

ملزمة الوحدة الأولى الروابط الكيميائية وتركيب الذرات



تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج القطرية

موقع المناهج ← المناهج القطرية ← المستوى الحادي عشر العلمي ← كيمياء ← الفصل الأول ← ملفات متنوعة ← الملف

تاريخ إضافة الملف على موقع المناهج: 2025-10-15 13:18:21

ملفات اكتب للمعلم اكتب للطالب الاختبارات الكترونية الاختبارات ا حلول ا عروض بوربوينت ا أوراق عمل
منهج انجليزي ا ملخصات و تقارير ا مذكرات و بنوك ا الامتحان النهائي للمدرس

المزيد من مادة
كيمياء:

إعداد: نشأت المحسيري

التواصل الاجتماعي بحسب المستوى الحادي عشر العلمي



صفحة المناهج
القطرية على
فيسبوك

الرياضيات

اللغة الانجليزية

اللغة العربية

التربية الاسلامية

المواد على تلغرام

المزيد من الملفات بحسب المستوى الحادي عشر العلمي والمادة كيمياء في الفصل الأول

أوراق عمل الأندلس تحضيرية لاختبار منتصف الفصل مجانية

1

أوراق عمل الأندلس تحضيرية لاختبار منتصف الفصل غير مجانية

2

تحميل كتاب الطالب

3

أوراق عمل الأندلس نهاية الفصل مع الإجابة النموذجية

4

أوراق عمل الأندلس نهاية الفصل غير مجانية

5

الروابط الكيميائية و تركيب الذرات



مادة الكيمياء للصف الحادي عشر ١١ العلمي .
هذه الملزمة لا تغني عن الكتاب المدرسي . لعام 2025 / 2026.

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 الاختلاف في خصائص الذرات الى حدوث تنوع كبير بالمواد .

أعداد الكم

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

١- عدد الكم الرئيسي

أهميته : يمثل مستوى الطاقة الرئيسي و بأخذ قيمة موجبة (١,٢,٣) 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 الإلكترونات في كل مستوى طاقة رئيسي n من العلاقة $2n^2$.

٢- عدد الكم الثانوي (L)

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

الجدول 2-1 الأحرف التي تدل على مستويات الطاقة الفرعية بحسب قيم l.

- أهميته : يدل على شكل الفلك .
- ويدل على أعداد مستويات الطاقة الفرعية في كل مستوى طاقة رئيسي و تأخذ قيم صحيحة بين ٠ و قيمه (n-1) .

٣- 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) . $m = (-L \text{ الى } +L)$.

- 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) ؟

بالتعويض في العلاقة : ($2XL+1$) .

عدد الأفلاك للمستوى الفرعي $S = (2X0 + 1) = ١$ فلك .

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

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

عدد الأفلاك للمستوى الفرعي (P) = (2X1 + 1) = ٣

٣ أفلاك ويتسع للعدد (٦) من الإلكترونات .

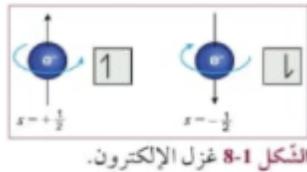
كما يتضح هنا أنه إذا كان عدد الكم الثانوي $l = ١$ فإنه يمثل المستوى الفرعي P و بالتالي فإن قيم m (-١ , ٠ , +١) أي أن لديه ثلاثة أفلاك وهي P_x , P_y , P_z .

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

٤- عدد الكم المغزلي (S)

أهميته : يعبر عن اتجاه دوران (غزل) الإلكترون حول نفسه .

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



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

a-1

b-4

c- 9

d- 16

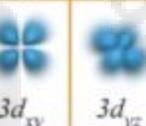
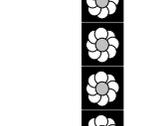
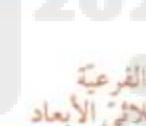
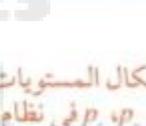
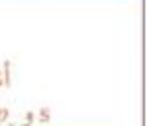
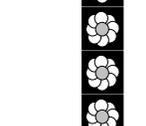
تدريب : علل لا يتنافر الإلكترونين الموجودين في الفلك الواحد ؟

الشكل 1-8. يبين الجدول 1-3 أعداد الكم لأول ثلاثة مستويات طاقة.

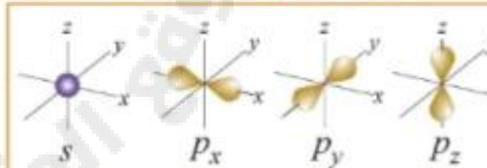
أعداد الكم الأربعة	n	ℓ	m	s
القيم المتاحة	1	0	0	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$
				$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$
	2	1	-1, 0, 1	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$
				$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$
				$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$
	3	1	-1, 0, 1	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$
$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$				
$-\frac{1}{2},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

❖ 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 _{x^2}	 3d _{y^2}
$n=2$	 2s	 2p _x	 2p _y	 2p _z					
$n=1$	 1s								

أشكال المستويات الفرعية
s و p_x, p_y, p_z في نظام ثلاثي الأبعاد



الجدول 1-4 أعداد الكم وأنواع الأفلاك.

❖ نلاحظ من هذا الجدول أن :

- المستوى الفرعي S : له قيم $m=0, L=0$.
 - المستوى الفرعي P : له قيم $m=3 (+1, 0, -1), L=1$.
- ❖ 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 $(n=2, L=1, m=-1, 0, +1)$.

تدريب ١: حدد أعداد الكم ((n , L , m)) للإلكترون الموجود في 2S ؟

تدريب ٢: حدد موقع الإلكترون الذي يحمل الأعداد الكمية التالية (n , L , m) = (2 , 1 , 1) ؟

❖ مستويات الطاقة :

- لكل إلكترون في الذرة ٤ 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 لبولي .

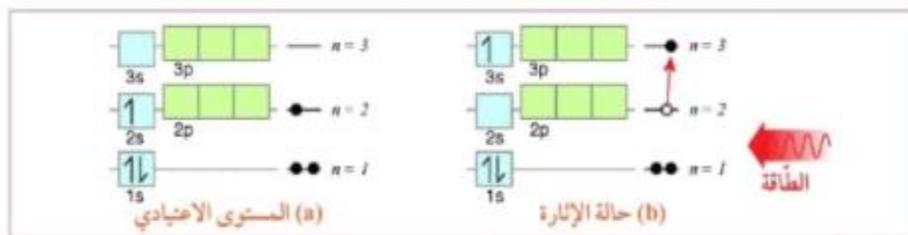
✚ لتوضيح الفكرة :

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



الشكل 9-1 تتوافق مستويات الطاقة مع متوسط المسافة لبعده كل إلكترون من قوة جذب النواة.

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



الشكل 12-1 المستوى الاعتيادي وحالة الإثارة لذرة الليثيوم.

تدريب ١: 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 ٢: كم عدد الالكترونات في مستوى الطاقة الثاني $n=2$ ؟

a- ٢ b- ٤ c- ٨ d- ١٨

تدريب ٣: أي الفلكين أعلى طاقة 1S أم 2S؟

تدريب ٤: ما عدد الالكترونات التي يمكنها أن تشغل مستويات الطاقة الرئيسية عندما يكون:

a- $n = 1$.

b- $n = 3$.

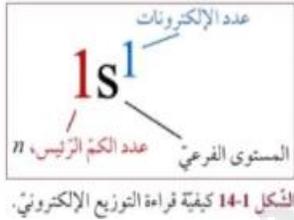
تدريب ٥: ما هو الفلك الذي لديه أعداد الكم الأربعة الآتية:

$(n, L, m, s) = (2, 1, 1, -1/2)$ ؟

تدريب ٦: ما العلاقة بين بعد المستوى عن النواة وطاقة المستوى؟

من طلب المجد سهر الليلي

- ❖ 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 الإلكتروني لعنصر الهيدروجين هو 1S , حيث يمثل الرقم الأول ١ عدد الكم الرئيسي (n) . أما الحرف S فيحدد نوع المستوى الفرعي , و بالتالي الرقم العلوي ١ يحدد عدد الإلكترونات الموجودة في الفلك 1S .



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

❖ القاعدة العامة لتوزيع الإلكترونات أنها تحتل المستويات الفرعية بحيث :

- ١- تنتظم الإلكترونات في الذرة في مستوى له أقل طاقة ممكنة .
- ٢- 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 الإلكترونات 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 الإلكترونات للعنصر , بحيث تكون جميع مستويات الطاقة الداخلية ممتلئة كلياً , أما مستوى الطاقة الخارجي فيمكن أن يكون غير ممتلئ كلياً .

❖ كيفية كتابة التوزيع الإلكتروني وفقاً لمبدأ البناء التصاعدي .



الشكل 17-1 طريقة ترتيب الإلكترونات في مستويات الطاقة، وعدد الإلكترونات الإجمالي لكل مستوى فرعي.

- لتحديد التوزيع الإلكتروني 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 الإلكترونات في ذرة كل من عنصر ليثيوم Li_3 و الأكسجين O_8 ؟

Li_3 :

O_8 :

K_{19} :

تدريب : كيف تتوزع الإلكترونات للعناصر التالية :

Na_{11} :

Si_{14} :

N_7 :

Ca_{20} :

ثانياً : قاعدة هوند :

أفلاك (P) الثلاثة P_x, P_y, P_z متساوية في الطاقة , وذلك لوجودها على مسافة متساوية من النواة , ومنعاً لتنافر الكترونات , فإنها تملأ بالالكترونات بشكل فردي أولاً قبل أن تمتلئ بصورة مزدوجة , وبذلك تجعل التنافر بين الالكترونات في حده الأدنى , هذا ما يسمى بقاعدة هوند Hund's rule :

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

مثال توضيحي :

العناصر	التوزيع الالكتروني	حسب قاعدة هوند
B ₅ البورون		
C ₆ الكربون		
N ₇ النيتروجين		
O ₈ الأكسجين		

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

F₉ :

Na₁₁ :

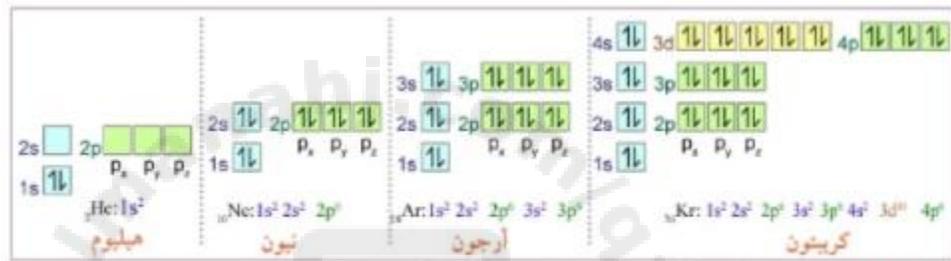
تدريب : تحتوي ذرة العنصر ((Y)) في حالتها المستقرة على ٤ الكترونات في مستوى الطاقة الرئيسي الثالث , أكتب التوزيع الالكتروني لهذا العنصر بطريقة البناء التصاعدي ؟

أولاً

التوزيع الإلكتروني للغازات النبيلة ((الخاملة)) :

- العناصر الأربعة الأخف كتلة من الغازات النبيلة على التوالي هي :
١- الهيليوم He ، ٢- النيون Ne ، ٣- الأرجون Ar ، ٤- الكريبتون Kr .

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



الشكل 1-8 مستويات الطاقة لكل من الغازات النبيلة الأربعة الأولى.

❖ ما العامل المشترك في التوزيع الإلكتروني لهذه العناصر الخاملة ؟

لاحظ التوزيع الإلكتروني :



يكون مستوى الطاقة الأخير لها ممتلئ بالإلكترونات .

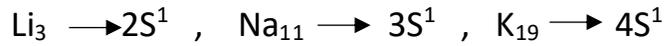
❖ العناصر التي لديها مستويات طاقة ممتلئة كلياً ، يكون لها أدنى طاقة كامنة لذلك لا تكون روابط كيميائية .

ثانياً

التوزيع الإلكتروني لعناصر المجموعة الأولى و الثانية :

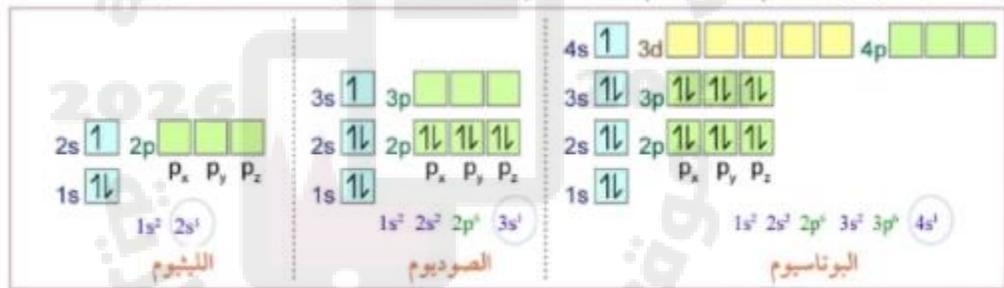
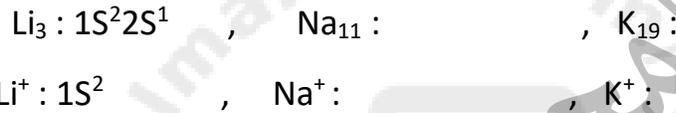
- ❖ الفلزات القلوية : عناصر المجموعة الأولى .
- ❖ الفلزات القلوية الأرضية : المجموعة الثانية .
- تفقد الإلكترونات بسهولة ، فذرة الصوديوم تكون أيوناً موجباً (Na⁺) عندما تفقد الإلكترون الوحيد لديها في المستوى الطاقة الأعلى .
- أما ذرة البيريليوم فلهذا قدرة فقدان إلكترونين إثنين لتكون الأيون الموجب الشحنة (Be⁺²) هذه الخصائص تأتي مباشرة من ترتيب الإلكترونات لكل ذرة .

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



- ✓ تفقد ذرات هذه العناصر " إلكترونات واحد" ليصبح لديها توزيع الكتروني مستقر شبيه بالتوزيع الإلكتروني لذرات الغازات النبيلة .
- ✓ لهذا يكون كل من ((الليثيوم و الصوديوم و البوتاسيوم)) روابط كيميائية من خلال انتقال أو فقد إلكترون واحد .

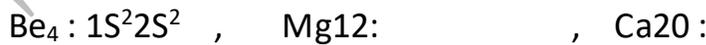
- الشكل التالي يوضح التوزيع الإلكتروني لأيونات هذه العناصر :



الشكل 1-20 للفلزات القلوية كلها إلكترون واحد في المستوى الفرعي (s).

❖ عناصر المجموعة الثانية ((2A)) : وتسمى عناصر الفلزات القلوية الأرضية و ينهي التوزيع الإلكتروني لها ($2n^2$) ومن أمثلتها :

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



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

الهالوجينات ((عناصر المجموعة ١٧)) :

- الهالوجينات ((عناصر المجموعة ١٧)) 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 :

F₉ : 1S²2S²2P⁵ , Cl₁₇ : , Br₃₅ :

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

- لأن عناصر المجموعة ١٧ ((الهالوجينات)) ينتهي مستوى الطاقة الأخير لذرات عناصرها ب ٧ إلكترونات (ns²np⁵) 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 يقسر النشاطية الشديدة للهالوجينات , وعدم وجودها كعناصر نقية في الطبيعة .

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

تدريب ١ : كتب طالب التوزيع الإلكتروني الآتي :



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

٢- الى أي مجموعة ينتمي هذا العنصر . فسر اجابتك .

تدريب ٢ : أي من العناصر الواردة أدناه ينتهي توزيعه الإلكتروني $4S^2$ ؟



تدريب ٣ : اكتب التوزيع الإلكتروني للعناصر التالية :

Al13 :

Cl 17 :

N7:

K19 :

التوزيع الإلكتروني للأيونات :

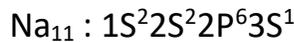
$3s \uparrow$ $3p$ $2s \uparrow\downarrow$ $2p \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ $1s \uparrow\downarrow$ $P_x P_y P_z$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ذرة الصوديوم Na $2 + 2 + 6 + 1$ إلكترونات 11 =	$3s$ $3p$ $2s \uparrow\downarrow$ $2p \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ $1s \uparrow\downarrow$ $P_x P_y P_z$ $1s^2 2s^2 2p^6$ الإلكترون الذي خسرته الذرة أيون الصوديوم Na ⁺ $2 + 2 + 6$ إلكترونات 10 =	$2s \uparrow\downarrow$ $2p \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow$ $1s \uparrow\downarrow$ $P_x P_y P_z$ $1s^2 2s^2 2p^5$ ذرة الفلور F $2 + 2 + 5$ إلكترونات 9 =	$2s \uparrow\downarrow$ $2p \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ $1s \uparrow\downarrow$ $P_x P_y P_z$ $1s^2 2s^2 2p^6$ الإلكترون الذي اكتسبته الذرة أيون الفلوريد F ⁻ $2 + 2 + 6$ إلكترونات 10 =
---	---	--	---

الشكل 23-1 التوزيع الإلكتروني لكل من أيون الصوديوم Na⁺ وأيون الفلوريد F⁻.

ما هو الأيون ؟

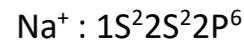
هو ذرة فقدت أو اكتسبت إلكترونات و بالتالي يختلف عدد الإلكترونات فيها عن البروتونات .

مثال (١) عنصر الصوديوم يمتلك ١١ إلكترون وتوزع كالتالي :

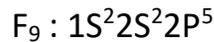


- أيون الصوديوم يتكون بفقد إلكترون بالتالي يمتلك الأيون ١٠ إلكترونات فقط بحذف إلكترون الأخير في 3S وبذلك يقل عدد الإلكترونات في أيون الصوديوم عن عدد البروتونات بواحد .

✓ بعد فقد الإلكترون يصبح الأيون مشابه للتوزيع الإلكتروني للنيون Ne₁₀ .

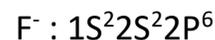


مثال (٢) : عنصر الفلور يمتلك ٩ إلكترونات وتوزع كالتالي :



- أيون الفلوريد يكون , باكتساب إلكترون و بالتالي يمتلك الأيون ١٠ إلكترونات بإضافة إلكترون آخر الى (2P) و بذلك يزداد عدد الإلكترونات في أيون الفلوريد عن عدد البروتونات بواحد .

✓ بعد اكتساب الإلكترون يصبح الأيون مشابه للتوزيع الإلكتروني للنيون Ne₁₀ .



تدريب ١ : ١- ما التوزيع الإلكتروني لأيون المغنيسيوم Mg^{2+} ؟

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

- الذرات تفقد إلكترونات , أو تكسبها لتحصل على التوزيع الإلكتروني 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 الإلكتروني بالمستوى الفرعي d .

21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn
$[Ar]3d^14s^2$	$[Ar]3d^24s^2$	$[Ar]3d^34s^2$	$[Ar]3d^54s^1$	$[Ar]3d^54s^2$	$[Ar]3d^64s^2$	$[Ar]3d^74s^2$	$[Ar]3d^84s^2$	$[Ar]3d^{10}4s^1$	$[Ar]3d^{10}4s^2$

التداخل بين المستويين الفرعيين s و d

الشكل 24-1 التوزيع الإلكتروني لفلزات السلسلة الانتقالية الأولى. لاحظ التداخل بين المستويين الفرعيين s و d.

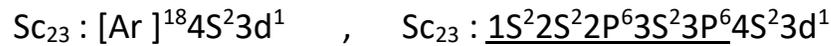
سؤال : ما التوزيع الإلكتروني للمنخيز Mn_{25} ؟



- 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 بالإلكترونات .

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



تدريب : ما التوزيع الإلكتروني 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 d, s , نجد أن التوزيع الإلكتروني لكلاً من الكروم Cr_{24} و النحاس Cu_{29} عن باقي العناصر في السلسلة الانتقالية الأولى :

فيكون توزيع الكروم $Cr_{24} : [Ar]^{18}4S^13d^5$ بدلاً من $Cr_{24} : [Ar]^{18}4S^23d^4$.

- ويكون توزيع النحاس $Cu_{29} : [Ar]^{18}4S^13d^{10}$ بدلاً من $Cu_{29} : [Ar]^{18}4S^23d^9$.
 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 : ١- ما التوزيع الإلكتروني لعنصر التيتانيوم Ti_{22} ؟

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

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

إلكترونات التكافؤ :

سادساً

سؤال : ما هي إلكترونات التكافؤ Valence electrons ؟

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

سؤال : كيف نحدد عدد إلكترونات التكافؤ؟

- ١- نقوم بالتوزيع الإلكتروني للعنصر .
- ٢- لا نحسب الإلكترونات في مستويات الطاقة الداخلية الممتلئة كلياً بالإلكترونات .
- ٣- نحسب عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الرئيسي الخارجي .

مثال : ما عدد إلكترونات التكافؤ في العناصر التاليةالكلور Cl_{17} :الكالسيوم Ca_{20} :

❖ علماً أن جميع إلكترونات 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 ؟

Mg12 :

O8 :

P15 :

Ar18 :

ملحوظة : لزيادة العدد الذري في الجدول الدوري من اليسار الى اليمين تزداد الكترونات التكافؤ لتبدأ من ١ الى ٨ في الغازات النبيلة ما عدا الهيليوم ينتهي ب ٢ :

1	2	إلكترونات التكافؤ	3	4	5	6	7	8
H الهيدروجين	Be البريليوم		B البورون	C الكربون	N النيتروجين	O الأكسجين	F الفلور	He الهيليوم
Li الليثيوم	Mg المغنسيوم		Al الألومنيوم	Si السيليكون	P الفوسفور	S الكبريت	Cl الكلور	Ne النيون
Na الصوديوم								Ar الأرجون

الشكل 1-25 إلكترونات التكافؤ تختلف عبر الجدول الدوري.

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

سؤال : ما الفرق بين إلكترونات التكافؤ و التكافؤ , لتتعرف 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 :

التكافؤ	إلكترونات التكافؤ	1s	2s	2p _x	2p _y	2p _z	التوزيع الإلكتروني	
3	5	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	1s ² 2s ² 2p ¹	النيتروجين
2	6	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	1s ² 2s ² 2p ²	الأكسجين
1	7	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	1s ² 2s ² 2p ³	الفلور

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 ٣ روابط كيميائية بينما الكلور (Cl) يكون رابطة فقط .

نص قاعدة هوند

لا يحدث ازدواج بين إلكترونات في مستوى فرعي إلا بعد أن تشغل الأفلاك

بشكل فردي أولاً .

تدريب : ١- مستخدم قاعدة هوند , أكتب التوزيع الإلكتروني للبوتاسيوم K_{19} ؟

٢- ما عدد الروابط التي قد يكونها البوتاسيوم ؟

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

هناك إستثناءات يوجد استثناء كما في التوزيع الإلكتروني للكربون C_6 نجد تكافؤ هذا العنصر هو (٦) بدلاً من (٢) . وكذلك البورون B_5 : نجد أن تكافؤه (٣) .

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

1s	2s	2p _x	2p _y	2p _z	البورون	1s	2s	2p _x	2p _y	2p _z	الكربون
↑↓	↑	↑	↑	↑		↑↓	↑	↑	↑	↑	

الشكل 1-26 التداخل بين المستويين الفرعيين s و p في ذرتي العنصرين: الكربون والبورون.

مخططات تمثيل لويس النقطي للإلكترونات :

سابعاً

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

مثال : أكتب التوزيع الإلكتروني , قاعدة هوند , مخطط توزيع لويس النقطي للأكسجين O_8 ؟

تدريب: أكتب التوزيع الإلكتروني , قاعدة هوند , مخطط توزيع لويس النقطة لكل من العناصر التالية :

١- S_{16} :

٢- C_6 :

- ❖ يتكرر التمثيل النقطة في الدورة الثانية و الثالثة و تبدأ النقاط من ١ الى ٨ .
- بينما الدورة الأولى تنتهي ب ٢ فقط في الهيليوم . أنظر الشكل .

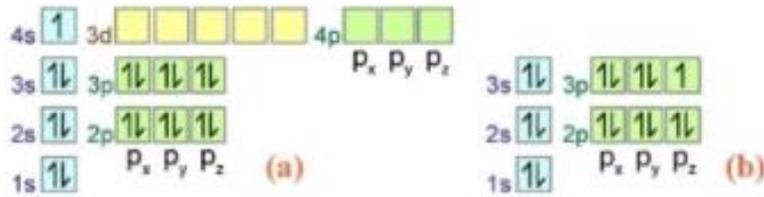
تمثيل لويس النقطة لعنصر الأكسجين	إلكترونات التكافؤ							
زوج إلكتروني	1	2	3	4	5	6	7	8
	H							He
رمز العنصر	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
إلكترونات مفردة	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

- 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 ١: للترتيبات الالكترونية (a , b) المبينة في المخطط أدناه :



١- أكتب رموز هذين العنصرين ؟

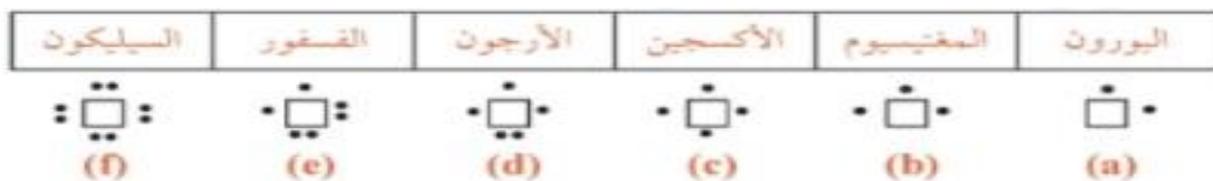
٢- اكتب التوزيع الالكتروني لكل منهما بطريقة أوفباو ؟

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

٤- أكتب تمثيل لويس النقطي لكل منها ؟

تدريب ٢: كتب طالب التوزيع الالكتروني الآتي : $1S^22S^12P^63S^13P^1$, حدد خطأ الطالب , واكتب التوزيع الالكتروني الصحيح لهذا العنصر المكون من عدد الالكترونات ذاته , علل إجابتك .

تدريب ٣: استخدم مخططات تمثيل لويس النقطية للالكترونات المبينة أدناه , و قائمة العناصر المرفقة المطابقة للعنصر الصحيح مع مخطط لويس التابع له :



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

١- التساهمية : رابطة تنشأ بين اللافلزات .

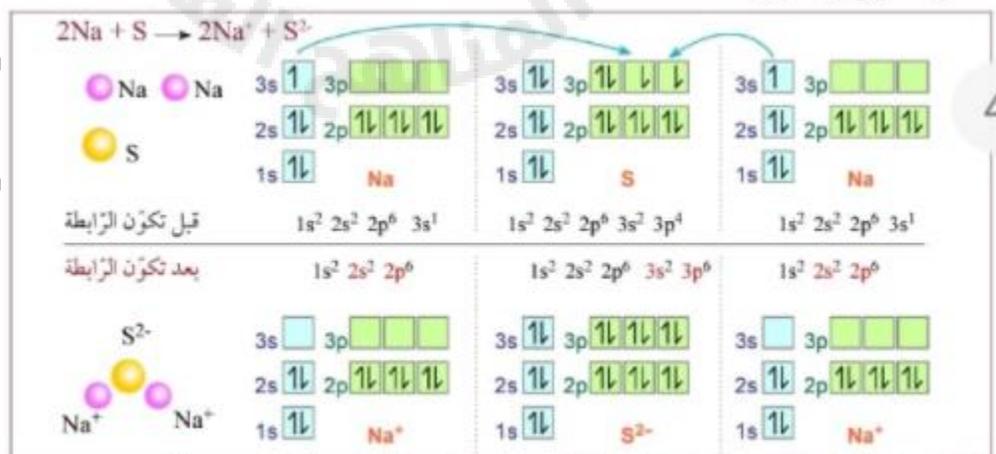
أ- أحادية مثل H_2 , $H-H$.ب - ثنائية مثل O_2 , $O=O$.ج - ثلاثية مثل N_2 , $N \equiv N$.

٢- فلزية : ذرات الفلز مع بعضها البعض .

٣ - أيونية : لا فلز مع فلز .

❖ الروابط و التوزيع الإلكتروني .

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



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 إلى ثمانية الكترونات تكافؤ في مستوى طاقتها الأخير .
- ❖ تميل معظم الذرات إلى تكوين روابط كيميائية لكي تصل إلى حالة يكون عندها عدد إلكترونات التكافؤ يساوي ٨ ، و تسمى هذه الحالة قاعدة الثمانية .

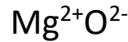
تدريب : ١- لماذا لا تكون الغازات النبيلة الروابط بشكل طبيعي ؟

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

❖ تكوين مركب أكسيد المغنيسيوم :

$Mg_{12} : O_8$: قبل الترابط .

$Mg^{2+} : O^{2-}$: بعد الترابط .



❖ ما المقصود بالرابطة الأيونية ؟

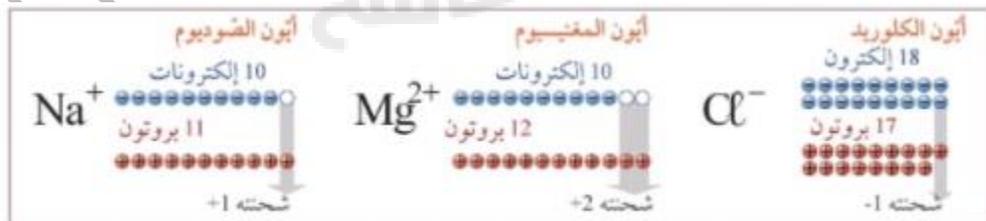
❖ ما هي العناصر المكونة للمركبات الأيونية ؟

- الأيونات : تميل الذرات المتعادلة الى فقد أو اكتساب الإلكترونات 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 .

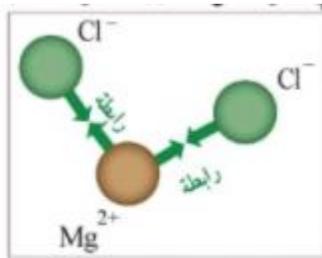


الفصل 1-39 تتكوّن الأيونات عندما يكون عدد الإلكترونات أقل من عدد البروتونات، أو أكثر منها بقليل.

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

الروابط الأيونية

- تؤدي عملية انتقال الإلكترونات 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 متعادلاً كهربياً ((العدد الكلي للبروتونات يكون مساوياً لعدد الإلكترونات)) .



الشكل 1-40 الرابطة الأيونية في المركب $MgCl_2$.

- ✓ عند جمع الإلكترونات في المركب للأيونين ينتج لدينا ٢٠ إلكترون سالب .
- ✓ عند جمع البروتونات في المركب الأيوني ينتج لدينا ٢٠ بروتون موجب .
- ✓ أي أن الشحنات متساوية و المركب متعادل كهربائياً .
- ✓ يجري تحديد نسبة الأيونات في المركب الأيوني بحسب المتطلبات التي تجعل ذلك المركب متعادلاً كهربائياً .
- ✓ و عليه يحتاج أيون المغنيسيوم (Mg^{2+}) إلى أيون كلوريد (Cl^-) لموازنة شحنته الموجبة فتكون الصيغة الكيميائية لمركب كلوريد المغنيسيوم الناتج $MgCl_2$.

العناصر المكونة للمركبات الأيونية

1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A
3	4											5	6	7	8	9	10
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
11	12											13	14	15	16	17	18
Na	Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8B	8B	8B	1B	2B	Al	Si	P	S	Cl	Ar
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr

الشكل 1-41 العناصر الشائعة التي تكوّن مركبات أيونية ثنائية.

- 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 الأيونات :

- ١- أكتب التوزيع الالكتروني للذرات .
- ٢- حدد إلكترونات التكافؤ .
- ٣- حدد التكافؤ و توقع شحنة الأيون المتكون .
- ٤- اكتب تمثيل لويس للذرة و الأيون المقابل .

الجدول 8-1 تمثيلات لويس النقطية لبعض الأيونات الشائعة.

عناصر المجموعة 1A		عناصر المجموعة 2A		عناصر المجموعة 3A		عناصر المجموعة 6A		عناصر المجموعة 7A	
ذرة	أيون	ذرة	أيون	ذرة	أيون	ذرة	أيون	ذرة	أيون
•Li	[Li] ⁺	•Be	[Be] ²⁺	•Al	[Al] ³⁺	•O•	[O] ²⁻	•F•	[F] ⁻
•Na	[Na] ⁺	•Mg	[Mg] ²⁺	•Al•	[Al] ³⁺	•S•	[S] ²⁻	•Cl•	[Cl] ⁻
•K	[K] ⁺	•Ca	[Ca] ²⁺			•Se•	[Se] ²⁻	•Br•	[Br] ⁻

تدريب : ١- 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 .

٢- ما هي شحنة الأيون الذي يكون لذرته التمثيل النقطي الموضح بالشكل ؟

+3 -d

+2 -c

-3 -b

-2 -a

❖ تمثيل لويس النقطي للمركبات الأيونية :

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



الشكل 43-1 تمثيل لويس النقطي لمركب كلوريد الصوديوم 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 ؟

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 :

١- تساهمية أحادية .

٢- تساهمية ثنائية .

٣- تساهمية ثلاثية .

١- تداخل الأفلاك المكونة للرابطة التساهمية الأحادية :

مثال : تكوين جزيء الهيدروجين H_2 :



الشكل 48-1 تمثيل لويس التمثيلي لجزيء الهيدروجين الثنائي الذرة H_2 .

- تتقارب ذرتا الهيدروجين و تتكون الرابطة التساهمية .
- تتشارك الذرتان في إلكترونات التكافؤ بالتساوي .
- يحتل إلكترونات 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 سيجمما وهي من أقوى أنواع الروابط التساهمية .

٢- الروابط التساهمية الثنائية و الثلاثية :

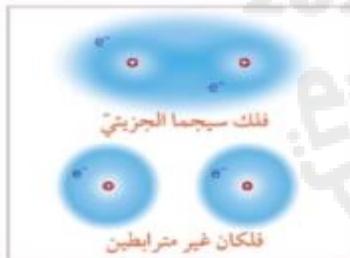
- يوجد الأكسجين و النيتروجين في الغلاف الجوي في هيئة جزيئات ثنائية الذرة .



- 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 الإلكترونات على هيئة رابطة ثلاثية .

❖ ما أنواع التي تكونها أفلاك S الفرعية ؟

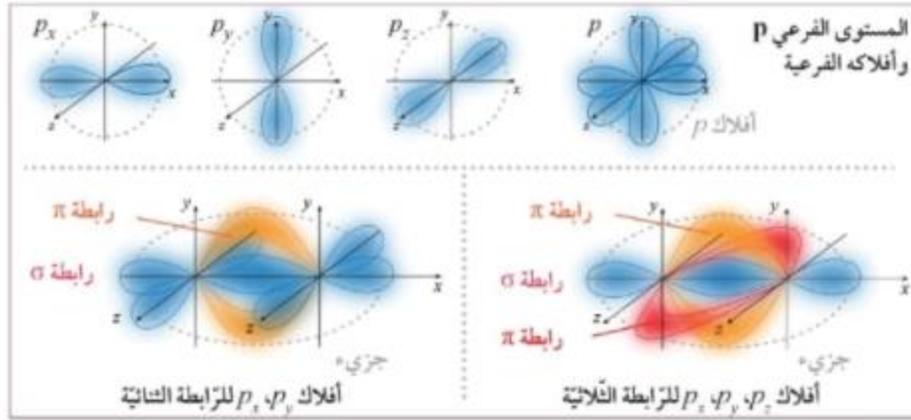
- تتداخل الافلاك من نوع S يكون رابطة أحادية تكون من نوع سيجما .



الشكل 47-1 الفلك الجزيئي لرابطة سيجما مقارنة بأفلاك S غير المرتبطة. (لاحظ أن التواء تظهر بشكل أكبر مما هي عليه في الواقع).

❖ ما أنواع الروابط التي تكونها أفلاك P الفرعية ؟

- يتكون الفلك P من ثلاث أفلاك فرعية P_x, P_y, P_z حيث تكون محاذية لمحاور الاحداثيات x, y, z .
- تتداخل الأفلاك P المكونة للروابط التساهمية المختلفة :



- ترتبط أفلاك P_x 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 P_y 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 (P_z) كيف ستتداخل و أي نوع من الروابط ستكون ؟

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

❖ تداخل الأفلاك P المكونة للروابط التساهمية المختلفة :

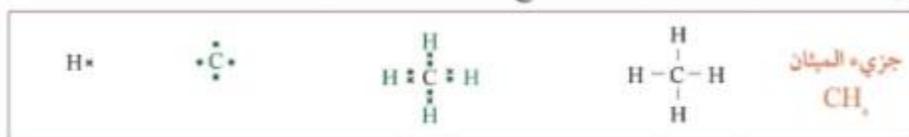
- ١- الرابطة سيجما σ ((قوية)) تنتج من ترابط أفقي بين فلكي ($P_x - P_x$).
- ٢- الرابطة باي π ((ضعيفة)) تنتج من ترابط رأسي بين فلكي ($P_z - P_z, P_y - P_y$).

❖ كيف تتكون الروابط الثنائية والثلاثية ؟

- ١- تتكون الرابطة الثنائية من رابطة سيجما σ و رابطة باي π أفلاك P_x, P_y للرابطة الثنائية.
- ٢- تتكون الرابطة الثلاثية من رابطة سيجما σ و رابطتين باي π أفلاك P_x, P_y, P_z للرابطة الثلاثية.

تمثيل لويس النقطي و التركيب الجزيئي

مثال : تمثيل لويس النقطي لمركب الميثان CH_4 :



الشكل 51-1 باستخدام تمثيل لويس النقطي يمكننا التعرف إلى التركيب الجزيئي للمركب (CH₄).

طريقة الحل :

- ١- نحدد إلكترونات التكافؤ لكل ذرة .
 - ٢- نمثل كل ذرة بتمثيل لويس .
 - ٣- نصل الإلكترون المنفرد من ذرة إلى إلكترون منفرد من ذرة أخرى بحيث نحصل على أكبر عدد من الروابط .
 - ٤- التأكد على أن كل ذرة محاطة بثمان إلكترونات .
- تدريب :** أحد تمثيلات لويس النقطية أدناه يعد صحيحاً لمركب متعادل مكون من النيتروجين و الهيدروجين . اختر التركيب الصحيح , ثم وضح لماذا تعد التركيب 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 الآتية :

- a- ارتباط الهيدروجين (H) مع النيتروجين (N) .
- b - ارتباط الصوديوم (Na) مع الفلور (F) .

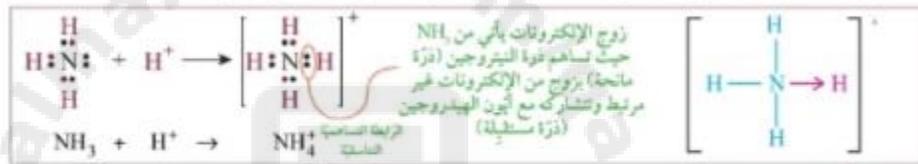
الرابعة التساهمية التناسقية

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

تتكون الرابطة التناسقية :

- ١- ذرة مانحة : تمنح زوجاً من الإلكترونات غير الرابطة ((الحرة)) .
- ٢- ذرة مستقبلة : ذرة مدارها فارغ تستقبل زوج من الإلكترونات .

مثال : الرابطة التناسقية في أيون الأمونيوم ((NH⁴⁺)) .



الشكل 57-1 رابطة تساهمية تناسقية في تكوين أيون الأمونيوم NH₄⁺.

- يوجد في ذرة النيتروجين في جزيء الأمونيا (NH₃) زوج حر من الإلكترونات , ويوجد في أيون الهيدروجين (H⁺) الموجب (البروتون) فلك فارغ .

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

مثال ٢ : الرابطة التناسقية في أول أكسيد الكربون :



١- ابدأ التمثيل لويس النقطة لذرة الكربون والاكسجين .

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

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

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

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

١- عدد الإلكترونات الحرة ((الكاتيونات التكافؤ)) .

٢- 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 (+٢) , كما تمتلك ضعف عدد الإلكترونات حرة الحركة وهذا هو السبب أن درجة انصهار المغنيسيوم أكبر بكثير من درجة انصهار الصوديوم .

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

١- روابط أقوى .
٢- ستكون درجات انصهارها أعلى .
٣- تكون أكثر قساوة أيضاً .

تدريب : يكون الليثيوم أيونات شحنتها (+١) , ويكون المغنيسيوم أيونات شحنتها (+٢) , كما يكون الألمينيوم أيونات شحنتها (+٣) . رتب هذه الفلزات وفق الارتفاع في درجة انصهارها بالإسناد الى شحنتها الأيونية , ثم وضح إجابتك .