الفصل الأول / الحسابات الكيميائية

الدرس (1-1) الصيغة الأولية والصيغة الجزيئية

الفكرة الرئيسة: الصيغة الجزيئية لمركب ما هي مضاعف عددي صحيح لصيغته الأولية.

✍ 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".

التركيب النسبي المئوي للمركب هو النسب المئوية بالكتلة لكل العناصر في المركب .

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

✍ يمكن تحديد التركيب النسبي المئوي من خلال الصيغة الكيميائية

قسمة كتلة العنصر في مول واحد من المركب على الكتلة المولية للمركب ثم نضرب الناتج في 100 ليعطينا النسبة المئوية بالكتلة.

النسبة المئوية بالكتلة من خلال الصيغة الكيميائية

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

✍ الصيغة الأولية

إذا عرف التركيب النسبي المئوي فإنه يمكن حساب صيغته, وذلك بتحديد أصغر نسبة من الأعداد الصحيحة لمولات العناصر فيه.

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 = ١٠٠جرام وذلك لتحويل النسب المئوية للعناصر إلى كتلة.
- نحسب عدد المولات لكل عنصر ، عدد المولات = كتلة المادة بالجرام / الكتلة المولية
- نقسم على أصغر عدد مولات ناتج لنحصل على نسب الذرات .
- 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

الصيغة الجزيئية هي الصيغة التي تعطي العدد الفعلي للذرات من كل عنصر في جزيء واحد من المادة.

الصيغة الجزيئية = ن (الصيغة الأولية)

حيث " ن " تمثل عدد التكرار للصيغة الأولية .

عدد التكرار للصيغة الأولية (ن) = الكتلة المولية للصيغة الجزيئية / الكتلة المولية للصيغة الأولية

الدرس (2-1) صيغ الأملاح المائية

الفكرة الرئيسة: الأملاح المائية مركبات أيونية صلبة فيها جزيئات ماء محتجزة.

✍ تسمية الأملاح المائية

- تسمى جزيئات الماء التي تصبح جزءًا من البلورة ماء التبلور.
- وتسمى المواد الأيونية الصلبة التي تحتجز فيها جزيئات ماء أملاحًا 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 $CaCl_2.2H_2O$

كبريتات المغنيسيوم سباعي الماء $MgSO_4.7H_2O$

✍ تحليل الأملاح المائية:-

- عند تسخين ملح مائي ، تطرد جزيئات الماء تاركة ورائها الملح اللامائي.

أي أنه يتكون الملح اللامائي عند تسخين الملح المائي .

✍ لحساب عدد جزيئات الماء المحتجزة في الملح المائي

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

حيث X تساوي عدد جزيئات الماء المحتجزة في الملح المائي .

✍ 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 جافًا صالحًا لحفظ المواد.

- **المعدات الإلكترونية والبصرية** غالبا ما تعبأ مع **أكياس من المجففات** التي تمنع تأثير الرطوبة في الدوائر الالكترونية الدقيقة,
- وتستعمل الأملاح المائية **لخزن الطاقة الشمسية** مثل ملح كبريتات الصوديوم المائي .

الدرس (3-1) المقصود بالحسابات الكيميائية

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

✍ الحسابات الكيميائية

الحسابات الكيميائية هي دراسة العلاقات الكمية بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في التفاعل الكيميائي .
وتعتمد الحسابات الكيميائية على **قانون حفظ الكتلة** الذي ينص على أن المادة لا تفنى ولا تستحدث في التفاعل الكيميائي إلا بقدرة الله تعالى . **كمية المواد الناتجة = كمية المواد المتفاعلة**

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

✍ نسب المولات

النسبة المولية نسبة بين أعداد المولات لأي مادتين في المعادلة الكيميائية الموزونة .

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

أمثلة / التفاعلات التي فيها 4 مواد يمكن كتابة 12 نسبة مولية ،

5 مواد يمكن كتابة و 20 نسبة مولية منها على التوالي .

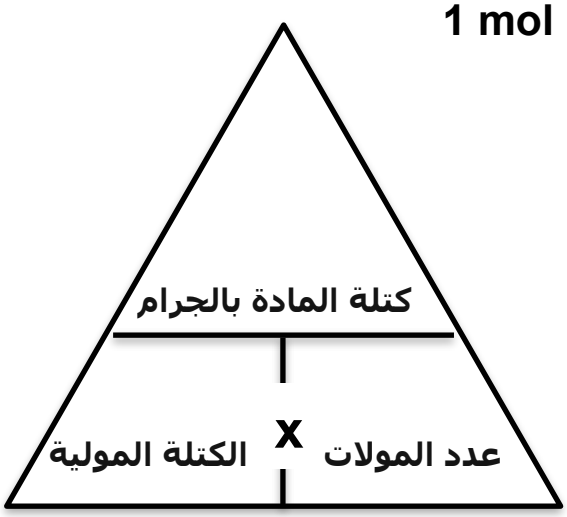
الدرس (4-1) حسابات المعادلات الكيميائية

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

✍ حساب المولات

✍ تحويل المولات إلى كتلة

$$\text{الكتلة بالجرامات (g)} = \text{عدد المولات (mol)} \times \frac{\text{الكتلة المولية (g)}}{1\ \text{mol}}$$



✍ تحويل الكتلة إلى المولات

$$\text{عدد المولات (mol)} = \text{الكتلة بالجرامات (g)} \times \frac{1\ \text{mol}}{\text{الكتلة المولية (g)}}$$

عدد مولات المادة المجهولة(المطلوبة في المسألة) = $\frac{\text{عدد مولات المادة المعروفة (المعطاة في المسألة)}}{\text{عدد مولات المادة المعروفة (في المعادلة)}}$ x عدد مولات المادة المجهولة(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 والناتجة عن تفاعل معين .

الدرس (5-1) المادة المحددة للتفاعل

الفكرة الرئيسة: يتوقف التفاعل الكيميائي عندما تستنفذ أي من المواد المتفاعلة تماما.

✍ المواد المحددة للتفاعل والمواد الفائضة

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

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

المواد الفائضة هي المواد المتبقية بعد نهاية التفاعل .

✍ تحديد المادة المحددة للتفاعل والمادة الفائضة

$$\text{عدد مولات المادة المتفاعلة} = \frac{\text{عدد المولات من الحسابات في المسألة}}{\text{عدد المولات في المعادلة الموزونة}}$$

- 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 أولاً ومن ثم المادة الفائضة ، (وهي كلها مواد متفاعلة) .
- كما يجب حساب كميات المواد المتفاعلة المستهلكة كليًّا(المحددة للتفاعل) والمتبقية بعد التفاعل (الفائضة) و الاستفادة منها في حساب كميات المواد الناتجة أو المتفاعلة الأخرى .

الدرس (6-1) نسبة المردود المئوية

الفكرة الرئيسة: نسبة المردود المئوية قياس لفاعلية التفاعل الكيميائي .

✍ المردود النظري والمردود الفعلي

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

نسبة المرود المئوية للنواتج هي نسبة المردود الفعلي إلى المردود النظري في صوره نسبة مئوية.

نسبة المردود المئوية

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

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

الفصل الثاني / الإلكترونات في الذرات

الدرس (1 - 2) الضوء وطاقة الكم

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

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

خصائص الموجات الطول الموجي، التردد، سعة الموجة ، سرعة الموجة .

الطول الموجي هو أقصر مسافة بين قمتين متتاليين، يرمز له بالرمز لمدا λ ،

ويقاس بالأمتار أو السنتمترات أو النانومترات ($1nm=1x10^{-9}m$)

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

$1Hz=1x10^{-6}MHz$, $1Hz=1x10^{-3}\ KHz$

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 = $3\ x10^{8}\ m/s$

معدل سرعة الموجة الكهرومغناطيسية

$$c = \lambda \upsilon$$

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

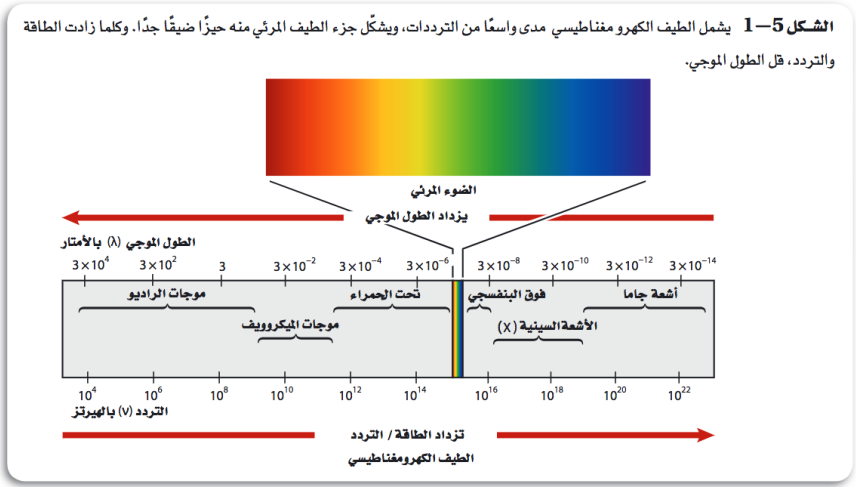
يحتوي ضوء الشمس على مدى متصل من أطوال الموجات والترددات (وهو مثال على الضوء الأبيض) ،

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 بين التردد والطاقة).

الشكل 5–1 يشمل الطيف الكهرو مغناطيسي مدى واسعًا من الترددات، ويشكّل جزء الطيف المرئي منه حيزًا ضيقًا جدًا. وكلما زادت الطاقة والتردد، قل الطول الموجي.



✍ الطبيعة المادية للضوء

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

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

- أكتشف الفيزيائي الألماني ماكس بلانك **الكم** .

ثابت بلانك يساوي 6.626×10^{-34} J.s ويرمز للجول بالرمز J

التأثير الكهروضوئي تنبعث الإلكترونات المسماة الفوتوإلكترونات من سطح الفلز عندما يسقط عليه ضوء بتردد مساوٍ لتردد الفوتون أو أعلى منه.

طاقة الكم

$$E_{quantum} = h\nu$$

طاقة الفوتون

$$E_{photon} = h\nu$$

✍ الطبيعة الثنائية للضوء

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

الفوتون جسيم لا كتلة له يحمل كمًّا من الطاقة .

- اقترح أينشتاين أن لكل فوتون حد معين من الطاقة يؤدي لإطلاق الفوتوإلكترون من سطح الفز .

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 .

الدرس (2-2) نظرية الكم والذرة

الفكرة الرئيسة: 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 الإثارة تحدث عندما تكتسب إلكترونات الذرة الطاقة.

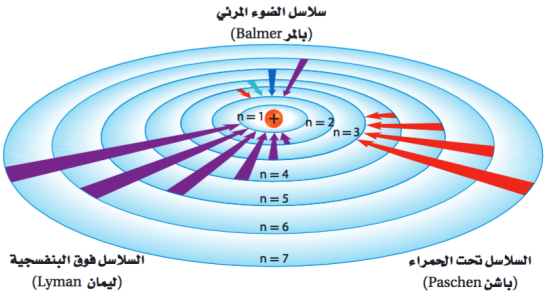
العدد الكمي يمثل كل مدار بعدد صحيح (n) تسمى مستويات الطاقة وهي سبعة مستويات .

✍ **طيف الهيدروجين 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 (ليمان) من مستويات الطاقة العليا إلى المستوى الأول n=1 .



الشكل 11–1 عندما ينتقل الإلكترون من مستوى الطاقة الأعلى إلى مستوى الطاقة الأقل ينطلق فوتون. وتنتج السلاسل فوق البنفسجية (ليمان)، والمرئية (بالمر)، وتحت الحمراء (باشن) عند انتقال الإلكترونات إلى مستويات $n=1$ و$n=2$ و$n=3$ على الترتيب.

✍ 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).

العلاقة بين الجسيم والموجة الكهرومغناطيسية

$$\lambda = \frac{h}{m\nu}$$

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 الميكانيكي الكمي للذرة هو النموذج الذري الذي يعامل الإلكترونات على أنها موجات .

يحدد النموذج الميكانيكي الكمي طاقة الإلكترون بقيم معينة.

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 الرئيس يحدد بعدد الكم الرئيسي .

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

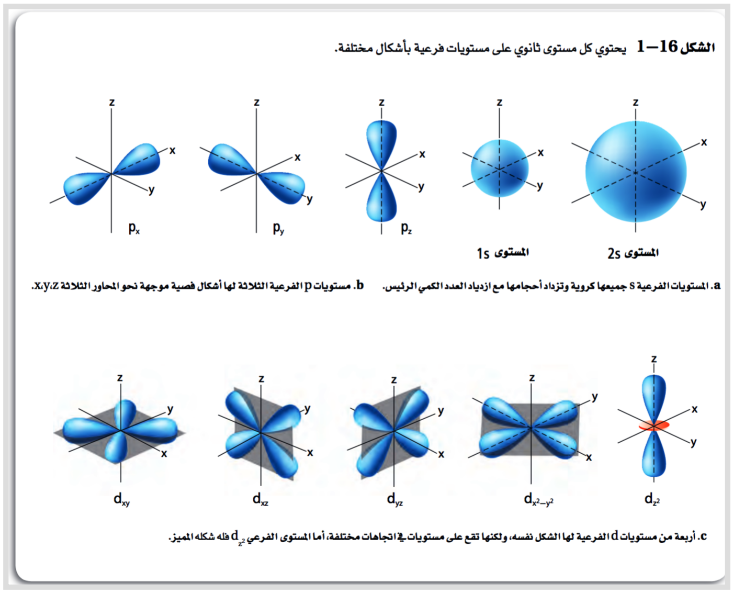
✍ **مستويات الطاقة الثانوية** تحتوي مستويات الطاقة الرئيسة على مستويات ثانوية .

مستوى الطاقة الثانوي المستويات الثانوية تمثَّل بالحروف (s , p , d , f)

المستويات الثانوية تحوي عددًا من المستويات الفرعية تمثَّل بعدد المربعات للمستوى الفرعي (عدد الغرف) .

✍ **أشكال المستويات الفرعية:**

مستويات s جميعها كروية الشكل، ومستويات p جميعها تتكون من فصين، أما مستويات f و d فأشكالها معقدة .



الشكل 1-16 يحتوي كل مستوى ثانوي على مستويات فرعية بأشكال مختلفة.

a. المستويات الفرعية s جميعها كروية وتزداد أحجامها مع ازدياد العدد الكمي الرئيس. b. مستويات p الفرعية الثلاثة لها أشكال فصية موجهة نحو المحاور الثلاثة X,Y,Z.

c. أربعة من مستويات d الفرعية لها الشكل نفسه، ولكنها تقع على مستويات في اتجاهات مختلفة، أما المستوى الفرعي d_{z^2} فله شكله المميز.

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

المستوى الثانوي	عدد الإلكترونات التي يستوعبها
S	2
p	6
d	10
f	14

الجدول 1-4 مستويات الطاقة الأربعة الأولى للهيدروجين

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

الدرس (2-3) التوزيع الإلكتروني

الفكرة الرئيسة: يحدد التوزيع الإلكتروني في الذرة باستخدام ثلاث قواعد.

التوزيع الإلكتروني هو ترتيب الإلكترونات في الذرة .

قواعد التوزيع الإلكتروني

١- **مبدأ أوفباو (البناء التصاعدي)** إن كل إلكترون يشغل المستوى الأقل طاقة.

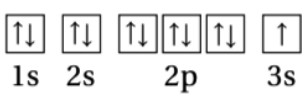
٢- **مبدأ باولي (للاستبعاد)** إن عدد إلكترونات المستوى الفرعي الواحد يستحيل أن تزيد عن إلكترونين ، ويدور كل منها حول نفسه باتجاه معاكس للآخر .

٣- **قاعدة هوند** إن الإلكترونات تتوزع في المستويات الفرعية المتساوية 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 ربعات المستويات

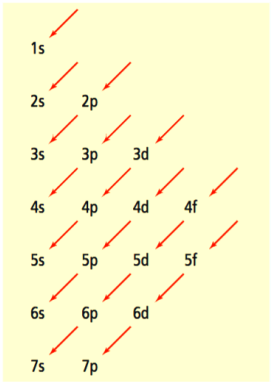
رسم المربعات



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

الترميز الإلكتروني

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$



ترتيب ملء المستويات بالإلكترونات

✍ **ترميز الغاز النبيل (طريقة مختصرة)**

يمكن اختصار التوزيع الإلكتروني، مثال اختصار توزيع الصوديوم: $_{11}Na$ [Ne] $3s^1$.

استثناءات التوزيع الإلكتروني

التوزيع الإلكتروني المتوقع للكروم $_{24}Cr$ [Ar] $4s^1\ 3d^5$ ، والصحيح للكروم **$_{24}Cr$ [Ar] $4s^1\ 3d^5$**

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

وهذه الحالة من الإستقرار تكون فقط للمستويات نصف المتلئة والمتلئة 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 .

الفصل الثالث

الجدول الدوري والتدرج في خواص العناصر

الدرس (3-1) تطور الجدول الدوري

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

✍ تطور الجدول الدوري

راجع الجدول 2-3 (الكتاب ص 108) يلخص مساهمات جون نيولاندز وماير ومندليف وموسلي .

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

والآن أصبح ينسب إلى موسلي لاعتماده على العدد الذري في ترتيب العناصر فيه .

تدرج الخواص **موسلي** وجد تكرار خواص العناصر عند ترتيبها تصاعديا حسب **أعدادها الذرية** .

✍ الجدول الدوري الحديث

المجموعات (العائلات) تمثل الأعمدة الرأسية في الجدول الدوري .

الدورات الصفوف الأفقية في الجدول الدوري .

العناصر الممثلة

وتسمى المجموعات الرئيسة وهي المجموعات (13-18) , 2 , 1

العناصر الانتقالية تمثل المجموعات من (3-12) .

تصنف العناصر إلى فلزات وأشباه فلزات ولافلزات .

الفلزات قابلة للطرق والسحب ، لهابريق ولمعان ، 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 الأرضية **هي عناصر المجموعة الثانية** ، وهي نشطة كيميائياً ولكنها أقل نشاطاً من القلوية.

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

الفلزات الانتقالية هي **عناصر الفئة d** وهي عشر مجموعات من 3-12

الفلزات الانتقالية الداخلية هي **عناصر الفئة f** وتنقسم إلى سلسلتين هما اللانثانيدات والأكتنيدات.

اللافلزات هي غازات أو مواد صلبة هشة ذات لون داكن رديئة التوصيل للحرارة والكهرباء .

البروم هو السائل الوحيد فيها .

الهالوجينات هي **عناصر المجموعة 17** وهي نشطة كيميائيًا .

ومنها الفلور المستخدم في صنع معجون الأسنان للحماية من التسوس .

الغازات النبيلة هي **عناصر المجموعة 18** وتستخدم في صنع المصابيح الكهربائية ولوحات النيون .

أشباه الفلزات لها خواص فيزيائية وكيميائية مشابهة للفلزات واللافلزات .

ومنها السيلكون Si والجرمانيوم Ge التي تستخدم في صنع رقائق الحاسوب والخلايا الشمسية ،

ويستخدم السليكون أيضًا في الجراحة التجميلية والتطبيقات التي تحاكي الواقع .

الدرس (2-3) تصنيف العناصر

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

✍ ترتيب العناصر وفق التوزيع الإلكتروني

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

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

المجال 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 المجال s يتسع لإلكترونين فقط .

عناصر الفئة p

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

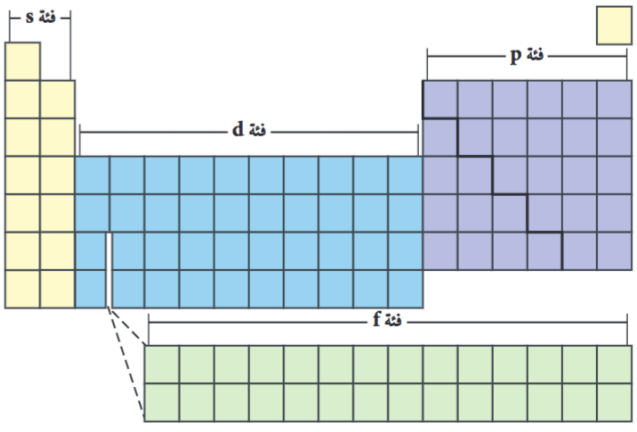
عناصر الفئة d

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 **متسلسلتي اللانثانيدات والأكتنيدات** .



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؟

الدرس (3-3) تدرج خواص العناصر

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

✍ نصف قطر الذرة

نصف قطر ذرة الفلز : هو نصف المسافة بين بين نواتي ذرتين متجاورتين في التركيب البلوري .

نصف قطر ذرة اللافلز : هو نصف المسافة بين نوى ذرتين متطابقتين ومتحدتين كيميائياً .

✍ تدرج نصف القطر الذري في الدورات

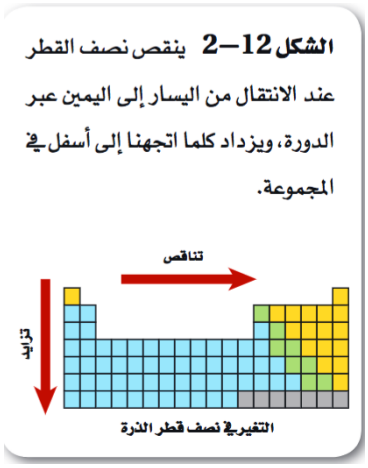
(علل) يقل نصف القطر في الدورة بزيادة العدد الذري من يسار إلى يمين الدورة ؟

بسبب زيادة الشحنة الموجبة في النواة مما يزيد قوة جذب النواة لإلكترونات التكافؤ مما يقلل الحجم الذري .

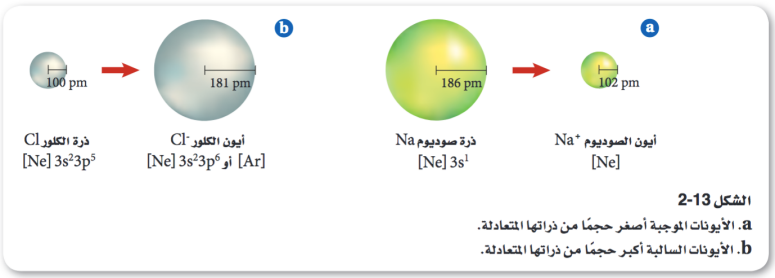
✍ تدرج نصف القطر الذري في المجموعات

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

بسبب زيادة عدد المستويات الرئيسة مما يزيد حجم المستويات الرئيسة في الذرة .



الشكل 12–2 ينقص نصف القطر عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، ويزداد كلما اتجهنا إلى أسفل في المجموعة.



الشكل 13-2
a. الأيونات الموجبة أصغر حجمًا من ذراتها المتعادلة.
b. الأيونات السالبة أكبر حجمًا من ذراتها المتعادلة.

✍ 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 المتعادلة .

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

الشكل 15–2 يلخص الشكل التغير العام في نصف قطر الأيون.

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 .

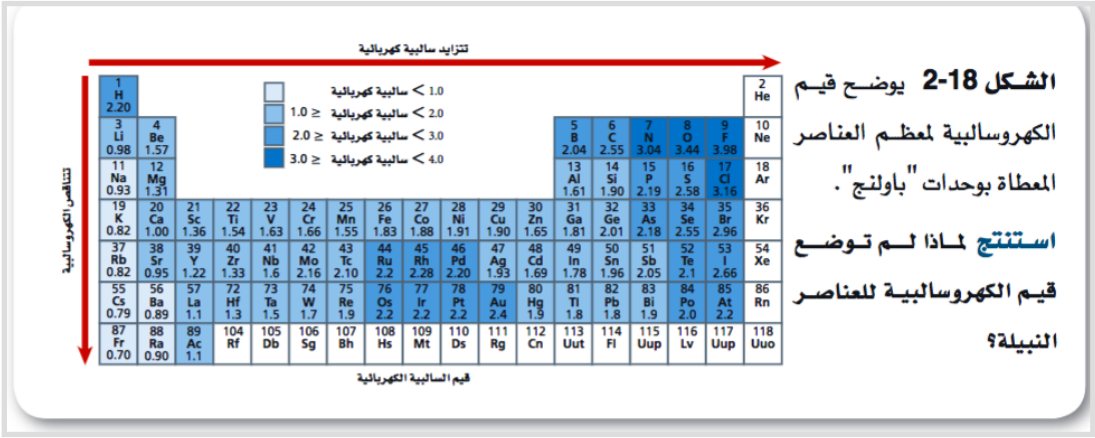
(علل) تزيد طاقة التأين في الدورة بزيادة العدد الذري من يسار إلى يمين الدورة ؟

بسبب زيادة الشحنة الموجبة في النواة .

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

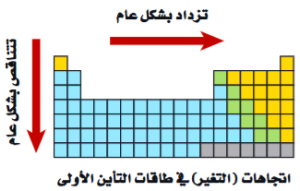
بسبب زيادة عدد المستويات الرئيسة فتبتعد إلكترونات التكافؤ عن النواة مما يُسهّل فقدها .

الكهروسالبية هي مدى قابلية ذرات العنصر على جذب الإلكترونات في الرابطة الكيميائية.



الشكل 2-18 يوضح قيم الكهروسالبية لمعظم العناصر المعطاة بوحدات "باولنج".

استنتج لماذا لم توضع قيم الكهروسالبية للعناصر النبيلة؟



الشكل 2-17 تزداد طاقة التأين عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، وتتناقص عند الانتقال إلى أسفل المجموعة.

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

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

(علل) تقل الكهروسالبية 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 إلى تركيب ممتلئ مثل تركيب الغازات النبيلة .

الفصل الرابع

المركبات الأيونية والفلزات

الدرس (1-4) تكون الأيون

الفكرة الرئيسة: تتكون الأيونات عندما تفقد الذرات إلكترونات التكافؤ أو تكتسبها لتصل الى التوزيع الإلكتروني الثماني الأكثر استقرارا.

الرابطة الكيميائية عبارة عن قوة تجاذب بين ذرتين أو أكثر من خلال فقد الذرة للإلكترونات أو إكتسابها أو المساهمة بالاشتراك مع ذرة أو ذرات أخرى

✍ تكوين الأيون الموجب

الكاتيون عندما تفقد الذرة إلكترون تكافؤ واحداً أو أكثر لتحصل على التوزيع الإلكتروني المشابه للتوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل ، **يتكون الأيون الموجب ويسمى الكاتيون** .

الفلزات إن ذرات الفلزات نشطة كيميائيًا ، لأنها تفقد إلكترونات تكافؤها بسهولة،

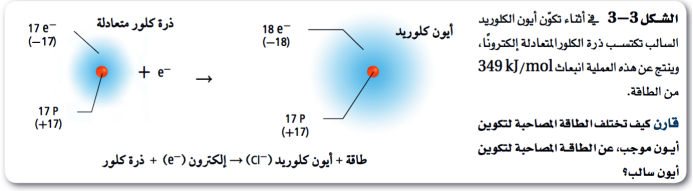
وفلزات المجموعتين الأولى والثانية أكثر الفلزات نشاطًا في الجدول الدوري.

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

- تكتسب بعض اللافلزات عددًا من الإلكترونات ، وعندما تضاف إلى إلكترونات تكافئها تصل إلى التوزيع الإلكتروني الثماني الأكثر إستقرار .

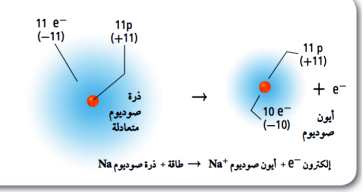
✍ تكوين الأيون السالب

الأنيون عندما تكتسب الذرة إلكترون أو أكثر لتصل إلى التوزيع الإلكتروني المشابهة للتوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل ، **يتكون الأيون السالب ويسمى الأنيون .**



الشكل 3—3 في أثناء تكوّن أيون الكلوريد السالب تكتسب ذرة الكلور المتعادلة إلكترونًا، وينتج عن هذه العملية انبعاث 349 kJ/mol من الطاقة.

قارن كيف تختلف الطاقة المصاحبة لتكوين أيون موجب، عن الطاقة المصاحبة لتكوين أيون سالب؟



الشكل 1—3 يتكون الأيون الموجب عند فقد الذرة المتعادلة واحدًا أو أكثر من إلكترونات التكافؤ. تحتوي الذرة المتعادلة كهربائيًّا على أعداد متساوية من البروتونات والإلكترونات، في حين يحتوي الأيون الموجب على عدد من البروتونات أكبر من عدد الإلكترونات.

حلّل هل يحتاج انتزاع إلكترون من ذرة متعادلة إلى امتصاص الطاقة أم انبعاثها؟

الجدول 2-3 أيونات المجموعات من 15 إلى 17

المجموعة	التوزيع الإلكتروني	شحنة الأيون المتكون
15	[غاز نبيل] $ns^2 np^3$	(−3) عند اكتساب ثلاثة إلكترونات
16	[غاز نبيل] $ns^2 np^4$	(−2) عند اكتساب إلكترونين
17	[غاز نبيل] $ns^2 np^5$	(−1) عند اكتساب إلكترون واحد

الجدول 1-3 أيونات المجموعات 1 و 2 و 13

المجموعة	التوزيع	شحنة الأيون المتكون
1	[غاز نبيل] ns^1	(+1) عند فقد إلكترون s^1
2	[غاز نبيل] ns^2	(+2) عند فقد إلكتروني s^2
13	[غاز نبيل] ns^2np^1	(+3) عند فقد إلكترونات s^2p^1

الدرس (2 -4) الروابط الأيونية والمركبات الأيونية

الفكرة الرئيسية: تتجاذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة لتكون مركبات أيونية متعادلة كهربائيا.

الرابطة الأيونية هي القوة الكهروستاتيكية التي تجذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة في المركبات الأيونية.

المركبات الأيونية تسمى المركبات التي تحتوي على روابط أيونية .

✍ المركبات الأيونية الثنائية

هي مركبات تتكون من عنصرين مختلفين مثل كلوريد الصوديوم

✍ خواص المركبات الأيونية

تحدد الروابط الكيميائية في المركب الكثير من خصائصه.

الجدول 3-3 تكوين كلوريد الصوديوم

المعادلة الكيميائية

$Na + Cl \rightarrow Na^+ + Cl^- +$ طاقة

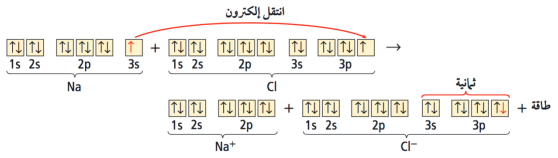
التوزيع الإلكتروني

انتقل إلكترون

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

Na Cl Na^+ Cl^-

التوزيع الإلكتروني بطريقة رسم مربعات المستويات

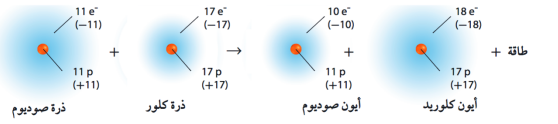


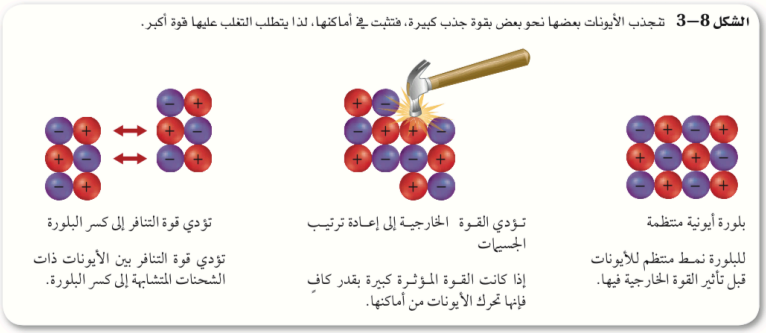
التمثيل النقطي للإلكترونات (تمثيل لويس)

انتقل إلكترون

$Na^{\bullet} + {\cdot\!\ddot{C}\!l}: \rightarrow [Na]^+ + [:\ddot{C}\!l:]^- +$ طاقة

النماذج الذرية





✍ البناء الفيزيائي

يحتوي البناء الفيزيائي للمركبات الأيونية على عدد كبير من الأيونات الموجبة والسالبة، ويتحدد عددها بنسبة عدد الإلكترونات التي تنتقل من ذرات الفلز إلى ذرات اللافلز.

الشبكة البلورية هي ترتيب هندسي للجسيمات ثلاثي الأبعاد يحاط فيها الأيون الموجب بالأيونات السالبة.

✍ الخواص الفيزيائية

يعد كل من درجة الغليان والانصهار والصلابة من الخواص الفيزيائية للمادة التي تعتمد على مدى قوة جذب الجسيمات المكونة للمادة بعضها لبعض، وتعتمد المقدرة على التوصيل الكهربائي على توافر جسيمات مشحونة حرة الحركة .

(علل؟) لا تستطيع المواد الأيونية الصلبة توصيل الكهرباء ، بينما توصل محاليها ومصاهيرها الكهرباء ؟

لأن المحلول والمصهور تكون أيوناتهما حرة الحركة بعكس المواد الصلبة التي تكون أيوناتها محدودة الحركة.

الإلكتروليت هو المركب الأيوني الذي يوصل محلوله التيار الكهربائي .

تمتاز البلورات الأيونية أيضًا بالقوة والصلابة والهشاشة بسبب قوة التجاذب التي تثبت الأيونات في أماكنها.

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 ؟ لأن عدد الشحنات له أكبر .

- ترتبط طاقة الشبكة البلورية بصورة مباشرة بحجوم الأيونات المرتبطة معًا.
- **كلما زاد نصف قطر الذرات كلما قلّت طاقة الشبكة البلورية (عكسي) .**

(علل؟) طاقة الشبكة البلورية لـ NaF أكبر من KF ؟

لأن نصف قطر الصوديوم أصغر من البوتاسيوم .

الدرس (3-4) صيغ المركبات الأيونية وأسماؤها

الفكرة الرئيسة: عند تسمية المركبات الأيونية يذكر الأيون السالب أولا متبوعا بالأيون الموجب.

أما كتابة صيغ المركبات الأيونية فيكتب رمز الأيون الموجب أولا متبوعا 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.

الجدول 3-6 أيونات أحادية الذرة

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

الجدول 3-7 أيونات فلزية أحادية الذرة

المجموعة	الأيونات الشائعة
3	Sc^{3+}, Y^{3+}, La^{3+}
4	Ti^{2+}, Ti^{3+}
5	V^{2+}, V^{3+}
6	Cr^{2+}, Cr^{3+}
7	Mn^{2+}, Mn^{3+}, Tc^{2+}
8	Fe^{2+}, Fe^{3+}
9	Co^{2+}, Co^{3+}
10	Ni^{2+}, Pd^{2+}, Pt^{2+}, Pt^{4+}
11	Cu^{+}, Cu^{2+}, Ag^{+}, Au^{+}, Au^{3+}
12	Zn^{2+}, Cd^{2+}, Hg_2^{2+}
13	Al^{3+}, Ga^{2+}, Ga^{3+}, In^{+}, In^{2+}, In^{3+}, Tl^{+}, Tl^{3+}
14	Sn^{2+}, Sn^{4+}, Pb^{2+}, Pb^{4+}

الجدول 3-8 الأيونات العديدة الذرات

الاسم	الأيون	الاسم	الأيون
الأمونيوم	NH_4^+	البيرايودات	IO_4^-
النيتريت	NO_2^-	الأسيتات(الخلات)	CH_3COO^-
النترات	NO_3^-	الفوسفات الثنائية الهيدروجين	$H_2PO_4^-$
الهيدروكسيد	OH^-	الكربونات	CO_3^{2-}
السيانيد	CN^-	الكبريتيت	SO_3^{2-}
البرمنجنات	MnO_4^-	الكبريتات	SO_4^{2-}
البيكربونات	HCO_3^-	الثيوكبريتات	$S_2O_3^{2-}$
الهيبوكلورايت	ClO^-	البيروكسيد	O_2^{2-}
الكلورايت	ClO_2^-	الكرومات	CrO_4^{2-}
الكلورات	ClO_3^-	ثنائي الكرومات	$Cr_2O_7^{2-}$
البيركلورات	ClO_4^-	الفوسفات الهيدروجينية	HPO_4^{2-}
البرومات	BrO_3^-	الفوسفات	PO_4^{3-}
الأيودات	IO_3^-	الزرنيخات	AsO_4^{3-}

الصيغ الكيميائية للمركبات الأيونية الثنائية :

أمثلة :

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

صيغ المركبات الأيونية عديدة الذرات

أمثلة :

هيدروكسيد الصوديوم	كرومات الفضة	فوسفات الكالسيوم	فوسفات الأمونيوم
NaOH	Ag_2CrO_4	$Ca_3(PO_4)_2$	$(NH_4)_3PO_4$

الأيون الأكسجيني السالب أيون عديد الذرات يتكون من عنصر لافلزي يرتبط مع ذرة أو أكثر من الأكسجين .

الجدول 3-9 تسمية الأيونات الأكسجينية السالبة للكبريت والنيتروجين

- عليك أن تعرف الأيون الذي يحتوي على أكبر عدد من ذرات الأكسجين. ويشتق اسم هذا الأيون من اسم اللافلز وإضافة المقطع (ات) إلى آخره.
- عليك أن تعرف الأيون الذي يحتوي أقل عدد من ذرات الأكسجين. ويشتق اسم هذا الأيون من اسم اللافلز وإضافة المقطع (يت) إلى آخره.

SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	NO_2^-	NO_3^-
كبريتيت	كبريتات	نيتريت	نترات

الجدول 3-10 طرائق تسمية الأيونات الأكسجينية التي يكوّنها الكلور

- يشتق 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.
- يشتق اسم الأيون السالب الأكسجيني الذي يحتوي على عدد من ذرات الأكسجين أقل ذرّة واحدة بإضافة مقطع (ات) إلى نهاية جذر اللافلز
- يشتق اسم الأيون السالب الأكسجيني الذي يحتوي على عدد من ذرات الأكسجين أقل ذرتين بإضافة مقطع (يت) إلى نهاية جذر اللافلز.
- يشتق اسم الأيون السالب الأكسجيني الذي يحتوي على عدد من ذرات الأكسجين أقل من ثلاث ذرات بإضافة مقطع (هيبو)، ثم المقطع (يت) إلى نهاية جذر اللافلز.

ClO_4^-	ClO_3^-
بيركلورات	كلورات
ClO_2^-	ClO^-
كلوريت	هيبوكلوريت

تسمية المركبات الأيونية : راجع الخطوات الكتاب صـ١٠١ـــفحة

أمثلة :

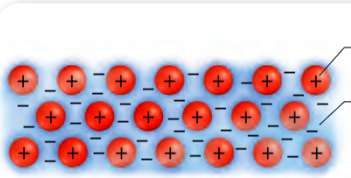
اسم المركب	صيغة المركب
أكسيد الحديدII (الثنائي)	FeO
أكسيد الحديدIII (الثلاثي)	Fe_2O_3
كبريتيد الأمونيوم	$(NH_4)_2S$
بيركلورات الأمونيوم	NH_4ClO_4
كبريتيت الألمنيوم	$Al_2(SO_3)_3$
نترات النحاس II	$Cu(NO_3)_2$

الدرس (4-4) الروابط الفلزية وخواص الفلزات

الفكرة الرئيسة: 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 لاترتبط الإلكترونات الموجودة في مستويات الطاقة الخارجية في الذرات الفلزية بأي ذرة محددة، وتعرف بالإلكترونات الحرة الحركة .



الشكل 3-10 تتوزع إلكترونات التكافؤ للفلزات (التي تبدو كسحابة زرقاء ذات إشارات سالبة) بانتظام حول الأيونات الفلزية الموجبة (التي تبدو باللون الأحمر). وتؤدي قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة وبحر الشحنات السالبة إلى ربط ذرات الفلز بعضها مع بعض في الشبكة الفلزية.

فسر لماذا تعرف إلكترونات الفلزات بالإلكترونات الحرة؟

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

خواص الفلزات

- **درجتا الغليان والإنصهار:** عادة تكون عالية ،

إلا أن درجة الانصهار ليست مرتفعة جدا مثل الغليان **(علل ؟)**

لأن 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 لآخر .
- **البريق واللمعان :** لتفاعل الإلكترونات الحرة مع الضوء من خلال امتصاصه ثم اطلاقه 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 ؟)** لأن الفلزات الانتقالية تحوي إلكترونات حرة الحركة أكثر من الفلزات القلوية (إلكترون واحد).

السبيكة هي خليط من العناصر ذات الخواص الفلزية الفريدة.

خواص الفزات تختلف خواص السبائك قليلاً عن خواص عناصرها المكونة لها .

أمثلة للسبائك الفلزية الفولاذ ، البرونز ، الحديد الصلب ، الذهب بعياراته المختلفة .

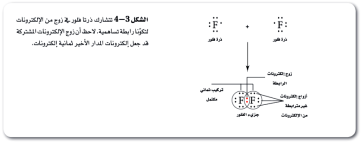
الفصل الخامس

الروابط التساهمية

الدرس (1-5) الرابطة التساهمية

الفكرة الرئيسة : تستقر ذرات بعض العناصر عندما تتشارك في إلكترونات تكافؤها لتكوين رابطة تساهمية.

الرابطة التساهمية الرابطة الكيميائية التي تنتج عن مشاركة كلاً من الذرتين الداخلتين في تكوين الرابطة بزوج إلكترونات أو أكثر.



الجزيء يتكون عندما ترتبط ذرتان أو أكثر برابطة تساهمية.

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

- **الرابطة التساهمية الأحادية :** عندما يشترك زوج واحد من الإلكترونات في تكوين رابطة، كما في جزيء الهيدروجين.
- عادة ما يُشار إلى زوج الإلكترونات المشترك بزوج إلكترونات الرابطة.

تركيب لويس Lewis structure هوترتيب إلكترونات التكافؤ في الجزيء (التمثيل النقطي).

المجموعة 17 والروابط التساهمية الأحادية : تكون رابطة واحدة مثل الفلور F_2

المجموعة 16 والروابط التساهمية الأحادية : تكون رابطتين مثل الماء H_2O

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

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

روابط سيجما (σ) تسمى الروابط التساهمية الأحادية بالرابطة سيجما.

- **تتكون هذه الرابطة عند تتداخل مستويات تكافؤ الذرات تداخلاً رأسيًا (رأسا مقابل رأس) .**
- **تتكون رابطة سيجما عندما يتداخل مجال s مع s آخر أو مع مجال p، أو عند تداخل 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.

الرابطة باي π تتألف الرابطة التساهمية المتعددة من رابطة سيجما واحدة ورابطة باي واحدة على الأقل .

- **تتكون هذه الرابطة عندما تتداخل مجالات p الفرعية المتوازية وتشترك في الإلكترونات.**

الرابطة التساهمية المتعددة

- تتألف من **رابطة سيجما (σ) واحدة ورابطة باي (π) واحدة أو اثنتين** .
- كلما زاد عدد الإلكترونات المشتركة قصرت الرابطة فكلّما قصر طول الرابطة كانت أقوى .

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

"طاقة تفكك الرابطة" هي الطاقة اللازمة لكسر رابطة تساهمية معينة وهي مقدار موجب .

التفاعل الماص للطاقة

عندما يكون مقدار الطاقة المطلوبة **لتفكيك** الروابط الموجودة في **المواد المتفاعلة** **أكبر** من مقدار **الطاقة الناتجة** عن **تكوّن** الروابط الجديدة في المواد الناتجة.

التفاعل الطارد للطاقة

يحدث عندما تكون الطاقة المنبعثة في أثناء **تكوّن** روابط **المواد الناتجة** **أكبر** من الطاقة المطلوبة **لتفكيك** روابط **المواد المتفاعلة** .

الدرس (2-5) تسمية الجزيئات

الفكرة الرئيسة : 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. يُسمى العنصر الثاني في الصيغة الجزيئية باستخدام جذر الاسم مع إضافة مقطع (يد).
3. تُستخدم البادئات في التسمية لتحديد عدد ذرات كل عنصر في الصيغة الجزيئية .

أمثلة :

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

أسماء شائعة :

ملح الطعام NaCl	الماء H_2O	الهيدرازين 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 لاسم العنصر الثاني(الكلور) .

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

الحمض الأكسجيني هو 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 لاسم الحمض حرفي (وز)	(نيتريت NO_2^-) يسمى الحمض حمض النيتروز HNO_2	
الشق ينتهي بـ (ات)	يضاف لاسم 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 $HClO_4$	

الدرس (3-5) التراكيب الجزيئية

الفكرة الرئيسة : تبين الصيغ البنائية المواقع النسبية للذرات في الجزيء وطرائق ارتباطها معا داخل الجزيء.

الصيغة البنائية نموذج الذي يستعمل الرموز والروابط لبيان مواقع الذرات .

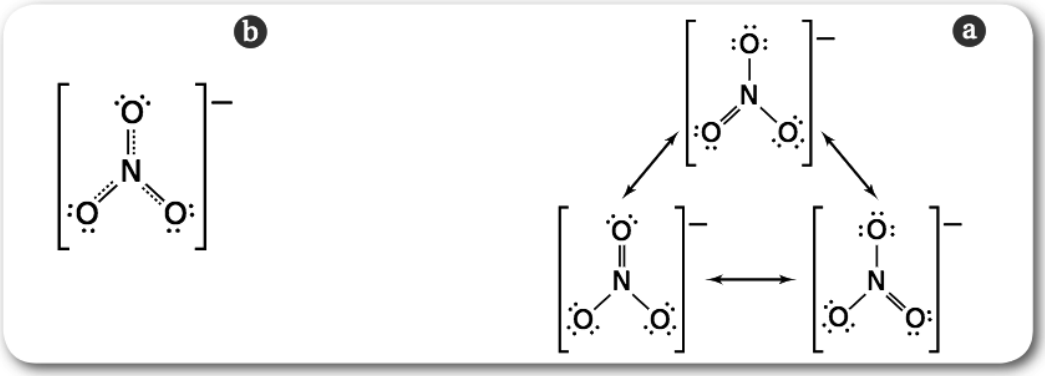
الأيون مشحوناً بشحنة سالبة يكون هناك عدد أكبر من الإلكترونات وإذا كان مشحونا بشحنة موجبة يكون عدد الإلكترونات أقل .

استراتيجية حل المسألة رسم تراكيب لويس (الكتاب ص ١٨٨)

✍ **أشكال الرنين** الحصول على أكثر من تركيب لويس للجزيء نفسه .

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 .



الشكل 14—4 أشكال الرنين لأيون النترات NO_3^-.
a. تختلف أشكال الرنين هذه في مكان الرابطة الثنائية فقط. ولا تتغير أماكن ذرات النيتروجين والأكسجين.
b. يكون أيون النترات الحقيقي هو متوسط أشكال الرنين الثلاثة في a.
تبين الخطوط المنقطة أماكن محتملة للرابطة الثنائية.

✍ استثناءات القاعدة الثمانية

١- العدد الفردي من الكترونات 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 ترتيبا إلكترونيا مستقرا بأقل طاقة وضع .

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

الدرس (4-5) أشكال الجزيئيات

الفكرة الرئيسة : يستعمل نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR لتحديد شكل الجزيء .

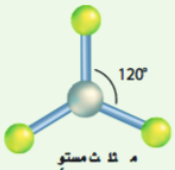
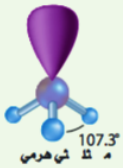
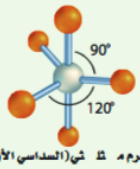
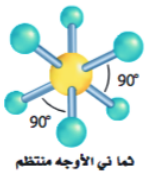
نموذج VSEPR التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ .

ويعتمد هذا النموذج على الترتيب الذي من شأنه أن يقلل التنافر بين 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 بين ذرتين جانبيتين والذرة المركزية بزاوية الرابطة

التهجين حيث تختلط المستويات الفرعية لتكون مستويات مهجنة جديدة متماثلة

الجدول 6-4 الأشكال الفراغية للجزيئات

الجزيء	العدد الكلي لأزواج الإلكترونات	الأزواج المشتركة	الأزواج غير الرابطة	المستويات المهجنة	أشكال الجزيئات
$BeCl_2$	2	2	0	sp	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
$AlCl_3$	3	3	0	sp^2	 تكون أزواج الإلكترونات الثلاثة المكونة للروابط في المركب $AlCl_3$ على أكبر مسافة بينها عندما تكون على شكل مثلث مستوٍ والزوايا بين الروابط 120°.
CH_4	4	4	0	sp^3	عندما تحتوي الذرة المركزية في جزيء على أربعة أزواج من إلكترونات الترابط كما في الميثان CH_4 يكون الشكل رباعي الأوجه منتظمًا والزوايا بين الروابط 109.5° .
PH_3	4	3	1	sp^3	 لجزيء 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°.
H_2O	4	2	2	sp^3	للماء رابطتان تساهميتان وزوجان غير رابطين، ويصنع التنافر بين الأزواج غير الرابطة زاوية مقدارها 104°. مما يجعل شكل جزئ الماء منحنيًا.
$NbBr_5$	5	5	0	sp^3d	 لجزيء $NbBr_5$ خمسة أزواج من الإلكترونات الرابطة، لذا يقلل الشكل الثنائي الهرم الثلاثي من التنافر بين أزواج الإلكترونات المشتركة.
SF_6	6	6	0	sp^3d^2	 ليس لجزيء SF_6 أزواج إلكترونات غير رابطة مع الذرة المركزية، ومع ذلك فله ستة أزواج رابطة مرتبة حول الذرة المركزية لتكوّن شكلاً ثماني الأوجه.

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

الدرس (5-5) الكهروسالبية والقطبية

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

✍ **الكهروسالبية** تشير إلى القدرة النسبية للذرة لجذب إلكترونات الرابطة الكيميائية .

الرابطة التساهمية غير القطبية (نقية) يكون فيها فرق الكهروسالبية لإلكترونات الرابطة بين ذرتين متماثلتين صفراً.

الرابطة التساهمية القطبية تتكون عندما لا تتساوى العناصر المرتبطة في قيم الكهروسالبية .

الرابطة الأيونية عندما يكون هناك فرق كبير في الكهروسالبية بين الذرات المترابطة حيث ينتقل الإلكترون من ذرة إلى أخرى.

✍ نوع الرابطة حسب الجدول

الجدول 7-4 فرق الكهروسالبية ونوع الرابطة

فرق الكهروسالبية	نوع الرابطة
>1.7	أيونية غالبًا
0.4 – 1.7	تساهمية قطبية
< 0.4	تساهمية غالبًا
0	تساهمية غير قطبية

✍ القطبية الجزيئية

تكون الجزيئات ذات الروابط التساهمية قطبية أو غير قطبية .

✍ القطبية وشكل الجزيء

يمكن معرفة قطبية الجزيء من شكل الجزيء التساهمي .

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

لأنه بمعرفة شكل الجزيء يتضح أن محصلة العزوم الكهربية 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. فالملح لا ينصهر، أما السكر فينصهر عند درجات حرارة منخفضة بسبب قوى التجاذب الضعيفة بين الجزيئات.

✍ القوى بين الجزيئات

قوى الجذب بين الجزيئات وبعضها هي قوى ضعيفة ومن تلك القوى قوى فان ديرفال ، قوى التشتت ، قوى ثنائية القطب ، الروابط الهيدروجينية .

التساهمية تكون الروابط التساهمية بين 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 وغليانها منخفضة مقارنة

بالمواد الأيونية والبرافين الموجود في الشمع من المواد الصلبة التساهمية اللينة .

✍ **المواد الصلبة التساهمية الشبكية** ترتبط ذراتها بشبكة من الروابط التساهمية .

ومن الأمثلة على هذه المواد الألماس والكوارتز .

تكون المواد الصلبة التساهمية الشبكية هشة وغير موصلة للحرارة والكهرباء وشديدة الصلابة ، مقارنة بالمواد الصلبة الجزيئية.

تم بحمد الله

ملخص منهج كيمياء 2-1 "مسارات"

إعداد أ/ هادي محمد المالكي

قناة يوتيوب Chemistry 3311

خاصة بتبسيط الدروس

حساب تويتر Chemistry 3311

قروب تليجرام كيمياء3311

كيمياء المرحلة الثانوية

مذكرات دراسية ـ ملخصات ـ فيديوهات

أسئلة ـ معلومات كيميائية