

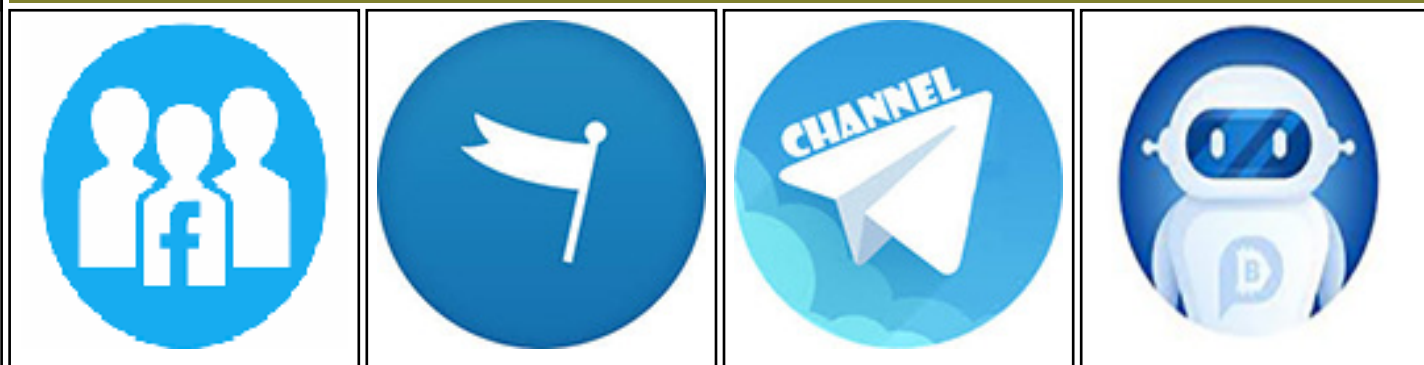
تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج البحرينية



الملف ملخص مقرر كيم 211

[موقع المناهج](#) ⇌ [الصف الثاني الثانوي](#) ⇌ [كيمياء](#) ⇌ [الفصل الأول](#)

روابط مواقع التواصل الاجتماعي بحسب الصف الثاني الثانوي



روابط مواد الصف الثاني الثانوي على تلغرام

<a href="#">الرياضيات</a>	<a href="#">اللغة الانجليزية</a>	<a href="#">اللغة العربية</a>	<a href="#">التربية الاسلامية</a>
---------------------------	----------------------------------	-------------------------------	-----------------------------------

المزيد من الملفات بحسب الصف الثاني الثانوي والمادة كيمياء في الفصل الأول

<a href="#">إجابة نموذجية لمنتصف مقرر كيم 211 نموذج 2</a>	1
<a href="#">ملخص الدرس الأول نظرية الكم والذرة كيم 211</a>	2
<a href="#">ملخص الاتزان الديناميكي مقرر كيم 214 كيم 216</a>	3
<a href="#">ملخص الاتزان الديناميكي مقرر كيم 214 كيم 216 الجزء الثاني</a>	4
<a href="#">العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل كيم 214-216</a>	5

## الفصل الأول

### الدرس الاول : نظرية الكم والذرة

الفكرة الرئيسية: توجد علاقة بين طيف الانبعاث الذري ومستويات الطاقة في الذرة والافلاك الذرية .

### نموذج بور للذرة :

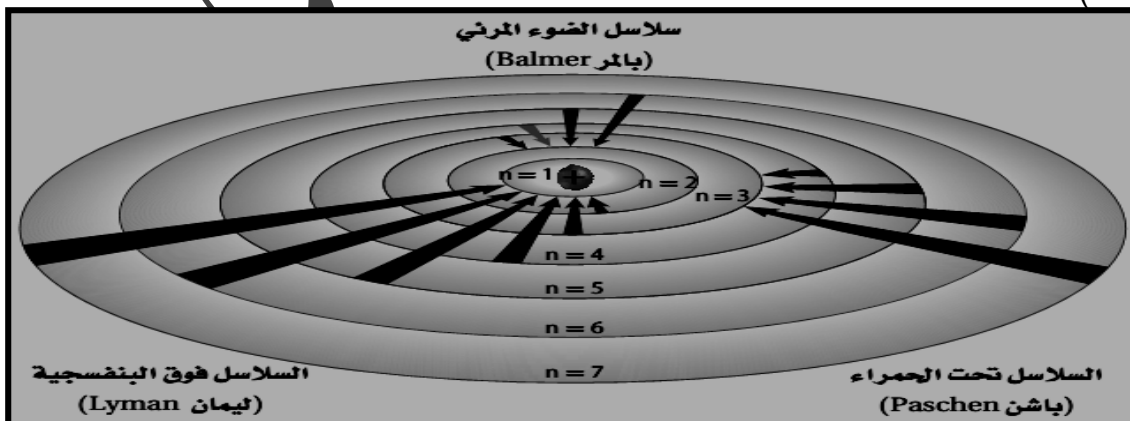
- اقترح بور أن لذرة الهيدروجين مستويات طاقة معينة فقط مسموح بها. وتسمى الحالة الاقل طاقة والمسموح بها للذرة حالة مستقرة وعندما تكتسب الذرة طاقة يقال انها في حالة الإثارة .
- كما ربط بور بين مستويات الطاقة لذرة الهيدروجين والالكترونون داخلها. واقترح ان الالكترونون في ذرة الهيدروجين يتحرك حول النواة في مدارات دائرية مسموح بها فقط . وكلما صغر مدار الالكترونون قلت طاقة الذرة أو قل مستوي الطاقة ،وبالعكس كلما كبر مدار الالكترونون زادت طاقة الذرة . بناءً على ذلك فإن لذرة الهيدروجين حالات إثارة كثيرة ، رغم احتوائها على الكترون واحد .
- خصص بور لإجراء حساباته عدد  $n$  لكل مدار واطلق عليه اسم العدد الكمي كما قام بتحديد انصاف اقطار المدارات.
- استعمل بور معادلة تربط بين الطاقة النسبية لذرة الهيدروجين والافلاك وهي

$$E_n = n^2 E_1$$

### طيف الهيدروجين الخطي :

اقترح بور ان ذرة الهيدروجين تكون في الحالة المستقرة ، عندما يكون الالكترون الوحيد في مستوي الطاقة  $n=1$  - ولا تشع الذرة طاقة عند هذه الحالة. وعندما تضاف للذرة طاقة من مصدر خارجي ينتقل الالكترون إلى مستوي طاقة أعلى مثل مستوي الطاقة  $n=2$  ومثل هذا الانتقال للالكترون يجعل الذرة في حالة الاثارة ،وعندما تكون الذرة في الحالة المثارة يمكن ان ينتقل الالكترون من مستوي الطاقة الاعلى الي مستوي الطاقة الاقل ونتيجة لهذا الانتقال ترسل الذرة فوتوناً له طاقة تساوي الفرق بين طاقة المستويين.

شكل (١-٢)



**ملحوظة (١):** عندما ينتقل الإلكترون من مستوي الطاقة الاعلى الي مستوي الطاقة الاقل ينطلق فوتون .  
وتنتج السلاسل فوق البنفسجية (ليمان ) ، والمرئية (بالمر) ، وتحت الحمراء (باشن ) عند الانتقال إلي مستويات الاول والثاني والثالث علي الترتيب .

**ملحوظة (٢):** مستويات الطاقة مشابهة لدرجات السلم كلما زادت قيمة  $n$  اقتربت مستويات الطاقة في الذرة من بعضها اكثر .

**ملحوظة (٣) :**

تنتج سلسلة ليمان (الفوق بنفسجية) عندما ينتقل الإلكترون إلي المستوي  $n=1$   
تنتج سلسلة بالمر (المرئية) عندما ينتقل الإلكترون الي المستوي  $n=2$   
تنتج سلسلة باشن (تحت الحمراء) عندما ينتقل الإلكترون الي المستوي  $n=3$

### حدود (عيوب أو قصور) نموذج بور:

١. فسر نموذج بور خطوط الطيف المرئي للهيدروجين فقط ، إلا انه لم يستطع تفسير طيف اي عنصر آخر .
٢. لم يفسر السلوك الكيميائي للذرات .
٣. علي الرغم من ان فكرة بور وضعت الأساس للنماذج الذرية اللاحقة، إلا ان هناك ادلة تؤكد أن الإلكترونات لا تتحرك حول النواة في مدارات دائرية .

### الواجب المنزلي

س١: لماذا ينتج سلوك الإلكترون في الذرة ألوانا مختلفة للضوء ؟

.....

.....

.....

س٢: قارن بين سلاسل الطيف الثلاثة ؟

.....

.....

.....

س٣: ما المقصود بالحالة المستقرة والحالة المثارة ؟

.....

.....

## النموذج الكمي للذرة

### (أ) مبدأ لوي دي برولي :

اقترح فكرة ادت إلي تفسير مستويات الطاقة الثابتة في نموذج بور .  
الالكترونات موجات اعتقد دي برولي ان للجسيمات المتحركة خواص موجية  
 اذا كان لالالكترون حركة موجية مقيدة بمدارات دائرية أنصاف اقطارها ثابتة ، فإنه يستطيع اشعاع  
 موجات ذات اطوال موجية وترددات وطاقات معينة فقط .  
 معادلة دي برولي :

### العلاقة بين الجسيم والموجة الكهرومغناطيسية

$\lambda$  تمثل طول الموجة

$h$  ثابت بلانك

$m$  تمثل كتلة الجسيمات

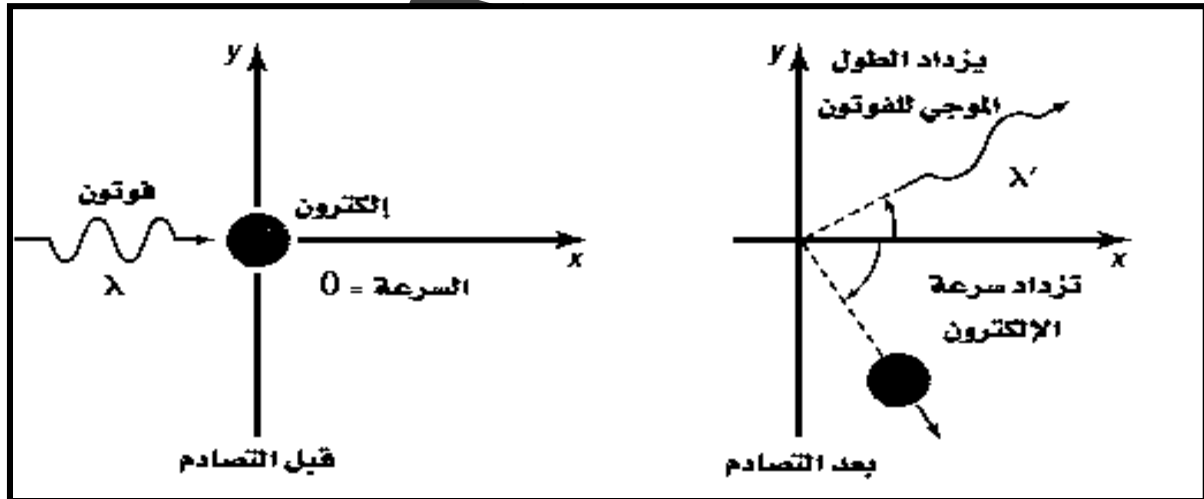
$v$  تمثل السرعة

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

طول موجة الجسيم هي النسبة بين ثابت بلانك وناتج ضرب كتلة الجسيم في سرعته.

(ب) مبدأ هايزنبرج للشك : الذي ينص علي أنه من المستحيل معرفة سرعة جسيم ومكانه في الوقت نفسه بدقة .

ان تصور محاولة تحديد مكان الالكترون باصطدامه مع فوتون عالي الطاقة . ولان طاقة الفوتون مماثلة لطاقة الالكترون نفسه ، لذا فإن التفاعل بين الجسمين يغير كلاً من الطول الموجي للفوتون وموقع الالكترون وسرعته كما في الشكل.



ويعني مبدأ هايزنبرج للشك أيضا أنه من المستحيل تحديد مسارات ثابتة لالالكترونات مثل المدارات الدائرية في نموذج بور ، وان الكمية الوحيدة التي يمكن معرفتها هي المكان الذي يحتمل ان يوجد فيه إلكترون حول النواة .

**(ج) معادلة شرودنجر الموجية :** اشتق شرودنجر معادلة علي اعتبار ان إلكترون ذرة الهيدروجين موجة . وظهر ان نموذج شرودنجر لذرة الهيدروجين ينطبق جيداً علي ذرات العناصر الأخرى ، وهو ما فشل نموذج بور في تحقيقه .

سمي النموذج الذري الذي يعامل الإلكترونات علي انها موجات **بالنموذج الموجي للذرة أو النموذج الكمي للذرة** - يحدد النموذج الكمي طاقة الإلكترون بقيم معينة ، إلا أنه - بخلاف نموذج بور - لا يحاول وصف مسار الإلكترون حول النواة .

**س : قارن بين نموذج بور والنموذج الكمي للذرة .**

- **نموذج بور :** الإلكترون جسيم - لذرة الهيدروجين مستويات طاقة معينة مسموح بها
- **النموذج الكمي :** للإلكترون خواص موجية وجسيمية ، طاقة الإلكترون محدودة بقيم معينة ، لا يفترض النموذج الكمي اي افتراضات بخصوص مسار الإلكترون حول النواة

المنهج البحرينية  
almanahj.com/bh

**س: صف الفرق بين الكم والفوتون ؟**

الكم هو اقل طاقة يمكن ان تفقدها أو تكتسبها الذرة ، في حين ان الفوتون جسيم يحمل طاقة الكم .

- تتنبأ دالة الموجة بمنطقة ثلاثية الأبعاد للإلكترون حول النواة ، تُسمى **الفلك الذري** ، وهو يصف الموقع المحتمل لوجود الإلكترون

**الأفلاك الذرية للهيدروجين :** عدد الكم الرئيسي تذكر ان نموذج بور قد عين أعداد كم لمدارات الإلكترون

• عين النموذج الكمي بصورة مشابهة اربعة أعداد كم للأفلاك الذرية .

**عدد الكم الرئيسي (n) :** يعبر عن الحجم النسبي وطاقة الأفلاك الذرية ، إذ كلما ازدادت قيمة n زاد حجم

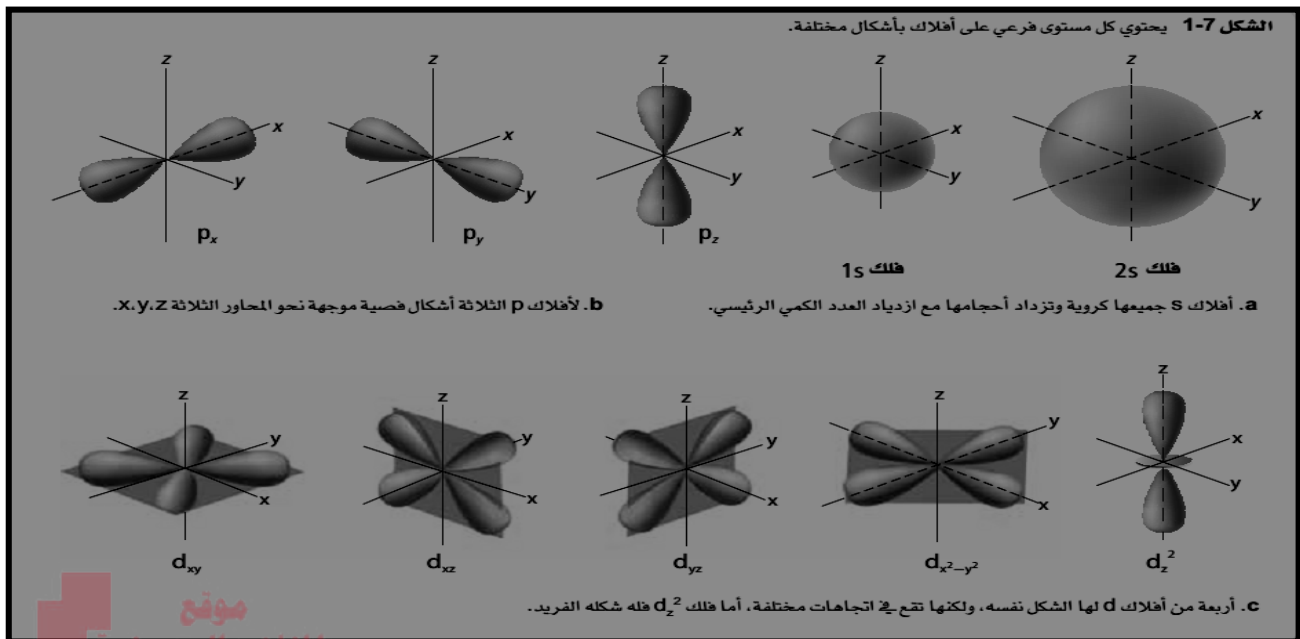
**الفلك وتزداد طاقة الذرة ، يعطى n أعداداً من القيم تتراوح بين 1 ، 7**

تحتوي مستويات الطاقة الرئيسية علي مستويات **طاقة فرعية** - ينقسم كل مستوي رئيسي علي عدد من المستويات الفرعية يساوي رقمه .

مستوي الطاقة الرئيسي 1 من مستوي فرعي واحد ، مستوي الطاقة الرئيسي 2 من مستويين فرعيين وهكذا

**اشكال الأفلاك** تسمى المستويات الفرعية s , p , d , f حسب اشكال أفلاك

شكل الأفلاك	المستوي الفرعي
كروية متماثلة	S
فصين	P
ليس لها الشكل نفسه	D
ليس لها الشكل نفسه	F



موقع  
المنهج البحري  
almanahj.com/bh

### مستويات الطاقة الاربعة الاولى للهيدروجين

عدد الكم الرئيسي (n)	المستويات الفرعية (انواع الافلاك)	عدد الافلاك في المستويات الفرعية	مجموع الافلاك في مستوي الطاقة الرئيسي ( $n^2$ )
1	s	1	1
2	s p	1 3	4
3	s p d	1 3 5	9
4	s p d f	1 3 5 7	16

- يحتوي المستوى الرئيسي الاول علي مستوى فرعي واحد هو  $1s$ .
- يحتوي المستوى الرئيسي الثاني علي مستويين فرعيين هما  $2s, 2p$ .
- يحتوي المستوى الرئيسي الثالث علي ثلاث مستويات فرعية  $3s, 3p, 3d$ .
- يحتوي مستوى الطاقة الرابع علي اربع مستويات فرعية  $4s, 4p, 4d, 4f$ .

#### ملحوظة :

- كل فلك لا يتسع سوى لالكترونين فقط .
- يمثل المستوى الفرعي  $2p$  بثلاث افلاك يتكون كلاً منها من فصيلين  $2p_x, 2p_y, 2p_z$ .
- يمثل المستوى الفرعي  $d$  خمسة افلاك ذات طاقة متساوية ، اربعة منها لها نفس الشكل ولكن اتجاهاتها مختلفة حول المحاور  $x, y, z$ ، إلا ان الفلك الخامس  $d_{z^2}$  له شكل واتجاه مختلف .

المنهج البحري  
almanahj.com/bh

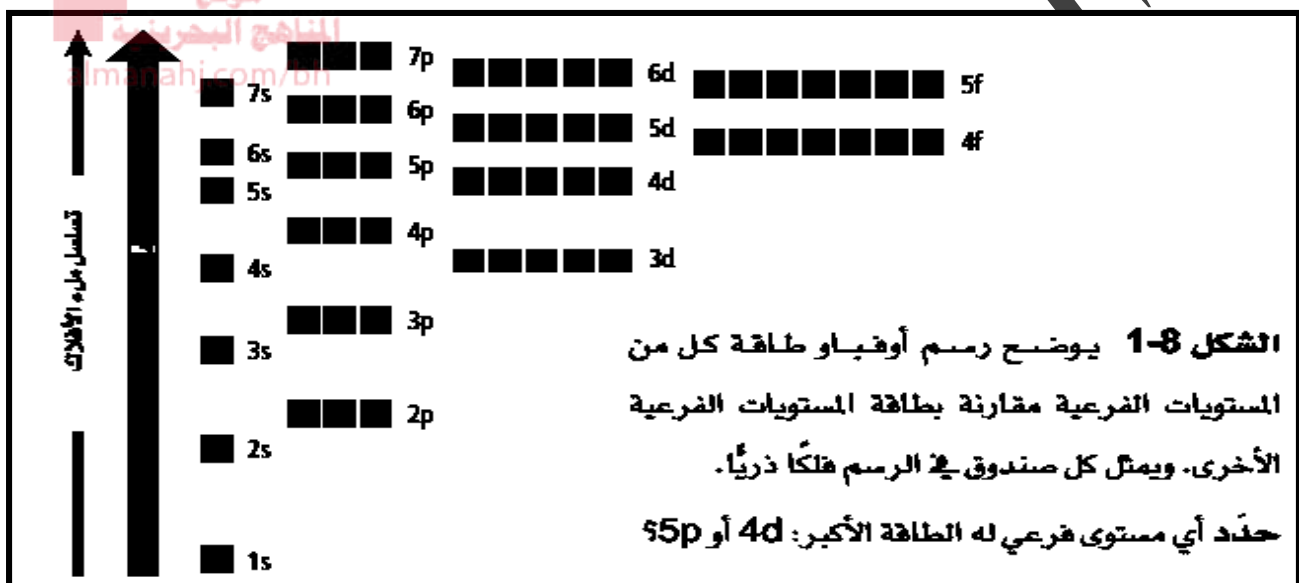
## الدرس الثاني: التوزيع الإلكتروني

**الفكرة الرئيسية:** تحديد التوزيع الإلكتروني في الذرة باستعمال ثلاث قواعد .  
التوزيع الإلكتروني في الحالة المستقرة

**التوزيع الإلكتروني:** يعني ترتيب الإلكترونات في الذرة .

**ملحوظة:** الأنظمة ذات الطاقة المنخفضة تكون أكثر استقرار من الأنظمة ذات الطاقة العالية .  
يسمى ترتيب الإلكترونات في الذرة في الوضع الأقل طاقة وأكثر ثباتاً بالتوزيع الإلكتروني في الحالة المستقرة .

**مبدأ أوفباو:** ينص علي أن كل إلكترون يسعي لأن يكون في الفلك الأقل طاقة .

خواص رسم أوفباو





الخاصية	مثال
طاقة الأفلاك في مستوى الطاقة الفرعي الواحد تكون جميعها متساوية .	الأفلاك الثلاثة في المستوى الفرعي 2p جميعها متساوية في الطاقة .
في الذرة المتعددة الإلكترونات تكون طاقة المستويات الفرعية المختلفة ضمن مستوى الطاقة الرئيسي الواحد مختلفة .	طاقة الأفلاك الثلاثة في المستوى الفرعي 2p أعلى من الفلك 2s .
تسلسل زيادة طاقة المستويات الفرعية ضمن مستوى الطاقة الرئيسي الواحد هو S, P, d ,F	فإذا كان n=4 فسيكون التسلسل هو 4S < 4P < 4d < 4F



تستطيع الافلاك في مستويات الطاقة الفرعية لمستوي رئيسي ان تتداخل مع الافلاك في مستويات الطاقة الفرعية ضمن مستوي رئيسي آخر .	تكون طاقة الفلك في المستوي الفرعي 4s أقل من طاقة الافلاك الخمسة في المستوي الفرعي 3d .
--	--



















**مبدأ باولي :** ينص علي أن عدد إلكترونات الفلك الذري الواحد لا يزيد علي إلكترونين فقط إذا كان الإلكترونان يدوران في اتجاهين متعاكسين .

• يكون الحد الأعلى للإلكترونات المرتبطة مع كل مستوي طاقة رئيسي مساوياً  $2n^2$  .

- يمثل السهم المتجه إلي اعلي دوران الإلكترون في اتجاه معين. 
- يمثل السهم المتجه إلي اسفل دوران الإلكترون في الاتجاه المعاكس. 
- يمثل المربع الفارغ فلكاً شاغراً. 
- يمثل الفلك الذري يحتوي علي زوج من الإلكترونات ذات الدوران المتعاكس. 

قاعدة هوند: الإلكترونات المفردة المتشابهة في اتجاه الدوران يجب ان تشغل الافلاك المتساوية الطاقة قبل ان تشغل الإلكترونات الاضافية في اتجاه دوران معاكس الافلاك نفسها

يوضح الشكل الآتي تسلسل دخول الإلكترونات في افلاك 2P .

1.   	2.   	3.   
4.   	5.   	6.   

س: اذكر نص المبادئ الثلاثة التي تحكم كيفية ترتيب الإلكترونات في الذرات ؟

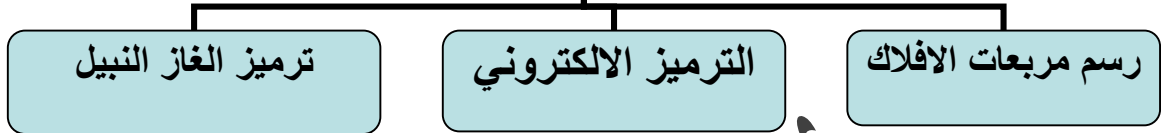
.....

.....

.....

.....

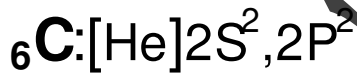
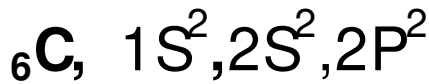
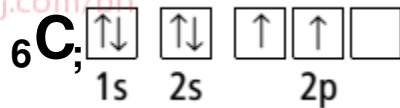
## التوزيع الالكتروني



**مثال ١:** اكتب التوزيع الالكتروني لذرة الكربون  ${}^6\text{C}$  بطريقة رسم مربعات الافلاك ، والترميز الالكتروني ، وترميز الغاز النبيل

موقع  
المنهج البحرينية  
almanahj.com/bh

الحل



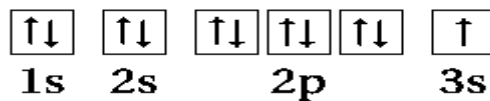
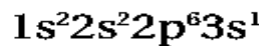
رسم مربعات الافلاك

الترميز الالكتروني

ترميز الغاز النبيل

**مثال ٢:** اكتب التوزيع الالكتروني لذرة الصوديوم بطريقة رسم مربعات الافلاك والترميز الالكتروني.

الحل



**تدريب ١:** وضح كيف يكتب ترميز الغاز النبيل لعنصر الكالسيوم؟

الترميز الإلكتروني ورسم مربعات الأفلاك للعناصر من 1 إلى 10				الجدول 1-4
الترميز الإلكتروني	رسم مربعات الأفلاك	العدد الذري	العنصر / رمزه	
$1s^1$	$\uparrow$	1	H الهيدروجين	
$1s^2$	$\uparrow\downarrow$	2	He الهيليوم	
$1s^2 2s^1$	$\uparrow\downarrow \uparrow$	3	Li الليثيوم	
$1s^2 2s^2$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	4	Be البيريليوم	
$1s^2 2s^2 2p^1$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow$	5	B البورون	
$1s^2 2s^2 2p^2$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow \uparrow$	6	C الكربون	
$1s^2 2s^2 2p^3$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow \uparrow \uparrow$	7	N النيتروجين	
$1s^2 2s^2 2p^4$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow \uparrow$	8	O الأكسجين	
$1s^2 2s^2 2p^5$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow$	9	F الفلور	
$1s^2 2s^2 2p^6$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	10	Ne النيون	

التوزيع الإلكتروني للعناصر من 11 إلى 18				الجدول 1-5
طريقة ترميز الغاز النبيل (الطريقة المختصرة)	طريقة الترميز الإلكتروني	العدد الذري	العنصر / رمزه	
$[\text{Ne}] 3s^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	11	Na الصوديوم	
$[\text{Ne}] 3s^2$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	12	Mg الماغنسيوم	
$[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3p^1$	13	Al الألومنيوم	
$[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$	$1s^2 2s^2 2p^6 3p^2$	14	Si السيليكون	
$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	15	P الفوسفور	
$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	16	S الكبريت	
$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	17	Cl الكلور	
$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ أو $[\text{Ar}]$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	18	Ar الأرجون	

الواجب المنزلي : حل سؤال رقم 9 صفحة 24 الكتاب المدرسي؟

**استثناءات التوزيع الإلكتروني** يمكن استخدام رسم أوفباو في كتابة التوزيع الإلكتروني للحالة المستقرة الصحيحة للعناصر كلها، حتى الفاناديوم ذي العدد الذري 23، إلا أنه إذا أردت الاستمرار في هذه الطريقة فإن التوزيع الإلكتروني للكروم سيكون  $[Ar]4s^2 3d^4$  وللنحاس سيكون  $[Ar]4s^2 3d^9$  وهما غير صحيحين. أما التوزيع الإلكتروني الصحيح لهذين العنصرين فهو  $[Ar]4s^1 3d^5$  للكروم، و  $[Ar]4s^1 3d^{10}$  للنحاس. ويوضح التوزيع الإلكتروني لهذين العنصرين - كما هو الحال لعناصر أخرى - حالة الاستقرار للأفلاك نصف الممتلئة والممتلئة d و s.

**تدريب ٢:** اكتب التوزيع الإلكتروني في الحالة المستقرة للعناصر الآتية:

العنصر	التوزيع الإلكتروني
البروم Br	
الانتيمون Sb	
التريبيوم Tb	
الاسترانشيوم Sr	
الرينيوم Re	
التيتانيوم Ti	

**تدريب ٣:** تحتوي ذرة الكلور في الحالة المستقرة علي سبعة إلكترونات في افلاك مستوي الطاقة الرئيسي الثالث ، فماعدد الإلكترونات التي تشغل افلاك P من الإلكترونات السبعة الاصلية ؟ وما عدد الإلكترونات التي تشغل افلاك P من الإلكترونات السبعة عشر الاصلية الموجودة في ذرة الكلور ؟

**تدريب ٤:** عنصر توزيعه الإلكتروني في الحالة المستقرة  $[Kr]5s^2 4d^{10} 5p^1$  ما هذا العنصر؟

**تدريب ٥:** ذرة عنصر في حالتها المستقرة تحتوي علي إلكترونين في جميع افلاك مستوي الطاقة الرئيسي  $n=6$  . اكتب التوزيع الإلكتروني لهذا العنصر باستخدام ترميز الغاز النبيل ، وحدد العنصر؟

الالكترونات التكافؤ: هي الالكترونات الافلاك الخارجية للذرة وهي التي تحدد الخواص الكيميائية للعنصر. فلي سبيل المثال ، تحتوي ذرة الكبريت علي ستة عشر الكتروناً ، ستة منها فقط تحتل أفلاك  $3s, 3p$  الخارجية ، وهي الالكترونات التكافؤ.



التمثيل النقطي لالالكترونات (تمثيل لويس) يمثل الكيميائيون عادة الالكترونات التكافؤ التي تشارك في تكوين الروابط الكيميائية باستخدام طريقة مختصرة ، تسمى **التمثيل النقطي لالالكترونات** . وفيها يكتب رمز العنصر الذي يمثل نواة الذرة ، وتمثل الالكترونات المستوي الخارجي الموضحة بنقاط تعبر عن الالكترونات تكافؤ الذرة جميعها . وتنسب الطريقة الي الكيميائي الامريكي **لويس Lewis** وعند كتابة التمثيل النقطي لالالكترونات التكافؤ توضع نقطة واحدة في كل مرة علي الجوانب الاربعة للرمز ، ثم تكرر العملية حتي تستخدم النقاط جميعها .

موقع  
المنهج البحرينية  
almanahj.com/bh

## الجدول 6-1

## الترميز الإلكتروني والتمثيل النقطي لالالكترونات

العنصر / رمز	العدد الذري	الترميز الإلكتروني	التمثيل النقطي لالالكترونات
الليثيوم Li	3	$1s^2 2s^1$	Li·
البريليوم Be	4	$1s^2 2s^2$	·Be·
البورون B	5	$1s^2 2s^2 2p^1$	·B·
الكربون C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	·C·
النيتروجين N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	·N·
الأكسجين O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	:O·
الفلور F	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	:F·
النيون Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	:Ne:

تدريب ٦: ارسم التمثيل النقطي لالالكترونات العناصر الآتية :

الماغنسيوم Mg	الثاليوم Tl	الزينون Xe	القصدير Sn

الواجب المنزلي

حل اسئلة الكتاب المدرسي صفحة 26 رقم 13-14-18-19

## الفصل الثاني

### الجدول الدوري والتدرج في خواص العناصر

الدرس الاول: تطور الجدول الدوري الحديث

١- العالم الفرنسي أنتوني لافوازييه :

في اواخر القرن الثامن عشر (١٧٤٣-١٧٩٤)

قام بتجميع العناصر المعروفة آنذاك في قائمة واحدة ،تحتوي علي ٣٣ عنصراً موزعة علي ٤ فئات .

الضوء ، الحرارة ، الاكسجين ، النيتروجين ، الهيدروجين .	الغازات
الانتيومون ، الفضة ، الزرنيخ ، البزموت ، الكوبلت ، النحاس ، القصدير ، الحديد ، المنجنيز ، الزئبق ، الموليبيديوم ، النيكل ، الذهب ، البلاتينيوم ، الرصاص ، التنجستون ، الخارصين (الزنك)	الفلزات
الكبريت ، الفوسفور ، الكربون ، حمض الهيدروكلوريك ، حمض الهيدروفلوريك ، حمض البوريك .	اللافلزات
الطباشير ، الماغنيسيا (اكسيد الماغنسيوم) ، البورات ، الصلصال ، السليكا (اكسيد السليكون)	العناصر الارضية

٢- العالم الانجليزي جون نيولاندز: عام ١٨٦٤

- رتب العناصر تصاعدياً وفق الكتل الذرية .
- لاحظ تكرار خواص العناصر لكل ثمانية عناصر (يسمي هذا النمط بالدورية)
- وضع **قانون الثمانية** .

علل : وجد قانون الثمانية معارضة آنذاك؟

علل: لم يتقبل العلماء كلمة الثمانية ؟

٣- العالم الالماني لوثر مايير (١٨٣٠-١٨٩٥)

- برهن علي وجود علاقة بين الكتل الذرية وخواص العناصر .
- رتب العناصر تصاعدياً وفق الكتل الذرية .

٤- العالم الروسي **ديمتري مندليف** (١٨٣٤-١٩٠٧)

- برهن علي وجود علاقة بين الكتل الذرية وخواص العناصر .
  - رتب العناصر تصاعدياً وفق الكتل الذرية .
  - تنبأ بوجود عناصر غير مكتشفة ، وحدد خواصها .
- علل : لاقى جدول مندليف قبولاً واسعاً؟**

٥- العالم الإنجليزي **هنري موزلي** (١٨٨٧-١٩١٥)

- اكتشف أن العناصر تحتوي علي عدد فريد من البروتونات سماه العدد الذري .
  - رتب العناصر تصاعدياً وفق العدد الذري ، مما نتج عنه نموذج لدورية خواص العناصر .
- س: ما المقصود بالعدد الذري ؟**

موقع  
المنهج البحرينية  
almanahj.com/bh

**س: ما المقصود بتدرج الخواص؟**

## ٦- الجدول الدوري الحديث:

اسم العنصر	الحالة	الكتلة الذرية المتوسطة
أكسجين	8	15.999
العدد الذري	0	الرمز

- يتكون الجدول الدوري علي مجموعة من المربعات ، يحتوي كل مربع علي اسم العنصر ورمز العنصر والعدد الذري والكتلة الذرية والحالة الفيزيائية للعنصر .

**المجموعات :** هي سلسلة الاعمدة الراسية وعددها ١٨ .

**الدورات :** هي الصفوف الأفقية وعددها ٧ .

♥ لعناصر المجموعات 1,2 ومن 13 إلي 18 العديد من الخواص الفيزيائية والكيميائية

ولهذا السبب يشار إليها بالعناصر المجموعات الرئيسية أو العناصر المثالية

♥ يشار إلي عناصر المجموعات 3 إلي 12 بالعناصر الانتقالية

## العناصر

اشباه فلزات

لافلزات

فلزات

# الفلزات

- ♥ تكون ملساء لامعة .
- ♥ صلابة في درجات حرارة الغرفة ماعدا الزئبق سائل .
- ♥ جيدة التوصيل للحرارة والكهرباء.
- ♥ يمتاز معظمها بالليونة والقابلية للطرق والسحب ،إذ يمكن تحويلها إلي صفائح رقيقة ،وسحبها إلي اسلاك رفيعة
- ♥ تعد معظم العناصر المثالية والعناصر الانتقالية فلزات

## ١- العناصر القلوية :

هي عناصر المجموعة (1) توجد في يسار الجدول جميعها فلزات ما عدا الهيدروجين. نظراً لنشاطها فهي غالباً ما تكون موجودة في الطبيعة علي هيئة مركبات مع عناصر أخرى .

مثل الصوديوم Na وهو احد مكونات ملح الطعام ،والليثيوم Li المستخدم في البطاريات

## ٢- الفلزات القلوية الارضية :



توجد في المجموعة (2).

وهي أيضاً سريعة التفاعل .

مثل الكالسيوم Ca ،والمغنسيوم Mg

من المعادن المفيدة لصحة الجسم .

المغنسيوم صلب ، ووزنه خفيف ،لذا يستخدم في تصنيع الاجهزة الالكترونية ومنها الحواسيب المحمولة .

## ٣- الفلزات الانتقالية:

♥ انتقالية رئيسية توجد في وسط الجدول بدءاً من الدورة الرابعة .

♥ وتوجد في المجموعات من 3 إلي 12 .

♥ انتقالية داخلية توجد اسفل الجدول الدوري وتضم سلسلتي اللانثانيدات ،والاكتينيدات .

♥ توجد في الجزء العلوي الايمن من الجدول الدوري.

♥ غالباً غازات أو مواد صلبة هشة ذات لون داكن.

♥ اللافلز السائل الوحيد هو البروم Br عند درجة حرارة الغرفة.

♥ يعد الاكسجين أكثر العناصر وفرة في جسم الانسان.

♥ الهالوجينات هي عناصر المجموعة 17 عناصرها شديدة التفاعل.

♥ تضاف المركبات التي تحتوي علي الفلور إلي معجون الاسنان وماء الشرب لحماية الاسنان من التسوس.

♥ الغازات النبيلة (الخاملة) هي عناصر المجموعة 18، وتستخدم في

صناعة المصابيح و اشارات (لوحات) النيون

# اللافلزات

## الموصلات

الاستعمال العلمي: مواد تستطيع نقل

الكهرباء، أو الحرارة، أو الصوت.

التحاس موصل جيد للحرارة


الاستعمال الشائع: ما يوصل به الحبل...



# اشباه الفلزات

- ♥ لها خواص فيزيائية وكيميائية مشابهة للفلزات واللافلزات معاً.
- ♥ السليكون Si والجرمانيوم Ge من اشباه الفلزات المهمة المستخدمة بكثرة في صناعة رقائق الحاسوب والخلايا الشمسية .
- ♥ يستخدم السليكون في الجراحات التجميلية والتطبيقات التي تحاكي الواقع.
- ♥ قام العلماء علي تطوير تقنيات الغواصات بصنع روبوت آلي علي صورة سمكة قادر مثلها علي السباحة ، وصنع جسم الروبوت من راتنج السليكون الذي يصبح ليناً في الماء.

تدريب ١: قارن بين الفلزات واللافلزات واشباه الفلزات؟

الفلزات	اللافلزات	اشباه الفلزات
		

تدريب ٢: حدد أي العناصر الآتية عناصر مثالية ، وايهما انتقالية :

- a. ليثيوم Li      b. بلاتين Pt
- c. بروميثيوم Pm      d. كربون C

تدريب ٣: اكتب اسمي عنصرين لهما خصائص متشابهة مما يأتي:

- a. اليود I      b. الباريوم Ba      c. الحديد Fe

تدريب ٤: تفسير البيانات تخطط شركة لتصنيع جهاز إلكتروني، مما يتطلب استخدام عنصر له خواص كيميائية شبيهة بالسليكون Si والرصاص Pb، والكتلة الذرية له أكبر من كتلة الكبريت S، ولكنها أقل من كتلة الكاديوم Cd. استخدم الجدول الدوري لتحديد العنصر الذي يمكن أن تستخدمه الشركة.

## الدرس الثاني: تصنيف العناصر

الفكرة الرئيسية: رتبت العناصر في الجدول الدوري ضمن مجموعات حسب توزيعها الالكتروني.

تحدد الخواص الكيميائية للعنصر من خلال التوزيع الالكتروني، إلا انه يمكن معرفة التوزيع الالكتروني وعدد الكترونات التكافؤ من خلال موقع العنصر في الجدول الدوري الحديث.  
\*الالكترونات التكافؤ:- هي الالكترونات الموجودة في مستوي الطاقة الرئيسي الاخير للذرة.  
**عل:** عناصر المجموعة الواحدة لها نفس الخواص الكيميائية ؟

**ملحوظة:** يحدد رقم مستوي الطاقة الاخير الذي يحتوي إلكترونات التكافؤ الدورة التي يوجد فيها العنصر في الجدول الدوري .

## ملاحظات عامة علي الجدول

موقع  
المنهج البحرينية  
almanahj.com/

- ١- لتحديد الفئة : يتم عن طريق آخر مستوي فرعي ينتهي به التركيب الالكتروني.
- ٢- لتحديد رقم الدورة التي يوجد بها العنصر : الرقم الموجود قبل آخر (S)
- ٣- لتحديد رقم مجموعة العنصر :
  - أ - عندما ينتهي التركيب الالكتروني بالمستوي الفرعي (S) فإن :  
رقم المجموعة = عدد إلكترونات (S)
  - ب - عندما ينتهي التركيب الالكتروني بالمستوي الفرعي (P) فإن :  
رقم المجموعة = إلكترونات (P) + 10 = 12 + (P) .....
  - ج - عندما ينتهي التركيب الالكتروني بالمستوي الفرعي (d) فإن :  
رقم المجموعة = إلكترونات (d) + 2 = 10 + (d) .....

الشكل 7-2 يوضح الشكل التمثيل النقطي للإلكترونات لمعظم العناصر المثالية.

لاحظ كيف يتغير عدد إلكترونات التكافؤ بتغير المجموعات، ولا يتغير ضمن المجموعة الواحدة؟

1	H.	2		13	14	15	16	17	18
1	H.								He:
2	Li.	Be.		B.	C.	N.	O.	F.	Ne:
3	Na.	Mg.		Al.	Si.	P.	S.	Cl.	Ar:
4	K.	Ca.		Ga.	Ge.	As.	Se.	Br.	Kr:
5	Rb.	Sr.		In.	Sn.	Sb.	Te.	I.	Xe:
6	Cs.	Ba.		Tl.	Pb.	Bi.	Po.		Rn:

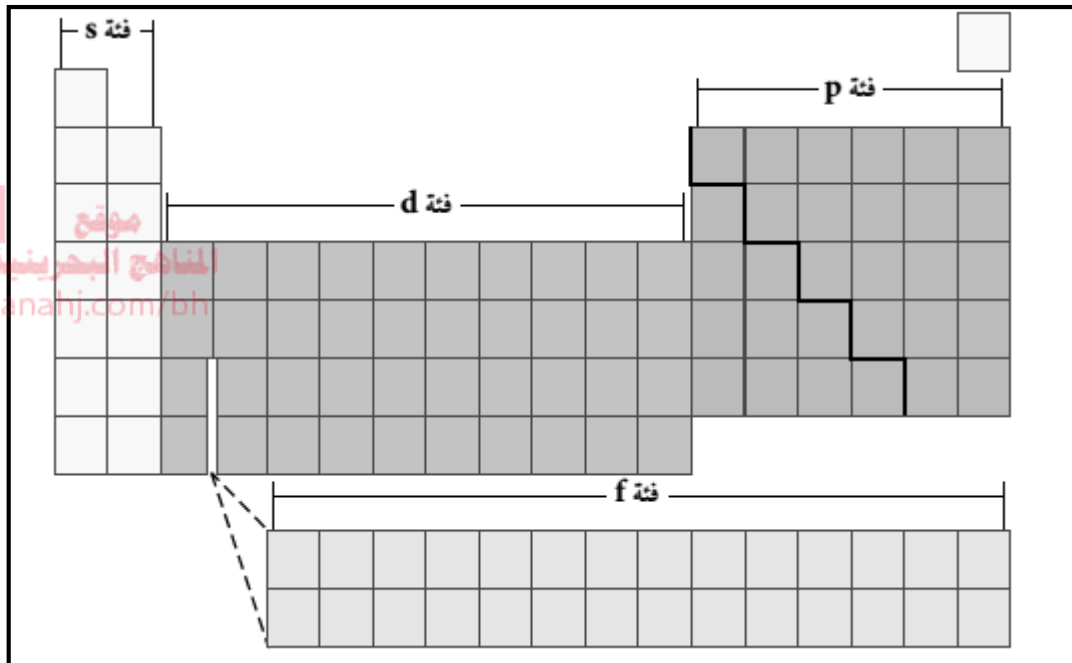
- يبين الشكل السابق كيف يساعد التمثيل النقطي للإلكترونات علي الربط بين رقم المجموعة وعدد الكترونات التكافؤ.

- لاحظ ان عدد الكترونات التكافؤ لعناصر المجموعات من 13 إلى 18 يساوي رقم المجموعة ناقص 10 .

### عناصر الفئات S,P,d, F Block Elements

علل : يحتوي الجدول الدوري علي صفوف واعدة ذات احجام متفاوتة ؟

لانه قسم إلى فئات تمثل مستويات الطاقة الفرعية للذرة والتي تحتوي علي الكترونات التكافؤ، ولوجود اربعة مستويات فرعية (S,P,d,F) فقد قسم الجدول الدوري إلى اربعة فئات.



### عناصر الفئة S

تشغل المنطقة اليسرى من الجدول الدوري وتحتوي على العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي (s) وهي عناصر المجموعتين الأولى وتركيبها  $ns^1$  وعناصر المجموعة الثانية وتركيبها  $ns^2$ .  
ملاحظة : (n) هو رقم مستوى الطاقة الاخير ورقم الدورة في نفس الوقت .

### عناصر الفئة P

- تتكون فئة P من المجموعات من 13 إلى 18 - ولا يوجد عناصر من الفئة P في الدورة الاولى، لان مستويات P الفرعية لاتوجد في مستوى الطاقة الرئيسي الاول.
- البورون B هو العنصر الاول في فئة P .

♥ علل: عناصر المجموعة 18 تتميز باستقرار ذراتها؟

## عناصر الفئة d الإنتقالية الرئيسية

- أكبر فئات الجدول الدوري – تتميز بامتلاء كلي للفلك الفرعي S من مستوى الطاقة n ، وامتلاء جزئي أو كلي لأفلاك d من مستوى الطاقة n-1 .
- لان أفلاك d الخمسة تتسع الي 10 إلكترونات لذا فإن فئة d تمتد علي مدي 10 مجموعات في الجدول الدوري.

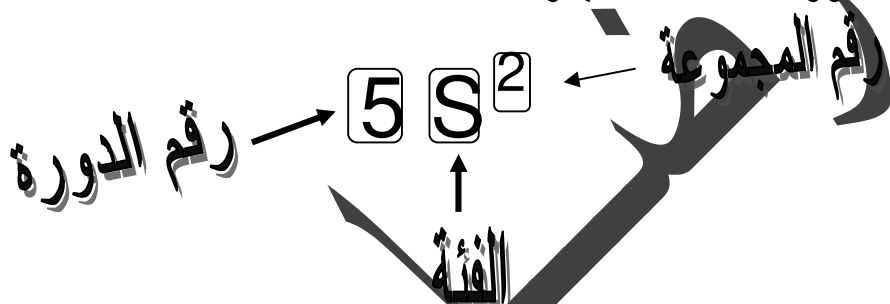
## عناصر الفئة f الإنتقالية الداخلية

- تتميز عناصرها بامتلاء المدار الفرعي S الخارجي ، وامتلاء أو شبه امتلاء أفلاك 4f,5f

**مثال:** التوزيع الإلكتروني والجدول الدوري لعنصر الإسترانشيوم الذي يستخدم في إضفاء اللون الأحمر على الألعاب النارية، التوزيع الإلكتروني  $[Kr]5s^2$ ، حدد المجموعة والدورة والفئة التي ينتمي إليها عنصر الإسترانشيوم دون استخدام الجدول الدوري.

almanahj.com/bh

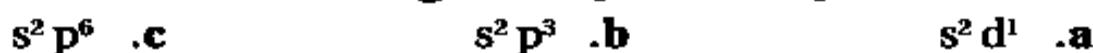
**الحل:** الدورة الخامسة – المجموعة ٢ – الفئة S



**تدريب ١:** حدد دون الرجوع للجدول الدوري ، المجموعة والدورة والفئة التي تنتمي اليها العناصر الآتية



**تدريب ٢:** ما الرمز الكيميائي للعناصر التي لها التوزيع الآتي لإلكترونات تكافئها:



**الواجب المنزلي:**

١. تحدد أكتب التوزيع الإلكتروني لكل من العناصر الآتية:

- a. عنصر في المجموعة 2 والدورة 4
- b. عنصر في المجموعة 12 والدورة 4
- ٢- اكتب التوزيع الإلكتروني للعناصر الآتية :
- c. غاز نبيل في الدورة 5
- d. عنصر في المجموعة 16 والدورة 2

الرقم	العنصر	طريقة التوزيع	التوزيع الإلكتروني	الفئة	المجموعة	نوع العنصر
١	$9F$	رسم الأفلاك				
٢	$3Na$	ترميز الغاز النبيل				

### الدرس الثالث: تدرج خواص العناصر

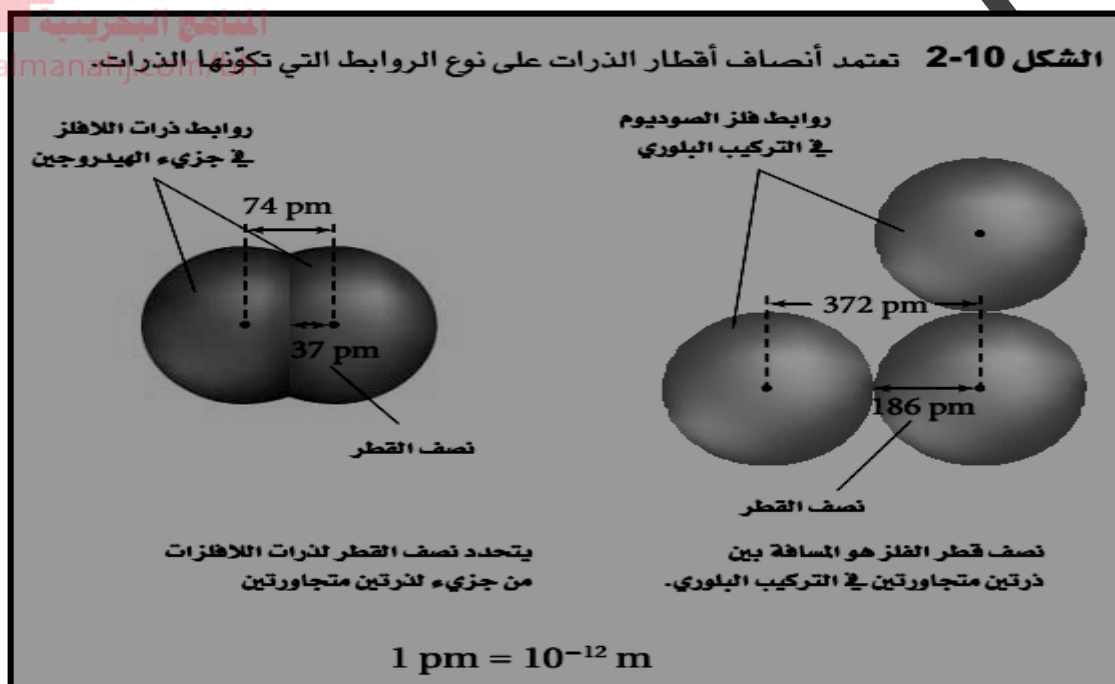
**الفكرة الرئيسية:** يعتمد تدرج خواص العناصر في الجدول الدوري على أحجام الذرات وقابليتها لفقدان الإلكترونات أو اكتسابها.

#### نصف قطر الذرة Atomic Radius

**الحجم الذري:** مقدار اقتراب ذرة من ذرة أخرى مجاورة لها - ولأن طبيعة الذرة المجاورة تختلف من مادة إلى أخرى، لذا فإن حجم الذرة يتغير من مادة إلى مادة أخرى .

نصف قطر الذرة للفلز: نصف المسافة بين نواتين متجاورتين في التركيب البلوري للعنصر .

نصف قطر اللافلزات: نصف المسافة بين الانوية المتطابقة والمتحدة كيميائياً بروابط فيما بينهما .



#### تدرج خواص العناصر عبر الدورات:

**عل:** يتناقص في الغالب نصف القطر عند الانتقال من يسار الدورة إلى يمينها؟

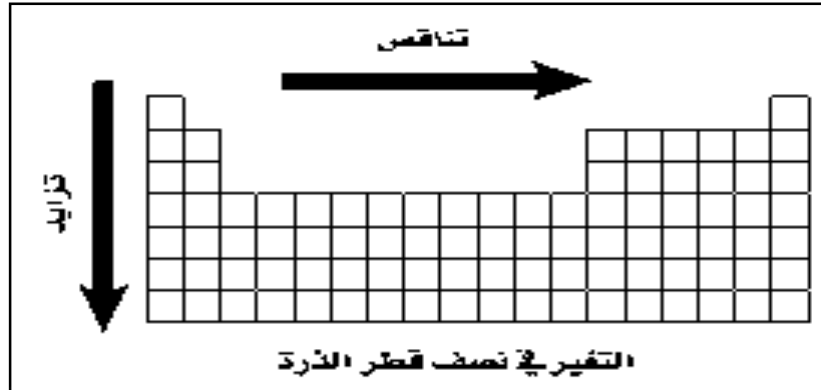
**ج:** السبب هو زيادة الشحنة الموجبة في النواة مع بقاء مستويات الطاقة الرئيسية في الدورة ثابتاً، وعند الانتقال عبر الدورة لا توجد إلكترونات إضافية بين إلكترونات التكافؤ والنواة، تقوم شحنات النواة بجذب إلكترونات المستويات الخارجية لتصبح أقرب إلى النواة .

#### تدرج خواص العناصر عبر المجموعات:

**عل:** يزداد نصف القطر عند الانتقال إلى أسفل في المجموعة ؟

**ج:** بسبب زيادة حجم المستويات الخارجية مع زيادة رقم المستوي الرئيسي ، وبذلك تصبح الذرة أكبر.

إن زيادة حجم المستويات يعني أن الإلكترونات الخارجية تكون على مسافة أبعد من النواة ويقلل ازدياد هذه المسافة من تأثير الجذب الناتج عن زيادة شحنة النواة. كما تعمل المستويات الإضافية بين النواة والإلكترونات الخارجية بحجب هذه الإلكترونات عن النواة.



**تدريب ١:** أي الذرات الاتية لها أكبر نصف قطر: الكربون C، الفلور F، البريليوم Be، الليثيوم Li؟

موقع  
almanahj.com/bh

**تدريب ٢:** أي العناصر له أكبر نصف قطر: الماغنسيوم Mg، السليكون Si، الكبريت S، الصوديوم Na؟ وأيها له أصغر نصف قطر؟



A B C

**تدريب ٣:** يبين الشكل المجاور عنصر الهيليوم والكريبتون والرادون ، أي منهما يمثل نصف قطر الكريبتون؟ وكيف يمكن الاستدلال على ذلك؟

**تدريب ٤:** حدد أي العنصرين ، في كل زوج مما يلي ، له أكبر نصف قطر :

- عنصر في الدورة 2، والمجموعة 1، أو عنصر في الدورة 3، والمجموعة 18
- عنصر في الدورة 5، والمجموعة 2، أو عنصر في الدورة 3، والمجموعة 16
- عنصر في الدورة 3، والمجموعة 14، أو عنصر في الدورة 6، والمجموعة 15
- عنصر في الدورة 4، والمجموعة 18، أو عنصر في الدورة 2، والمجموعة 16

**نصف قطر الايون :****الايون**

ذرة أو مجموعة ذرية لها شحنة موجبة أو سالبة .

♥ نصف قطر الايون الموجب اقل من نصف قطر ذرته .

والسبب في ذلك ان الالكترونات المفقودة الذي تفقده الذرة غالباً ما يكون الكترون تكافؤ ، وينتج عنه فقدان مدار خارجي .

السبب الاخر زيادة التجاذب بين النواة والالكترونات .

♥ نصف قطر الايون السالب اكبر من نصف قطر ذرته .

لأن اضافة الكترون إلى الذرة يزيد تنافراً كهروستاتيكياً أكبر مع إلكترونات المستويات الخارجية ، ويدفعها بقوة نحو الخارج ، وينتج عن ذلك زيادة نصف القطر .

تدرج خواص العناصر عبر الدورات يوضح الشكل 14-2 أنصاف أقطار معظم العناصر المثالية. لاحظ أن العناصر التي في الجهة اليسرى من الجدول تكون أيونات موجبة أصغر حجماً. في حين تكون العناصر التي في الجهة اليمنى من الجدول أيونات سالبة أكبر حجماً. وفي الغالب، كلما تحركت من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، يتناقص حجم الأيون الموجب. وعند المجموعة 15 أو 16، يتناقص حجم الأيون السالب الأكبر أيضاً تدريجياً.

تدرج خواص العناصر عبر المجموعات عندما تنتقل في المجموعة من أعلى إلى أسفل فإن إلكترونات المستويات الخارجية في الأيون تكون في مستويات طاقة أعلى؛ مما ينتج عنه زيادة في حجم الأيون. لذا يزداد نصف قطر كل من الأيونات الموجبة والسالبة عند الانتقال إلى أسفل خلال المجموعة. ويلخص الشكل 15-2 اتجاه التغير في نصف قطر الأيونات عبر المجموعات والدورات.

**طاقة التأين Ionization Energy**

هي الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون من الذرة وهي في الحالة الغازية .

ملحوظة ١ يستفاد من طاقة التأين المنخفضة لعنصر الليثيوم في صناعة بطاريات الحاسوب، فسهولة خسارة الالكترونات يساعد البطارية علي إنتاج قدرة كهربائية أكبر.

ملحوظة ٢ طاقة تأين عناصر المجموعة الاولى منخفضة ،لذا تميل إلى تكوين ايونات موجبة .

ملحوظة ٣ طاقة تأين عناصر المجموعة ١٨ عالية جداً، لذلك لا تكون أيونات في أغلب الأحيان

**حلل : يلجأ الغواصون إلى استخدام خليط هيليوكس (أكسجين مخفف بهيليوم)**

ج: إن الزيادة في الضغط الذي يتعرض له الغواصون تحت سطح الماء يتسبب في دخول كمية أكبر من الأكسجين إلى الدم ، مما يسبب الأرباك والغثيان - لأن طاقة تأين الهيليوم العالية لا تسمح بالتفاعل الكيميائي مع الدم .

**طاقة التأين الثانية :** الطاقة اللازمة التي يتطلبها انتزاع إلكترون ثان من أيون أحادي الشحنة الموجبة

**طاقة التأين الثالث:** الطاقة اللازمة التي يتطلبها انتزاع الإلكترون ثالث من أيون ثنائي الشحنة الموجبة تزداد طاقة التأين كلما كان الإلكترون المفقود يتسبب في كسر مستوى طاقة مكتمل .

**حلل :** طاقة التأين الثاني للنيثيوم أعلى من طاقة التأين الأول .

تدرج خواص العناصر عبر الدورات تزداد طاقة التأين الأولى عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة

تدرج خواص العناصر عبر المجموعات تقل طاقة التأين الأولى عند الانتقال إلى أسفل المجموعة. ويعود ذلك إلى زيادة حجم الذرة، والحاجة إلى طاقة أقل لانتزاع الإلكترون كلما ابتعد الإلكترون عن النواة،

**قاعدة الثمانية**

تعريفها:- الذرة تكسب الإلكترونات أو تخسرهما أو تشارك بها ، لتحصل على ثمانية إلكترونات تكافؤ في مستوى طاقتها الأخير .

القاعدة السابقة لا تنطبق على عناصر الدورة الأولى - لأنها تحتاج إلى إلكترونين فقط.

**ملحوظة :** عناصر يسار الجدول تميل لتكوين أيونات موجبة ، بينما عناصر يمين الجدول تميل لتكوين أيونات سالبة .

**الكهروسالبية Electronegativity**

هي مدي قابلية ذرات العناصر على جذب الإلكترونات الرابطة الكيميائية .

♥ الكهروسالبية تقل عند الانتقال إلى أسفل المجموعة ، وتزداد عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة .

♥ ويمكن تمثيل الكهروسالبية بأرقام نسبية تبدأ بالرقم 3.98 أو أقل ، والتي أطلق عليها باولنج.

• الفلور أكثر العناصر كهروسالبية بقيمة 3.98

• السيزيوم والفرانسيوم أقل العناصر كهروسالبية بقيم 0.79 ، 0.7 .



الكهروستاتيكية  
نصف قطر الذرة  
نصف قطر الايون  
طاقة التأين

						B	N	F	Ne
Na	Mg					Al	Si	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni

الرقم	العنصر	الوصف
١		يقع في الدورة الثانية - والكثرونات التكافؤ له ٣
٢		مداره الفرعي p نصف ممتلئ
٣		عنصر من الهالوجينات
٤		له نفس التوزيع الالكتروني لايون $Mg^{+2}$
٥		الأكبر في الحجم السبب: .....
٦		جهد التأين الثاني له أكبر ما يمكن السبب: .....
٧		له أقل كهروسالبية
٨		الأصغر في الحجم السبب: .....
٩		يكتسب ثلاث الكترونات ويصل الي حالة الاستقرار
١٠		له نفس التوزيع الالكتروني لايون الكلوريد $Cl^-$
١١		من العناصر الانتقالية
١٢		ايهما أكبر حجماً Mg أم Si ؟
١٣		ينتمي للمجموعة 18
١٤		من أشباه الفلزات فيم يستخدم؟ .....
١٥		يضاف لماء الشرب ومعجون الاسنان - والاعلي كهروسالبية
١٦		عدده الذري يساوي ١٧
١٧		يقع في الدورة الرابعة - المجموعة الثالثة

## الفصل الثالث

# المركبات الايونية والفلزات

### الدرس الاول: الروابط والمركبات الايونية

#### الفكرة الرئيسية

تتكون الايونات عندما تفقد الذرات إلكترونات التكافؤ أو تكتسبها لتصل إلى التوزيع الإلكتروني التالي الأكثر استقراراً، وتتجاذب الايونات ذات الشحنات المختلفة لتكون مركبات أيونية متعادلة كهربائياً.

موقع  
المنهج البحرينية  
almanahj.com/bh

#### تكوين الايون الموجب :

يتكون الايون الموجب عندما تفقد الذرة إلكترون تكافؤ واحد أو أكثر لتحصل على التوزيع الإلكتروني المشابه للتوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل. (يسمى الايون الموجب بالكاتيون) يحتوي الايون الموجب على عدد من البروتونات أكبر من عدد الإلكترونات.

أيونات الفلزات : إن ذرات الفلزات نشيطة كيميائياً لأنها تفقد إلكترونات تكافؤها بسهولة، وتعتبر فلزات المجموعتين الاولى والثانية أكثر الفلزات نشاطاً في الجدول الدوري.

أيونات المجموعات 1 و 2 و 13		الجدول 1-3
شحنة الأيون المتكون	التوزيع	المجموعة
1 + عند فقد إلكترون $s^1$	$ns^1$ [غاز نبيل]	1
2 + عند فقد إلكترون $s^2$	$ns^2$ [غاز نبيل]	2
3 + عند فقد إلكترونات $s^2p^1$	$ns^2np^1$ [غاز نبيل]	13

#### أيونات الفلزات الانتقالية :

نذكر أن مستوي الطاقة الخارجي للفلزات الانتقالية هو  $ns^2$ ، وعند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، تقوم ذرات كل عنصر بإضافة إلكترون إلى أحد الأفلاك الفرعية d. حيث تفقد هذه العناصر إلكترونات ns أولاً ثم يتم فقدان الإلكترونات المستوي الفرعي d.

مثال: أيونات الحديد  $Fe^{+2}$ ،  $Fe^{+3}$ .

التوزيع الإلكتروني الشبيه بالتوزيع الإلكتروني للغاز النبيل :

تفقد ذرات عناصر المجموعات 14-11 إلكترونات لتكون مستوى طاقة خارجيًا ذا أفلاك فرعية مملوءة هي s,p,d ، مثال تكوين ايون الخارصين  $Zn^{+2}$ .

تكوين الايون السالب :

تميل عناصر اللافلزات الموجودة يمين الجدول الدوري إلى اكتساب إلكترونات بسهولة لتحصل على توزيع إلكتروني خارجي مستقر .

مثال: تكوين ايون الكلوريد :

للحصول على توزيع إلكتروني مشابه للتوزيع الإلكتروني للغاز النبيل تكتسب ذرة الكلور إلكترونًا لتكون أيونًا شحنته -1 ، ويصبح التوزيع الإلكتروني لايون الكلوريد بعد اكتساب الإلكترون مثل التوزيع الإلكتروني للارجون :

ذرة Cl	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
ذرة Ar	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
أيون $Cl^-$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

ويسمى الايون السالب **الأيون** ولتسمية الأيونات السالبة يضاف المقطع (يد) إلى نهاية اسم العنصر ، فتصبح ذرة الكلور أيون كلوريد .

تدريب ١: اذكر اسم الايون السالب لعنصر النيتروجين ؟

يبين الجدول التالي أيونات المجموعات 15 و 16 و 17

أيونات المجموعات من 15 إلى 17			الجدول 2-3
شحنة الأيون المتكون	التوزيع الإلكتروني	المجموعة	
3- عند اكتساب ثلاثة إلكترونات	$ns^2 np^3$ [غاز نبيل]	15	
2- عند اكتساب إلكترونين	$ns^2 np^4$ [غاز نبيل]	16	
1- عند اكتساب إلكترون واحد	$ns^2 np^5$ [غاز نبيل]	17	

المركبات الأيونية : هي المركبات التي تحتوي على روابط أيونية .

الرابطة الأيونية : هي القوة الكهروستاتيكية التي تمسك الجسيمات ذات الشحنات المختلفة .

**تدريب ٢:** وضح كيف يتكون مركب فلوريد الكالسيوم ؟

.....

.....

.....

**تدريب ٣:** وضح كيف يتكون مركب اكسيد الالمونيوم ؟

.....

.....

.....

موقع  
المنهج البحرينية  
almanahj.com/bh

تكوين كلوريد الصوديوم

الجدول 3-3

المعادلة الكيميائية

$$\text{Na} + \text{Cl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{طاقة}$$

التوزيع الإلكتروني

$$[\text{Ne}]3s^1 + [\text{Ne}]3s^23p^5 \rightarrow [\text{Ne}] + [\text{Ar}] + \text{طاقة}$$

$\text{Na}$ 
 $\text{Cl}$ 
 $\text{Na}^+$ 
 $\text{Cl}^-$

التوزيع الإلكتروني بطريقة رسم مربعات الأفلاك

انتقل إلكترون

ثانية

طاقة

التمثيل النقطي للإلكترونات (تمثيل لويس)

$$\text{Na} \cdot + \cdot \ddot{\text{Cl}}: \rightarrow [\text{Na}]^+ + [:\ddot{\text{Cl}}:]^- + \text{طاقة}$$

## وضح كيف تتكون المركبات الأيونية من العناصر الآتية:

1. الصوديوم والنيتروجين

2. الليثيوم والأكسجين

3. الإسترانسيوم والفلور

4. الألومنيوم والكبريت

5. تحدّ وضح كيف يتحد عنصران من

عناصر المجموعتين الميئتين في الجدول

الدوري لتكوين مركب أيوني؟

موقع  
المنهج البحرينية  
almanahj.com/bh

## خواص المركبات الأيونية :

١- توجد المركبات الأيونية في حالة متبلرة (بلورات)

**البلورة** عبارة عن ترتيب منظم ثلاثي الأبعاد للجسيمات يحاط فيه الأيون الموجب بالأيون السالب والعكس .



تختلف البلورة في شكلها بسبب حجم الأيونات وأعداد الأيونات.

تتكون البلورة نتيجة لقوة الجذب الكبيرة بين الأيونات الموجبة والسالبة .

الربط مع علم الأرض : يستفيد علماء الأرض من العديد من مخططات التصنيف لتنظيم

الكثير من المعادن . وتصنف هذه المركبات حسب اللون والشكل البلوري والصلابة

والخواص الكيميائية والمغناطيسية والكهربائية كما يمكن تصنيفها أيضاً من خلال الأيونات السالبة التي تتضمنها.

$\text{Be}_3\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$  البيرل

$\text{BaSO}_4$  الباريت

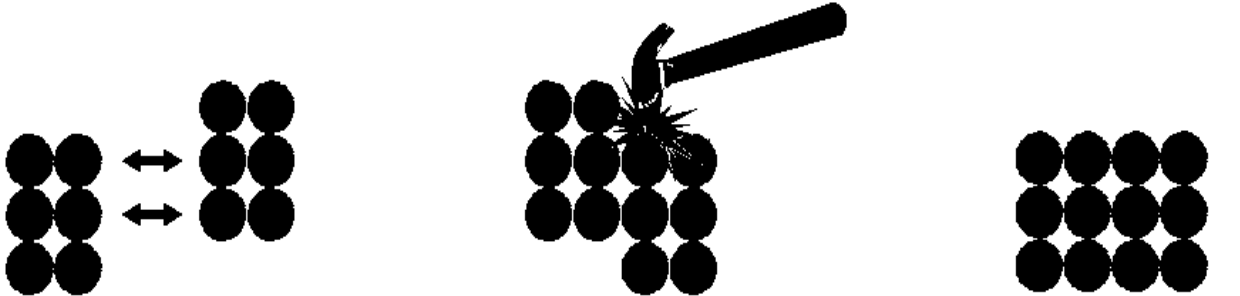
$\text{CaCO}_3$  الأراجونيت

الشكل 3-6 تعد مركبات الأراجونيت  $\text{CaCO}_3$  والباريت  $\text{BaSO}_4$  والبيرل  $\text{Be}_3\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$  أمثلة على خامات المركبات الأيونية. وتنظم الأيونات التي تتكون منها هذه المركبات في شبكة بلورية. ويؤدي الاختلاف في حجم الأيونات وشحناتها إلى تكون بلورات مختلفة في الشكل.

## الخواص الفيزيائية :

- ١- درجة انصهار و غليان المركبات الايونية مرتفعة  
بسبب لان الروابط الايونية قوية نسبياً ،لذا تحتاج البلورات الايونية إلى كم هائل من الطاقة لتفكيكها .
- ٢- المركبات الصلبة الايونية لاتوصل الكهرباء بسبب قوتي الجذب الكبيرة بين الايونات حيث كون الايونات مقيدة الحركة .  
أما المركبات الايونية وهي في الحالة السائلة (مصهورة أو في صورة محلول ) في توصل الكهرباء لسهولة حركة الايونات .
- ٣- الالكتروليت : هو المركب الايوني الذي يوصل محلوله أو مصهوره التيار الكهربائي .  
٣- تمتاز الكثير من البلورات - ومنها الاحجار الكريمة - بألوانها الزاهية بسبب وجود بعض العناصر الانتقالية داخل الشبكة البلورية .
- ٤- تمتاز البلورات الايونية بالقوة والصلابة والهشاشة ،سبب قوة التجاذب التي تحافظ على الايونات في أماكنها  
♣ عندما تؤثر قوة خارجية في الايونات التي تشتمل عليها البلورة وتكون هذه القوة قادرة على التغلب على قوة التجاذب بين الايونات فإن البلورة تتفتت إلى اجزاء صغيرة كما بالشكل ، لان القوة الخارجية تحرك الايونات ذات الشحنات المتشابهة بعضها مقابل بعض ، مما يجعل قوة التنافر تفقد البلورة إلى اجزاء صغيرة .

تجذب الأيونات بعضها نحو بعض بقوة جذب كبيرة، فتثبت في أماكنها، لذا يتطلب قوة أكبر لتغلب عليها.



- |  |  |   |
|--|--|---|
| تؤدي قوة التنافر إلى كسر البلورة                                     | تؤدي القوة الخارجية إلى إعادة ترتيب الجسيمات                           | بلورة أيونية منتظمة                                       |
| تؤدي قوة التنافر بين الأيونات ذات الشحنات المتشابهة إلى كسر البلورة. | إذا كانت القوة المؤثرة كبيرة بقدر كافٍ فإنها تحرك الأيونات من أماكنها. | للبلورة نمط منتظم للأيونات قبل تأثير القوة الخارجية فيها. |

## الطاقة والروابط الايونية :

طاقة البلورة : هي الطاقة التي تلزم لفصل أيونات 1mol من المركب الايوني

## التفاعل الكيميائي

### ماص للحرارة

تفاعل يلزم حدوثه امتصاص طاقة

### طارد للحرارة

تفاعل يصاحبه انطلاق طاقة

- عندما تتجاذب الايونات الموجبة والسالبة في المركبات الايونية يتقارب بعضها من بعض لتكون نظاماً أكثر استقراراً ، طاقته أقل من طاقة الايونات المنفردة ، علماً بأنه كلما صغر مقدار الطاقة كان المركب أكثر استقراراً .
- إذا امتص مقدار الطاقة نفسه الذي تم انطلاقه خلال تكون الرابطة تنكسر الروابط .

almanahj.com/bh

تدريبات

١- قارن بين استقرار ذرة الليثيوم  $Li$  ، وايون الليثيوم  $Li^+$  ؟

٢- لماذا تكون عناصر المجموعة 18 غير قادرة علي التفاعل نسبياً ، في حين تعد عناصر المجموعة 17 شديدة التفاعل ؟

٣- اكتب التوزيع الالكتروني لكل من الذرات الاتية ، ثم توقع التغير الذي ينبغي حدوثه لتصل كل ذرة للتوزيع الالكتروني للغاز النبيل .

- النيتروجين
- الكبريت
- الباريوم
- الليثيوم

٤- حدد ثلاث خواص فيزيائية للمركبات الايونية تعتمد علي الرابطة الايونية ، وبين غلاقتها بقوة الرابطة ؟

٥- طبق بليستعمال التوزيع الالكتروني ورسم مربعات الافلاك والتمثيل النقطي للالكترونات طريقة تكوين المركب الايوني من فلز الاسترانسيوم ولافلز الكلور ؟

٦- وضح باستخدام رموز لويس كيف يتكون المركب الناتج من اتحاد الليثيوم والفلور مع توضيح عملية انتقال الالكترونات وتحديد الايونات الموجبة والسالبة مع ذكر نوع الرابطة المتكونة .

٧- وضح باستخدام رموز لويس كيف يتكون المركب الناتج من اتحاد الكالسيوم  $Ca_{20}$  والاكسجين  $O_8$  مع توضيح عملية انتقال الالكترونات وتحديد الايونات الموجبة والسالبة مع ذكر نوع الرابطة المتكونة

### الدرس الثاني : صيغ المركبات الايونية وأسماؤها

**الفكرة الرئيسية:** يذكر الأيون السالب أولاً متبوعاً بالايون الموجب عند تسمية المركبات الايونية ، أما عند كتابة صيغ المركبات الايونية فيكتب الايون الموجب أولاً متبوعاً برمز الايون السالب .

تسمى الصيغة للمركب الايوني وحدة الصيغة الكيميائية وهي تمثل ابطس نسبة للايونات في المركب

**مثال:** كلوريد الماغنسيوم  $MgCl_2$  لان نسبة أيونات  $Mg : Cl$  هي 1 : 2 والشحنة الكلية في وحدة الصيغة الكيميائية هي صفر

**الايون احادي الذرة:** هو ايون يتكون من ذرة واحدة مشحونة مثل  $Mg^{+2}$  ,  $Br^{-}$

**عدد التأكسد:** هو شحنة الايون احادي الذرة .

عدد التأكسد في المركبات الايونية يساوي عدد الالكترونات التي تفقدها أو تكتسبها الذرة عند تكوين الايون

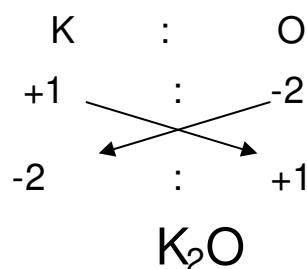
شحنة الايون	المجموعة
+1	1
+2	2
-3	15
-2	16
-1	17

### الصيغ الكيميائية للمركبات الايونية الثنائية

عند كتابة الصيغة الكيميائية لاي مركب ايوني يكتب رمز الايون الموجب أولاً ، ثم يكتب رمز الايون السالب وتوضع ارقام صغيرة أسفل يمين الرمز للتعبير عن عدد ايونات العنصر في المركب الايوني ، إذا لم يكتب رقم صغير إلي جوار الرمز نفترض أن عدد الايونات هو 1 .

**مثال:** اوجد صيغة المركب الايوني المكون من البوتاسيوم والاكسجين .

الحل



$$2(+1) + 1(-2) = 0$$

محصلة الشحنة الكهربائية للمركب تساوي صفرًا



**مثال :** اوجد صيغة المركب الايوني المكون من الالمونيوم والكبريت

الحل

Al : S

+3 : -2  
-2 : +3

$Al_2S_3$

مسائل تدريبية :

موقع

المنهج الكيميائي  
almanar.com/zh

اكتب الصيغ الكيميائية للمركبات الأيونية التي تتكون من الأيونات الآتية:

2. البروم والألومنيوم

1. اليود والبوتاسيوم

4. النيتروجين والسيزيوم

3. الكلور والمغنيسيوم

مجموعة 17

5. تحدد اكتب الصيغة العامة للمركب الأيوني الذي

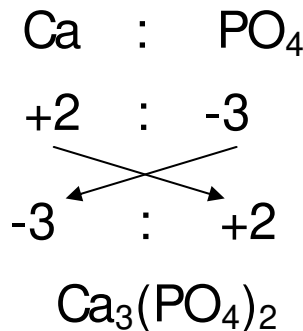
يتكون من عنصري المجموعتين المبيتين في الجدول المقابل.

صيف المركبات الايونية العديدة الذرات :

الأيونات عديدة الذرات		الجدول 3-8	
الأيون	الاسم	الأيون	الاسم
$IO_4^-$	البيرايدونات	$NH_4^+$	الأمونيوم
$C_2H_3O_2^-$	الأسيتات	$NO_2^-$	النيتريت
$H_2PO_4^-$	الفوسفات ثنائية الهيدروجين	$NO_3^-$	النترات
$CO_3^{2-}$	الكربونات	$OH^-$	الهيدروكسيد
$SO_3^{2-}$	الكبريتيت	$CN^-$	السيانيد
$SO_4^{2-}$	الكبريتات	$MnO_4^-$	البرمنجنات
$S_2O_3^{2-}$	الثيوكبريتات	$HCO_3^-$	البيكربونات
$O_2^{2-}$	البيروكسيد	$ClO^-$	الهيبوكلورايت
$CrO_4^{2-}$	الكرومات	$ClO_2^-$	الكلورايت
$Cr_2O_7^{2-}$	ثنائي الكرومات	$ClO_3^-$	الكلورات
$HPO_4^{2-}$	الفوسفات الهيدروجينية	$ClO_4^-$	البيركلورات
$PO_4^{3-}$	الفوسفات	$BrO_3^-$	البرومات
$AsO_4^{3-}$	الزرنيخات	$IO_3^-$	الأيودات

**مثال:** يستعمل المركب المكون من ايونات الكالسيوم والفوسفات سماداً. اكتب الصيغة الكيميائية لهذا المركب .

الحل



مسائل تدريبية :

- اكتب صيغ المركبات الأيونية المكونة من الأيونات الآتية:
6. الصوديوم والنترات      7. الكالسيوم والكلورات      8. الألومنيوم والكربونات
9. تحد اكتب صيغة المركب الأيوني المكون من أيونات عنصر من عناصر المجموعة 2 مع الأيون العديد الذرات المكون من الكربون والأكسجين فقط.

اسماء الايونات والمركبات الايونية :

تسمية الايون الاكسجيني السالب : هو أيون عديد الذرات ، يتكون غالباً من عنصر لافلزي يرتبط مع ذرة أو أكثر من الاكسجين.

#### تسمية الأيونات الأكسجينية السالبة للكبريت والنيتروجين

• تعرّف الأيون الذي يحتوي على أكبر عدد من ذرات الأكسجين. ويشق اسم هذا الأيون من اسم اللافلز وإضافة المقطع (ات) إلى آخره.

• تعرّف الأيون الذي يحتوي أقل عدد من ذرات الأكسجين. ويشق اسم هذا الأيون من اسم اللافلز وإضافة المقطع (يت) إلى آخره.

$\text{NO}_3^-$	$\text{NO}_2^-$	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{SO}_3^{2-}$
نترات	نيتريت	كبريتات	كبريتيت

تسمية المركبات الايونية :

1. نذكر اسم الأيون السالب أولاً متبوعاً باسم الأيون الموجب. ولكن عند كتابة الصيغة الكيميائية تذكر أن رمز الأيون الموجب يكتب أولاً، ثم يليه الأيون السالب.
2. استخدم اسم العنصر في حالة الأيونات الموجبة الأحادية الذرة.
3. في حالة الأيونات السالبة الأحادية الذرة يستخرج الاسم من اسم العنصر مضافاً إليه مقطع (يد).
4. في حالة وجود أكثر من عدد تأكسد لعنصر واحد يجب أن تشير الصيغة الكيميائية، إلى عدد تأكسد الأيون الموجب. ويكتب عدد التأكسد بالأرقام الرومانية بين قوسين بعد اسم الأيون الموجب.

## أمثلة:

يكون أيون  $Fe^{2+}$  وأيون  $O^{2-}$  المركب  $FeO$ ، والمعروف باسم أكسيد الحديد II.  
ويكون أيون  $Fe^{3+}$  وأيون  $O^{2-}$  المركب  $Fe_2O_3$ ، والمعروف باسم أكسيد الحديد III.  
عندما يحتوي المركب على أيون عديد الذرات، نقوم بتسمية الأيون السالب أولاً، ثم تسمية الأيون الموجب.

## أمثلة:

تسمية  $NaOH$  هيدروكسيد الصوديوم  
تسمية  $(NH_4)_2S$  كبريتيد الأمونيوم.

## مسائل تدريبية

سمّ المركبات الآتية:

موقع  
المنهج البحرينية  
almanahj.com/bh

KOH .12

CaCl<sub>2</sub> .11

NaBr .10

Ag<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> .14

Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> .13

15 . تحدّد المركب الأيوني  $NH_4ClO_4$  أحد أهم المواد المتفاعلة الصلبة المستخدمة في وقود إطلاق صواريخ الفضاء كتلك التي تحمل المحطات الفضائية إلى مداراتها.  
ما اسم هذا المركب؟

16 . حلل ما الرقم السفلي المصغر الذي ستستعمله في كتابة صيغ المركبات الأيونية في الحالات الآتية:

- فلز قلوي وهالوجين
- فلز قلوي ولا فلز من المجموعة 16
- فلز قلوي أرضي وهالوجين.
- فلز قلوي أرضي ولا فلز من المجموعة 16

## الدرس الثالث : الروابط الفلزية وخواص الفلزات

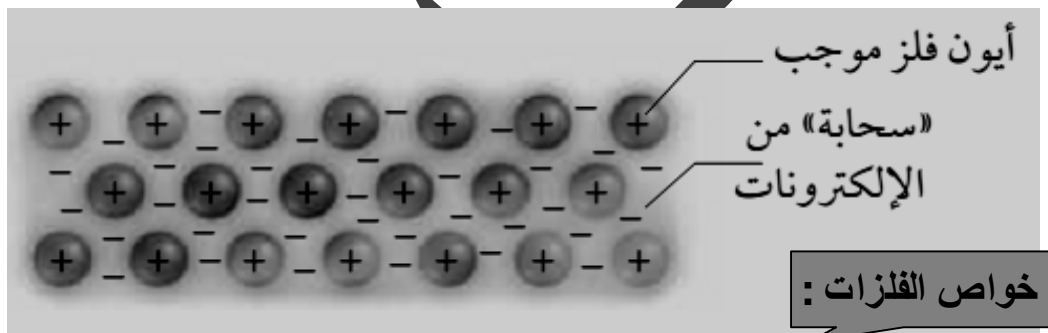
**الفكرة الرئيسية** تكون الفلزات شبكة بلورية يمكن تمثيلها أو نمذجتها بأيونات موجبة يحيط بها ((سحابة)) من إلكترونات التكافؤ الحرة الحركة .

### الرابط الفلزية Metallic Bond

رابطه تعتمد علي قوي التجاذب بين ايونات الفلز الموجبة والسحابة الالكترونية التي تحيط بأيونات الفلز والتي تقلل من قوي التنافر بين الايونات الموجبة .  
س: قارن بين تكون كلا من الرابطه الايونية والرابطه الفلزية ؟

موقع  
المنهج العربي  
almanahj.com/bh

- لا ترتبط الالكترونات الموجودة في مستويات الطاقة الخارجية في ذرات الرابطه الفلزية بأي ذرة محددة ، ويمكنها الانتقال بسهولة من ذرة إلي أخرى ، وتعرف هذه الالكترونات الحرة الحركة **بالالكترونات الحرة** .



١- درجتا الانصهار والغليان: تمتاز الفلزات بدرجة انصهار وغليان عالية ، ولكنها تختلف درجات الانصهار للفلزات علي نحو كبير

♥ الزئبق سائل عند درجة حرارة الغرفة مما يجعله مفيداً في صناعة الترمومترات واجهزة قياس الضغط الجوي .

♥ درجة انصهار التنجستين مرتفعة تصل إلي  $3422^{\circ}\text{C}$  ، لذلك يُصنع منه فتيل المصباح الكهربائي ، وبعض اجزاء السفن الفضائية .

ملحوظة تكون درجة الغليان في الفلزات اكبر كثيراً من درجة الانصهار .

لان الايونات الموجبة والالكترونات الحرة الحركة ليست في حاجة إلي طاقة كبيرة جداً لجعلها تتحرك فوق بعضها ، إلا انه في عملية الغليان فإنها تحتاج طاقة كبيرة جداً لفصل الذرات عن الايونات الموجبة والالكترونات الحرة .

٢-قابلية الطرق والسحب : الفلزات قابلة للطرق ، اي انها تتحول إلي صفائح عند طرقها ، وهي ايضا قابلة للسحب ، أي يمكن تحويلها إلي أسلاك



٣-توصيل الحرارة والكهرباء : تجعل حركة الالكترونات حول أيونات الفلز الموجبة ، الفلزات موصلات جيدة للحرارة والكهرباء .

٤-لها بريق وللمعان : لتفاعل الالكترونات الحرة مع الضوء من خلال امتصاصه وإطلاق الفوتونات مما ينتج عنه خاصية البريق واللمعان .

٥-الصلابة والقوة : تشترك إلكترونات الخرجية في الفلز  $S_d$  في حالة العناصر الانتقالية في تكوين الرابطة الفلزية ، وكلما زاد عدد الالكترونات الحرة الحركة زادت خواص الصلابة والقوة

علل : فلزات المجموعة الاولى في الجدول الدوري اكثر الفلزات ليونة ؟

## السبائك الفلزية Metal Alloys

**السبيكة :** خليط من عدة عناصر ذات خواص فلزية فريدة  
- تختلف خواص السبيكة عن خواص العناصر المكونة لها

تُصنع أجزاء الدراجات الهوائية في بعض الأحيان من سبيكة التيتانيوم، التي تحتوي على 3% من الألومنيوم و2.5% من الفانديوم.

السبائك التجارية		الجدول 3-12
الاسم الشائع	التركيب	الاستعمالات
النيكو	50% Fe , 20% Al , 20% Ni , 10% Co	المغناطيسات
البراس (النحاس الأصفر)	67-90% Cu , 10-33% Zn	السباكة، والأدوات العامة، والإضاءة
البرونز (النحاس الأحمر)	70-95% Cu , 1-25% Zn , 1-18% Sn	الأجراس، والميداليات
الحديد الصلب	96-97% Fe , 3-4% C	القوالب
الذهب - عيار 10 قراريط	42% Au , 12-20% Ag , 37.46% Cu	المجوهرات (الحلي الذهبية)
حبيبات الرصاص	99.8% Pb , 0.2% As	حبيبات الطلقات النارية
البيوتر	70-95% Sn , 5-15% Sb , 0-15% Pb	أدوات المائدة
الفولاذ	73-79% Fe , 14-18% Cr , 7-9% Ni	المغاسل، والأدوات
فضة النقود	92.5% Ag , 7.5% Cu	أدوات المائدة، والحلي

المنهج البحريني  
almanahj.com/bh

الواجب المنزلي

اشرح كيف يمكن تفسير كل من التوصيل الكهربائي وارتفاع درجة غليان الفلزات بواسطة الرابطة الفلزية .

.....

.....

.....

.....

.....

.....

## الفصل الرابع

# الروابط التساهمية

## الدرس الاول : الرابطة التساهمية

**الفكرة الرئيسية:** تكتسب الذرات الاستقرار عندما تتشارك في الإلكترونات لتكون رابطة تساهمية

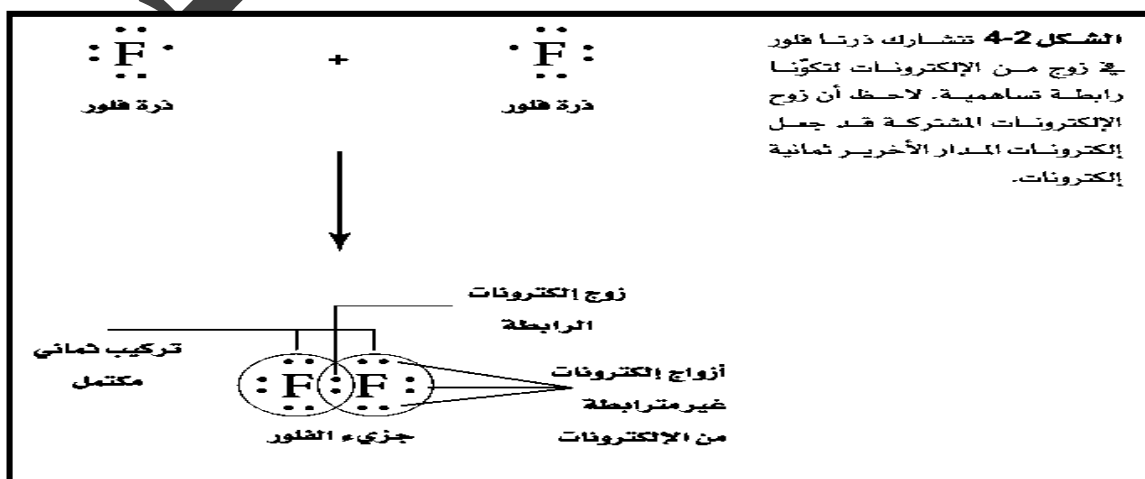
**الرابطة التساهمية:** هي رابطة كيميائية تنتج من مشاركة بالإلكترونات بزوج أو أكثر. عادة تحدث بين الذرات المتجاورة في الجدول الدوري (بين اللافلزات).

**الجزئ:** يتكون عندما ترتبط ذرتان ، أو أكثر، بواسطة رابطة تساهمية .

• تعد الإلكترونات المشتركة جزءاً من إلكترونات مستوي الطاقة الخارجي لكلتا الذرتين المشتركين

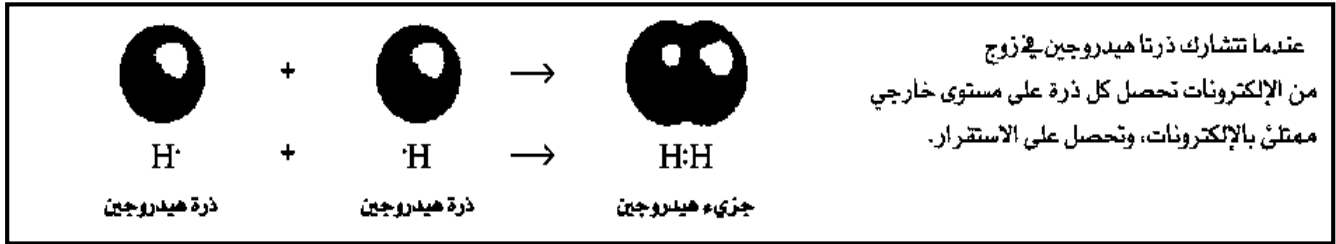
**تكون الروابط التساهمية:** تتكون الجزيئات الثنائية الذرات - عندما تتشارك ذرتان من كل عنصر في الإلكترونات - لأن الجزئ المكون من ذرتين يكون أكثر استقراراً من الذرة في الحالة الفردية. ( $H_2, O_2, N_2, F_2, Cl_2, Br_2$ )

- ١- عندما تقترب الذرتين تتولد قوتاً تنافر تؤثران في الذرات : احدهما تنافر بين إلكترونات كل ذرة ، والاخرى بين بروتونات كل ذرة
- ٢- تتولد قوة تجاذب بين بروتونات إحدى الذرتين وإلكترونات الذرة الأخرى
- ٣- كلما اقتربت الذرتان زادت قوة التجاذب بين بروتونات أحدها مع إلكترونات الأخرى إلى أن تصل إلى نقطة يكون عندها محصلة قوى التجاذب أكبر من محصلة قوى التنافر
- ٤- عندئذ ترتبط الذرتان برابطة تساهمية ويتكون الجزئ .
- ٥- أما إذا اقتربت الذرتان أكثر من ذلك فسوف تتغلب قوى التنافر على قوى التجاذب .



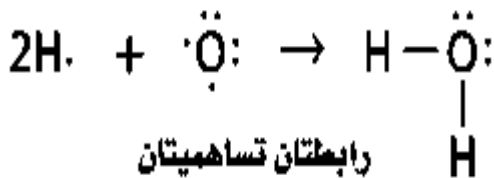
## الروابط التساهمية الاحادية

تتكون عندما يشترك زوج واحد من الالكترونات في تكوين الرابطة (مثال: جزئ الهيدروجين)



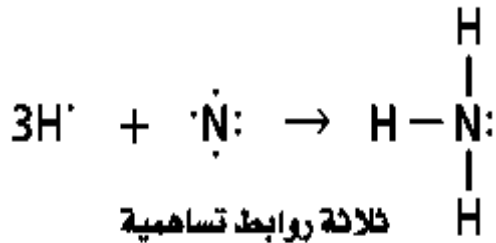
### ملاحظات هامة :

- ١- يمكن لعناصر المجموعة 17 الهالوجينات تكوين روابط تساهمية أحادية مع اللافلزات الاخرى ، ومنها الكربون مثل CF<sub>4</sub> ، ومنها الهيدروجين HCl ، أومع ذرات من نفس نوعها مثال Cl<sub>2</sub> , F<sub>2</sub> .

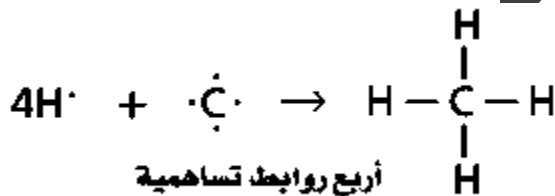


- ٢- يمكن لعناصر المجموعة 16 أن تشترك في الكترونيين وتكون رابطتين تساهميتين أحاديتين

مثال جزئ الماء (H<sub>2</sub>O)



- ٣- يمكن لعناصر المجموعة 15 أن تشترك في ثلاث الكترونات وتكون ثلاث روابط تساهمية أحادية مثال الامونيا (NH<sub>3</sub>)

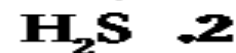
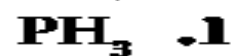


- ٤- يمكن لعناصر المجموعة 14 أن تكون

أربع روابط تساهمية مثال الميثان (CH<sub>4</sub>)

### مسائل تدريجية

ارسم تركيب لويس لكل جزيء مما يأتي:





**الرابعة سيجما  $\sigma$**  : تسمى الروابط التساهمية الاحادية روابط سيجما ، وتتكون عندما يقع زوج الالكترونات المشتركة في المنتصف بين الذرتين ، تتكون عندما يتداخل فلك S مع فلك S آخر أو فلك P ، أو عند تداخل فلك P مع فلك P آخر .

### الروابط التساهمية المتعددة

يقصد بالروابط التساهمية المتعددة الرابطة الثنائية والثلاثية ، والتي تنشأ عن المشاركة بأكثر من زوج بين الذرتين . في الحالة تكون ذرات الكربون والنيتروجين ، والاكسجين والكبريت روابط تساهمية متعددة .

إن عدد إلكترونات التكافؤ التي تحتاج اليه ذرة العنصر للوصول لحالة الاستقرار يكون مساوياً لعدد الروابط التساهمية الممكن تكوينها .

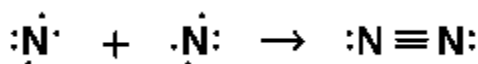
موقع  
المنهج البحرينية  
almanahj.com/bh



**الروابط الثنائية** : تتكون عندما تشترك ذرتان

بزوجين من الالكترونات فيما بينهما .

مثال : جزئ الاكسجين  $\text{O}_2$  .

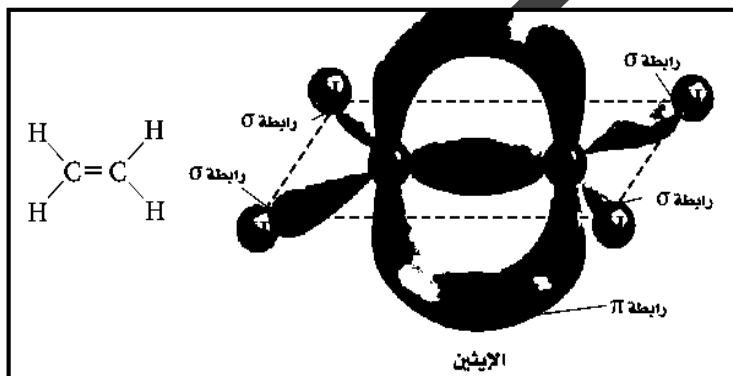


**الروابط الثلاثية** : تتكون عندما تشترك الذرتان

بثلاث أزواج من الالكترونات فيما بينهم ، مثال : جزئ النيتروجين  $\text{N}_2$

**الرابعة باي  $\pi$**  : تتألف الرابطة التساهمية المتعددة من رابطة سيجما واحدة ورابطة باي

واحدة علي الأقل ، وتتكون الرابطة باي عندما تتداخل الأفلاك المتوازية وتشترك في الالكترونات .



وتشغل أزواج إلكترونات المشاركة لرابطة باي أعلى الخط الذي يربط بين الذرتين (سيجما) أو أسفله .

ملحوظة

الرابعة الثنائية : تحتوي علي رابطة واحدة سيجما ورابطة واحدة باي .

الرابعة الثلاثية : تحتوي علي رابطة واحدة سيجما ورابطتين من النوع باي .

الرابعة سيجما أقوى وأقصر من الرابطة باي .

**طول الرابطة:** تعتمد قوة الرابطة التساهمية علي المسافة بين النواتين ، وتعرف المسافة بين الانوية عند أكبر قوة تجاذب بطول الرابطة ويحدد ذلك حجم كلاً من الذرتين المترابطتين ، وعدد أزواج الالكترونات المشتركة .  
كلما قصر طول الرابطة زادت قوتها ، وكلما زاد عدد الالكترونات المشتركة قصرت الرابطة .

طاقة تفكك الرابطة	نوع وطول الرابطة التساهمية		
	الجزء	نوع الرابطة	طول الرابطة
159kJ /mol	F <sub>2</sub>	تساهمية أحادية	$1.43 \times 10^{-10} \text{ m}$
498kJ /mol	O <sub>2</sub>	تساهمية ثنائية	$1.21 \times 10^{-10} \text{ m}$
945kJ /mol	N <sub>2</sub>	تساهمية ثلاثية	$1.10 \times 10^{-10} \text{ m}$

**الطاقة والروابط:** يحدث تغير في الطاقة عند تكون أو تفكك الروابط بين الجزيئات .  
♥ تنبعث الطاقة عند تكون الرابطة ، إلا أننا نحتاج الطاقة لتفكيك الرابطة .

**طاقة تفكك الرابطة:** هي الطاقة اللازمة لتفكيك رابطة تساهمية معينة وتكون مقدار موجب .

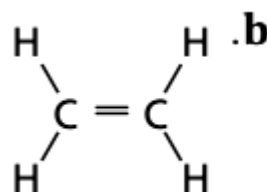
التفاعل الماص للحرارة	التفاعل الطارد للحرارة
يكون مقدار الطاقة المطلوبة لتفكيك الروابط الموجودة في المواد المتفاعلة أكبر من مقدار الطاقة المنبعثة عن تكون روابط جديدة في المواد الناتجة .	يكون مقدار الطاقة المنبعثة من تكون روابط جديدة في المواد الناتجة أكبر من مقدار الطاقة المطلوبة لتفكيك الروابط الموجودة في المواد المتفاعلة .

## الواجب المنزلي

س ١: قارن في جدول بين الرابطة سيجما والرابطة باي؟

.....  
.....

س ٢: توقع باستخدام جدول 4-12 الطاقة النسبية لتفكك الرابطة التساهمية لكل مما يلي:



## الدرس الثاني : تسمية الجزيئات

### تسمية المركبات الجزيئات ثنائية الذرات :

- ١ يظهر اسم العنصر الثاني في الصيغة الجزيئية أولاً ، ويظهر اسم العنصر الاول كاملاً .
- ٢ . يُسمى العنصر الثاني في الصيغة باستخدام جذر الاسم مع اضافة مقطع (يد)
- ٣ . نستخدم البادئات في التسمية لتحديد عدد ذرات كل عنصر في الصيغة

بادئات أسماء المركبات التساهمية			
عدد الذرات	البادئة	عدد الفترات	البادئة
1	أول (أحادي)	6	سادس (سداسي)
2	ثاني (ثنائي)	7	سابع (مباعي)
3	ثالث (ثلاثي)	8	ثامن (ثمانى)
4	رابع (رباعي)	9	تاسع (تساعي)
5	خامس (خماسي)	10	عاشر (عشارى)

مثال ١:  $N_2O$  يسمى أكسيد ثنائي النيتروجين .

مثال ٢:  $P_2O_5$  يسمى خامس أكسيد ثنائي الفوسفور .

تدريب ١: سمّ كلاً من مركبات الجزيئات الثنائية الآتية:

1.  $CO_2$  .....

2.  $SO_2$  .....

3.  $NF_3$  .....

4.  $CCl_4$  .....

5. تحدّد ما الصيغة الجزيئية لمركب ثالث أكسيد ثنائي الزرنيخ؟

.....

اسماء شائعة لبعض المركبات :

الاسم الكيميائي	الاسم الشائع	الرمز
.....	الماء	H <sub>2</sub> O
.....	الامونيا أو النشادر	NH <sub>3</sub>
.....	الهيدرازين	N <sub>2</sub> H <sub>4</sub>
.....	اكسيد النيتريك	NO

موقع  
المنهج البحرينية  
almanahj.com/bh

Naming Acids

**تسمية الاحماض الثنائية :** يجب ان تحتوي علي الهيدروجين وعنصر آخر فقط .

١. تكون الكلمة الاولى دائما حمض.
٢. يستعمل المقطع (هيدرو) في الكلمة الثانية لتسمية الجزء الهيدروجيني من المركب ، وتتألف بقية الكلمة من جذر اسم العنصر الثاني مضافاً إليها الخاتمة (يك)  
مثال ١: HCl يسمى ( حمض هيدرو كلوريك )

مثال ٢: HCN يسمى (حمض هيدروسيانيك )

**تسمية الاحماض الاكسجينية :** وهو الحمض الذي يتألف من الهيدروجين وأيون اكسجيني

١. أولاً: تعرّف الأنيون الأكسجيني الموجود. إن الكلمة الثانية التي يتألف منها اسم الحمض الأكسجيني تأتي من مصدر الأيون الأكسجيني ومعها مقطع "ير" أو "هايو". أما إذا انتهى اسم الأنيون الأكسجيني بمقطع "آت" فيستبدل به مقطع "يك". وإذا انتهى اسم الأنيون الأكسجيني بمقطع "يت" فإنه يستبدل به مقطع "وز". ، ويصبح أيون النترات نيتريك.
٢. تكون الكلمة الأولى دائماً كلمة حمض، فجزء HNO<sub>3</sub> (المكون من الهيدروجين وأيون النترات) يصبح حمض النيتريك.

تسمية الأحماض الأكسجينية			الجدول 4-4
اسم الحمض	المقطع	الأنيون الأكسجيني	المركب
حمض الكلوريك	- يك	كلورات	$\text{HClO}_3$
حمض الكلوروز	- وز	كلوريت	$\text{HClO}_2$
حمض النيتريك	- يك	نترات	$\text{HNO}_3$
حمض النيتروز	- وز	نيتريت	$\text{HNO}_2$

## تدريب ٢:

سمّ كلاً من الأحماض الآتية مفترضاً أن جميعها تذوب في الماء.



6. تحدّد ما الصيغة الجزيئية لحمض البيروديك؟

كتابة الصيغ الكيميائية من أسماء المركبات :

**تذكر أن :** عند كتابة الصيغة نبدأ من اليسار إلى اليمين - أما عند التسمية من اليمين إلى اليسار

## تدريب ٣:

اكتب الصيغ الكيميائية للمركبات الآتية:

1. كلوريد الفضة .....
2. أكسيد ثنائي الهيدروجين .....
3. ثلاثي فلوريد الكلور .....
4. ثلاثي أكسيد ثنائي الفوسفور .....
5. عشاري فلوريد ثنائي الكبريت .....
6. تحدّد ما الصيغة الكيميائية لحمض الكربونيك؟  
.....

الواجب المنزلي

حل الاسئلة صفحة ١١٤ رقم ٣٣، ٣٤، ٣٥، ٣٦

## الدرس الثالث: التراكييب الجزيئية

**توقع موقعا ذرات** : هي صيغة تبين نوع وعدد الذرات داخل المركب .

يمكن تمثيل الصيغة الجزيئية للمركبات بأكثر من نموذج :

**نموذج الكرة والعصا - نموذج ملء الفراغ الجزيئي - ونموذج الصيغة البنائية**

**توقع موقعا ذرات** : تبين المواقع النسبية للذرات في الجزيء.



### خطوات رسم تراكييب لويس :

1. توقع موقع ذرات معينة .

تكون الذرة التي لها أقل جذب للإلكترونات المشتركة هي الذرة المركزية في الجزيء. ويكون هذا العنصر أقرب إلى الجهة اليسرى من الجدول الدوري، وفي الغالب يكون مكان الذرة المركزية في مركز الجزيء. وعليه تصبح باقي الذرات ذرات جانبية .

يكون الهيدروجين دائماً ذرة جانبية؛ لأنه يشارك بزوج واحد من الإلكترونات، ويتصل بذرة واحدة فقط .

2. حدد عدد الإلكترونات المتوافرة لتكوين روابط، إذ يساوي هذا العدد الكلي للإلكترونات تكافؤ الذرات الموجودة في الجزيء .

3. حدد عدد أزواج إلكترونات الربط . ولتحديد هذا العدد اقسم عدد الإلكترونات المتوافرة للربط على 2 .

4. حدد أماكن أزواج الربط . ضع زوج ترابط واحدًا (رابطة واحدة) بين الذرة المركزية والذرات الجانبية كلها .

5. حدد عدد أزواج إلكترونات الترابط المتبقية . ولتحديد ذلك اطرح عدد الأزواج المستخدمة في الخطوة الرابعة من العدد الكلي للأزواج في الخطوة الثالثة . حيث تبين الأزواج المتبقية عدد الأزواج غير المترابطة والأزواج المستخدمة في الروابط الثنائية والثلاثية، ثم ضع الأزواج الوحيدة حول كل ذرة جانبية (ما عدا الهيدروجين) مرتبطة مع الذرة المركزية لتحقيق قاعدة الثمانية، ثم عيّن أية أزواج إضافية للذرة المركزية .

6. حدد إذا كانت الذرة المركزية تحقق قاعدة الثمانية .

هل الذرة المركزية محاطة بأربعة أزواج من الإلكترونات؟ إذا كان الجواب لا فإنها لا تحقق قاعدة الثمانية . ولتحقيق قاعدة الثمانية حول زوجًا أو زوجين من الأزواج غير المترابطة في الذرات الجانبية إلى رابطة ثنائية أو ثلاثية بين الذرة الجانبية والذرة المركزية . فتبقى هذه الأزواج مرتبطة مع الذرة الجانبية، وكذلك مع الذرة المركزية . تذكر أن الكربون والنتروجين والأكسجين والكبريت عادة ما تكون روابط ثنائية وثلاثية .

**مثال ١** تستخدم الامونيا بوصفها خاماً لصناعة العديد من المواد الاخرى ، ومنها مواد التنظيف والاسمدة والمتفجرات . ارسم تراكيب لويس للامونيا  $NH_3$  ؟



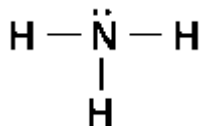
$$\text{العدد الاجمالي لالكترونات التكافؤ} = \frac{5 \text{ إلكترونات تكافؤ}}{1 \text{ atom N}} \times 1 \text{ atom N} + \frac{1 \text{ إلكترون تكافؤ}}{1 \text{ atom H}} \times 3 \text{ atom H} = 8 \text{ إلكترونات تكافؤ.}$$

$$\text{عدد ازواج الكترونات التكافؤ} = \frac{8 \text{ إلكترونات}}{2 \text{ إلكترون/زوج}} = 4 \text{ أزواج}$$



حدد الذرة المركزية وهي لجمع زوجاً رابطاً بين ذرة النيتروجين المركزية وكل ذرة هيدروجين جانبية لتكوين رابطة أحادية .

عدد الازواج الغير مترابطة = ٤ أزواج كلية - ٣ أزواج مستعملة = ١ زوج غير مرتبط



**تدريب ١:** ارسم تركيب لويس لجزئ  $AlH_3$  ؟

.....

.....

.....

.....

**تدريب ٢:** ارسم تركيب لويس لجزئ ثلاثي فلوريد النيتروجين؟

.....

.....

.....

.....

**تدريب ٣:** ارسم تركيب لويس لغاز ثاني اكسيد الكربون  $CO_2$  ؟

.....

.....

.....

.....

**تدريب ٤ :** ارسم تركيب لويس لجزئ الايثلين  $C_2H_4$  ؟

.....

.....

.....

.....

تركيب لويس للأيونات متعددة الذرات

يتبع نفس الخطوات السابقة إلا أننا عند حساب عدد الكترونات التكافؤ الكلي نطرح شحنة الايون المتعدد الذرات .  
مثال ١:

**تركيب لويس للأيون المتعدد الذرات ارسم تركيب لويس الصحيح لأيون الفوسفات  $PO_4^{3-}$  المتعدد الذرات.**

### ١ تحليل المسألة

نعلم أن أيون الفوسفات يحتوي على ذرة فوسفور وأربع ذرات أكسجين وشحنة ثلاثية سالبة  $-3$ . ولأن للفوسفور له أقل قوة جذب للإلكترونات المشتركة، تصبح ذرة الفوسفور هي الذرة المركزية وذرات الأكسجين الأربع هي الذرات الجانبية.

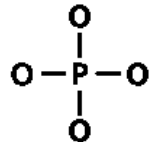
### ٢ حساب المطلوب

جد العدد الكلي للإلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط.

$$32 \text{ إلكترون تكافؤ} = 3 \text{ إلكترونات من الشحنة السالبة} + \frac{6 \text{ إلكترونات تكافؤ}}{1 \text{ atom O}} \times 4 \text{ atom O} + \frac{5 \text{ إلكترونات تكافؤ}}{1 \text{ atom P}} \times 1 \text{ atom P}$$

$$16 \text{ زوجًا} = \frac{32 \text{ إلكترون تكافؤ}}{2 \text{ إلكترون / زوج}}$$

حدد العدد الكلي لأزواج الترابط.



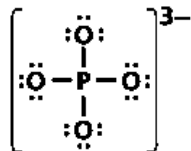
ارسم رابطة أحادية بين ذرة الفوسفور P المركزية وذرات الأكسجين O الجانبية.

16 زوجًا (المجموع الكلي) - 4 أزواج مستخدمة = 12 زوجًا غير مرتبط

اطرح عدد الأزواج المستخدمة من العدد الكلي لأزواج الإلكترونات المتوفرة.

ضع ثلاثة أزواج غير مرتبطة لكل ذرة أكسجين جانبية

12 زوجًا غير مرتبطًا - 12 زوجًا مستخدمًا = 0



تبين عملية طرح الأزواج الوحيدة المستخدمة من الأزواج المتوفرة عدم وجود إلكترونات متوفرة لذرة الفوسفور. يبين الشكل الجانبي تركيب لويس لأيون الفوسفات.

### مسائل تدريبية

1 . ارسم تركيب لويس لأيون  $NH_4^+$

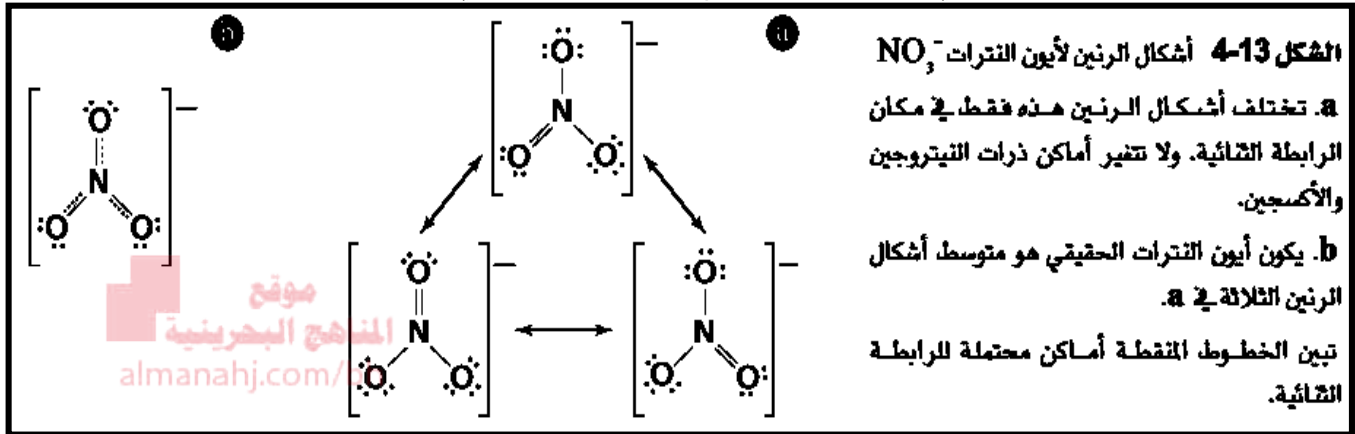
2 . تحدّد يحتوي أيون  $ClO_4^-$  على عدد من الأزواج غير المرتبطة. ارسم تركيب لويس له.



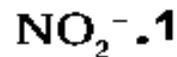
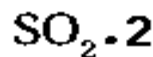
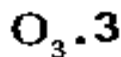
## اشكال الرنين :

**الرنين** حالة تحدث عندما يكون هناك احتمال لرسم أكثر من تركيب لويس لشكل الجزيء أو الايون.

- يحدث ذلك عندما يكون للجزيء أو الايون متعدد الذرات روابط أحادية وثنائية في الوقت نفسه .
- وتختلف أشكال الرنين في مكان وجود أزواج الالكترونات لا في مكان وجود الذرة.



## تدريب ٣: ارسم أشكال الرنين للجزيئات الآتية:

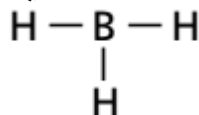


- تظهر القياسات العلمية أن أطوال الروابط المحسوبة في المختبر متماثلة وتكون الروابط أقصر من الروابط الاحادية ولكنها أطول من الروابط الثنائية ويكون الطول الحقيقي للرابطة هو المتوسط الحسابي لأطوال الروابط في أشكال الرنين .

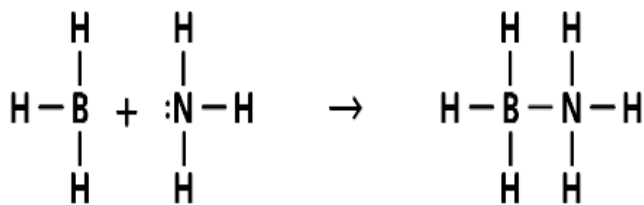
## استثناءات قاعدة الثمانية

عادة ما تحصل الذرات علي ثمانية إلكترونات عندما تتحد بذرات أخرى. ولكن بعض الايونات والجزيئات لا تتبع قاعدة الثمانية. للأسباب التالية :

١. **إلكترونات التكافؤ فردي:** كما هو الحال في  $\text{SO}_2, \text{NO}, \text{ClO}_2$  .
٢. **حالات الاستقرار بأقل من ثمانية إلكترونات والرابطة التساهمية التناسقية:** هذه المجموعة نادرة الوجود، ومن الامثلة عليها  $\text{BH}_3$  ، يوجد البورون في المجموعة 13 ، وهو عنصر شبه فلزي ويكون ثلاث روابط تساهمية أحادية مع ذرات اللافلزات الاخرى



حيث تشارك ذرة البورون بستة إلكترونات فقط، وتكون مثل هذه المركبات في الغالب قابلة للتفاعل، ويمكن أن تشارك بزواج من الالكترونات كامل ممنوح من ذرة أخرى .  
وتتكون **الرابطة التساهمية التناسقية** عندما تقدم إحدى الذرات إلكترونين لتشارك بهما ذرة أخرى أو أيودًا آخر .



تفاعل ثلاثي هيدريد البورون والأمونيا، تقدم ذرة النيتروجين إلكترونين يتم مشاركتهما بين البورون والأمونيا لتكوين رابطة تساهمية تناسقية.

ليس لذرة البورون إلكترونات لتشارك بها،  
في حين تمتلك لذرة النيتروجين إلكترونان للمشاركة.

تشارك ذرة النيتروجين بالإلكترونات  
لتكون رابطة تساهمية تناسقية.

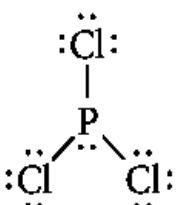
٣. **قاعدة الثمانية الممتدة** : وهي المركبات التي تكون فيها ذرة مركزية تحتوي علي أكثر من 8

إلكترونات. ويمكن تفسير هذه القاعدة بالآخذ بعين الاعتبار الفلك d الذي يوجد في مستويات طاقة عناصر الدورة الثالثة وما بعدها . مثال  $\text{PCl}_5$  تتكون خمس روابط من عشرة إلكترونات مشتركة في فلك S ، وثلاثة أفلاك P ، وفلك d واحد .

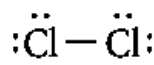
موقع  
المنهج البحرينية  
almanahj.com/bh

**مثال آخر :  $\text{SF}_6$**

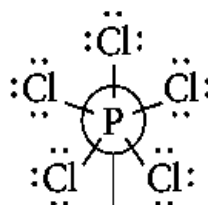
وعندما نرسم بناء لويس لهذه المركبات فإما أن نضيف أزواج إلكترونات غير مرتبطة للذرة المركزية ، أو أن يكون هناك أكثر من أربع ذرات ترتبط بالجزئ.



+



$\longrightarrow$



قاعدة الثمانية الممتدة

**الشكل 4-16** قبل التفاعل بين  $\text{PCl}_3$  و  $\text{Cl}_2$  تتبع كل ذرة قاعدة الثمانية. وبعد التفاعل ينتج  $\text{PCl}_5$  الذي له قاعدة ثمانية ممتدة تحتوي على عشرة إلكترونات.

**تدريب ٤:** الزينون غاز نبيل ، يكون بعض المركبات عند تفاعله مع اللافلزات الشديدة الجذب للإلكترونات ، ارسم تركيب لويس الصحيح للجزئ  $\text{XeF}_4$  ؟

.....

.....

.....

.....

.....

١ - ارسم تركيب لويس الممتدة للجزيئات الآتية:



الواجب المنزلي

٢ - ارسم أشكال الرنين للجزئ  $\text{N}_2\text{O}$  أكسيد ثنائي النيتروجين ؟

### الدرس الرابع : أشكال الجزيئات

**الفكرة الرئيسية** يستعمل نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR لتحديد شكل الجزيء.

♣ يُحدد شكل الجزيء الكثير من خواصه الفيزيائية والكيميائية - كما تحدد الكثافة الإلكترونية الناتجة عن تداخل أفلاك الإلكترونات المشتركة معاً شكل الجزيء.

♣ يسمى النموذج المستخدم في تحديد شكل الجزيء **بنموذج VSEPR** ويعتمد هذا النموذج على الترتيب الذي من شأنه أن يقلل التنافر بين أزواج الإلكترونات المرتبطة وغير المرتبطة حول الذرة المركزية إلى أقصى درجة ممكنة .

**زاوية الرابطة :** هي الزاوية بين ذرتين جانبيتين والذرة المركزية .

♣ تؤثر أزواج الإلكترونات الغير مرتبطة أيضاً في تحديد شكل الجزيء ، إذ تحتل هذه الإلكترونات أفلاكاً أكبر مقارنة بالإلكترونات المشتركة . لذا تقترب أفلاك الأزواج الرابطة المشتركة بعضها بجانب بعض ، تحت تأثير وجود الأزواج غير المرتبطة .

### التهجين Hybridization

الطريقة التي يتم فيها خلط الأفلاك الذرية لتكوين أفلاك جديدة مهجنة ومتماثلة .

#### شروط التهجين :

- (١) أن يكون في نفس الذرة
- (٢) أن يكون بين الأفلاك القريبة من بعضها في الطاقة
- (٣) أن يكون عدد الأفلاك المهجنة الجديدة مساوياً لمجموع أعداد أزواج الإلكترونات ومساوياً عدد الأفلاك الذرية المتداخلة

**مثال ١ :** التهجين في ذرة الكربون في جزيء الميثان يكون من النوع  $sp^3$  ، فنجد أن عدد الأفلاك المهجنة أربعة أفلاك فلك واحد S ، وثلاثة أفلاك من P ، ويحتوي كل فلك مهجن على إلكترون واحد يمكن أن يشترك مع ذرة أخرى .

**مثال ٢ :** لـ  $AlCl_3$  ثلاثة أزواج من الإلكترونات ، ويتوقع نموذج VSEPR أن يكون شكل الجزيء مثلثاً مستوياً . وينتج عند تداخل فلك واحد من S وفلكين من P في الذرة المركزية Al وتكوين ثلاثة أفلاك هجينة متشابهة  $sp^2$  .

**ملحوظة** - تتكون الروابط التساهمية سيجما  $\sigma$  من أفلاك مهجنة مثل  $sp, sp^2, sp^3$

- تتكون الروابط التساهمية باي  $\pi$  من أفلاك نقية مثل P .

الجدول 4-6					
الأشكال الفراغية للجزيئات					
الجزيء	العدد الكلي لأزواج الإلكترونات	الأزواج المشتركة	الأزواج غير المرتبطة	الافلاك الهجينة	أشكال الجزيئات
$\text{BeCl}_2$	2	2	0	$sp$	خطي $180^\circ$
$\text{AlCl}_3$	3	3	0	$sp^2$	مثلث مستوي $120^\circ$
$\text{CH}_4$	4	4	0	$sp^3$	رباعي الأوجه منتظم $109.5^\circ$
$\text{PH}_3$	4	3	1	$sp^3$	مثلثي هرمي $107.3^\circ$
$\text{H}_2\text{O}$	4	2	2	$sp^3$	منحني $104.5^\circ$
$\text{NbBr}_5$	5	5	0	$sp^3d$	ثلاثي الهرم مثلثي (المستطبي الأوجه) $90^\circ, 120^\circ$
$\text{SF}_6$	6	6	0	$sp^3d^2$	ثماني الأوجه منتظم $90^\circ$

تمثل الكرات الذرات، وتمثل العصي الروابط، وأما الفصوص فتتمثل أزواج الإلكترونات غير المرتبطة

يحتوي جزيء  $\text{BeCl}_2$  على زوجين فقط من الإلكترونات المرتبطة مع ذرة  $\text{Be}$  المركزية. لذا تكون إلكترونات الرابطة على أبعد مسافة ممكنة بينها، وزاوية الرابطة  $180^\circ$  وشكل الجزيء خطيًا

تكون أزواج الإلكترونات الثلاثة المكونة للروابط في المركب  $\text{AlCl}_3$  على أكبر مسافة بينها عندما تكون على شكل مثلث مستوي وزواياه  $120^\circ$  بين كل منها.

عندما تحتوي الفترة المركزية في جزيء على أربعة أزواج من إلكترونات الترابط مثل  $\text{CH}_4$  يكون الشكل رباعي الأوجه منتظم وزاوية الرابطة  $109.5^\circ$ .

لجزيء  $\text{PH}_3$  ثلاث روابط تساهمية أحادية وزوج غير مرتبط. يأخذ الزوج غير المرتبط حيزًا أكبر من الرابطة التساهمية. وتوجد قوة تنافر أقوى بين هذا الزوج والأزواج المترابطة مقارنة بالأزواج المترابطة بعضها ببعض. لذا يكون الشكل الناتج هرمًا ثلاثيًا مع زاوية رابطة  $107.3^\circ$ .

للماء رابطتان تساهميتان وزوجان غير مرتبطين، ويصنع التنافر بين الأزواج غير المرتبطة زاوية مقدارها  $104.5^\circ$  والنتيجة شكل منحني.

لجزيء  $\text{NbBr}_5$  خمسة أزواج من الإلكترونات المترابطة، لذا يقلل الشكل الثلاثي الهرم الثلاثي من التنافر بين أزواج الإلكترونات التساهمية.

ليس لجزيء  $\text{SF}_6$  أزواج إلكترونات غير مرتبطة مع الذرة المركزية، ومع ذلك فله ستة أزواج مترابطة مرتبة حول الفترة المركزية لتكوّن شكلًا ثماني الأوجه.

مثال تمهيدي :

ما شكل الجزيء؟ ثلاثي هيدريد الفوسفور غاز عديم اللون يتكون عندما تتحلل بقايا المواد العضوية، ومنها السمك. ما شكل جزيء ثلاثي هيدريد الفوسفور؟ حدّد مقدار زاوية الرابطة والأفلاك المهجنة فيه.

### تحليل المسألة

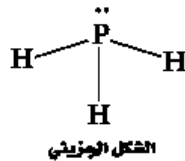
نعلم من المعطيات أن الجزيء ثلاثي هيدريد الفوسفور، وله 3 ذرات هيدروجين جانبية متصلة بذرة فوسفور مركزية.

### حساب المطلوب

$$8 \text{ إلكترونات تكافؤ} = \frac{1 \text{ إلكترون تكافؤ}}{1 \text{ atom H}} \times 3 \text{ atom H} + \frac{5 \text{ إلكترونات تكافؤ}}{1 \text{ atom P}} \times 1 \text{ atom P}$$

$$4 \text{ أزواج} = \frac{8 \text{ إلكترونات}}{2 \text{ إلكترون/زوج}}$$

حدد العدد الكلي للأزواج المرتبطة



ارسم شكل لويس باستخدام زوج من الإلكترونات بين كل ذرة هيدروجين وذرة فوسفور مركزية، وضع الزوج غير المرتبط على ذرة الفوسفور.

الشكل الجزيئي مثلث هرمي ويكون مقدار زاوية الرابطة  $107^\circ$ ، ونوع التهجين  $sp^3$  في الأفلاك المهجنة.

تدريب ١: ما شكل الجزيء وما مقدار زاوية الربط في الأفلاك المهجنة في مركب  $\text{CF}_4$  ؟

.....

.....

.....

.....

.....

تدريب ٢: ما شكل أيون  $\text{NH}_4^+$  وقيمة زاوية الربط ونوع التهجين ؟

.....

.....

.....

.....

.....

الواجب المنزلي

حل سؤال رقم ٦٥، ٦٦ الكتاب المدرسي صفحة ١٢٧ ؟

## الدرس الخامس: الكهروسالبية والقطبية

**الميل الإلكتروني:** هو مقياس لقابلية الذرة علي استقبال الإلكترون وبإستثناء الغازات النبيلة - يزداد الميل الإلكتروني بزيادة العدد الذري عبر الدورة ، ويقل بزيادة العدد الذري أسفل المجموعة .

**القدرة النسبية للذرة علي جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية:**

عنصر الفلور أعلى العناصر كهروسالبية 3.98 ، عنصر الفرانسيوم أقل العناصر كهروسالبية 0.7 ، اما الغازات النبيلة فليس لها قيم كهروسالبية لانها لا تتفاعل ، ومع ذلك يمكن ان تتحد الغازات النبيلة الكبيرة مثل الزينون مع الفلور .

قيم الكهروسالبية لمجموعة من عناصر الجدول الدوري

1 H 2.20	<div>موقع المناهج البحرينية</div> <div>manahj.com/bh</div>																			5 B 2.04	6 C 2.55	7 N 3.04	8 O 3.44	9 F 3.98
3 Li 0.98	4 Be 1.57																		13 Al 1.61	14 Si 1.90	15 P 2.19	16 S 2.58	17 Cl 3.16	
11 Na 0.93	12 Mg 1.31	19 K 0.82	20 Ca 1.00	21 Sc 1.36	22 Ti 1.54	23 V 1.63	24 Cr 1.66	25 Mn 1.55	26 Fe 1.83	27 Co 1.88	28 Ni 1.91	29 Cu 1.90	30 Zn 1.65	31 Ga 1.81	32 Ge 2.01	33 As 2.18	34 Se 2.55	35 Br 2.96						
37 Rb 0.82	38 Sr 0.95	39 Y 1.22	40 Zr 1.33	41 Nb 1.6	42 Mo 2.16	43 Tc 2.10	44 Ru 2.2	45 Rh 2.28	46 Pd 2.20	47 Ag 1.93	48 Cd 1.69	49 In 1.78	50 Sn 1.96	51 Sb 2.05	52 Te 2.1	53 I 2.66								
55 Cs 0.79	56 Ba 0.89	57 La 1.10	72 Hf 1.3	73 Ta 1.5	74 W 1.7	75 Re 1.9	76 Os 2.2	77 Ir 2.2	78 Pt 2.2	79 Au 2.4	80 Hg 1.9	81 Tl 1.8	82 Pb 1.8	83 Bi 1.9	84 Po 2.0	85 At 2.2								
87 Fr 0.7	88 Ra 0.9	89 Ac 1.1																						

فلز

شبه فلز

لافلز

تحسب قيم

الكهروسالبية بمقارنة قوة جذب الذرة للإلكترونات المشتركة إلى قوة جذب ذرة الفلور لهذه الإلكترونات. لاحظ أن مقادير الكهروسالبية لسلسلتي اللانثانيدات والأكتينيدات غير الظاهرة في الجدول تقع بين 1.7 و 1.12

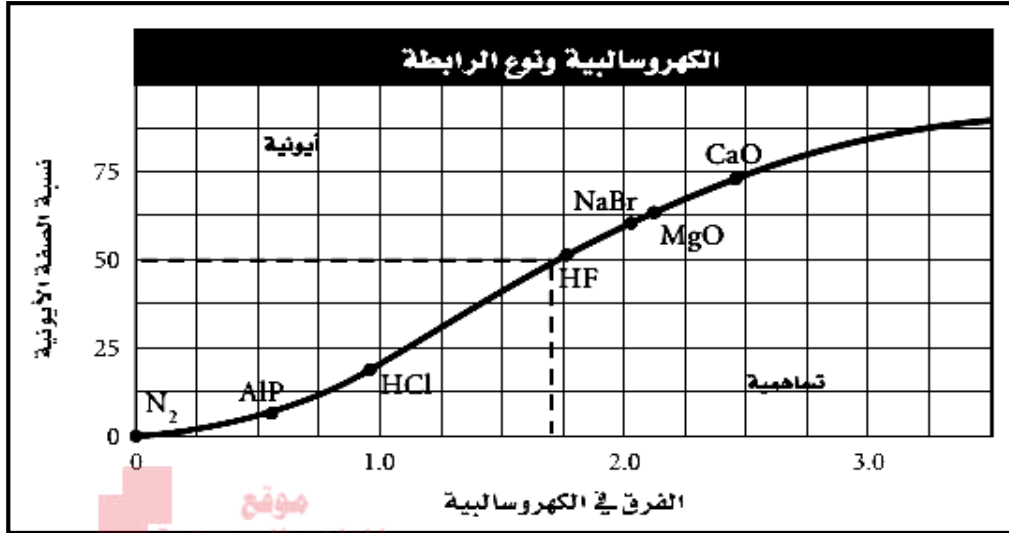
يعتمد نوع الرابطة الكيميائية التي تتكون علي فرق الكهروسالبية بين الذرات المرتبطة كما بالجدول.

الجدول 4-7	فرق الكهروسالبية ونوع الرابطة
فرق الكهروسالبية	نوع الرابطة
$> 1.7$	أيونية غالباً
$0.4 - 1.7$	تساهمية قطبية
$< 0.4$	تساهمية غالباً
0	تساهمية غير قطبية

علل : يكون فرق الكهروسالبية صفراً في حالة الرابطة التساهمية النقية ( غير قطبية )

س: ما مقدار الصفة الأيونية في الرابطة عند اتحاد ذرتين فرق الكهروسالبية بينهما 2.00؟ وأين

سيكون مكان  $LiBr$  علي الرسم ؟



موقع  
المنهج البحري  
almanahj.com/bh

#### الروابط التساهمية القطبية

تتكون الروابط التساهمية القطبية نتيجة عدم جذب الذرات الإلكترونات المشتركة بالقوة نفسها. وعندما تتكون الرابطة القطبية تُسحب أزواج الإلكترونات المشتركة في اتجاه أحد الذرات ، لذا تمضي الإلكترونات وقتًا أطول حول هذه الذرة ، وينتج عن ذلك شحنة جزئية عند نهايتي الرابطة .  
ويستخدم الحرف الاغريقي  $\delta$  ليمثل الشحنة الجزئية في الرابطة التساهمية القطبية - وتعرف الرابطة القطبية الناتجة بثنائية الاقطاب (ذات القطبين )

Cl = 3.16

H = 2.20

= 0.96

الكهروسالبية

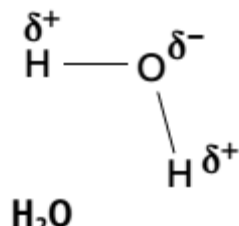
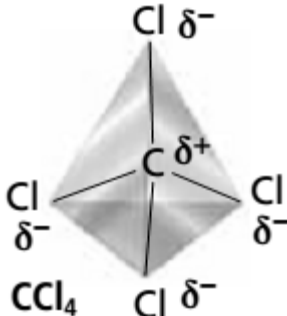
الكهروسالبية

الفرق



الشكل 4-21 قيمة الكهروسالبية للكلور أعلى منها للهيدروجين، ولذلك يقضي زوج الإلكترونات المشترك في جزيء HCl مع Cl فترة من الوقت أكبر منها مع H. وتستخدم الرموز لإبراز الشحنة الجزئية عند كل طرف (ذرة) من الجزيء لبيان عدم تساوي المشاركة في زوج من الإلكترونات.

♥ الجزيئات الغير قطبية لا تنجذب للمجال الكهربى، بينما الجزيئات القطبية تتأثر بالمجال الكهربى وتنتظم بداخله .

جزئ الماء	جزئ رابع كلوريد الكربون
$H_2O$	$CCl_4$
رابطة تساهمية قطبية	رابطة تساهمية قطبية
فرق الكهروسالبية 1.24	فرق الكهروسالبية 0.61
جزئ قطبي يتأثر بالمجال الكهربى (علل)	جزئ غير قطبي لا يتأثر بالمجال الكهربى (علل)
لانه جزئ غير متماثل (شكله منحني )	جزئ متماثل (شكله هرم رباعي اوجه منتظم)
	

س: هل جزئ الامونيا  $NH_3$  قطبي أم لا ؟ مع تفسير اجابتك.

س: لماذا ينحني مجري الماء البطئ من الصنبور عندما يقترب منه بالون مشحون بالكهرباء الساكنة؟

- عادة ما تكون الجزيئات القطبية والمركبات الايونية قابلة للذوبان في المواد القطبية ، أما الجزيئات غير القطبية فتذوب فقط في مواد غير قطبية .
- علل : لا يمكن ازالة بقعة الزيت عن الاقمشة باستخدام الماء فقط ؟



## القوي بين الجزيئية (بين الجزيئات)

## قوي فاندرفال أو التشتت

## الرابط الهيدروجينية

وتتكون بين نهاية ذرة هيدروجين  
في مركب ثنائي القطب وذرة  
نيتروجين أو أكسجين أو فلور علي  
القطب الآخر

قوي ثنائية القطب - ثنائية  
القطب

تنشأ بين الاطراف المشحونة  
بشحنات مختلفة في الجزيئات  
القطبية

قوي التشتت أو القوي  
القطبية المولدة

قوي ضعيفة بين الجزيئات  
غير القطبية

## وخواص المركبات التساهمية

تُعزى خواص المركبات الجزيئية التساهمية إلى القوي الداخلية التي تربط الجزيئات معًا. ولأن هذه القوي ضعيفة لذا تكون:

- ١- درجات انصهار هذه المواد وجليانها منخفضة مقارنة بالمواد الايونية .
- ٢- وجود الكثير منها في الحالة الغازية عند درجات حرارة الغرفة. مثل الاكسجين وثنائي اكسيد الكربون وكبريتيد الهيدروجين .

٣- لينة في الحالة الصلبة ، مثال البرافين المستخدم في الشمع

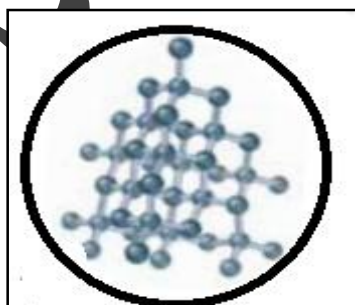
٤- المواد الصلبة تسمى المواد الصلبة التساهمية الشبكية، حيث ترتبط ذراتها بشبكة من الروابط التساهمية ، زمن الامثلة علي هذه المواد الالماس والكوارتز.

وتكون المواد التساهمية الشبكية

هشة

غير موصلة للكهرباء والحرارة

شديدة الصلابة مقارنة بالمواد الصلبة الجزيئية



عادة ما تُتخذ المواد  
الصلبة الشبكية أدوات للقطع بسبب  
صلابتها الشديدة. وتبين الصورة  
شفرة منشار مغلفة بالالماس لقطع  
الحجر.

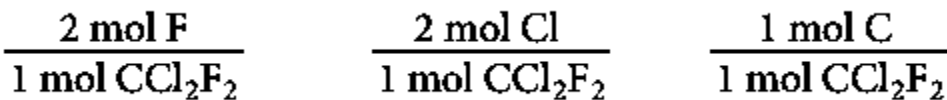
## الفصل الخامس

# الحساب الكيميائي والمول

### الدرس الاول:مولات المركبات

**الفكرة الرئيسية** يمكن حساب الكتلة المولية للمركب من خلال صيغته الكيميائية كما يمكن استعمال الكتلة المولية للتحويل بين الكتلة والمولات.

قد نحتاج في بعض الحسابات الكيميائية إلى التحويل بين مولات المركب ومولات إحدى الذرات المكونة له. فالنسب أو معاملات التحويل الآتية ، يمكن كتابتها لاستعمالها في الحسابات لجزئ  $\text{CCl}_2\text{F}_2$ .



لإيجاد عدد مولات ذرات الفلور في 5.50 moles من الفريون  $\text{CCl}_2\text{F}_2$  اضرب مولات الفريون في معامل التحويل الذي يربط بين مولات ذرات الفلور ومولات الفريون .

$$\text{mol CCl}_2\text{F}_2 \times \frac{\text{mols F}}{1 \text{ mol CCl}_2\text{F}_2} = \text{mol F}$$

$$5.50 \text{ mol CCl}_2\text{F}_2 \times \frac{2 \text{ mol F}}{1 \text{ mol CCl}_2\text{F}_2} = 11.0 \text{ mol F}$$

مثال ١ : أكسيد الألمونيوم  $\text{Al}_2\text{O}_3$  الذي غالبًا ما يسمى ألومينا، هو المادة الخام الأساسية لإنتاج الألمونيوم  $\text{Al}$  ، الذي يوجد في معدن الكونديوم والبوكسيت . احسب عدد مولات أيونات الألمونيوم  $\text{Al}^{3+}$  في 1.25 mol من  $\text{Al}_2\text{O}_3$  .

**الحل**

لتحويل عدد مولات  $\text{Al}_2\text{O}_3$  المعروفة إلى مولات أيونات  $\text{Al}^{3+}$  اضرب في معامل التحويل المكتوب.

$$\cancel{\text{mol Al}_2\text{O}_3} \times \frac{2 \text{ mol Al}^{3+}}{1 \cancel{\text{mol Al}_2\text{O}_3}} = \text{mol Al}^{3+}$$

طبق معامل التحويل

$$1.25 \cancel{\text{mol Al}_2\text{O}_3} \times \frac{2 \text{ mol Al}^{3+}}{1 \cancel{\text{mol Al}_2\text{O}_3}} = 2.50 \text{ mol Al}^{3+}$$

عوض مستعينا بالمعطيات، وجد  
الحل

## مسائل تدريبية

1. يستعمل كلوريد الخارصين  $ZnCl_2$  بوصفه سبيكة لحام لربط فلزين أحدهما مع الآخر، احسب عدد مولات أيونات  $Cl^-$  في  $2.50 \text{ mol}$  من  $ZnCl_2$ .
2. تعتمد النباتات والحيوانات على سكر الجلوكوز  $C_6H_{12}O_6$  بوصفه مصدرًا للطاقة. احسب عدد مولات كل عنصر في  $1.25 \text{ mol}$  من  $C_6H_{12}O_6$ .
3. احسب عدد مولات أيونات الكبريتات الموجودة في  $3.00 \text{ mol}$  من  $Fe_2(SO_4)_3$ .
4. ما عدد مولات ذرات الأكسجين الموجودة في  $5.00 \text{ mol}$  من  $P_2O_5$ ؟
5. تحدد احسب عدد مولات ذرات الهيدروجين في  $1.15 \times 10^1 \text{ mol}$  من الماء.

موقع  
المنهج البحرينية  
almanahj.com/bh

الكتلة المولية مجموع كتل الجسيمات التي يتكون منها المركب.

مثال ٢ احسب الكتلة المولية للمركب  $K_2CrO_4$ .

الحل

$$2 \text{ mol K} \times \frac{39.10 \text{ g K}}{1 \text{ mol K}} = 78.20 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol Cr} \times \frac{52.00 \text{ g Cr}}{1 \text{ mol Cr}} = 52.00 \text{ g}$$

$$4 \text{ mol O} \times \frac{16.00 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} = 64.00 \text{ g}$$

$$194.20 \text{ g} = \text{الكتلة المولية } K_2CrO_4$$

حل آخر: الكتلة المولية  $K_2CrO_4 = 2 \times 39.10 + 1 \times 52.00 + 4 \times 16.00$

$$194.20 \text{ g} =$$

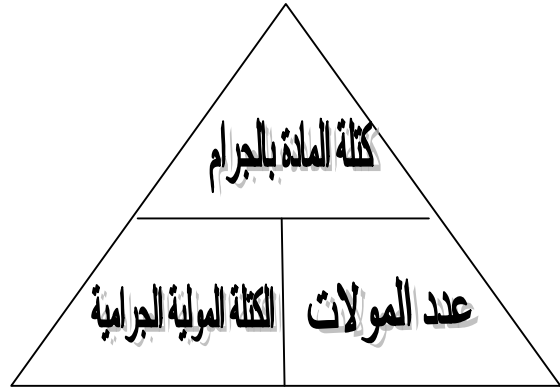
## مسائل تدريبية

6. احسب الكتلة المولية لكل مركب أيوني من المركبات الآتية:  

$KC_2H_3O_2$ .c	$CaCl_2$ .b	$NaOH$ .a
-----------------	-------------	-----------
7. احسب الكتلة المولية لكل مركب أيوني من المركبات الآتية:  

$CCl_4$ .c	$HCN$ .b	$C_2H_5OH$ .a
------------	----------	---------------
8. تحدد صنف كلاً من المركبات الآتية بوصفه مركبًا جزيئيًا أو أيونيًا، ثم احسب كتلته المولية:  

$C_{12}H_{22}O_{11}$ .c	$(NH_4)_3PO_4$ .b	$Sr(NO_3)_2$ .a
-------------------------	-------------------	-----------------



$$\text{عدد أفوجادرو} = 6.02 \times 10^{23}$$

موقع  
معلومات  
almanahj.com/bh

التحويل من مول إلى كتلة في المركبات، تعود الرائحة المميزة للثوم إلى وجود المركب  $(C_3H_5)_2S$ . فما كتلة 2.50 mol من  $(C_3H_5)_2S$  ؟

الحل

$$6 \times 12.01 + 10 \times 1.008 + 1 \times 32.07 = (C_3H_5)_2S \text{ الكتلة المولية}$$

$$114.21 \text{ g/mol} =$$

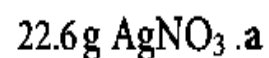
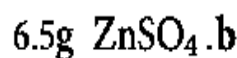
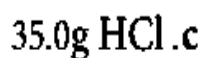
$$114.21 \times 2.50 = \text{الكتلة}$$

$$286 \text{ g} =$$

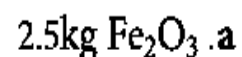
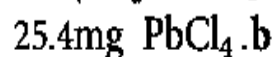
### مسائل تدريبية

9. ما كتلة 3.25 mol من حمض الكبريتيك  $H_2SO_4$  ؟
10. ما كتلة  $4.35 \times 10^{-2}$  mol من كلوريد الحارصين  $ZnCl_2$  ؟
11. تحدد اكتب الصيغة الكيميائية لبرمنجنات البوتاسيوم، ثم احسب كتلة 2.55 mol من هذا المركب بالجرامات (g).

12. احسب عدد المولات لكل من المركبات الآتية:



13. تحدد صنف كلاً من المركبين الآتين إلى أيوني أو جزيئي، ثم حول الكتل المعطاة إلى مولات:



14. يستعمل الإيثانول  $C_2H_5OH$  مصدرًا للوقود، ويخلط أحيانًا مع الجازولين. إذا كان لديك عينة من الإيثانول  $C_2H_5OH$  كتلتها 45.1g فاحسب:
- a. عدد ذرات الكربون الموجودة فيها. b. عدد ذرات الهيدروجين الموجودة فيها.
- c. عدد ذرات الأكسجين الموجودة فيها.
15. عينة من كبريتيت الصوديوم  $Na_2SO_3$  كتلتها 2.25g احسب:
- a. عدد أيونات  $Na^+$  الموجودة فيها. b. عدد أيونات  $SO_3^{2-}$  الموجودة فيها.
- c. الكتلة بالجرامات لوحدة صيغة واحدة، من  $Na_2SO_3$  في العينة.
16. عينة من ثاني أكسيد الكربون  $CO_2$  كتلتها 52.0g احسب:
- a. عدد ذرات الكربون الموجودة فيها. b. عدد ذرات الأكسجين الموجودة فيها.
- c. كتلة جزيء واحد من  $CO_2$  بالجرامات.
17. ما كتلة كلوريد الصوديوم  $NaCl$  التي تحتوي على  $4.59 \times 10^{24}$  وحدة صيغة كيميائية؟
18. تحدد عينة من كرومات الفضة كتلتها 25.8g
- a. اكتب صيغة كرومات الفضة. b. احسب عدد الأيونات الموجبة فيها.
- c. احسب عدد الأيونات السالبة فيها. d. احسب مقدار الكتلة بالجرامات لوحدة صيغة كيميائية واحدة منها.

## الدرس الثاني : الصيغ الأولية والصيغ الجزيئية

**الفكرة الرئيسية** الصيغة الجزيئية لمركب ما هي ناتج ضرب صيغته الأولية في عدد صحيح، وتضم أعداد صحيحة فقط.

$$\text{النسبة المئوية بالكتلة من خلال الصيغة الكيميائية} \\ \text{النسبة المئوية بالكتلة} = \frac{\text{كتلة العنصر في مول واحد من المركب}}{\text{الكتلة المولية للمركب}} \times 100$$

**مثال ١ :** احسب النسبة المئوية بالكتلة لثاني أكسيد الكربون  $\text{CO}_2$

موقع  
المنهج البحرينية  
almanahj.com/bh



$$\text{كتلة مولية } \text{CO}_2 = 32.00\text{g} + 12.01\text{g} = 44.01\text{g/mol}$$

$$\text{C \%} = \frac{12.01 \text{ g/mol}}{44.01 \text{ g/mol}} \times 100 = 27.29\% \text{ C}$$

$$\text{O \%} = \frac{32.00 \text{ g/mol}}{44.01 \text{ g/mol}} \times 100 = 72.71\% \text{ O}$$

## مسائل تدريبية

1. ما النسبة المئوية بالكتلة لحمض الفوسفوريك  $\text{H}_3\text{PO}_4$  ؟
2. أي المركبين الآتين تكون فيه النسبة المئوية بالكتلة للكبريت أعلى:  $\text{H}_2\text{SO}_3$  أم  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ؟
3. يستعمل كلوريد الكالسيوم  $\text{CaCl}_2$  لمنع التجمد. احسب النسبة المئوية بالكتلة لكل عنصر في  $\text{CaCl}_2$ .
4. تحلّ تستعمل كبريتات الصوديوم في صناعة المنظفات.
  - a. حدد العناصر المكوّنة لكبريتات الصوديوم، ثم اكتب الصيغة الكيميائية لهذا المركب.
  - b. احسب النسبة المئوية بالكتلة لكل عنصر في كبريتات الصوديوم.

الصيغة الأولية هي الصيغة التي تبين أصغر نسبة عددية صحيحة لمولات العناصر في المركب .

الصيغة الجزيئية هي الصيغة التي تبين العدد الفعلي لكل عنصر في المركب .

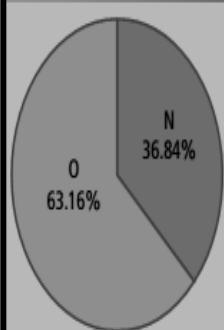
**مثال ٢:** حدد الصيغة الأولية لمركب يتكون من 48.64% كربون، 8.16% هيدروجين، 43.20% أكسجين.

الحل

العنصر	الكربون	الهيدروجين	الأكسجين	
النسبة المئوية بالكتلة	48.64	8.16	43.20	
عدد المولات	48.64	8.16	43.20	
	12.01	1.008	16.00	
الاختصار	4.050	8.10	2.700	بالقسمة على 2.700
النسبة المولية	1.5	3	1	بالضرب في المعامل 2
	3	6	2	

∴ الصيغة الأولية للمركب هي  $C_3H_6O_2$

### مسائل تدريبية



- يمثل الرسم البياني الدائري المجاور النسبة المئوية بالكتلة لمادة صلبة زرقاء. فما الصيغة الأولية لهذه المادة؟
- ما الصيغة الأولية لمركب يحتوي على 35.98% ألومنيوم و 64.02% كبريت.
- البروبان هو أحد الهيدروكربونات، وهي مركبات تحتوي فقط على الكربون والهيدروجين. فإذا كان البروبان يتكون من 81.82% كربون و 18.18% هيدروجين، فما صيغته الأولية؟
- تحذّر الأسبرين يعد من أكثر الأدوية استعمالاً في العالم، ويتكون من 60.00% كربون، و 4.44% هيدروجين، و 35.56% أكسجين. فما صيغته الأولية؟

الصيغة الجزيئية = n (الصيغة الأولية)

$$n = \frac{\text{الكتلة المولية التجريبية}}{\text{كتلة الصيغة الأولية}}$$

**تدريب:** يشير التحليل الكيميائي لحمض السكسينيك إلي أنه يتكون من %40.68 كربون ، %5.08 هيدروجين ، %54.24 أكسجين ، وله كتلة مولية 118.1g/mol ، حدد الصيغة الأولية والصيغة الجزيئية لهذا الحمض ؟

موقع  
المنهج العربي  
almanahi.com/bh

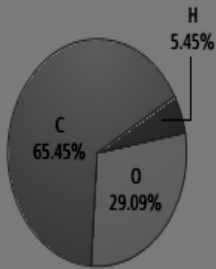
### مسائل تدريبية

9. وجد أن مركباً يحتوي على 49.98g من الكربون و10.47g من الهيدروجين. فإذا كانت الكتلة المولية للمركب 58.12g/mol، فما صيغته الجزيئية؟

10. سائل عديم اللون يتكون من %46.68 نيتروجين، و%53.32 أكسجين، وكتلته المولية 60.01g/mol. ما صيغته الجزيئية؟

11. عند تحليل أكسيد البوتاسيوم نتج 19.55g من K، و4.00g من O. فما الصيغة الأولية للأكسيد؟

12. تحدد عند تحليل مادة كيميائية تستعمل في سائل تظهير الأفلام الفوتوغرافية تم التوصل إلى بيانات النسب المئوية في الكتلة الموضحة في الشكل المجاور. فإذا كانت الكتلة المولية للمركب 110.0 g/mol، فما الصيغة الجزيئية له؟



13. عند تحليل مسكن الآلام المعروف المورفين تم التوصل إلى البيانات المبينة في الجدول أدناه. فما الصيغة الأولية للمورفين؟

العنصر	كربون	هيدروجين	أكسجين	نيتروجين
الكتلة (g)	17.900	1.680	4.225	1.228



## حسابات المعادلة الكيميائية

## الحسابات الكيميائية

هي دراسة العلاقات الكمية بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في التفاعل الكيميائي، اعتماداً على قانون بقاء الكتلة .

قانون بقاء الكتلة ينص على أن المادة لا تفنى ولا تستحدث من العدم في التفاعل الكيميائي . وتكون كمية المواد الناتجة في أي تفاعل كيميائي عند نهايته هي كمية المواد المستخدمة في بداية التفاعل، مجموع كتل المواد المتفاعلة يساوي مجموع كتل المواد الناتجة .

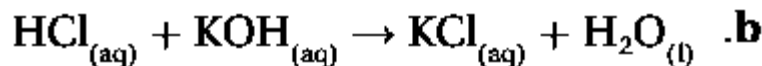
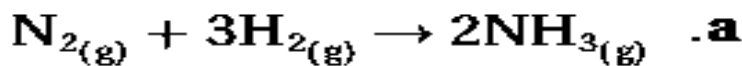
## العلاقات المشتقة من المعادلة الكيميائية الموزونة

## الجدول 5-1

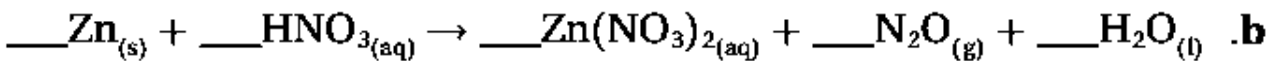
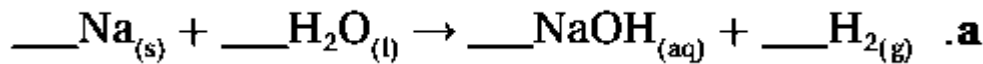
موقع  
المنهج البحريني  
almanahj.com/bh

$4\text{Fe}_{(s)}$	+	$3\text{O}_{2(g)}$	→	$2\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$
الحديد	+	الأكسجين	→	أكسيد الحديد III
4 ذرات Fe	+	3 جزيئات $\text{O}_2$	→	2 وحدة صيغة كيميائية من $\text{Fe}_2\text{O}_3$
4 mol Fe	+	3 mol $\text{O}_2$	→	2 mol $\text{Fe}_2\text{O}_3$
223.4 g Fe	+	96.00 g $\text{O}_2$	→	319.4 g $\text{Fe}_2\text{O}_3$
319.4 g مواد متفاعلة			→	319.4 g مواد ناتجة

**تدريب ١:** فسر المعادلات الكيميائية الموزونة الآتية من حيث عدد الجسيمات والمولات والكتلة ، آخذاً في الاعتبار قانون بقاء الكتلة .

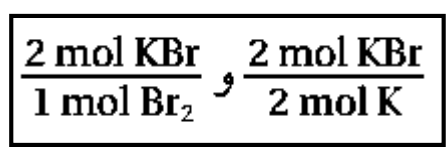
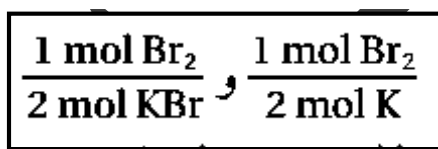
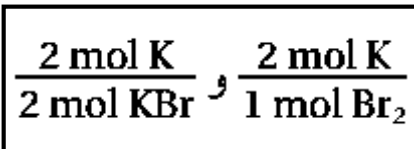
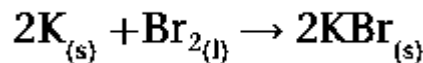


**تدريب ٢:** زن المعادلات الكيميائية الآتية ، ثم فسرهما من حيث عدد الجسيمات والمولات والكتلة .



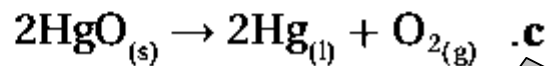
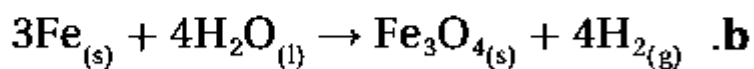
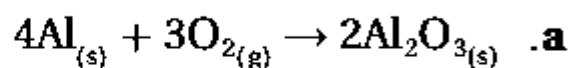
موقع  
المنهج البحرينية  
almanahj.com/bh

النسبة المولية : هي النسبة بين أعداد المولات بين مادتين في المعادلة الكيميائية الموزونة .



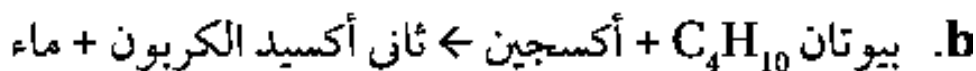
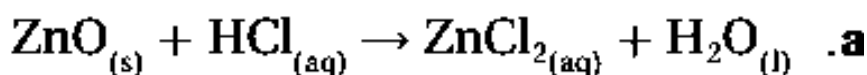
**مسائل تدريبية :**

١- حدد النسب المولية جميعها لكل من المعادلات الكيميائية الموزونة الآتية:



الواجب المنزلي :

تحدّ زن المعادلات الآتية، ثم حدد النسب المولية الممكنة:



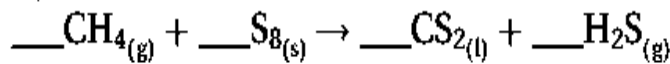
## استخدام الحسابات الكيميائية

## التحويل من مول إلى مول

$$\text{عدد مولات المادة المعروفة} \times \frac{\text{عدد مولات المادة المجهولة}}{\text{عدد مولات المادة المعروفة}} = \text{عدد مولات المادة المجهولة}$$

## تدريب ١:

يتفاعل غاز الميثان مع الكبريت منتجًا ثاني كبريتيد الكربون CS<sub>2</sub>، وهو سائل يستخدم غالبًا في صناعة السلوفان.



a. زن المعادلة.

b. احسب عدد مولات CS<sub>2</sub> الناتجة من تفاعل 1.5 mol من S<sub>8</sub>.

c. ما عدد مولات H<sub>2</sub>S الناتجة؟

موقع  
المنهج البحرينية  
almanahj.com/bh

## تدريب ٢:

تحدد يتكون حمض الكبريتيك من تفاعل ثاني أكسيد الكبريت SO<sub>2</sub> مع الأكسجين والماء.

a. زن المعادلة.

b. ما عدد مولات H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> الناتجة عن تفاعل 12.5 mol من SO<sub>2</sub>؟

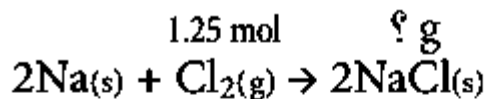
c. ما عدد مولات O<sub>2</sub> المطلوبة؟

## حسابات تحويل المول إلى كتلة

## مثال:

احسب كتلة كلوريد الصوديوم NaCl المعروف بملح الطعام، الناتجة عن تفاعل 1.25 mol من غاز الكلور Cl<sub>2</sub> عند تفاعله بشدة مع الصوديوم.

## الحل



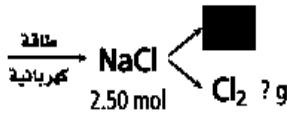
النسبة المولية :  $\frac{2 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ mol Cl}_2}$

$$1.25 \text{ mol Cl}_2 \times \frac{2 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ mol Cl}_2} = 2.50 \text{ mol NaCl}$$

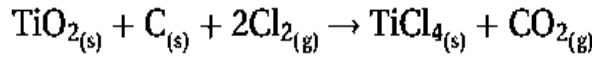
$$2.50 \text{ mol NaCl} \times \frac{58.44 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 146 \text{ g NaCl}$$

## مسائل تدريبية

1. يتفكك كلوريد الصوديوم إلى عناصره الأساسية الكلور والصوديوم بتمرير تيار كهربائي في محلوله. فما كمية غاز الكلور، بالجرامات، التي نحصل عليها من العملية الموضحة؟



2. نَحْدُ، يستخدم معدن التيتانيوم -وهو فلز انتقالي- في الكثير من السبائك، لقوته العالية وخفة وزنه. ويستخلص رابع كلوريد التيتانيوم  $\text{TiCl}_4$  من ثاني أكسيد التيتانيوم  $\text{TiO}_2$  باستخدام الكلور وفحم الكوك (كربون) وفقاً للمعادلة الآتية:



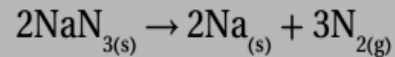
a. ما كتلة غاز  $\text{Cl}_2$  المطلوبة للتفاعل مع 1.25 mol من  $\text{TiO}_2$ ؟

b. ما كتلة C المطلوبة للتفاعل مع 1.25 mol من  $\text{TiO}_2$ ؟

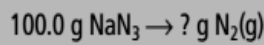
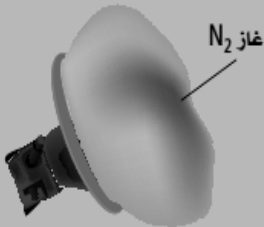
c. ما كتلة المواد الناتجة جميعها من تفاعل 1.25 mol من  $\text{TiO}_2$ ؟

موقع  
المنهج البحرينية  
almanahj.com/bh

3. أحد الغازات المستخدمة في نفخ وسادة السلامة الهوائية الموجودة في مقود السيارة هو أزيد الصوديوم  $\text{NaN}_3$  وفقاً للمعادلة الآتية:



احسب كتلة  $\text{N}_2$  الناتجة عن تحلل  $\text{NaN}_3$ ، كما يظهر في الرسم المجاور.



4. نَحْدُ عند تشكل المطر الحمضي يتفاعل ثاني أكسيد الكبريت  $\text{SO}_2$  مع الأكسجين والماء في

الهواء ليشكل حمض الكبريتيك  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . اكتب المعادلة الموزونة للتفاعل. وإذا تفاعل g

2.5 من  $\text{SO}_2$  مع الأكسجين والماء، فاحسب كتلة  $\text{H}_2\text{SO}_4$  الناتجة بالجرامات؟

مع أطيب التمنيات بالنجاح والتفوق