

الفصل الأول / الحسابات الكيميائية

(1-1) الصيغة الأولية والصيغة الجزيئية

التركيب النسبي المئوي : إن مهمة الكيميائي التحليلي هي تحديد العناصر التي يحويها المركب، وتحديد نسبتها المئوية بالكتلة

التركيب النسبي المئوي من البيانات العلمية : يمكننا حسابها عن طريق قسمة كتلة العنصر على كتلة المركب ثم نضرب الناتج في 100 ليعطينا النسبة المئوية بالكتلة "للعنصر"

$$\text{النسبة المئوية بالكتلة (للعنصر)} = \frac{\text{كتلة العنصر}}{\text{كتلة المركب}} \times 100$$

النسبة المئوية بالكتلة من خلال الصيغة الكيميائية

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

الصيغة الأولية : هي الصيغة التي تبين أصغر نسبة عددية صحيحة لمولات العناصر في المركب
خطوات حساب الصيغة الأولية من التركيب النسبي :
 نفرض أن كتلة المركب = 100 جرام وذلك لتحويل النسب المئوية للعناصر إلى كتلة.
 1- نحسب عدد المولات لكل عنصر =

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{كتلة المادة بالجرام}}{\text{الكتلة المولية}}$$

2- نقسم على أصغر عدد مولات ناتج لنحصل على نسب الذرات .

3- إذا لم تؤدي القسمة على أصغر عدد مولات ناتج إلى عدد صحيح فإننا نضرب كل أعداد مولات العناصر في رقم صحيح لتحويل الكسر إلى عدد صحيح .

وقد تكون الصيغة الأولية هي الصيغة الجزيئية نفسها أو مختلفة عنها

الصيغة الجزيئية : هي الصيغة التي تعطي العدد الفعلي للذرات من كل عنصر في جزيء واحد من المادة. الصيغة الجزيئية = ن (الصيغة الأولية)

$$\text{عدد التكرار للصيغة الأولية (ن)} = \frac{\text{الكتلة المولية للصيغة الجزيئية}}{\text{الكتلة المولية للصيغة الأولية}}$$

(2 - 1) صيغ الاملاح المائية

- تسمى جزيئات الماء التي تصيح جزءا من البلورة ماء التبلور.
- تسمى المواد الأيونية الصلبة التي تحتجز فيها جزيئات ماء أملاحا مائية.
- **الملح المائي**: هو مركب يحتوي على عدد معين من جزيئات الماء المرتبطة بذراته.
- يتكون اسم الملح المائي من اسم المركب متبوعا بمقطع يدل على عدد جزيئات الماء المرتبطة بمول واحد من المركب.
- أمثلة كلوريد الكالسيوم ثنائي الماء $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ \ كبريتات المغنيسيوم سباعي الماء $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

لحساب عدد جزيئات الماء المحتجزة في الملح المائي

$$\frac{\text{عدد مولات الماء}}{\text{عدد مولات الملح اللامائي}} = X$$

تساوي عدد جزيئات الماء المحتجزة في الملح المائي X حيث

استعمالات الأملاح المائية

- تستعمل الأملاح المائية استعمالات مهمة في مختبر الكيمياء ومن أهمها كمجففات حيث يقوم الملح المائي بامتصاص الرطوبة من الهواء داخل المجفف ويصنع جوا جافا صالحا لحفظ المواد.
- **المعدات الإلكترونية والبصرية** غالبا ما تعبأ مع أكياس من **المجففات** التي تمنع الرطوبة في الدوائر الإلكترونية تأثير الدقيقة.
- وتستعمل الأملاح المائية لخرن الطاقة الشمسية مثل ملح كبريتات الصوديوم المائي.

(3 - 1) المقصود بالحسابات الكيميائية

الفكرة الرئيسية: تحدد كمية كل مادة متفاعلة عند بداية التفاعل الكيميائي كمية المادة الناتجة.

الحسابات الكيميائية : هي دراسة العلاقات الكمية بني المواد المتفاعلة واملواد الناتجة في التفاعل الكيميائي . وتعتمد الحسابات الكيميائية على **قانون حفظ الكتلة** الذي ينص على أن المادة ال تفنى وال تستحدث في التفاعل الكيميائي إلا بقدره اهلل تعالى . **كمية المواد الناتجة = كمية المواد المتفاعلة**

لقد تعلمت أن المعاملات في المعادلة الكيميائية تظهر العلاقات بني مولات المواد المتفاعلة ومولات المواد الناتجة

النسبة المولية: نسبة بني أعداد المولات ألي مادتي في المعادلة الكيميائية املوزونة .

الحظ أن عدد النسب المولية التي يمكن كتابتها لتفاعل يحوي (n) من المواد ستكون $n(n-1)$.

مثال/ التفاعلات التي فيها 4 مواد يمكن كتابة 12 نسبة مولية ، 5 مواد يمكن كتابة و 20 نسبة مولية منها على التوالي .

(1-2) حسابات المعادلات الكيميائية

الفكرة الرئيسية: يتطلب حل مسألة الحسابات الكيميائية كتابة معادلة كيميائية موزونة .

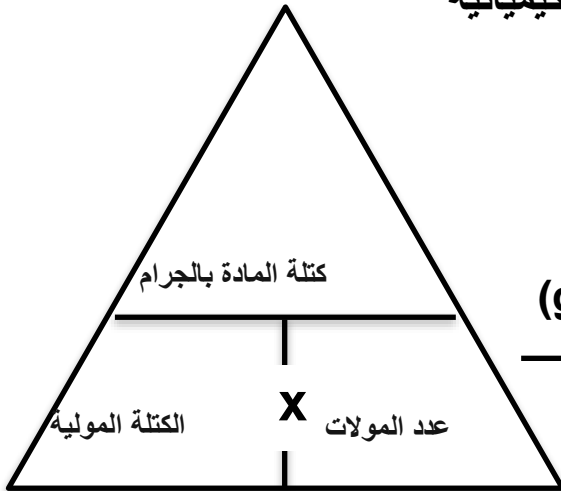
حساب المولات :

تحويل المولات إلى كتلة:

الكتلة المولية (g)

الكتلة بالجرامات (g) = عدد المولات (mol) ×

1 mol



تحويل الكتلة إلى المولات:

عدد المولات (mol) = الكتلة بالجرامات (g) ×

1 mol

الكتلة المولية (g)

عدد مولات المادة المجهولة (المطلوبة في المسألة) = عدد مولات المادة المعروفة (المعطاة في المسألة) × عدد مولات المادة المجهولة (في المعادلة)
عدد مولات المادة المعروفة (في المعادلة)

• تعد كتابة المعادلة الكيميائية الموزونة الخطوة الأولى في حل مسائل الحسابات الكيميائية.

• تستخدم النسب المولية المشتقة من المعادلة الكيميائية الموزونة في الحسابات الكيميائية.

• تستخدم الحسابات الكيميائية لحساب كميات المواد المتفاعلة والنتيجة عن تفاعل معني.

(5 – 1) المادة المحددة للتفاعل

الفكرة الرئيسية: يتوقف التفاعل الكيميائي عندما تستنفذ أي من المواد المتفاعلة تماماً.

المادة المحددة للتفاعل: هي المادة التي تستهلك كليا في التفاعل وتحدد كمية المادة الناتجة.

لذلك تبقى كميات من المواد المتفاعلة الأخرى بعد توقف التفاعل بدون استهلاك.

و تُسمى هذه المواد المتبقية **املوا الفائضة**

تحديد المادة المحددة للتفاعل والمادة الفائضة

عدد مولات المادة

عدد المولات من الحسابات في المسألة

= المتفاعلة

عدد المولات في المعادلة الموزونة

• الأقل قيمة ناتجة من قسمة عدد مولات المادة من المسألة على عدد مولات المادة نفسها من المعادلة تكون هي المادة المحددة

للتفاعل، والمادة الأكثر (الأخرى) هي الفائضة من التفاعل .

• يجب معرفة المادة المحددة للتفاعل أو ومن ثم المادة الفائضة ، وهي كلها مواد متفاعلة (

كما يجب حساب كميات المواد المتفاعلة المستهلكة كلياً (المحددة للتفاعل) والمتبقية بعد التفاعل (الفائضة) .

(1-4) نسبة المردود المئوية

الفكرة الرئيسية: نسبة المردود المئوية قياس لفاعلية التفاعل الكيميائي.

المردود النظري: أكبر كمية من الناتج يمكن الحصول عليها من كمية المادة المتفاعلة المعطاة.

المردود الفعلي: هو كمية المادة الناتجة عند إجراء التفاعل الكيميائي عملياً.

نسبة المردود المئوية: للنواتج هي نسبة المردود الفعلي إلى المردود النظري في صورته نسبة مئوية.

نسبة المردود المئوية
$\text{نسبة المردود المئوية} = \frac{\text{المردود الفعلي} \times 100}{\text{المردود النظري}}$

تلعب نسبة المردود المئوية دوراً مهماً في تحديد التكلفة الاقتصادية لكثير من الصناعات .

الفصل الثاني /الإلكترونات في الذرات

(1 - 2) الضوء وطاقة الكم

الفكرة الرئيسية: للضوء- وهو نوع من الإشعاع الكهرومغناطيسي- طبيعة ثنائية موجية وجسمية

الإشعاع الكهرومغناطيسي: شكل من أشكال الطاقة الذي يسلك السلوك المألوجي في أثناء انتقاله في الفضاء.

خصائص الموجات: الطول المألوجي، التردد، سعة الموجة ، سرعة الموجة .

الطول المألوجي : هو أقصر مسافة بني قمتين متتاليتين، يرمز له بالرمز ملدا ، λ

ويقال بالأمتار أو السنتمترات أو النانومتترات ($1\text{nm}=1\times 10^{-9}\text{m}$)

التردد هو عدد الموجات التي تعبر نقطة محددة خال ثانية، ويرمز له بالرمز نيو ν ، ويقاس التردد بالهرتز،

$$1\text{Hz}=1\times 10^{-3}\text{KHz} , \quad 1\text{Hz}=1\times 10^{-6}\text{MHz}$$

سعة الموجة: مقدار ارتفاع القمة وانخفاض القاع عن مستوى خط الأصل .

سرعة الموجة: المسافة التي تقطعها الموجة في الثانية أثناء انتشارها،

سرعة الضوء المرئي ثابتة وهي تمثل سرعة الموجات $= 3 \times 10^8 \text{ m/s}$

(الطول المألوجي والتردد يتناسبان عكسياً) إذا زاد أحدهما قل الآخر .

يحتوي ضوء الشمس على مدى متصل من أطوال الموجات والترددات (وهو مثال على الضوء الأبيض) ،

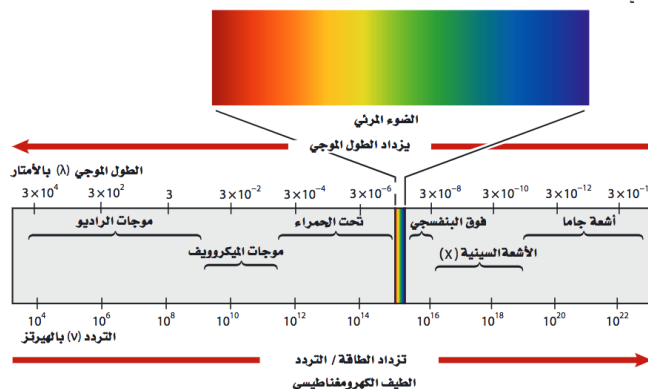
وتسمى ألوان الطيف المرئي بالطيف المستمر. **الطيف**

الكهرومغناطيسي هو عبارة عن سلسلة من الموجات المتصلة التي تسير بسرعة الضوء والتي

تختلف في التردد.

الطاقة تزداد بازدياد التردد (تناسب طردي بني التردد والطاقة).

الشكل 5-1 يشمل الطيف الكهرومغناطيسي مدى واسعاً من الترددات، ويشكل جزء الطيف المرئي منه حيزاً ضيقاً جداً. وكلما زادت الطاقة والتردد، قل الطول المألوجي.



الطبيعة المادية للضوء:

لم يستطع النموذج المألوجي للضوء تفسير ملاذا تطلق الأجسام فقط ترددات محددة من الضوء عند درجات حرارة معينة ؟ أو ملاذا تطلق بعض الفلزات إلكترونات عندما يسقط عليها ضوء ذو تردد معني ؟

الكم : هو أقل كمية من الطاقة يمكن أن تكتسبها أو تفقدها الذرة .

• أكتشف الفيزيائي الألماني ماكس بلانك الكم .

ثابت بلانك : يساوي $6.626 \times 10^{-34} \text{ J.s}$

التأثير الكهروضوئي: تنبعث الإلكترونات المسماة الفوتو إلكترونات من سطح الفلز عندما يسقط عليه ضوء بتردد مساو لتردد الفوتون

<p>طاقة الفوتون</p> $E_{\text{photon}} = h\nu$
--

<p>طاقة الكم</p> $E_{\text{quantum}} = h\nu$
--

الطبيعة الثنائية للضوء : افترض أينشتاين لتوضيح التأثير الكهروضوئي أن للضوء طبيعة ثنائية موجية ومادية .

الفوتون : جسيم ال كتلة له يحمل كما من الطاقة .

• اقترح أينشتاين أن لكل فوتون حد معني من الطاقة يؤدي إلى إطلاق الفوتو إلكترون من سطح الفلز .

طيف الانبعاث الذري : مجموعة من ترددات الموجات الكهرومغناطيسية المنطلقة من ذرات العنصر .

• يتكون طيف الانبعاث الذري من خطوط منفصلة وليست متصلة كالطيف المرئي للضوء الأبيض .

• لكل عنصر طيف انبعاث ذري فريد ومميز يستخدم للتعرف على العنصر في مركباته .

2-2 نظرية الكم والذرة

الفكرة الرئيسية: تساعدك الخصائص الموجية للإلكترونات على الربط بين طيف الانبعاث الذري و طاقة الذرة ومستويات الطاقة.

حالة الاستقرار: هي الحالة التي تكون إلكترونات الذرة فيها في أدنى طاقة .

حالة الاثارة: تحدث عندما تكتسب إلكترونات الذرة الطاقة.

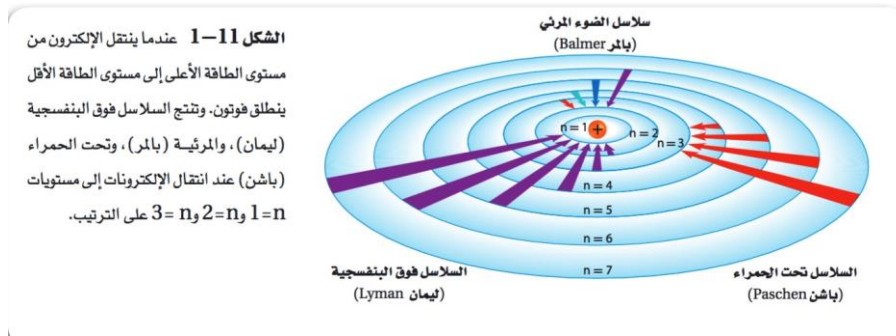
العدد الكمي : يمثل كل مدار بعدد صحيح (n) تسمى مستويات الطاقة وهي سبعة مستويات .

طيف الهيدروجيني الخطي :

سلسلة تحت الحمراء (باشن) من مستويات الطاقة العليا إلى المستوى الثالث $n=3$.

سلسلة الضوء المرئي (بالمر) من مستويات الطاقة العليا إلى المستوى الثاني $n=2$.

سلسلة فوق البنفسجي (ليمن) من مستويات الطاقة العليا إلى المستوى الأولي $n=1$.



حدود نموذج بور (عيوب نموذج بور):

١- لم يستطع تفسير طيف أي عنصر آخر، ٢- لم يفسر السلوك الكيميائي للذرات، ٣- هناك أدلة تؤكد أن الإلكترونات

لا تتحرك حول النواة في مدارات دائرية.

إعتقد دي برولي أن للجسيمات المتحركة خواص الموجات.

معادلة دي برولي (العلاقة بين الجسيم والموجة الكهرومغناطيسية).

m تساوي كتلة الجسيمات.

مبدأ هايزنبرج للشك: من المستحيل معرفة سرعة الجسيم ومكانه في الوقت نفسه بدقة .

معادلة شرودنجر الموجية : اشتق شرودنجر معادلة على اعتبار أن إلكترون ذرة الهيدروجين موجة.

النموذج امليكانيكى الكمى للذرة: هو النموذج الذري الذي يعامل الإلكترونات على أنها موجات .

يحدد النموذج الميكانيكي الكمى طاقة الإلكترون بقيم معينة.

الفرق بين نموذج بور ونموذج شرودنجر :

العلاقة بين الجسيم والموجة الكهرومغناطيسية

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

نموذج بور	نموذج شرودنجر
الإلكترون جسيم	الإلكترون له خواص موجيه وجسيمية
استطاع تفسير طيف الهيدروجين فقط (لم يستطع تفسير أي عنصر غير الهيدروجين)	استطاع تفسير أطيف عناصر أخرى
حاول وصف مسار الإلكترون حول النواة	لم يحاول وصف مسار الإلكترونات حول النواة

المستوى : هو منطقة ثلاثية الأبعاد حول النواة يحتمل وجود الإلكترون فيها في كل الاتجاهات والأبعاد .

السحابة الإلكترونية تعني موقع الإلكترون نتيجة الكثافة الإلكترونية حول النواة .

عدد الكم الرئيس (n): هو الذي يشير إلى الحجم النسبي وطاقة المستويات .

مستوى الطاقة الرئيسى : يحدد بعدد الكم الرئيسى .

تم تحديد 7 مستويات طاقة لذرة الهيدروجين وللذرات الأخرى، أعطيت أعداداً (n) تتراوح بين 1 و 7 .

مستويات الطاقة الثانوية : تحتوي مستويات الطاقة الرئيسة على مستويات ثانوية .

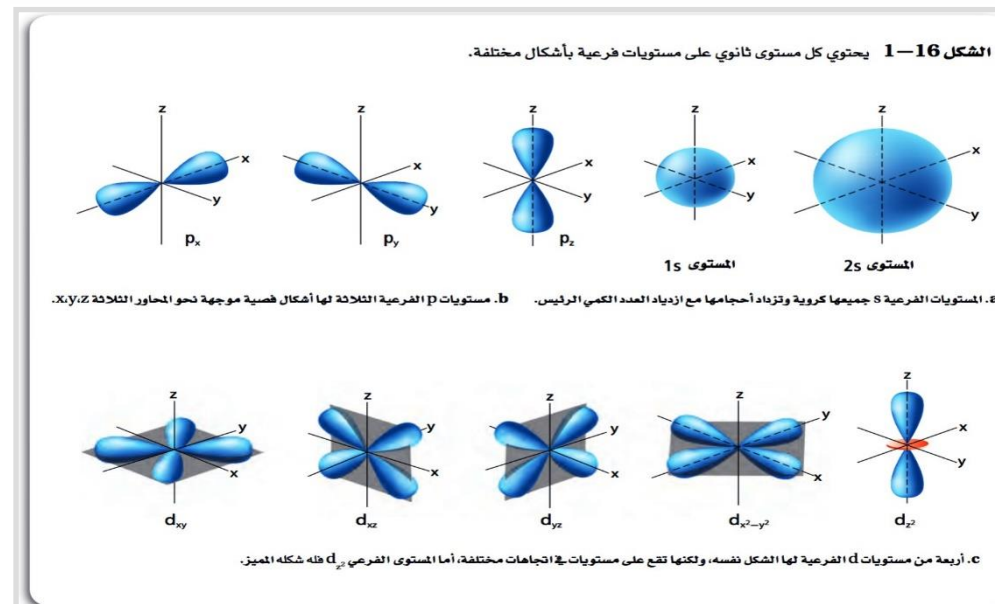
المستويات الثانوية تمثل بالحروف (s , p , d , f)

أشكال المستويات الفرعية :

مستويات الطاقة الأربعة الأولى للهيدروجين				الجدول 1-4
عدد الكم الرئيس (n)	أنواع المستويات الثانوية الموجودة	عدد المستويات الفرعية في المستويات الثانوية	مجموع المستويات الفرعية في مستوى الطاقة الرئيس (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	

الجدول 1-2	مستويات الطاقة الرئيسة
مستوى الطاقة الرئيس	عدد الكم
K	1
L	2
M	3
N	4
O	5
P	6
Q	7

الجدول 1-3	مستويات الطاقة الثانوية
عدد الإلكترونات التي يستوعبها	المستوى الثانوي
2	s
6	p
10	d
14	f



2-3 التوزيع الإلكتروني

الفكرة الرئيسية: يحدد التوزيع الإلكتروني في الذرة باستخدام ثالث قواعد.

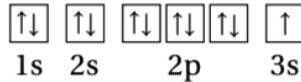
التوزيع الإلكتروني: هو ترتيب الإلكترونات في الذرة .

قواعد التوزيع الإلكتروني:

- ١- **مبدأ أوفباو (البناء التصاعدي) :** إن كل إلكترون يشغل المستوى الأقل طاقة.
- ٢- **مبدأ باولي (للاستبعاد) :** إن عدد إلكترونات المستوى الفرعي الواحد يستحيل أن تزيد عن إلكترونين ، ويدور كل منها حول نفسه باتجاه معاكس لآخر .
- ٣- **قاعدة هوند :** إن الإلكترونات تتوزع في المستويات الفرعية املتساوية الطاقة بحيث تحافظ على أن يكون لها الاتجاه نفسه من حيث الدوران، قبل أن تشغل الإلكترونات الإضافية اتجاه الدوران المعاكس في المستويات نفسها .

طرق التوزيع الإلكتروني : رسم مربعات المستويات ، الترميز الإلكتروني ، ترميز الغاز النبيل .

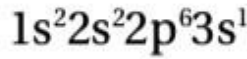
رسم المربعات



رسم مربعات المستويات :

الترميز الإلكتروني : يعبر عن مستوى الطاقة الرئيس واملستويات الثانوية المرتبطة مع كل المستويات الفرعية في الذرة، مثال / يكتب التوزيع الإلكتروني لذرة الصوديوم Na بطريقة رسم المربعات وبالترميز الإلكتروني .

الترميز الإلكتروني



ترميز الغاز النبيل (طريقة مختصرة) :

يمكن اختصار التوزيع الإلكتروني، مثال اختصار توزيع الصوديوم: $[Ne] 3s^1$.

استثناءات التوزيع الإلكتروني

التوزيع الإلكتروني المتوقع للكروم $24Cr [Ar] 4s^1 3d^5$ ، والصحيح للكروم $24Cr [Ar] 4s^1 3d^5$

التوزيع الإلكتروني المتوقع للنحاس $29Cu [Ar] 4s^2 3d^9$ ، والصحيح للنحاس $29Cu [Ar] 4s^1 3d^{10}$

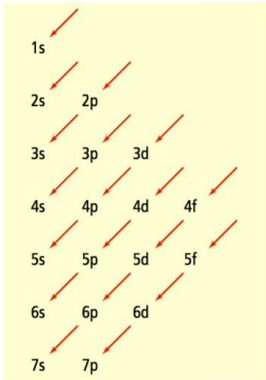
من الإستقرار تكون فقط للمستويات نصف املتئنة واملئتئة للمستويين s و d . **إلكترونات التكافؤ :** تحدد

إلكترونات التكافؤ الخواص الكيميائية للعنصر

إلكترونات التكافؤ: هي إلكترونات المستوى الخارجي للذرة (مستوى الطاقة الرئيس الأخير).

التمثيل النقطي للإلكترونات (تمثيل لويس)

تمثيل إلكترونات التكافؤ التي تشارك في تكوين الروابط الكيميائية باستخدام طريقة مختصرة .



ترتيب ملء المستويات بالإلكترونات

الفصل الثالث / تطور الجدول الدوري الحديث

(3-1) تطور الجدول الدوري

الفكرة الرئيسية: لقد تطور الجدول الدوري تدريجياً مع الوقت باكتشاف العلماء طرائق أكثر فائدة في تصنيف العناصر ومقارنتها.

تطور الجدول الدوري : الجدول 2-2 يلخص مساهمات جون نيولاندرز وماير ومنديليف وموسلي .

ينسب الجدول الدوري الحديث إلى مندليف ، وذلك لتركه مواقع شاغرة في الجدول لعناصر لم تكتشف بعد.

تدرج الخواص : موسلي وجد تكرار خواص العناصر عند ترتيبها تصاعدياً حسب أعدادها الذرية .

الجدول الدوري الحديث

المجموعات (العائلات) : تمثل الأعمدة الرأسية في الجدول الدوري .

الدورات : الصفوف الأفقية في الجدول الدوري .

العناصر الممثلة :

وتسمى المجموعات الرئيسية وهي المجموعات (13-18) ، 2 ، 1

العناصر الانتقالية : تمثل المجموعات من (12-3) .

المساهمات في تصنيف العناصر	الجدول 2-2
جون نيولاندرز 1837-1898م	<ul style="list-style-type: none"> • رتب العناصر تصاعدياً وفق الكتل الذرية. • لاحظ تكرار خواص العناصر لكل ثمانية عناصر. • وضع قانون الثمانية.
لوثر ماير 1830-1895م	<ul style="list-style-type: none"> • أثبت وجود علاقة بين الكتل الذرية وخواص العناصر. • رتب العناصر تصاعدياً وفق الكتل الذرية.
ديمتري مندليف 1834-1907م	<ul style="list-style-type: none"> • أثبت وجود علاقة بين الكتل الذرية وخواص العناصر. • رتب العناصر تصاعدياً وفق الكتل الذرية. • تنبأ بوجود عناصر غير مكتشفة، وحدد خواصها.
هنري موزلي 1887-1915م	<ul style="list-style-type: none"> • اكتشف أن العناصر تحتوي على عدد فريد من البروتونات سُمي العدد الذري. • رتب العناصر تصاعدياً وفق العدد الذري، مما سمح بتوضيح الجدول الدوري وخواص العناصر.

تصنف العناصر إلى فلزات وأشباه فلزات والفلزات . **الفلزات قابلة**

للطرق والسحب ، لهابريق وملعان ، موصلة جيدة للحرارة والكهرباء ، درجات غليانها وانصهارها عالية. الزئبق هو السائل الوحيد فيها.

الفلزات القلوية: هي عناصر المجموعة الأولى ، وهي نشطة كيميائياً .

منها الصوديوم Na أحد مكونات ملح الطعام ، والليثيوم Li المستخدم في البطاريات . **الفلزات القلوية**

الترضية : هي عناصر المجموعة الثانية ، وهي نشطة كيميائياً ولكنها أقل نشاطاً من القلوية.

منها الكالسيوم والمغنيسيوم المفيدة لصحة الجسم ، ويستخدم املاغنيسيوم في تصنيع الأجهزة الإلكترونية ومنها الحواسيب المحمولة .

الفلزات الانتقالية : هي عناصر الفئة d

الفلزات الانتقالية الداخلية : هي عناصر الفئة f وتنقسم إلى سلسلتي هما اللانثانيدات والأكتينيدات .

(3-2) تصنيف العناصر

الفكرة الرئيسية : رتبت العناصر في الجدول الدوري ضمن مجموعات ودورات حسب أعدادها الذرية.

ترتيب العناصر وفق التوزيع الإلكتروني :

رقم المجموعة : يحدد من عدد إلكترونات التكافؤ في المجلال الأخير من التوزيع الإلكتروني .

رقم الدورة : يحدد من أعلى رقم مستوى في التوزيع الإلكتروني .

المجلال الأخير (مجال التكافؤ) : يمثل بآخر مستوى s ومابعده في التوزيع الإلكتروني لذرة العنصر.

عناصر الفئات : (s , p , d , f)

يوجد في الجدول الدوري أربع فئات للعناصر وتعرف حسب آخر مستوى ثانوي في التوزيع الإلكتروني .

عناصر الفئة s

تشمل عناصر المجموعتين الأولى والثانية وذلك لأن المجلال s يتسع إلكترونين فقط .

عناصر الفئة p

تشمل ست مجموعات وهي المجموعات من (13-18) وذلك لأن مجال p يتسع لست إلكترونات فقط .

عناصر الفئة d

تشمل عشر مجموعات وهي المجموعات من (3-12) وذلك لأن مجال d يتسع لعشرة إلكترونات فقط .

عناصر الفئة f

تشمل أربعة عشر عموداً فقط ، وذلك لأن مجال f يتسع لأربعة عشر إلكترون فقط .

وتسمى عناصرها بالعناصر الانتقالية الداخلية وهي متسلسلي اللانثانيدات والأكتينيدات .

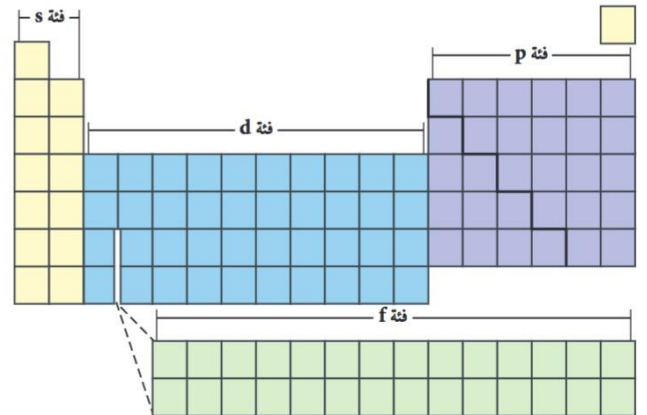
الشكل 8-2 ينقسم الجدول الدوري إلى أربع

فئات هي s, p, d, f.

حلل ما العلاقة بين الحد الأقصى لعدد

الإلكترونات التي يمكن أن توجد في مستوى

الطاقة الفرعي وحجم الفئة في الشكل؟



(3-3) تدرج خواص العناصر

الفكرة الرئيسية : يعتمد تدرج خواص العناصر في الجدول الدوري على أحجام الذرات و قابليتها لفقدان إلكترونات أو اكتسابها .

نصف قطر الذرة :

نصف قطر ذرة الفلز : هو نصف المسافة بني بني نواتي ذرتي متجاورتتي في التركيب البلوري .

نصف قطر ذرة اللافلز : هو نصف المسافة بني نوى ذرتي متطابقتي ومتحدثتي كيميائياً .

تدرج نصف القطر الذري في الدورات :

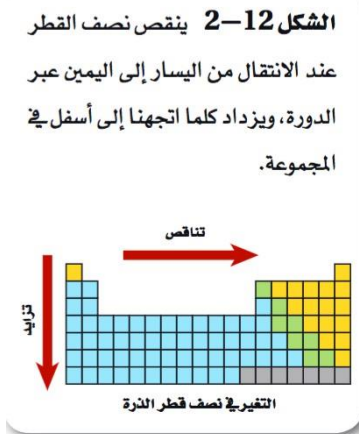
(علل) يقل نصف القطر في الدورة بزيادة العدد الذري من يسار إلى يمين الدورة ؟

بسبب زيادة الشحنة الموجبة في النواة مما يزيد قوة جذب النواة إلكترونات التكافؤ فيقل الحجم الذري .

تدرج نصف القطر الذري في المجموعات :

(علل) يزداد نصف القطر في المجموعة بزيادة العدد الذري من أعلى إلى أسفل المجموعة ؟

بسبب زيادة عدد المستويات الرئيسية فيزيد حجم المستويات الرئيسية في الذرة .

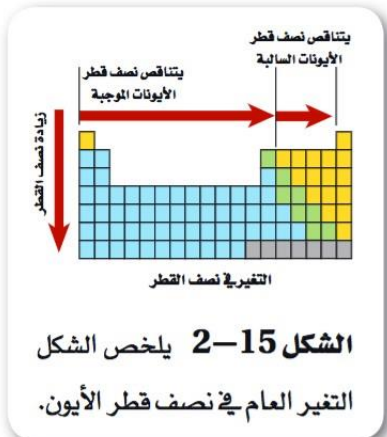


نصف قطر الأيون :

الأيون: هو ذرة أو مجموعة ذرية لها شحنة موجبة أو سالبة.

الأيون الموجب: يتكون عندما تفقد الذرة إلكترون أو أكثر . ولذلك يقل حجم الأيون الموجب عن ذرته املتعادلة .

الأيون السالب: يتكون عندما تكتسب الذرة إلكترون أو أكثر . ولذلك يزيد حجم الأيون السالب عن ذرته املتعادلة.



طاقة التأين: هي الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون من ذرة العنصر في الحالة الغازية.

طاقة التأين الأولى: هي الطاقة التي نحتاجها لإزالة أول إلكترون من الذرة.

طاقة التأين الثانية: الطاقة التي يتطلبها انتزاع إلكترون ثاني من الأيون أحادي الشحنة الموجبة.

طاقة التأين الثالثة: الطاقة التي يتطلبها انتزاع إلكترون ثالث من أيون ثنائي الشحنة الموجبة.

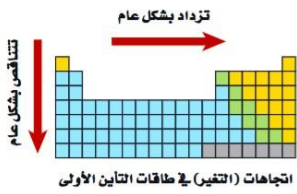
(علل) تزيد طاقة التأين في الدورة بزيادة العدد الذري من يسار إلى يمين الدورة ؟

بسبب زيادة الشحنة الموجبة في النواة.

(علل) تقل طاقة التأين في المجموعة بزيادة العدد الذري من أعلى إلى أسفل المجموعة ؟

بسبب زيادة عدد المستويات الرئيسة فتبتعد إلكترونات التكافؤ عن النواة فيسهل فقدها .

الكهرو سالبية: هي مدى قابلية ذرات العنصر على جذب الإلكترونات في الرابطة الكيميائية.



الشكل 2-17 تزداد طاقة

التأين عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، وتتناقص عند الانتقال إلى أسفل المجموعة.

تزايد سالبية كهربية

تزايد سالبية كهربية

قيم السالبية الكهربية

1.0 < سالبية كهربية < 2.0

2.0 < سالبية كهربية < 3.0

3.0 < سالبية كهربية < 4.0

1	2																	10	18	36	54	86	118
H	He																	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn	
3	4	5	6	7	8	9											17	35	53	85	117		
Li	Be	B	C	N	O	F											Cl	Br	I	At			
11	12	13	14	15	16	17											31	33	35	37	39		
Na	Mg	Al	Si	P	S	Se											Ga	As	Br	I	At		
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36						
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr						
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54						
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe						
55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86						
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn						
87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118						
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uuo							

(علل) تزيد الكهرو سالبية في الدورة بزيادة العدد الذري من يسار إلى يمين الدورة ؟

بسبب زيادة الشحنة الموجبة في النواة فتزيد قوة جذب إلكترونات التكافؤ .

(علل) تقل الكهرو سالبية في المجموعة بزيادة العدد الذري من أعلى إلى أسفل المجموعة ؟

بسبب زيادة عدد المستويات الرئيسة فتبتعد إلكترونات التكافؤ عن النواة . **القاعدة الثمانية:** تعني أن الذرة

تكتسب الإلكترونات أو تخسرها أو تشارك بها، لتحصل على ثمانية

إلكترونات تكافؤ في مستوى طاقتها الأخير لتصل لترتيب ممتلئ مثل تركيب الغازات النبيلة .

الفصل الثالث

المركبات الأيونية والفلزات

4-1 تكون الأيون

الفكرة الرئيسية: تتكون الأيونات عندما تفقد الذرات إلكترونات التكافؤ أو تكتسبها لتصل إلى التوزيع الإلكتروني الثماني الأكثر استقراراً.

الرابط الكيميائية: عبارة عن قوة تجاذب بني ذرتي أو أكثر من خال فقد الذرة لإلكترونات أو اكتسابها أو المساهمة بالاشتراك مع ذرة أو ذرات أخرى

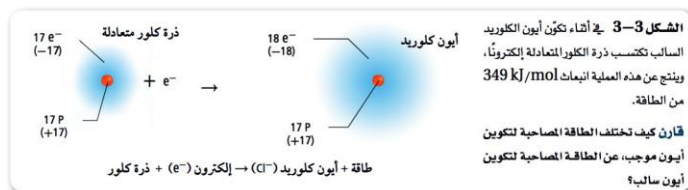
تكوين الأيون الموجب (الكاتيون) : عندما تفقد الذرة إلكترون تكافؤ واحداً أو أكثر لتحصل على التوزيع الإلكتروني المماثل للتوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل ، ويسمى الأيون الموجب بالكاتيون .

الفلزات : إن ذرات الفلزات نشطة كيميائياً ، لأنها تفقد إلكترونات تكافؤها بسهولة، و فلزات المجموعتين الأولى والثانية أكثر الفلزات نشاطاً في الجدول الدوري.

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

• تكتسب بعض اللافلزات عدداً من الإلكترونات ، وعندما تضاف إلى إلكترونات تكافؤها تصل إلى التوزيع الإلكتروني الثماني الأكثر إستقراراً .

تكوين الأيون السالب (الأنيون) : عندما تكتسب الذرة إلكترون أو أكثر لتصل إلى التوزيع الإلكتروني المشابه للتوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل ، ويسمى الأيون السالب بالآنيون .



أيونات المجموعات من 15 إلى 17		الجدول 3-2
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

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

طاقة الشبكة البلورية : هي الطاقة التي تلزم لفصل أيونات مول واحد من المركب الأيوني .

• تتأثر طاقة الشبكة البلورية بمقدار شحنة الأيون ،

• كلما زادت الشحنات كلما زادت طاقة الشبكة البلورية (طردي) .

(علل؟) طاقة الشبكة البلورية لـ MgO أكبر من NaF ؟ ألن عدد الشحنات له أكبر .

• ترتبط طاقة الشبكة البلورية بصورة مباشرة بحجوم الأيونات المرتبطة معاً

• كلما زاد نصف قطر الذرات كلما قلّت طاقة الشبكة البلورية (عكسي) .

(علل؟) طاقة الشبكة البلورية لـ NaF أكبر من KF ؟ ألن نصف قطر الصوديوم أصغر من البوتاسيوم .

4-3 صيغ المركبات الأيونية وأسمائها

الفكرة الرئيسية: عند تسمية المركبات الأيونية يذكر الأيون السالب أول متبوعاً بالأيون الموجب.

أما كتابة صيغ المركبات الأيونية فيكتب رمز الأيون الموجب أول متبوعاً برمز الأيون السالب.

وحدة الصيغة الكيميائية : هي الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني .

عدد التأكسد : عدد الإلكترونات التي تفقدها أو تكتسبها أو تشارك بها الذرة في أثناء التفاعل الكيميائي.

الأيونات عديدة الذرات : هي الأيونات المكونة من أكثر من ذرة واحدة.

الأيونات العديدة الذرات			الجدول 3-8
الأيون	الاسم	الأيون	الاسم
IO_4^-	البيرايورات	NH_4^+	الأمونيوم
CH_3COO^-	الأسيتات(الخلات)	NO_2^-	النيتريت
$H_2PO_4^-$	الفوسفات الثنائية 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

أيونات أحادية الذرة		الجدول 3-6
شحنة الأيون	الذرات التي تتكوّن الأيونات	المجموعة
+1	H, Li, Na, K, Rb, Cs	1
+2	Be, Mg, Ca, Sr, Ba	2
-3	N, P, As	15
-2	O, S, Se, Te	16
-1	F, Cl, Br, I	17

أيونات هليزية أحادية الذرة		الجدول 3-7
الأيونات الشائعة	المجموعة	
Sc ³⁺ , Y ³⁺ , La ³⁺	3	
Ti ²⁺ , Ti ³⁺	4	
V ²⁺ , V ³⁺	5	
Cr ²⁺ , Cr ³⁺	6	
Mn ²⁺ , Mn ³⁺ , Tc ²⁺	7	
Fe ²⁺ , Fe ³⁺	8	
Co ²⁺ , Co ³⁺	9	
Ni ²⁺ , Pd ²⁺ , Pt ²⁺ , Pt ⁴⁺	10	
Cu ⁺ , Cu ²⁺ , Ag ⁺ , Au ⁺ , Au ³⁺	11	
Zn ²⁺ , Cd ²⁺ , Hg ₂ ²⁺	12	
Al ³⁺ , Ga ²⁺ , Ga ³⁺ , In ⁺ , In ²⁺ , In ³⁺ , Tl ⁺ , Tl ³⁺	13	
Sn ²⁺ , Sn ⁴⁺ , Pb ²⁺ , Pb ⁴⁺	14	

الصيغ الكيميائية للمركبات الأيونية الثنائية :

أمثلة :

أكسيد الألمنيوم	أكسيد البوتاسيوم	كلوريد المغنيسيوم	كبريتيد الكالسيوم
Al_2O_3	K_2O	$MgCl_2$	CaS

صنع المركبات الأيونية عديدة الذرات

أمثلة :

هيدروكسيد الصوديوم	كرومات الفضة	فوسفات الكالسيوم	فوسفات الألمونيوم
NaOH	Ag ₂ CrO ₄	Ca ₃ (PO ₄) ₂	(NH ₄) ₃ PO ₄

الأيون الأكسجيني السالب: أيون عديد الذرات يتكون من عنصر الفلزي يرتبط مع ذرة أو أكثر من الأكسجيني .

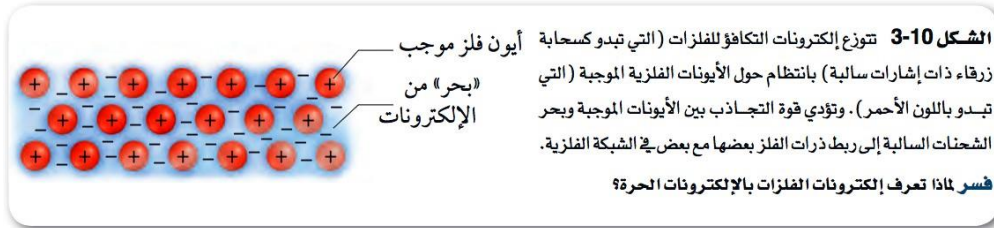
الجدول 3-9	تسمية الأيونات الأكسجينية السالبة للكبريت والنيتروجين														
• عليك أن تعرف الأيون الذي يحتوي على أكبر عدد من ذرات الأكسجين. ويشق اسم هذا الأيون من اسم اللافلز وإضافة المقطع (ات) إلى آخره.															
• عليك أن تعرف الأيون الذي يحتوي أقل عدد من ذرات الأكسجين. ويشق اسم هذا الأيون من اسم اللافلز وإضافة المقطع (يت) إلى آخره.															
	<div>NO₃⁻ NO₂⁻ SO₄²⁻ SO₃²⁻</div> <div>نترات نيتريت كبريتات كبريتيت</div>														
<p>طرائق تسمية الأيونات الأكسجينية التي يكونها الكلور</p> <p>الجدول 3-10</p>	<p>• يشق اسم الأيون السالب الأكسجيني الذي يحتوي على أكبر عدد من ذرات الأكسجين بإضافة مقطع (بير) عند بداية الاسم، وإضافة مقطع (ات) إلى نهاية جذر اللافلز.</p> <p>• يشق اسم الأيون السالب الأكسجيني الذي يحتوي على عدد من ذرات الأكسجين أقل ذرة واحدة بإضافة مقطع (ات) إلى نهاية جذر اللافلز.</p> <p>• يشق اسم الأيون السالب الأكسجيني الذي يحتوي على عدد من ذرات الأكسجين أقل ذرتين بإضافة مقطع (يت) إلى نهاية جذر اللافلز.</p> <p>• يشق اسم الأيون السالب الأكسجيني الذي يحتوي على عدد من ذرات الأكسجين أقل من ثلاث ذرات بإضافة مقطع (هيو)، ثم المقطع (يت) إلى نهاية جذر اللافلز.</p> <div> <div>ClO₃⁻ ClO₄⁻</div> <div>كلورات بيركلورات</div> <div>ClO⁻ ClO₂⁻</div> <div>هيبوكلوريت كلوريت</div> </div>														
<p>تسمية المركبات الأيونية : راجع الخطوات الكتاب ص ١٠١-١٠٢</p> <p>أمثلة :</p>	<table> <tr> <th>اسم المركب</th><th>صيغة المركب</th></tr> <tr> <td>أكسيد الحديد II (الثنائي)</td><td>FeO</td></tr> <tr> <td>أكسيد الحديد III (الثلاثي)</td><td>Fe₂O₃</td></tr> <tr> <td>كبريتيد الألمونيوم</td><td>(NH₄)₂S</td></tr> <tr> <td>بيركلورات الألمونيوم</td><td>NH₄ClO₄</td></tr> <tr> <td>كبريتيت الألمنيوم</td><td>Al₂(SO₃)₃</td></tr> <tr> <td>نترات النحاس II</td><td>Cu(NO₃)₂</td></tr> </table>	اسم المركب	صيغة المركب	أكسيد الحديد II (الثنائي)	FeO	أكسيد الحديد III (الثلاثي)	Fe ₂ O ₃	كبريتيد الألمونيوم	(NH ₄) ₂ S	بيركلورات الألمونيوم	NH ₄ ClO ₄	كبريتيت الألمنيوم	Al ₂ (SO ₃) ₃	نترات النحاس II	Cu(NO ₃) ₂
اسم المركب	صيغة المركب														
أكسيد الحديد II (الثنائي)	FeO														
أكسيد الحديد III (الثلاثي)	Fe ₂ O ₃														
كبريتيد الألمونيوم	(NH ₄) ₂ S														
بيركلورات الألمونيوم	NH ₄ ClO ₄														
كبريتيت الألمنيوم	Al ₂ (SO ₃) ₃														
نترات النحاس II	Cu(NO ₃) ₂														

4-4 الروابط الفلزية وخواص الفلزات

الفكرة الرئيسية: تكون الفلزات شبكات بلورية يمكن تمثيلها أو نمذجتها بأيونات موجبة يحيط بها بحر من إلكترونات التكافؤ الحرة الحركة.

نموذج بحر الإلكترونات: تتداخل مستويات الطاقة الخارجية بعضها في بعض .

الإلكترونات الحرة : لا ترتبط الإلكترونات الموجودة في مستويات الطاقة الخارجية في الذرات الفلزية بأي ذرة محددة، وتعرف بالإلكترونات الحرة الحركة .



الرابطة الفلزية : هي قوة التجاذب بني الأيونات الموجبة للفلزات والإلكترونات الحرة في الشبكة الفلزية.

خواص الفلزات:

- **درجتا الغليان والانصهار:** عادة تكون عالية ، إلا أن درجة الانصهار ليست مرتفعة جدا مثل الغليان (علل ؟)
- **ألن الأيونات الموجبة والإلكترونات الحرة الحركة في الفلز ليست بحاجة لطاقة كبيرة لجعلها تتحرك .**
- **قابلية الطرق والسحب:** طرقها كألواح وسحبها كأسلاك .
- **موصلة جيدة للحرارة والكهرباء:** (علل ؟) بسبب وجود الإلكترونات الحرة الحركة التي تقوم بنقل الحرارة والكهرباء من مكان آخر .
- **البريق واللمعان :** لتفاعل الإلكترونات الحرة مع الضوء من خال امتصاصه ثم إطلاقه كفوتو إلكترونات.
- **الصلابة والقوة :** كلما زادت الإلكترونات الحرة الحركة كلما زادت الصلابة والقوة .
- **الروابط الفلزية في الفلزات الانتقالية أقوى من الفلزات القلوية من حيث الصلابة (علل ؟)** ألن الفلزات الانتقالية تحوي إلكترونات حرة الحركة أكثر من الفلزات القلوية (إلكترون واحد).

السبيكة: هي خليط من العناصر ذات الخواص الفلزية الفريدة.

خواص الفلزات : تختلف خواص السبائك قليلاً عن خواص عناصرها المكونة لها .

أمثلة للسبائك الفلزية: الفولاذ ، البرونز ، الحديد الصلب ، الذهب عيار .

الرابطه التساهمية

(5-1) الرابطه التساهمية

الفكرة الرئيسية : تستقر ذرات بعض العناصر عندما تتشارك في إلكترونات تكافؤها لتكوين رابطه تساهمية.

الرابطه التساهمية: الرابطه الكيميائية التي تنتج عن مشاركة كلاً من الذرتين الداخلتين في تكوين الرابطه بزواج إلكترونات أو أكثر.



الجزء: يتكون عندما ترتبط ذرتان أو أكثر برابطه تساهمية.

تتكون الجزيئات الثنائية الذرات عند مشاركة ذرتين من نفس العنصر $F_2 / Cl_2 / Br_2 / I_2 / N_2 / O_2 / H_2$

• **الرابطه التساهمية الأحادية :** عندما يشترك زوج واحد من الإلكترونات في تكوين رابطه، كما في جزيء الهيدروجين.

• عادة ما شار إلى زوج الإلكترونات المشترك بزواج إلكترونات الرابطه.

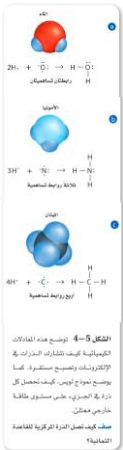
تركيب لويس Lewis structure: هو ترتيب إلكترونات التكافؤ في الجزيء (التمثيل النقطي).

المجموعة 17 والروابط التساهمية الأحادية : تكون رابطه واحدة مثل الفلور F_2 **المجموعة**

16 والروابط التساهمية الأحادية : تكون رابطتين مثل الماء H_2O

المجموعة 15 والروابط التساهمية الأحادية : تكوين ثالث روابط مثل الأمونيا NH_3

المجموعة 14 والروابط التساهمية الأحادية : تكوين أربع روابط مثل الميثان CH_4



روابط سيجما (σ) : تسمى الروابط التساهمية الأحادية بالرابطه سيجما. تتكون هذه الرابطه عند تتداخل مستويات

تكافؤهما تتداخل رأسياً (رأساً مقابل رأس) .

تتكون رابطه سيجما عندما يتداخل مجال s مع s آخر أو مع مجال p، أو عند تتداخل مجال p مع مجال p آخر.

الروابط الثنائية: تتكون هذه الروابط عندما تشترك ذرتان بزوجين من الإلكترونات فيما بينها.

الروابط الثلاثية : تتكون هذه الروابط عندما تشترك ذرتان في ثلاثة أزواج من الإلكترونات فيما بينها.

الرابطه باي π : تتألف الرابطه التساهمية المتعددة من رابطه سيجما واحدة ورابطه باي واحدة على الأقل .

• تتكون هذه الرابطه عندما تتداخل مجالت p الفرعية المتوازية وتشترك في الإلكترونات.

الرابطه التساهمية املتعددة: تتألف من رابطه سيجما (σ) واحدة ورابطه باي (π) واحدة أو اثنتي .

أنه كلما زاد عدد الإلكترونات املتشركة قصرت الرابطه فكلما قصر طول الرابطه كانت أقوى

F_2 تساهمية أحادية (أطول وأضعف) - O_2 تساهمية ثنائية - N_2 تساهمية ثلاثية (أقصر وأقوى) .

"طاقة تفكك الرابطه" : هي الطاقة اللازمة لكسر رابطه تساهمية معينة وهي مقدار موجب .

التفاعل املص للطاقة : عندما يكون مقدار الطاقة المطلوبة لتفكيك الروابط الموجودة في المواد المتفاعلة

أكبر من مقدار الطاقة الناتجة عن تكون الروابط الجديدة في المواد الناتجة.

التفاعل الطارد للطاقة : يحدث عندما تكون الطاقة المنبعثة في أثناء تكون روابط المواد الناتجة **أكبر** من الطاقة المطلوبة لتفكيك روابط المواد المتفاعلة .

(5-2) تسمية الجزيئات

الفكرة الرئيسية : تستعمل قواعد محددة في تسمية المركبات الجزيئية الثنائية الذرات ، والأحماض الأكسجينية.

تسمية المركبات الجزيئية الثنائية الذرات :

1. يظهر اسم العنصر الثاني في الصيغة الجزيئية أولاً، ويظهر اسم العنصر الأول كاملاً.
2. سمي العنصر الثاني في الصيغة الجزيئية باستخدام جذر الاسم مع إضافة مقطع (يد).
3. ستخدم البادئات في التسمية لتحديد عدد ذرات كل عنصر في الصيغة الجزيئية .

أمثلة :

خامس أكسيد ثنائي الفوسفور	ثاني أكسيد الكبريت	ثالث فلوريد النيتروجيني	رابع كلوريد النيتروجيني
P_2O_5	SO_2	NF_3	CCl_4

أسماء شائعة :

ملح الطعام $NaCl$	املاء H_2O	الهيد رازين N_2H_4
صودا الخبز $NaHCO_3$	الأمونيا NH_3	أكسيد النيتريك NO

تسمية الأحماض الثنائية : يحتوي الحمض الثنائي على الهيدروجين وعنصر آخر فقط.

وتسمى الأحماض الثنائية الشائعة - ومنها حمض الهيدروكلوريك .

قواعد تسمية الأحماض الثنائية :

١- "هيدرو" يضاف في الكلمة الأولى لتسمية (الهيدروجين) من المركب.

٢- "يك" تضاف السم العنصر الثاني (الكلور) .

لذا فإن محلول HCl في الماء (الهيدروجين والكلور) يصبحان مَّعاً **حمض الهيدروكلوريك**.

الحمض الأكسجيني : يعرف الحمض الذي يتألف من الهيدروجين وأيون أكسجيني .

الاشتقاق من الأيون عديد الذرات	تسمية الحمض	مثال	أمثلة أخرى
الشق يبدأ ب (هيبو)	يبدأ اسم الحمض بـ (هيبو) وينتهي (وز)	(هيبو كلوريت- ClO^-) يسمى الحمض حمض الهيبو كلوروز $HClO$	
الشق ينتهي بـ (يت)	يضاف السم الحمض حرفي (وز)	(نيتريت- NO_2^-) يسمى الحمض حمض النيتروز HNO_2	
الشق ينتهي بـ (ات)	يضاف السم الحمض حرفي (يك)	(نترات- NO_3^-) يسمى الحمض حمض النيتريك HNO_3	
الشق يبدأ بـ (بير)	يبدأ اسم الحمض بـ (بير) وينتهي (يك)	(بيركلورات- ClO_4^-) يسمى الحمض حمض البيركلوريك $HClO_4$	

(5-3) التراكيب الجزيئية

الفكرة الرئيسية : تبني الصيغ البنائية المواقع النسبية للذرات في الجزيء وطرائق ارتباطها معا داخل الجزيء.

الصيغة البنائية : نموذج الذي يستعمل الرموز والروابط لبيان مواقع الذرات .

الأيون مشحوناً بشحنة سالبة يكون هناك عدد أكبر من الإلكترونات وإذا كان مشحوناً بشحنة موجبة يكون عدد الإلكترونات أقل .

يمكن باستخدام مجموعة الذرات نفسها الحصول على أكثر من تركيب لويس صحيح .

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

استثناءات القاعدة الثمانية :

١- العدد الفردي من الإلكترونات التكافؤ .

٢- حالات الاستقرار بأقل من ثمانية إلكترونات والرابطة التساهمية التناسقية .

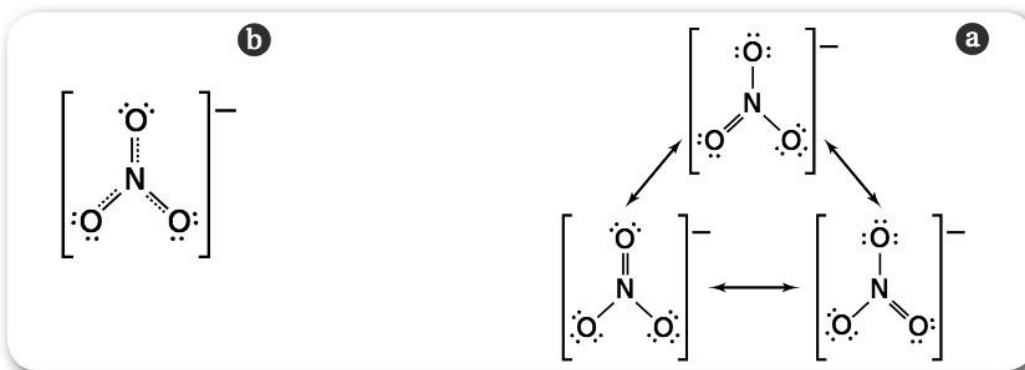
الرابطة التساهمية التناسقية: عندما تقدم إحدى الذرات إلكترونين لتشارك بهما ذرة أخرى أو أيونا آخر بحاجة إلى إلكترونين ليكونا ترتيباً إلكترونياً مستقراً بأقل طاقة وضع .

٣- حالات الاستقرار بأكثر من ثمانية إلكترونات :- هناك أكثر من أربع ذرات ترتبط في الجزيء .

استراتيجية حل المسألة : رسم تراكيب لويس (الكتاب ص ٢٣١)

أشكال الرنين : الحصول على أكثر من تركيب لويس للجزيء نفسه .

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



الشكل 14-4 أشكال الرنين

لأيون النترا NO_3^- .

a. تختلف أشكال الرنين هذه في

مكان الرابطة الثنائية فقط، ولا

تتغير أماكن ذرات النيتروجين

والأكسجين.

b. يكون أيون النترا الحقيقي هو

متوسط أشكال الرنين الثلاثة

في a.

تبين الخطوط المنقطعة أماكن

محتملة للرابطة الثنائية.

(5-4) أشكال الجزيئات

الفكرة الرئيسية : يستعمل نموذج التنافر بني أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR لتحديد شكل الجزيء .

نموذج VSEPR : التنافر بني أزواج إلكترونات التكافؤ .

ويعتمد هذا النموذج على الترتيب الذي من شأنه أن يقلل التنافر بني أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية إلى أقصى درجة ممكنة.

تتنافر أزواج الإلكترونات في الجزيء بطريقة مماثلة، وتعمل قوى التنافر هذه على تثبيت مواقع الذرات في الجزيء بحيث تصنع زوايا ثابتة بعضها مع بعض. وتعرف الزاوية بني ذرتين جانبيتين والذرة المركزية بزاوية الرابطة

التهجين: حيث تختلط المستويات الفرعية لتكون مستويات مهجنة جديدة متماثلة

تمثل الكرات الذرات، وتمثل العصي الروابط، وأما الفلقات (الفصوص) فتتمثل أزواج الإلكترونات غير الرابطة.

يحتوي جزيء BeCl_2 على زوجين فقط من الإلكترونات المرتبطة مع ذرة Be المركزية. لذا تكون إلكترونات الرابطة على أبعد مسافة ممكنة بينها، وزاوية الرابطة 180° وشكل الجزيء خطيًا

تكون أزواج الإلكترونات الثلاثة المكونة للروابط في المركب AlCl_3 على أكبر مسافة بينها عندما تكون على شكل مثلث مستوي والزوايا بين الروابط 120° .


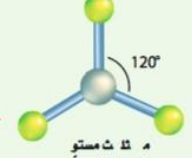

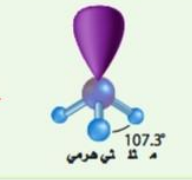


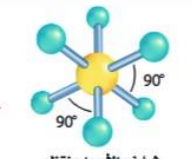
عندما تحتوي الذرة المركزية في جزيء على أربعة أزواج من إلكترونات الترابط كما في الميثان CH_4 يكون الشكل رباعي الأوجه منتظم والزوايا بين الروابط 109.5° .

جزيء 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 الرابطة مقارنة بالأزواج الرابطة بعضها ببعض. لذا يكون الشكل الناتج مثلثي هرمي والزوايا بين الروابط 107.3° .

للساء رابطتان تساهميتان وزوجان غير رابطتين، ويصنع التنافر بين الأزواج غير الرابطة زاوية مقدارها 104° مما يجعل شكل جزيء الماء منحنياً.

جزيء NbBr_5 خمسة أزواج من الإلكترونات الرابطة، لذا يقلل الشكل الثنائي الهرم الثلاثي من التنافر بين أزواج الإلكترونات المشتركة.

ليس لجزيء SF_6 أزواج إلكترونات غير رابطة مع الذرة المركزية، ومع ذلك فله ستة أزواج رابطة مرتبة حول الذرة المركزية لتكون شكلًا ثنائي الأوجه.

الأشكال الفراغية للجزيئات					الجدول 4-6
أشكال الجزيئات	المستويات المهجنة	الأزواج غير الرابطة	الأزواج المشتركة	العدد الكلي لأزواج الإلكترونات	الجزيء
	sp	0	2	2	BeCl_2
	sp^2	0	3	3	AlCl_3
	sp^3	0	4	4	CH_4
	sp^3	1	3	4	PH_3
	sp^3	2	2	4	H_2O
	sp^3d	0	5	5	NbBr_5
	sp^3d^2	0	6	6	SF_6

(5-5) الكهرو سالبية والقطبية

الفكرة الرئيسة : يعتمد نوع الرابطة الكيميائية على مقدار جذب كل ذرة للإلكترونات في الرابطة.

الكهرو سالبية : تشير إلى القدرة النسبية للذرة لجذب إلكترونات الرابطة الكيميائية .

الرابطة التساهمية الغير قطبية (نقية) : يكون فرق الكهرو سالبية إلكترونات الرابطة بني ذرتي متماثلتين صفراً.

الرابطة التساهمية القطبية : تتكون عندما ال تتساوى العناصر المرتبطة في قيم الكهرو سالبية .

الرابطة الأيونية : عندما يكون هناك فرق كبير في الكهرو سالبية بني الذرات المترابطة حيث ينتقل الإلكترون من ذرة إلى أخرى.

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

قطبية الجزيئات : تكون الجزيئات ذات الروابط التساهمية قطبية أو غير قطبية .

القطبية وشكل الجزيء : يمكن معرفة قطبية الجزيء من شكل الجزيء التساهمي .

(علل؟) CO_2 , CCl_4 هي جزيئات غير قطبية بالرغم من أن روابطهما قطبية .

لأن محصلة العزوم الكهربائية للجزيء تساوي صفراً .

الذوبانية : تكون الجزيئات القطبية والمركبات الأيونية قابلة للذوبان في المواد القطبية .

أما الجزيئات غير القطبية فتذوب فقط في مواد غير قطبية .

- ملح الطعام مادة أيونية صلبة، والسكر مادة تساهمية صلبة، لهما المظهر نفسه، ولكنهما يختلفان في خواصهما عند التسخين. فالمح لا ينصهر، أما السكر فينصهر عند درجات حرارة منخفضة بسبب قوى التجاذب الضعيفة بني الجزيئات.

القوى بني الجزيئات : قوى الجذب بني الجزيئات وبعضها هي قوى ضعيفة ومن تلك القوى قوى فان ديرفال ، قوى التشتت ، قوى ثنائية القطب ، الروابط الهيدروجينية . التساهمية تكون

الروابط التساهمية بني الذرات في الجزيئات قوية

- تعزى خواص المركبات الجزيئية التساهمية إلى القوى التي تربط الجزيئات معا .

- ولأن هذه القوى ضعيفة لذا تكون درجات انصهار هذه المواد وجليانها منخفضة مقارنة بالمواد الأيونية والبرافني الموجود في الشمع من المواد الصلبة التساهمية اللينة .

المواد الصلبة التساهمية الشبكية : ترتبط ذراتها بشبكة من الروابط التساهمية .

ومن الأمثلة على هذه المواد الأملاس والكوارتز .

تكون المواد الصلبة التساهمية الشبكية هشة وغير موصلة للحرارة والكهرباء وشديدة الصلابة ،

مقارنة بالمواد الصلبة الجزيئية.

