن النواة . ((علاقة طردية)) .

3- تقل طاقة الإلكترونات كلما اقترب مداره من النواة . ((علاقة طردية)) .

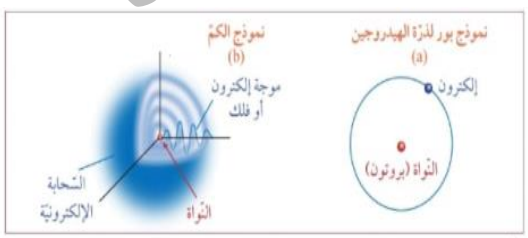
4- تتزايد طاقة الإلكترون كلما ابتعد مداره عن النواة .

- نستنتج : أن الإلكترونات تتواجد في المدارات المناسبة لطاقتها و بالتالي تكون في حالة استقرار .

❖ تبين للعلماء أن نموذج بور لا يستطيع تفسير الكثير من خواص الذرات حيث تعامل مع الإلكترونات على أنها جسيمات مادية فقط ((لها كتلة)) .

- أكتشف العالم الفرنسي (دي برولي) أن الإلكترون يمتلك طبيعة مزدوجة :
  - ينتقل كأنه مكون من جسيمات ((اه كتلة)) .
  - له خاصية موجية .

- تعامل بور على أن الإلكترون له كتلة فقط .
- أما نموذج الكم تعامل مع الإلكترون على أنه له كتلة وخواص موجية .



الشّكل 1-7 مقارنة نموذج بور للإلكترون مع نموذج الإلكترون الكمّيّ.

نشأت المحسيري 50262519

❖ لذلك طور العلماء مفهوم نظرية الكم التي تنص على :

- احتمال وجود الإلكترون في منطقة معينة من الفراغ المحيط بالنواة وليس في مستويات محددة الأبعاد . وتسمى هذه المنطقة ((السحابة الإلكترونية)) .

ملحوظة : تتكون السحابة الإلكترونية من مجموعة من الأفلاك منتشرة حول النواة وتحدد السحابة الإلكترونية , حجم الذرة و السلوك الكيميائي للعنصر .

أعداد الكم

أستنتج العلماء من نظرية الكم أنه بالإمكان وصف ترتيب الالكترونات في مستويات الطاقة حول النواة باستخدام أربعة أعداد سميت بأعداد الكم وهي :

1- عدد الكم الرئيسي

أهميته : يمثل مستوى الطاقة الرئيسي و يأخذ قيماً صحيحة موجبة (1,2,3) ويدل كل رقم على مستوى رئيسي معين .

- يمثل المسافة النسبية لمستوى الطاقة عن النواة , حيث كلما زادت قيمة (n) تزداد طاقة الإلكترون وبعده عن النواة .
- ولحساب العدد الأقصى من الالكترونات في كل مستوى طاقة رئيسي n من العلاقة $2n^2$.

2- عدد الكم الثانوي (L)

قيمة L	رمز المستوى الفرعي
0	s
1	p
2	d
3	f

الجدول 1-2 الأحرف التي تدلّ على مستويات الطاقة الفرعيّة بحسب قيم L.

- أهميته : يدل على شكل الفلك .
- ويدل على أعداد مستويات الطاقة الفرعية في كل مستوى طاقة رئيسي و تأخذ قيم صحيحة بين 0 وقيمه (n-1) .

3- عدد الكم المغناطيسي (m)

أهميته : عدد الأفلاك بكل مستوى فرعي (s , p , d , f) , حيث تعتمد قيم هذا العدد على قيمة عدد الكم الثانوي (L) . قيم عدد الكم المغناطيسي هي : (+L الى -L) = m .

- يدل على الاتجاه الفراغي للأفلاك .
- ولحساب عدد الأفلاك للمستويات الفرعية (s , p ,d ,f) : $m = 2L + 1$.
- لحساب عدد الأفلاك لمستوى الطاقة الرئيسي (n) : $m = n^2$.

ملحوظة مهمة : يتسع الفلك الواحد لإلكترونين فقط .

تدريب : كم عدد الأفلاك و الإلكترونات في كل من المستوى الفرعي (s) و (p) ؟

رمز المستوى الفرعي	قيمة L
s	0
p	1
d	2
f	3

بالتعويض في العلاقة : (2XL+1) .

عدد الأفلاك للمستوى الفرعي S = (2X0 + 1) = 1 فلك .

- بما أن الفلك الواحد يتسع لإلكترونين , إذن يتسع المستوى الفرعي (S) على إلكترونين .

عدد الأفلاك للمستوى الفرعي (P) = (2X1 + 1) = 3

3 أفلاك ويتسع للعدد (6) من الإلكترونات .

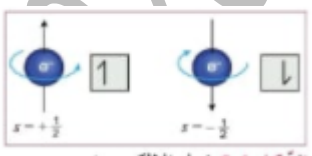
- كما يتضح هنا أنه إذا كان عدد الكم الثانوي L = 1 فإنه يمثل المستوى الفرعي P و بالتالي فإن قيم m (-1 , 0 , +1) أي أن لديه ثلاثة أفلاك وهي Px , Py , Pz .

تدريب : كم عدد الأفلاك و الإلكترونات و قيم m للمستوى الفرعي d ؟

4- عدد الكم المغزلي (S) :

أهميته : يعبر عن أتجاه دوران (غزل) الالكترون حول نفسه .

- تكون حركة الإلكترون المغزلية في أحد الإتجاهين المتعاكسين و تأخذ احدى القيمتين التاليتين ($+\frac{1}{2}$) , ($-\frac{1}{2}$) مع أو عكس عقارب الساعة .



الشكل 1-8 غزل الإلكترون.

تدريب : ما عدد الأفلاك m لمستوى الطاقة الرئيسي n=3 ؟

a-1 b-4 c- 9 d- 16

تدريب : علل لا يتنافر الإلكترونين الموجودين في الفلك الواحد ؟

نشأت المحسيري 50262519

الشّكل 1-8. يبيّن الجدول 1-3 أعداد الكمّ لأوّل ثلاثة مستويات طاقة.

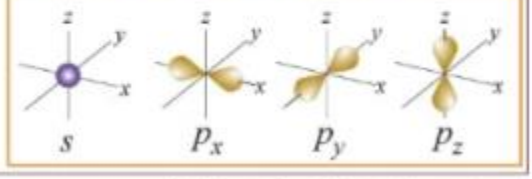
أعداد الكمّ الأربعة	n	ℓ	m	s
القيم المتاحة	1	0	0	$-\frac{1}{2}$, $+\frac{1}{2}$
	2	0	0	$-\frac{1}{2}$, $+\frac{1}{2}$
		1	-1, 0, 1	$-\frac{1}{2}$, $+\frac{1}{2}$
	3	0	0	$-\frac{1}{2}$, $+\frac{1}{2}$
		1	-1, 0, 1	$-\frac{1}{2}$, $+\frac{1}{2}$
		2	-2, -1, 0, 1, 2	$-\frac{1}{2}$, $+\frac{1}{2}$

❖ أشكال الأفلاك و المستويات الفرعية :

- الفلك : هو المنطقة التي يمكن أن يوجد فيها الإلكترون حول نواة الذرة .

النوع	s	p			d				
ℓ	0	1			2				
m	0	-1	0	1	-2	-1	0	1	2
$n=3$	3s	$3p_x$	$3p_y$	$3p_z$	$3d_{xy}$	$3d_{yz}$	$3d_{z^2}$	$3d_{zx}$	$3d_{x^2-y^2}$
$n=2$	2s	$2p_x$	$2p_y$	$2p_z$					
$n=1$									

أشكال المستويات الفرعية
s و p_x ،p_y ،p_z في نظام ثلاثيّ الأبعاد



الجدول 1-4 أعداد الكمّ وأنواع الأفلاك.

❖ نلاحظ من هذا الجدول أن :

- المستوى الفرعي S : له قيم $m = 0 , L = 0$.
- المستوى الفرعي P : له قيم (-1 , 0 , +1) $m = 3$, $L = 1$.

نلاحظ أن :

المستوى الرئيسي $n = 1$ يحتوي فقط على مستوى فرعي واحد وهو 1s وله أعداد الكم ($n=1 , L = 0 , m = 0$) .

ونلاحظ ان : المستوى الرئيسي $n=2$ يحتوي على مستويين فرعيين هما 2S وله الأعداد الكمية ($n=2 , L = 0 , m= 0$) و 2P ذو الأعداد الكمية (+1 , 0 , -1) $m =$, $L = 1$, $n=2$) .

تدريب 1: حدد أعداد الكم ((n , L , m)) للإلكترون الموجود في 2S ؟

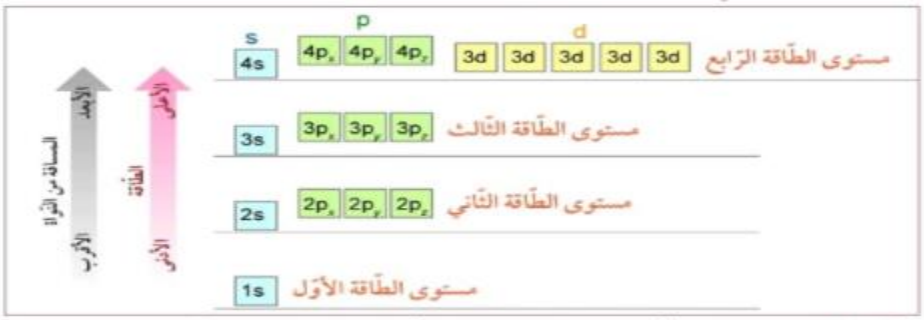
تدريب 2 : حدد موقع الإلكترون الذي يحمل الأعداد الكمية التالية (n , L , m) = (2 , 1 , 1) ؟

❖ مستويات الطاقة :

- لكل الكترون في الذرة 4 أعداد كمية تخصه ((تجسد هويته)) .
- القاعدة الأساسية لميكانيكا الكم هي : لا يوجد إلكترونان في نفس الذرة لهما قيم أعداد الكم الأربعة نفسها , و تعرف هذه القاعدة بمبدأ الإستبعاد لباولي .

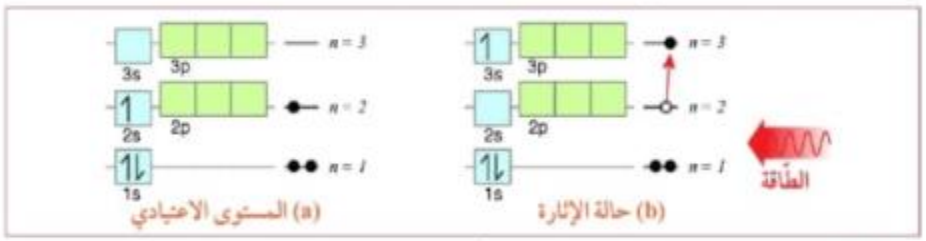
لتوضيح الفكرة :

فإن الفلك 1S هو الأقرب للنواه و طاقته هي الأدنى ((مستوى الطاقة الأول)) و أن الفلك 2S في المستوى الطاقة الثاني ((له طاقة أعلى من 1S و أبعد عن النواة)) .



الشّكل 1-9 تتوافق مستويات الطّاقة مع متوسّط المسافة لبعد كلّ إلكترون من قوّة جذب النّواة.

- نجد أن كما في الشكل , أن عدد الإلكترونات في كل مستوى طاقة يبين ترتيب العناصر من كل دورة في الجدول الدوري .



الشّكل 1-12 المستوى الاعتياديّ وحالة الإثارة لذرّة اللّيثيوم.

تدريب 1 : أي من هذه العناصر لديها في الفلك S الكترون واحد ؟

a- البورون B_5 b- الأكسجين O_8 c- الهيدروجين H_1 d- المغنيسيوم Mg_{12}

تدريب 2 : كم عدد الالكترونات في مستوى الطاقة الثاني n= 2 ؟

a -2 b -4 c -8 d -18

تدريب 3 : أي الفلكين أعلى طاقة 1S أم 2S ؟

تدريب 4 : ما عدد الالكترونات التي يمكنها أن تشغل مستويات الطاقة الرئيسية عندما يكون :

a- n = 1 . b- n=3 .

تدريب 5 : ما هو الفلك الذي لديه أعداد الكم الأربعة الأتية :

(n , L , m , s) = (2 , 1 , 1 ,-1\2) ؟

تدريب 6 : ما العلاقة بين بعد المستوى عن النواة وطاقة المستوى ؟

نشأت المحسيري 50262519

من طلب المجد سهر الليالي

الدرس الثاني

التوزيع الإلكتروني

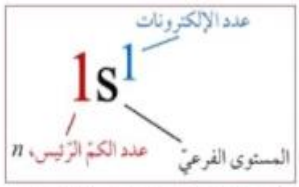
❖ كل ما اتجهنا الى أعلى زاد بعد المستوى عن النواة و بالتالي زادت طاقته وزادت سعته بالإلكترونات .

❖ التوزيع الإلكتروني :

- طريقة متكاملة تشرح كيفية توزيع الإلكترونات في مستويات الطاقة الفرعية ((S , P , d , F)) .

- مثال : التوزيع الالكتروني لعنصر الهيدروجين هو 1S , حيث يمثل الرقم الأول 1 عدد الكم الرئيسي (n) . أما الحرف S فيحدد نوع المستوى الفرعي , و بالتالي الرقم العلوي 1 يحدد عدد الالكترونات الموجودة في الفلك 1S .

- فمن المعروف أن ذرات العناصر تختلف من حيث العدد الذري ((عدد الالكترونات)) , ولذلك نجد أن كل ذرة عنصر , لها تركيب الكتروني خاص بها ويختلف عن تركيب باقي العناصر الأخرى .



الشكل 1-14 كيفية قراءة التوزيع الإلكترونيّ.

❖ القاعدة العامة لتوزيع الالكترونات أنها تحتل المستويات الفرعية بحيث :

1- تنتظم الالكترونات في الذرة في مستوى له أقل طاقة ممكنة .

2- يطبق مبدأ الإستبعاد بحيث لا يمكن ان تجد الكترونان في الذرة نفسها لها نفس أعداد الكم الأربعة .

أولاً : مبدأ أوفباو للبناء التصاعدي :

هو مبدأ مختص بقواعد توزيع الالكترونات في الأفلاك , حيث تتوزع الإلكترونات على مستويات الطاقة الرئيسية والفرعية بحسب الترتيب التصاعدي من حيث الطاقة .

- أي يتم : ملء الأفلاك الأقل في الطاقة أولاً حتى يكتمل عدد الالكترونات للعنصر , بحيث تكون جميع مستويات الطاقة الداخلية ممتلئة كلياً , أما مستوى الطاقة الخارجي فيمكن أن يكون غير ممتلئ كلياً .

نشأت المحسيري 50262519

❖ كيفية كتابة التوزيع الالكتروني وفقاً لمبدأ البناء التصاعدي .

الشكل 1-17 طريقة ترتيب الإلكترونات في مستويات الطّاقة، وعدد الإلكترونات الإجماليّ لكلّ مستوى فرعيّ.

- لتحديد التوزيع الالكتروني لذرة ما يجب أن نعرف كيفية ترتيب الافلاك في مستويات الطاقة الرئيسية .
- لإستخدام المخطط عليك ابدئ بالفلك 1S ثم اتبع الأسهم من أسفل الى أعلى ومن يمين السهم الى اليسار .

مثال : كيف تتوزع الالكترونات في ذرة كل من عنصري : الليثيوم Li_3 و الأكسجين O_8 ؟

Li_3 :

O_8:

K_{19} :

تدريب : كيف تتوزع الالكترونات للعناصر التالية :

Na_{11} :

Si_{14} :

N_7 :

Ca_{20} :

50262519 نشأت المحسيري

ثانياً : قاعدة هوند :

أفلاك (P) الثلاثة Px , Py , Pz متساوية في الطاقة , وذلك لوجودها على مسافة متساوية من النواة , ومنعاً لتنافر الكتروناتها , فإنها تملأ بالالكترونات بشكل فردي أولاً قبل أن تمتلئ بصورة مزدوجة , وبذلك تجعل التنافر بين الالكترونات في حده الأدنى , هذا ما يسمى **بقاعدة هوند** Hunds rule :

- قاعدة هوند : لا يحدث ازدواج بين إلكترونين في مستوى فرعي إلا بعد أن تشتغل الأفلاك بشكل فردي أولاً .

مثال توضيحي :

حسب قاعدة هوند	التوزيع الالكتروني	العناصر
		البورون B_5
		الكربون C_6
		النيتروجين N_7
		الأكسجين O_8

تدريب : أكتب التوزيع الالكتروني لذرات العناصر الفلور F9 و الصوديوم Na11 , وحسب قاعدة هوند ؟

F_9 :

Na_{11} :

تدريب : تحتوي ذرة العنصر ((Y)) في حالتها المستقرة على 4 الكترونات في مستوى الطاقة الرئيسي الثالث , أكتب التوزيع الالكتروني لهذا العنصر بطريقة البناء التصاعدي ؟

نشأت المحسيري 50262519

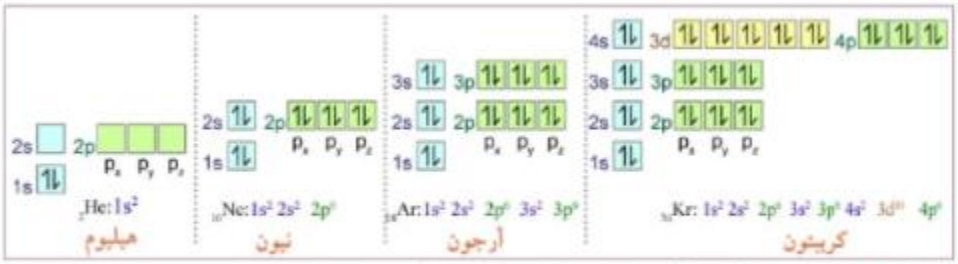
أولاً

التوزيع الالكتروني للغازات النبيلة ((الخاملة)) :

- العناصر الأربعة الأخف كتلة من الغازات النبيلة على التوالي هي :

1- الهيليوم He , 2- النيون Ne , 3- الأرجون Ar , 4- الكربتون Kr .

- هذه العناصر لا ترتبط كيميائياً بأي من عناصر الجدول الدوري الأخرى ((مع بعض الاستثناءات النادرة)) .



الشكل 1-18 مستويات الطاقة لكلّ من الغازات النبيلة الأربعة الأولى.

❖ ما العامل المشترك في التوزيع الالكتروني لهذه العناصر الخاملة ؟

لاحظ التوزيع الالكتروني :

$He_2 : 1S^2$, $Ne_{10} : 1S^2 2S^2 2P^6$, $Ar_{18} : 1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6$

يكون مستوى الطاقة الأخير لها ممتلئ بالإلكترونات .

❖ العناصر التي لديها مستويات طاقة ممتلئة كلياً , يكون لها أدنى طاقة كامنة للذلك لا تكون روابط كيميائية .

ثانياً

التوزيع الالكتروني لعناصر المجموعة الأولى و الثانية :

❖ الفلزات القلوية : عناصر المجموعة الأولى .
❖ الفلزات القلوية الأرضية : المجموعة الثانية .

- تفقد الالكترونات بسهولة , فذرة الصوديوم تكون أيوناً موجباً (Na^+) عندما تفقد الالكترون الوحيد لديها في المستوى الطاقة الأعلى .
- أما ذرة البيريليوم فلديها قدرة فقدان إلكترونين إثنين لتكون الأيون الموجب الشحنة (Be^{+2}) هذه الخصائص تأتي مباشرة من ترتيب الإلكترونات لكل ذرة .

50262519 نشأت المحسيري

❖ لاحظ أن : المدار الأخير لعناصر المجموعة الأولى ((القلوية)) يوجد به الكترون واحد مفرد في المدار الفرعي (ns^1) باختلاف العناصر ورقم الدورة في الجدول الدوري .

$Li_3 \longrightarrow 2S^1$, $Na_{11} \longrightarrow 3S^1$, $K_{19} \longrightarrow 4S^1$

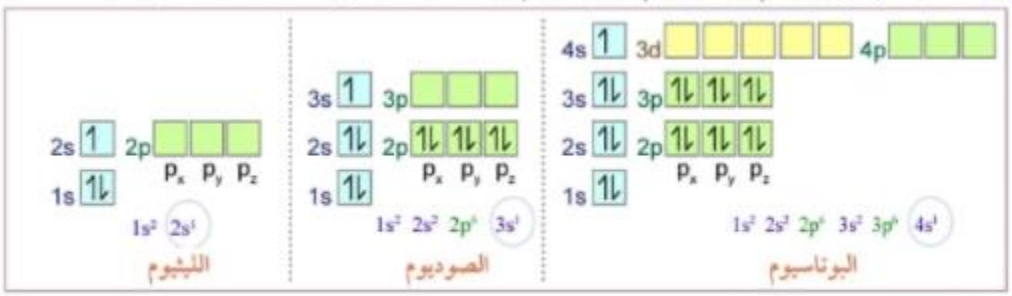
✓ تفقد ذرات هذه العناصر " إلكتروناً واحداً " ليصبح لديها توزيع الكتروني مستقر شبيه بالتوزيع الإلكتروني لذرات الغازات النبيلة .

✓ لهذا يكون كل من ((الليثيوم و الصوديوم و البوتاسيوم)) روابط كيميائيو من خلال انتقال أو فقد إلكترون واحد .

- الشكل التالي يوضح التوزيع الالكتروني لأيونات هذه العناصر :

$Li_3 : 1S^2 2S^1$, Na_{11} : , K_{19} :

$Li^+ : 1S^2$, Na^+ : , K^+ :



الشّكل 1-20 للفلزات القلويّة كلّها إلكترون واحد في المستوى الفرعيّ (s).

❖ عناصر المجموعة الثانية ((2A)) : و تسمى عناصر الفلزات القلوية الأرضية و ينهي التوزيع الالكتروني لها (2n2) ومن أمثلتها :

البيريليوم (Be) , المغنيسيوم (Mg) , الكالسيوم (Ca) .

$Be_4 : 1S^2 2S^2$, Mg12: , Ca20 :

✓ تلاحظ أن يوجد الكترونان اثنان في المستوى الفرعي (S) , ولذلك تميل هذه العناصر لفقد زوج الالكترونات ليصبح تركيبها مقارب لأقرب غاز خامل وتكون أيون ثنائي موجب مثل :
Be^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+} .

ثالثاً الهالوجينات ((عناصر المجموعة 17)) :

- الهالوجينات ((عناصر المجموعة 17)) تتضمن الفلور F , الكلور Cl , البروم Br , اليود I . هذه العناصر شديدة التفاعل , و تقع في العمود الذي يسبق مجموعة الغازات النبيلة في الجدول الدوري .
- تميل الهالوجينات الى كسب الالكترونات بدلاً من فقدانها , على عكس الفلزات .

✓ التوزيع الالكتروني للهالوجينات الثلاث الأولى :

$F_9 : 1S^2 2S^2 2P^5$, Cl_{17} : , Br_{35} :

سؤال : فسر العبارة التالية : تكون الهالوجينات رابطة كيميائية واحدة فقط ؟

- لأن عناصر المجموعة 17 ((الهالوجينات)) ينتهي مستوى الطاقة الأخير لذرات عناصرها ب 7 إلكترونات (ns^2np^5) فتميل لاكتساب إلكترون ليصبح مدارها الأخير مكتمل مماثل لأقرب غاز نبيل , وتكون أيون أحادي سالب . مثل : أيون الكلوريد Cl^- و لذلك تستطيع تكوين رابطة واحدة فقط .

✓ لدى حصول الهالوجينات على الكترون واحد , تحقق أدنى مستوى طاقة وذلك بحصولها على ترتيب الكتروني مستقر أي أعلى مستوى طاقة ممتلئ .
✓ وبالتالي يحقق جذب الإلكترون طاقة أفضل للذرات , مما يفسر النشاطية الشديدة للهالوجينات , وعدم وجودها كعناصر نقية في الطبيعة .

❖ تكون الهالوجينات مركبات أيونات بسهولة , من خلال كسب إلكترون واحد من عنصر أخر , وبما أنها تحتاج الى إلكترون واحد لتصل الى مستوى طاقة ممتلئ فإنها تستطيع تكوين أيون الهاليد السالب مثل : F^- , Cl^- , Br^- , I^- .

نشأت المحسيري 50262519

تدريب 1 : كتب طالب التوزيع الإلكتروني الأتي :

$1S^2 2S^1 2P^6 3S^1 3P^1$

1- حدد خطأ الطالب , واكتب التوزيع الإلكتروني الصحيح لهذا العنصر المكون من عدد الإلكترونات ذاته , علل اجابتك .

2- الى إي مجموعة ينتمي هذا العنصر . فسر اجابتك .

تدريب 2 : أي من العناصر الواردة أدناه ينتهي توزيعه الالكتروني $4S^2$ ؟

Mg_{12} , F_9 , Ca_{20} , O_8 , N_7

تدريب 3 : اكتب التوزيع الالكتروني للعناصر التالية :

Al13 :

Cl 17 :

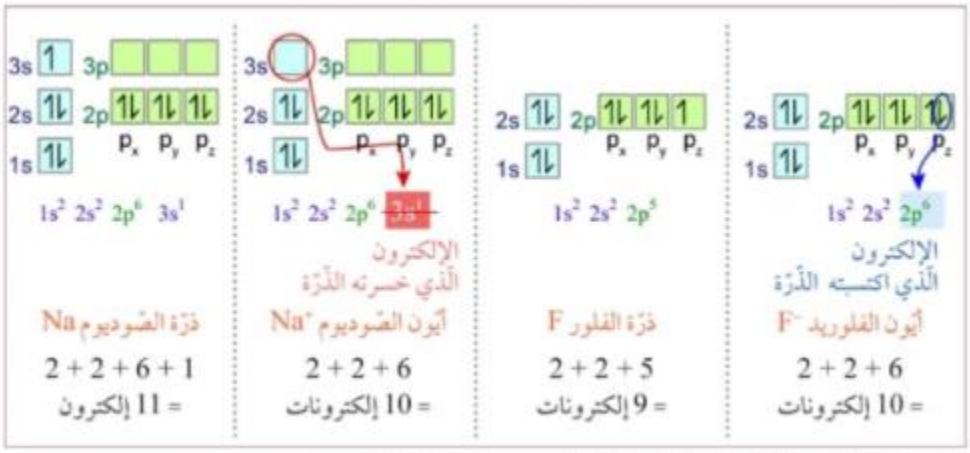
N7:

K19 :

نشأت المحسيري 50262519

رابعاً

التوزيع الإلكتروني للأيونات :



الشّكل 1-23 التّوزيع الإلكترونيّ لكلّ من أيون الصّوديوم Na^+ وأيون الفلوريد F^-.

ما هو الأيون ؟

هو ذرة فقت أو أكتسبت إلكترونات و بالتالي يختلف عدد الإلكترونات فيها عن البروتونات .

مثال (1) عنصر الصوديوم يمتلك 11 الكترون و توزع كالتالي :

$Na_{11} : 1S^2 2S^2 2P^6 3S^1$

- أيون الصوديوم يتكون بفقد الكترون بالتالي يمتلك الأيون 10 الكترونات فقط بحذف الكترون الأخير في 3S وبذلك يقل عدد الالكترونات في أيون الصوديوم عن عدد البروتونات بواحد .

✓ بعد فقد الالكترون يصبح الأيون مشابه للتوزيع الإلكتروني للنيون Ne_{10} .

$Na^+ : 1S^2 2S^2 2P^6$

مثال (2) : عنصر الفلور يمتلك 9 الكترونات و توزيع كالتالي :

$F_9 : 1S^2 2S^2 2P^5$

- أيون الفلوريد يكون , باكتساب الكترون و بالتالي يمتلك الأيون 10 الكترونات بإضافة الكترون أخر الى (2P) و بذلك يزداد عدد الإلكترونات في أيون الفلوريد عن عدد البروتونات بواحد .

✓ بعد اكتساب الإلكترون يصبح الأيون مشابه للتوزيع الإلكتروني للنيون Ne_{10} .

$F^- : 1S^2 2S^2 2P^6$

50262519 المحسيري

تدريب 1 : 1- ما التوزيع الالكتروني لأيون المغنيسيوم Mg^{2+} ؟

2- ما أقرب غاز نبيل ((خامل)) يماثل التوزيع الإلكتروني لأيون الكالسيوم Ca_{20} ؟

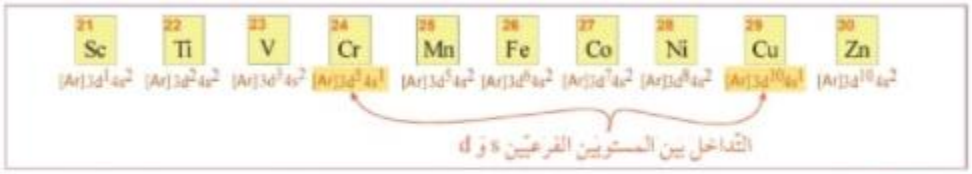
- الذرات تفقد إلكترونات , أو تكسبها لتحصل على التوزيع الالكتروني للغاز النبيل الأدنى بالطاقة , جميعها متساوية في عدد الإلكترونات أي ان لديها التوزيع الإلكتروني نفسه .

خامساً

الفلزات الانتقالية ((السلسلة الانتقالية الأولى)) :

سؤال : أين تقع السلسلة الانتقالية الأولى داخل الجدول الدوري ؟

- تقع الفلزات الانتقالية في وسط الجدول الدوري وينتهي توزيعها الالكتروني بالمستوى الفرعي d .



الشّكل 1-24 التّوزيع الإلكترونيّ لفلزات السلسلة الانتقالية الأولى. لاحظ التّداخل بين المستويين الفرعيّين s و d.

سؤال : ما التوزيع الإلكتروني للمنغنيز Mn_{25} ؟

$Mn_{25} : 1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 \underline{4S^2 3d^5}$

- نلاحظ أن 4S يملأ قبل 3d لكن ما السبب ؟؟
- سؤال : لماذا يملأ المستوى الفرعي 4S قبل المستوى الفرعي 3d ؟

لأن طاقة المستوى الفرعي (4S) أقل من طاقة المستوى الفرعي (3d) و بالتالي , يملئ أولاً بالالكترونات .

نشأت المحسيري 50262519

❖ بزيادة العدد الذري داخل السلسلة بفضل التوزيع بالطريقة المختصرة لأقرب غاز نبيل ((خامل))
, إذا درسنا التوزيع الالكتروني لعنصر السكانديوم Sc_{23} على سبيل المثال :

$Sc_{23} : [Ar]^{18}4S^{2}3d^{1}$, $Sc_{23} : \underline{1S^{2}2S^{2}2P^{6}3S^{2}3P^{6}}4S^{2}3d^{1}$

تدريب : ما التوزيع الالكتروني للحديد Fe_{26} باستخدام البناء التصاعدي و الغاز النبيل ؟

❖ حالات خاصة للتوزيع الإلكتروني في السلسلة الانتقالية الأولى :
- نتيجة تقارب الطاقة و التداخل بين المستويان الفرعيان S , d , نجد أن التوزيع الالكتروني لكلاً من الكروم Cr_{24} و النحاس Cu_{29} عن باقي العناصر في السلسلة الانتقالية الأولى :

فيكون توزيع الكروم $Cr_{24} : [Ar]^{18}4S^{1}3d^{5}$ بدلاً من $Cr_{24} : [Ar]^{18}4S^{2}3d^{4}$.

- ويكون توزيع النحاس $Cu_{29}: [Ar]^{18}4S^{1}3d^{10}$ بدلاً من $Cu_{29}: [Ar]^{18}4S^{2}3d^{9}$.

وبالتالي يكون الفلك S نصف ممتلئ و d ممتلئ فيكون العنصر أكثر استقراراً و أقل طاقة .

❖ تكون الذرة في وضع أكثر استقراراً و أقل طاقة عندما يكون المستوى الفرعي d نصف ممتلئ (d^{5}) بالالكترونات أو ممتلئ (d^{10}) , أو فارغ من الالكترونات (d^{0}) .

تدريب : 1- ما التوزيع الالكتروني لعنصر التيتانيوم Ti_{22} ؟

2- فسر : حيود التوزيع الإلكتروني للكروم Cr_{24} عن باقي عناصر السلسلة الإنتقالية الأولى ؟

3- فكر : ما التوزيع الالكتروني لأيون الفناديوم V^{+3} ؟ V_{23} .

نشأت المحسيري 50262519

سادساً إلكترونات التكافؤ :

سؤال : ما هي الكترونات التكافؤ Valence electrons ؟

هي الإلكترونات الموجودة في أعلى مستوى طاقة في ذرة عنصر ((مستوى الطاقة الأخير)) .

سؤال : كيف نحدد عدد الكترونات التكافؤ؟

1- نقوم بالتوزيع الإلكتروني للعنصر .

2- لا نحسب الالكترونات في مستويات الطاقة الداخلية الممتلئة كلياً بالإلكترونات .

3- نحسب عدد الالكترونات في مستوى الطاقة الرئيسي الخارجي .

مثال : ما عدد الكترونات التكافؤ في العناصر التالية

الكلور Cl_{17} :

الكالسيوم Ca_{20} :

❖ علماً أن جميع الكترونات في الطبقات الداخلية مرتبطة بنواة الذرة ارتباطاً شديداً , مما يجعلها لا تسهم في تكوين الروابط الكيميائية .

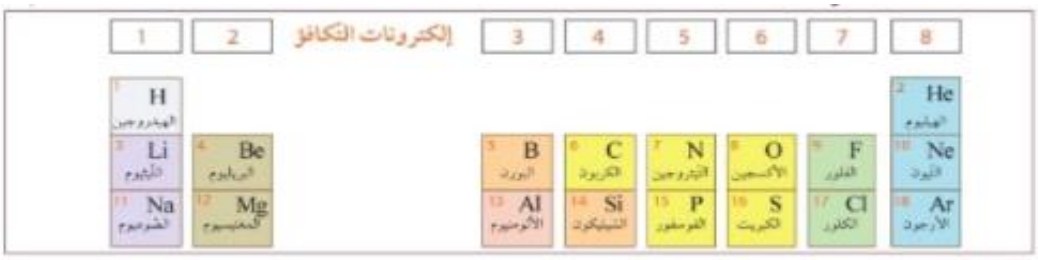
تدريب : ما عدد إلكترونات التكافؤ لكل من العناصر التالية ؟

O8 : Mg12 :

Ar18 : P15 :

نشأت المحسيري 50262519

- ملحوظة : لزيادة العدد الذري في الجدول الدوري من اليسار الى اليمين تزداد الكترونات التكافؤ لتبدأ من 1 الى 8 في الغازات النبيلة ما عدا الهيليوم ينتهي ب 2 :



الشكل 1-25 إلكترونات التكافؤ تختلف عبر الجدول الدّوريّ.

❖ الكترونات التكافؤ هي الالكترونات الموجودة في أعلى مستوى طاقة ممتلئ بالكامل أو جزئياً .

سؤال : ما الفرق بين إلكترونات التكافؤ و التكافؤ , لنتعرف على مفهوم التكافؤ ؟

- التكافؤ : هو عدد الالكترونات التي يمكن أن يفقدها أو يكتسبها أو تشارك بها الذرة لتكوين الروابط الكيميائية .

- لتوضيح الفرق بين إلكترونات التكافؤ و التكافؤ , أدرس المثال :

	التوزيع الإلكتروني	$2p_z$ $2p_y$ $2p_x$	1s 2s	إلكترونات التكافؤ	التكافؤ
النيتروجين	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	1 1 1	↿⇂ ↿⇂	5	3
الأكسجين	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$	↿⇂ 1 1	↿⇂ ↿⇂	6	2
الفلور	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$	↿⇂ ↿⇂ 1	↿⇂ ↿⇂	7	1

الجدول 1-7 الكترونات التكافؤ و التكافؤ لبعض العناصر .

❖ لقاعدة ((هوند))أهمية كبيرة في توضيح الترابط الكيميائي , حيث أن الإلكترونات غير المزدوجة في الأفلاك هي التي تكون الروابط الكيميائية فقط .

- مثل : النيتروجين (N) يكون 3 روابط كيميائية بينما الكلور (Cl) يكون رابطة فقط .

نص قاعدة هوند

لا يحدث ازدواج بين إلكترونات في مستوى فرعي إلا بعد أن تشغل الافلاك بشكل فردي أولاً .

تدريب : 1- مستخدم قاعدة هوند , أكتب التوزيع الالكتروني للبوتاسيوم K_{19} ؟

2- ما عدد الروابط التي قد يكونها البوتاسيوم ؟

تدريب : ما تكافؤ وعدد الكترونات التكافؤ في ذرة الأكسجين O_8 ؟

هناك إستثنائات يوجد استثناء كما في التوزيع الإلكتروني للكربون C_6 نجد تكافؤ هذا العنصر هو (6) بدلاً من (2) . و كذلك البورون B_5 : نجد أن تكافؤه (3) .

- وذلك بسبب تداخل يحدث بين المستويين الفرعيين S , P ((كما يوضح الشكل التالي)) للوصول لأقل طاقة ممكنة وبالتالي تصبح الذرة أكثر استقراراً .

الشكل 1-26 التّداخل بين المستويين الفرعيّين s و p في ذرّتي العنصرين: الكربون والبورون.

سابعاً مخططات تمثيل لويس النقطي للإلكترونات :

- بعد ما درست إلكترونات التكافؤ ننتقل إلى التمثيل النقطي للعالم لويس لإلكترونات التكافؤ في صورة نقط حول رمز العنصر .

مثال : أكتب التوزيع الالكتروني , قاعدة هوند , مخطط توزيع لويس النقطي لل الاكسجين O_8 ؟

نشأت المحسيري 50262519

تدريب : أكتب التوزيع الالكتروني , قاعدة هوند , مخطط توزيع لويس النقطي لكل من العناصر التالية :

1- S_{16} :

2- C_6 :

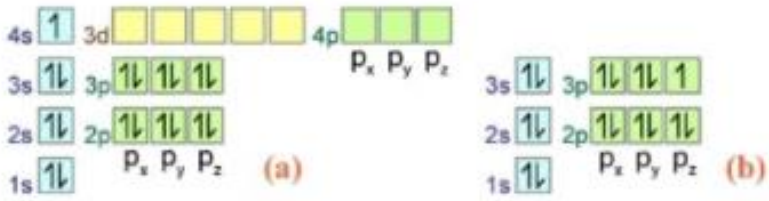
❖ يتكرر التمثيل النقطي في الدورة الثانية و الثالثة و تبدأ النقاط من 1 الى 8 .

- بينما الدورة الأولى تنتهي ب 2 فقط في الهيليوم . أنظر الشكل .

- تذكر من أهمية قاعدة هوند تحديد الإلكترونات المفردة هي التي تكون الروابط إذاً فإن من تمثيل لويس يمكن التنبؤ بعدد الروابط المحتملة :

تدريبات على الدرس

تدريب 1 : للترتيبات الالكترونية (a , b) المبينة في المخطط أدناه :



1- أكتب رموز هذين العنصرين ؟

2- اكتب التوزيع الالكتروني لكل منهما بطريقة أوفباو ؟

3- حدد عدد الكترونات التكافؤ لكل عنصر , استنتج تكافؤ كل منها ؟

4- أكتب تمثيل لويس النقطي لكل منها ؟

تدريب 2 : كتب طالب التوزيع الإلكتروني الأتي : $1S^2 2S^1 2P^6 3S^1 3P^1$, حدد خطأ الطالب , واكتب التوزيع الإلكتروني الصحيح لهذا العنصر المكون من عدد الإلكترونات ذاته , علل إجابتك .

تدريب 3 : استخدم مخططات تمثيل لويس النقطية للإلكترونات المبينة أدناه , و قائمة العناصر المرفقة المطابقة للعنصر الصحيح مع مخطط لويس التابع له :

البورون	المغنيسيوم	الأكسجين	الأرجون	الفسفور	السيليكون

نشأت المحسيري 50262519

الدرس الثالث

الروابط الكيميائية :

❖ الرابطة الكيميائية : عبارة عن قوة تجاذب تنشأ بين ذرتين أو أكثر .

- تتكون الروابط الكيميائية جميعها بسبب وجود مسافة فاصلة بين الشحنات لتتطور بين الذرات المجاورة , بحيث تؤدي هذه المسافة الفاصلة بين الشحنات الى نشوء تجاذب إلكتروستاتيكي .

الروابط الكيميائية

1- التساهمية : رابطة تنشأ بين اللافلزات .

أ- أحادية مثل H_2 , H-H .

ب – ثنائية مثل O_2 , O=O .

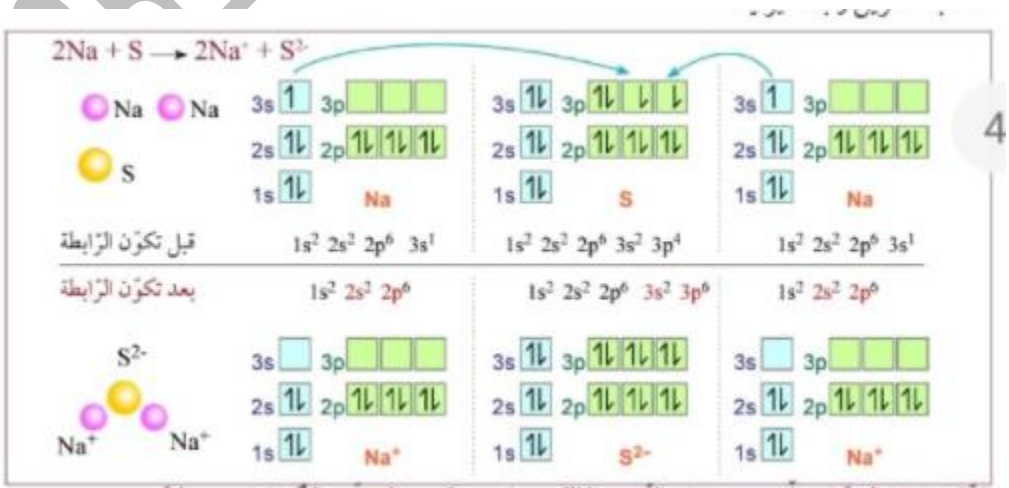
ج – ثلاثية مثل N_2 , N≡ N .

2- فلزية : ذرات الفلز مع بعضها البعض .

3 – أيونية : لا فلز مع فلز .

❖ الروابط و التوزيع الإلكتروني .

- التغيرات في التوزيع الالكتروني لتوضيح كيفية ترابط الذرات لتكوين المركبات .



الشكل 1-32 التغيّرات الّتي تحدث في التّوزيع الإلكترونيّ عند تكوين المركّب الأيونيّ كبريتيد الصّوديوم.

سؤال : ما سبب ارتباط ذرتي هيدروجين بذرة أكسجين لتكوين جزيء الماء H_2O ؟

- أو ما الذي يفسر أن الصيغة الكيميائية للماء هي H_2O وليس صيغة أخرى تعبر عن نسبة أخرى بين العناصر المكونة للماء ؟

❖ قاعدة الثمانية Octet rule :

- تفسر قاعدة الثمانية كيفية ترابط الذرات فيما بينها لتكوين المركبات .
- تنص القاعدة على أن الذرات تكتسب الإلكترونات أو تفقدها أو تشارك بها لتصل الى ثمانية الكترونات تكافؤ في مستوى طاقتها الأخير .

❖ تميل معظم الذرات الى تكوين روابط كيميائية لكي تصل الى حالة يكون عندها عدد إلكترونات التكافؤ يساوي 8 , و تسمى هذه الحالة قاعدة الثمانية .

تدريب : 1- لماذا لا تكون الغازات النبيلة الروابط بشكل طبيعي ؟

2- كيف يمكن أن يصل فلز البوتاسيوم K_{19} للاستقرار وما هو الغاز النبيل الأقرب له في التركيب الإلكتروني ؟

نشأت المحسيري 50262519

❖ تكوين مركب أكسيد المغنيسيوم :

Mg_{12} : O_8 : قبل الترابط .

Mg^{2+} : O^{2-} : بعد الترابط .

$Mg^{2+}O^{2-}$

❖ ما المقصود بالرابطة الأيونية ؟
❖ ما هي العناصر المكونة للمركبات الأيونية ؟

- الأيونات : تميل الذرات المتعادلة الى فقد أو اكتساب الالكترونات من دون تغيير في النواة الموجبة لتصل للاستقرار الكيميائي ويتكون ما يعرف بالأيون .

((جسيم يحمل شحنة كهربائية , إذ يمكن أن يكون في هيئة ذرات منفردة , أو مجموعة من الذرات المترابطة بروابط تساهمية مثل : NO_3^- , NH_4^+)) .

- تصبح الأيونات مشحونة بشحنة موجبة عندما يكون عدد الإلكترونات أقل من عدد البروتونات كما في أيوني الصوديوم والمغنيسيوم .
- تصبح الأيونات مشحونة بشحنة سالبة عندما يكون عدد الإلكترونات أكبر من عدد البروتونات كما في أيوني الكلوريد و الفلوريد .

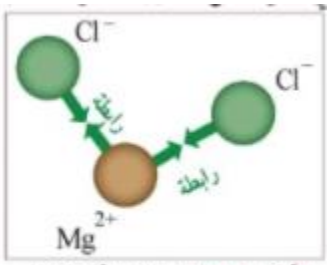
الشكل 1-39 تتكوّن الأيونات عندما يكون عدد الإلكترونات أقلّ من عدد البروتونات، أو أكثر منها بقليل.

✓ الفلزات عادتاً تكون شحنتها موجبة بعدد الالكترونات المفقودة .
✓ اللافلزات عادتاً تكون أيونات شحنتها سالبا بعدد الالكترونات المكتسبة .

نشأت المحسيري 50262519

الروابط الأيونية

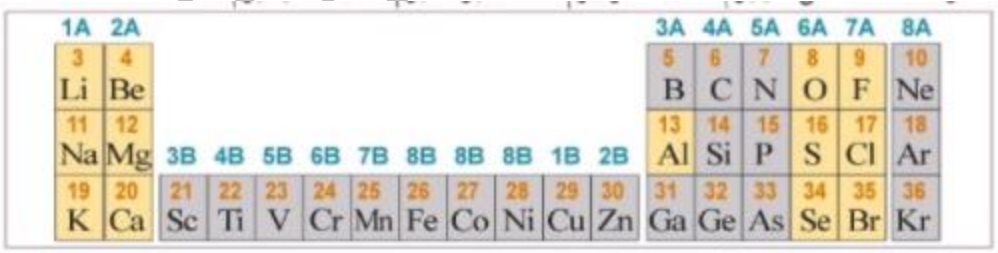
- تؤدي عملية انتقال الالكترونات من ذرات العناصر الفلزية الى ذرات العناصر اللافلزية الى تكون الأيونات الموجبة و السالبة .
- تتحد الأيونات فيما بينها بقوة جذب إلكتروستاتيكية مكونة الرابطة الأيونية .
- يكون المركب الأيوني الناتج متعادل متعادل كهربياً ((العدد الكلي للبروتونات يكون مساوياً لعدد الإلكترونات)) .



الشكل 1-40 الرابطتان الأيونيتان في المركب $MgCl_2$.

- ✓ عند جمع الالكترونات في المركب للأيونين ينتج لدينا 20 إلكترون سالب .
- ✓ عند جمع البروتونات في المركب الأيوني ينتج لدينا 20 بروتون موجب .
- ✓ أي أن الشحنات متساوية و المركب متعادل كهربائياً .
- ✓ يجري تحديد نسبة الأيونات في المركب الأيوني بحسب المتطلبات التي تجعل ذلك المركب متعادل كهربائياً .
- ✓ وعليه يحتاج أيون المغنيسيوم (Mg^{2+}) إلى أيوني كلوريد (Cl^-) لموازنة شحنته الموجبة فتكون الصيغة الكيميائية لمركب كلوريد المغنيسيوم الناتج $MgCl_2$.

العناصر المكونة للمركبات الأيونية



الشكل 1-41 العناصر الشائعة التي تكوّن مركّبات أيونيّة ثنائيّة.

- تميل عناصر المجموعتين 1A , 2A وبعض عناصر المجموعة 3A الى تكوين مركبات أيونية ثنائية مع عناصر المجموعتين 6A , 7A مثل ((MgO , NaCl)) .
- يكون النيتروجين مركبات أيونية عندما يتفاعل مع الفلزات النشطة مثل الليثيوم , الصوديوم , البوتاسيوم , المغنيسيوم .
- العناصر الموجودة على يمين الجدول ترتبط مع العناصر التي على اليسار .

تمثيل لويس النقطي للأيونات و الذرات

❖ توضح الخطوات أدناه كيفية تمثيل لويس للذرات و الايونات :

1- أكتب التوزيع الالكتروني للذرات .

2- حدد إلكترونات التكافؤ .

3- حدد التكافؤ و توقع شحنة الأيون المتكون .

4- اكتب تمثيل لويس للذرة و الأيون المقابل .

الجدول 1-8 تمثيلات لويس النّقطيّة لبعض الأيونات الشّائعة.

عناصر المجموعة 1A		عناصر المجموعة 2A		عناصر المجموعة 3A		عناصر المجموعة 6A		عناصر المجموعة 7A	
ذرّة	أيون	ذرّة	أيون	ذرّة	أيون	ذرّة	أيون	ذرّة	أيون
$\cdot\mathrm{Li}$	$[\mathrm{Li}]^+$	$\cdot\mathrm{Be}\cdot$	$[\mathrm{Be}]^{2+}$	$\cdot\mathrm{Al}\cdot$	$[\mathrm{Al}]^{3+}$	$:\ddot{\mathrm{O}}:$	$[:\ddot{\mathrm{O}}:]^{2-}$	$:\ddot{\mathrm{F}}:$	$[:\ddot{\mathrm{F}}:]^-$
$\cdot\mathrm{Na}$	$[\mathrm{Na}]^+$	$\cdot\mathrm{Mg}\cdot$	$[\mathrm{Mg}]^{2+}$			$:\ddot{\mathrm{S}}:$	$[:\ddot{\mathrm{S}}:]^{2-}$	$:\ddot{\mathrm{Cl}}:$	$[:\ddot{\mathrm{Cl}}:]^-$
$\cdot\mathrm{K}$	$[\mathrm{K}]^+$	$\cdot\mathrm{Ca}\cdot$	$[\mathrm{Ca}]^{2+}$			$:\ddot{\mathrm{Se}}:$	$[:\ddot{\mathrm{Se}}:]^{2-}$	$:\ddot{\mathrm{Br}}:$	$[:\ddot{\mathrm{Br}}:]^-$

تدريب : 1- أي زوج من العناصر الأتية ترتبط معاً لتكون رابطة أيونية ؟

a- الصوديوم و الألمنيوم . b- المغنيسيوم و الكربون .

c- الكالسيوم و الكلور . d- الكلور و البروم .

2- ما هي شحنة الأيون الذي يكون لذرته التمثيل النقطي الموضح بالشكل ؟ $:\ddot{\mathrm{N}}:$

a- -2 b- -3 c- +2 d- +3

50262519

❖ تمثيل لويس النقطي للمركبات الأيونية :

سؤال : كيف يمكن أن يكتمل النظام الثماني لكل من ذرتي الكلور والصوديوم ؟

الشكل 1-43 تمثيل لويس النقطيّ لمركّب كلوريد الصّوديوم NaCℓ.

- تفقد ذرة الصوديوم الإلكترون .
- تكسب ذرة الكلور الإلكترون لتطبق قاعدة الثمانية .
- تتجاذب الأيونات المختلفة بالشحنة بقوة جذب إلكتروستاتيكية لتكون رابطة أيونية .

تدريب : استخدم تمثيل لويس النقطي لإيجاد الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني الثنائي المكون من الكالسيوم و الفلور ؟

50262519 نشأت المحسيري

الرابطة التساهمية

- الرابطة التساهمية : أحد أشكال الترابط الكيميائي , تتميز بمشاركة زوج أو أكثر من الإلكترونات بين ذرتين .
- تتكون بين ذرات اللافلزات المتجاورة الموجودة في الجدول الدوري .

❖ أنواع الروابط التساهمية :

1- تساهمية أحادية .

2- تساهمية ثنائية .

3- تساهمية ثلاثية .

1- تداخل الأفلاك المكونة للرابطة التساهمية الأحادية :

مثال : تكوين جزيء الهيدروجين H_2 :

الشّكل 1-48 تمثيل لويس النّقطيّ لجزيء الهيدروجين الثنائيّ الذّرّة H_2.

- تتقارب ذرتا الهيدروجين و تتكون الرابطة التساهمية .
- تتشارك الذرتان في إلكترونات التكافؤ بالتساوي .
- يحتل إلكترونا الجزيء الفلكين المتداخلين ويتحركا بحرية في كلا الفلكين و يكون الناتج فلك جديد يعرف بالفلك الجزيئي .
- تهتز الذرتان المرتبطتان قليلاً وتبقيان مترابطتين ما دامتا قريبتين من مستوى الطاقة الأدنى .

ملاحظات :

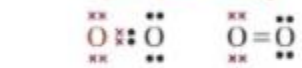
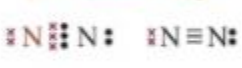
✓ تتقارب الأفلاك الذرية مكونة فلكاً جزيئياً .

✓ يمتلك الفلك الجزيئي الجديد منطقة ذات كثافة إلكترونية عالية تسمى رابطة سيجما وهي من أقوى أنواع الروابط التساهمية .

نشأت المحسيري 50262519

2- الروابط التساهمية الثنائية و الثلاثية :

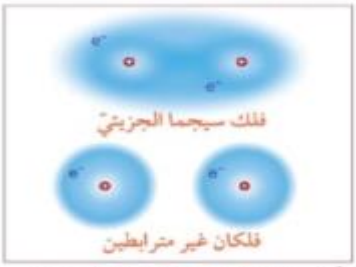
- يوجد الأكسجين و النيتروجين في الغلاف الجوي في هيئة جزيئات ثنائية الذرة .

الرّابطة التساهمية الثنائية	الرّابطة التساهمية الثلاثية
	
جزيء الأكسجين ثنائيّ الذّرة O_2	جزيء النّيتروجين ثنائيّ الذّرة N_2

- تتحقق قاعدة الثمانية بأن تتشارك كل ذرة أكسجين بزوجين من الإلكترونات في هيئة رابطة ثنائية .
- تتحقق قاعدة الثمانية بأن تتشارك كل ذرة نيتروجين بثلاث أزواج من الالكترونات على هيئة رابطة ثلاثية .

❖ ما أنواع التي تكونها أفلاك S الفرعية ؟

- تداخل الافلاك من نوع S يكون رابطة أحادية تكون من نوع سيجما .

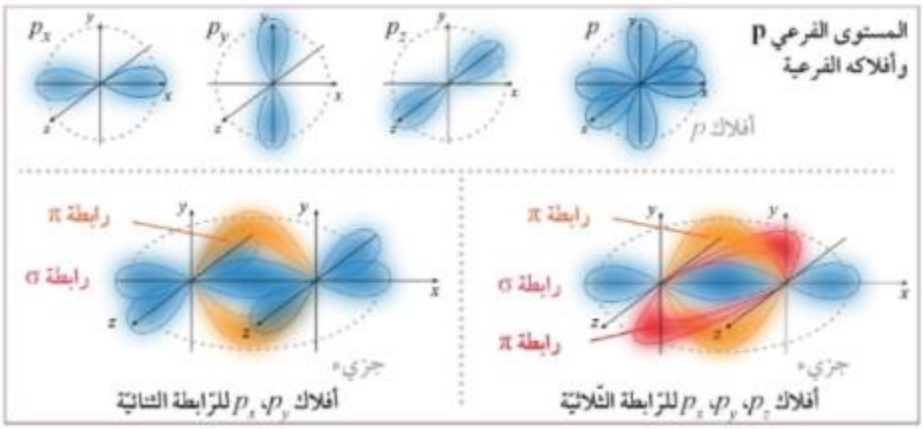


الشّكل 1-47 الفلك الجزيئيّ لرابطة سيجما مقارنة بأفلاك s غير المرتبطة. (لاحظ أن النّواة تظهر بشكل أكبر ممّا هي عليه في الواقع).

❖ ما أنواع الروابط التي تكونها أفلاك P الفرعية ؟

- يتكون الفلك P من ثلاث أفلاك فرعية Px , Py , Pz حيث تكون محاذية لمحاور الاحداثيات x , y ,z .
- تداخل الأفلاك P المكونة للروابط التساهمية المختلفة :

نشأت المحسيري 50262519



- ترتبط أفلاك Px لذرتين ويحدث التداخل بشكل أفقي و تتوزع الكثافة الإلكترونية في منطقة التداخل على طول المحور الموصل بين نواتي الذرتين ويكون ما يعرف بالرابطة سيجما σ .
- ترتبط أفلاك Py لذرتين ويحدث التداخل بشكل رأسي و تتوزع الكثافة الإلكترونية في منطقة التداخل أعلى و أسفل المحور الواصل بين نواتي الذرتين ويتكون ما يعرف بالرابطة باي π .

- ماذا عن أفلاك ((Pz)) كيف ستتداخل و أي نوع من الروابط ستكون ؟

سوف تتداخل بنفس أفلاك Py و ينتج من تداخلها الرابطة باي π .

❖ تداخل الأفلاك P المكونة للروابط التساهمية المختلفة :

1- الرابطة سيجما σ ((قوية)) تنتج من ترابط أفقي بين فلكي ((Px – Px)) .

2- الرابطة باي π ((ضعيفة)) تنتج من ترابط رأسي بين فلكي ((Pz – Pz , Py – Py)) .

❖ كيف تتكون الروابط الثنائية والثلاثية ؟

1- تتكون الرابطة الثنائية من رابطة سيجما σ ورابطة باي π أفلاك Py , Px للرابطة الثنائية .

2- تتكون الرابطة الثلاثية من رابطة سيجما σ ورابطتين باي π أفلاك Px , Py , Pz للرابطة الثلاثية .

50262519 نشأت المحسيري

تمثيل لويس النقطي و التركيب الجزيئي

مثال : تمثيل لويس النقطي لمركب الميثان CH_4 :

الشكل 1-51 باستخدام تمثيل لويس النقطيّ يمكننا التّعرّف إلى التّركيب الجزيئيّ للمركّب (CH_4).

طريقة الحل :

1- نحدد إلكترونات التكافؤ لكل ذرة . 2- نمثل كل ذرة بتمثيل لويس .

3- نصل الإلكترون المنفرد من ذرة إلى إلكترون منفرد من ذرة أخرى بحيث نحصل على أكبر عدد من الروابط .

4- التأكد على أن كل ذرة محاطة بثمان إلكترونات .

تدريب : أحد تمثيلات لويس النقطية أدناه يعد صحيحاً لمركب متعادل مكون من النيتروجين و الهيدروجين . أختر التركيب الصحيح , ثم و ضح لماذا تعد التراكيب الأخرى غير صحيحة :

تدريب : تحتوي الرابطة التساهمية الثلاثية على :

a- ثلاث إلكترونات في روابط سيجما . b – ثلاث أزواج من الإلكترونات في روابط سيجما .

C – زوجين من الإلكترونات في روابط سيجما , وزوج واحد في الرابطة باي .

d – زوج واحد من الإلكترونات في رابطة سيجما , وزوجين من الإلكترونات في الرابطة باي .

تدريب : ما نوع الرابطة في الحالات الأتية :

a- ارتباط الهيدروجين (H) مع النيتروجين (N) .

b – ارتباط الصوديوم (Na) مع الفلور (F) .

50262519 نشأت المحسيري

الرابطة التساهمية التناسقية

- هي نوع من أنواع الروابط التساهمية تتكون نتيجة مساهمة ذرة مع الأخرى في زوج من الإلكترونات غير المشتركة في الروابط .

- تتكون الرابطة التناسقية :

1- ذرة مانحة : تمنح زوجاً من الإلكترونات غير الرابطة ((الحرة)) .

2- ذرة مستقبلة : ذرة مدارها فارغ تستقبل زوج من الالكترونات .

مثال : الرابطة التناسقية في أيون الأمونيوم ((NH^{+4})) .

الشكل 1-57 رابطة تساهميّة تناسقية في تكوين أيون الأمونيوم NH_4^+.

- يوجد في ذرة النيتروجين في جزيء الأمونيا (NH_3) زوج حر من الإلكترونات , ويوجد في أيون الهيدروجين (H^+) الموجب (البروتون) فلك فارغ .

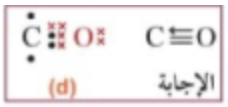
- تساهم ذرة النيتروجين ((ذرة مانحة)) في زوج من الالكترونات الحرة ((غير الرابطة)) وتشاركه مع أيون الهيدروجين ((ذرة مستقبلة)) .

مثال 2 : الرابطة التناسقية في أول أكسيد الكربون :

1- ابدأ التمثيل لويس النقطي لذرة الكربون والاكسجين .

2- لكي تحقق ذرة الكربون قاعدة الثمانية , تحتاج الى زوج من الالكترونات الحل هو إنشاء رابطة ثلاثية باستخدام زوج الالكترونات غير مترابط من ذرة الأكسجين .

نشأت المحسيري 50262519



- لا يكون الأكسجين عادة رابطة ثلاثية مع الكربون , يفضل رابطة أحادية أو ثنائية .
- يعد أول أكسيد الكربون نشطاً كيميائياً , وهو من الغازات السامة .
- فهو يتفاعل مع الحديد الموجود في الهيموغلوبين التي تحمل الأكسجين في الدم ويسبب الاختناق أو الموت

تدريب : أرسم مخطط لويس لأيون الهيدرونيوم H_3O^+ ؟

تدريب : ارسم تمثيل لويس النقطي المحتمل لجزيء الميثانال ذي الصيغة الكيميائية CH_2O , و البروبين C_3H_6 ؟

الروابط الفلزية

تتميز الفلزات بخصائص معدنية تحدد استخداماتها و أهميتها في الحياه , ومن هذه الفلزات الألمينيوم و الحديد و الصوديوم فلز نقي أبيض مائل للفضي يتميز بقدرته على التوصيل الكهربائي .

- ❖ يرجع السبب في تمتع فلز الصوديوم و العديد من الفلزات الأخرى بخصائص مميزة الى وجود الرابطة الفلزية .
- ❖ تترابط كل ذرة مع ذرات أخرى ويمتد التشارك بالإلكترونات الى تلك الذرات فتكون الكترونات التكافؤ غير متمركزة وتمتلك حرية الحركة في جميع أنحاء الفلز .

نشأت المحسيري 50262519

❖ **يعرف :** بأنها رابطة كيميائية تنتج عن قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة و الإلكترونات السالبة داخل البلورة الفلزية .

❖ تنشأ الرابطة الفلزية عندما ينجذب كل أيون فلز الى الإلكترونات القريبة جميعها , وكل الكترون ينجذب أيضاً الى الأيونات القريبة منها .

❖ العوامل المؤثرة على قوة الرابطة الفلزية , تزداد قوة الرابطة الفلزية بزيادة :

1- عدد الإلكترونات الحرة ((الكترونات التكافؤ)) .

2- قيمة شحنة الأيون الموجبة .

=سؤال : فسر , الروابط الفلزية في فلز المغنيسيوم أقوى من الصوديوم ؟

- الروابط الفلزية الموجودة في فلز المغنيسيوم (Mg) أقوى مما هي عليه في الصوديوم (Na) , لأن أيونات المغنيسيوم تمتلك شحنة مقدارها (2+) , كما تمتلك ضعف عدد الإلكترونات حرة الحركة وهذا هو السبب أن درجة إنصهار المغنيسيوم أكبر بكثير من درجة إنصهار الصوديوم .

❖ وعليه فالعناصر التي تمتلك إلكترونات تكافؤ أكثر في المقابل , مثل عنصر الحديد , ستمتلك :

1- روابط أقوى . 2- ستكون درجات انصهارها أعلى . 3- تكون أكثر قساوة أيضاً .

تدريب : يكون الليثيوم أيونات شحنتها (1+) , ويكون المغنيسيوم أيونات شحنتها (2+) , كما يكون الألمينيوم أيونات شحنتها (3+) . رتب هذه الفلزات وفق الارتفاع في درجة انصهارها بالإسناد الى شحنتها الأيونية , ثم وضح إجابتك .

نشأت المحسيري 50262519