كيمياء 2

الصف الثاني الثانوي

تنويه ...

هذه الملزمة لا تعتبر كافية و المرجع المطلوب هو الكتاب

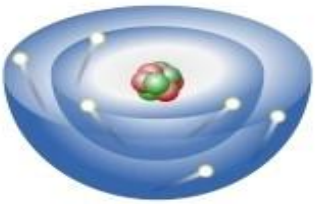
الفصل الأول (1)

الـدروس

(الضوء و طاقة الكم ـ نظرية الكم و الذرة ـ التوزيع الإلكتروني)

الفصل	1	رقم الدرس	(1 – 1)	اسم الدرس	الضوء وطاقة الكم	الصفحة	1

ـ اقترح رذرفورد أن شحنة نواة الذرة موجبة، وأن معظم كتلة الذرة متركزة في النواة المحاطة بالإلكترونات سريعة الحركة.



من عيوب نموذج رذرفورد:

1. لم يوضح كيفية ترتيب الإلكترونات في الفراغ حول النواة.
2. لم يوضح سبب عدم انجذاب الإلكترونات السالبة للنواة الموجبة.
3. لم يساعد العلماء من تفسير الاختلاف والتشابه في السلوك الكيميائي للعناصر المختلفة.

السلوك الكيميائي للعناصر:

ـ وجد العلماء انبعاث ضوء مرئي من عناصر معينة عند تسخينها بواسطة اللهب.

ـ بين تحليل ضوء المنبعث أن هناك ارتباط بين السلوك الكيميائي للعناصر وبين توزيع الإلكترونات في ذراتها.

الطبيعة الموجية للضوء:

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

. من أمثلته :

ـ الضوء المرئي وهو من أنواع الإشعاع الكهرومغناطيسي و الضوء له طبيعة موجية .

ـ أشعة الميكروويف

ـ الأشعة السينية

ـ موجات الراديو و التلفاز

خصائص الموجات:

ـ الطول الموجي (λ) : المسافة بين قمتين متتاليتين أو قاعين متتاليين .

ـ يقاس الطول الموجي بالمتر أو السنتمتر أو النانومتر .

التردد (ν) : عدد الموجات التي تعبر نقطة محددة خلال ثانية .

ـ يقاس التردد بوحدة الهيرتز (Hz) و يساوي موجة واحدة لكل ثانية (1/s)

ـ سعة الموجة: مقدار ارتفاع الموجة أو انخفاضها.

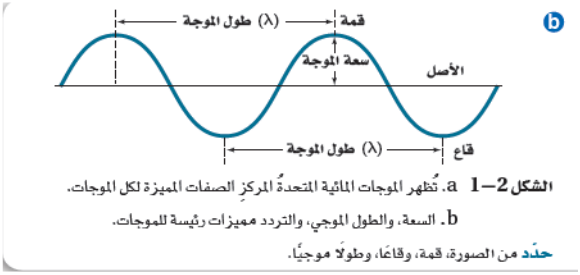
ـ سرعة الموجة : المسافة التي تقطعها الموجة في الثانية الواحدة أثناء انتشارها.

ـ يتناسب التردد عكسياً مع الطول الموجي ، فكلما زاد أحدهما قل الآخر .

ـ الطول الموجي والتردد لا يؤثران على سعة الموجة .

تختلف الموجات الكهرومغناطيسية في أطوالها الموجية وتردداتها .

للموجات الكهرومغناطيسية (كالضوء مثلاً) سرعة ثابتة = 3×10^8 m/s .



الشكل 2–1 a. تُظهر الموجات المائية المتحدةُ المركزِ الصفات المميزة لكل الموجات.
b. السعة، والطول الموجي، والتردد مميزات رئيسة للموجات.
حدّد من الصورة، قمة، وقاعًا، وطولًا موجيًا.

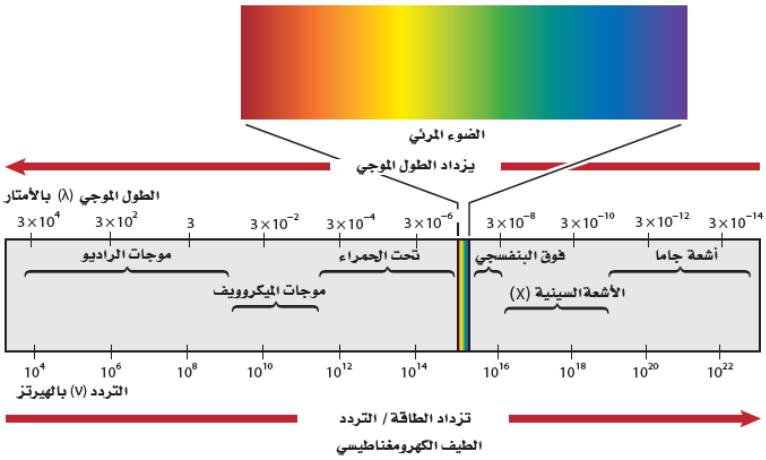
الفصل	1	رقم الدرس	(1 – 1)	اسم الدرس	الضوء وطاقة الكم	الصفحة	2

الطيف الكهرومغناطيسي: سلسلة من الموجات المتصلة تسير بسرعة الضوء و تختلف في التردد و الطول الموجي .

أمثلة: موجات الراديو ـ المايكروويف ـ الضوء المرئي ـ الأشعة فوق البنفسجية ـ أشعة X ـ أشعة جاما

ـ عند مرور الضوء الأبيض عبر منشور ينفصل إلى مكوناته المختلفة كطيف متصل (يسمى الطيف المرئي)

ـ يعتبر الطيف المرئي جزء بسيط من الطيف الكهرومغناطيسي.



ـ تتناسب طاقة الإشعاع الكهرومغناطيسي طرديا مع التردد

فكلما زادت طاقة الإشعاع زاد التردد .

ـ تتناسب طاقة الإشعاع الكهرومغناطيسي عكسياً

مع الطول الموجي فكلما زادت طاقة الإشعاع قل الطول الموجي.

ـ ترتيب طاقة الألوان في الطيف المرئي :

الأحمر < الأصفر < الأخضر < الأزرق < النيلي < البنفسجي

ـ اللون البنفسجي أعلى طاقة فيكون تردد أكبر وطوله الموجي أقل

ـ اللون الأحمر طاقته أقل ويكون تردده أصغر وطوله الموجي أكبر .

ـ وجد أن لكل عنصر طيف خاص به.

ـ يتم استخدام خاصية الطيف في التعرف على مكونات الكون من نجوم وغيرها .

يـمكـن حسـاب الطـول الموجـي والتـردد من القـانون :

التردد × الطول الموجي = سرعة الضوء

$$C = \lambda \times \nu$$

ـ قيمة (C) ثابتة = 3×10^{8} m/s

ـ العلاقة بين الطول الموجي و التردد علاقة عكسية

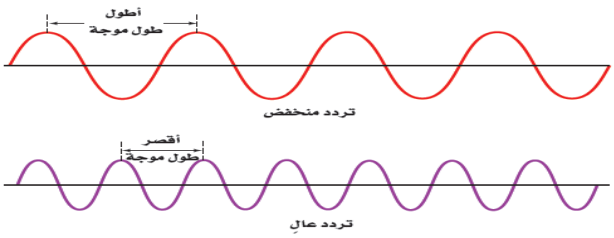
معدل سرعة الموجة الكهرومغناطيسية

حيث، c سرعة الضوء في الفراغ.

$c = \lambda \nu$ λ الطول الموجي.

ν التردد.

سرعة الضوء في الفراغ تساوي حاصل ضرب التردد في الطول الموجي.



س /ما تردد أشعة سينية طولها الموجي 1.15×10^{-10} m ؟

س/إذا كان تردد أشعة الميكروويف هو 3.44×10^{9} Hz فأحسب الطول الموجي لها ؟

الفصل	1	رقم الدرس	(1 – 1)	اسم الدرس	الضوء وطاقة الكم	الصفحة	3

الطبيعة المادية للضوء

النموذج الموجي اعتبر أن الضوء موجة.

من عيوب النموذج الموجي :

1/ عدم القدرة على تفسير أن الأجسام تطلق ترددات محددة من الضوء عند درجات محددة.

٢/ لم يستطع تفسير أن بعض الفلزات تطلق إلكترونات عندما يسقط عليها ضوء بتردد معين (ظاهرة التأثير الكهروضوئي)

الطبيعة المادية للضوء

تشع الأجسام ضوءاً عند تسخينها .

تتوهج قطعة الحديد الرمادية عند تسخينها باللون الأحمر ثم تتحول إلى اللون البرتقالي ثم إلى اللون الأزرق.

كلما سخن الحديد أصبحت طاقته أكبر , و يبعث ألوان مختلفة من الضوء ذات ترددات و أطوال موجية مختلفة .

لم يستطع النموذج الموجي تفسير انبعاث هذه الأطوال الموجية المختلفة .

كان العالم (**ماكس بلانك**) يدرس الضوء المنبعث من الأجسام الساخنة , و توصل إلى أن المادة يمكن أن تكسب أو تخسر طاقة على دفعات بكميات صغيرة تسمى الكم .

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

س / لماذا يتغير لون الأجسام الساخنة تبعاً لدرجة حرارتها ؟

لأن الحرارة تؤدي إلى تغير الطاقة و بالتالي تغير تردد الضوء المنبعث وطوله الموجي لذا نراه بألوان مختلفة .

توصل ماكس بلانك إلى وجود علاقة بين الطاقة المنبعثة من الأجسام (طاقة الكم) وترددها :

$$E = h\nu$$

حيث أن : E (طاقة الإشعاع)

h : ثابت بلانك (6.626×10^{-34} J.s)

ν : تردد الإشعاع .

كلما زادت الطاقة زاد التردد .

تشع المادة أو تمتص طاقة(مكماة) بمضاعفات كاملة لقيم $h\nu$ مثل : $2\ h\nu$ ، $3\ h\nu$

التأثير الكهروضوئي : هو انبعاث الإلكترونات (الفوتوإلكترون) من سطح الفلز عندما يسقط عليه الضوء بتردد مساوٍ لتردد الفوتون أو أعلى منه .

بزيادة الطاقة (التردد) تؤدي إلى زيادة الإلكترونات المنطلقة .

الفصل	1	رقم الدرس	(1 – 1)	اسم الدرس	الضوء وطاقة الكم	الصفحة	4

الطبيعة الثنائية للضوء

افترض أينشتاين أن للضوء خاصية موجية ومادية ، وأن الضوء حزمة من الطاقة تسمى فوتون .

الفوتون : جسيم لا كتلة له يحمل كما من الطاقة .

حساب طاقة الفوتون : $E_{ph} = h\nu$ وحدة الطاقة : الجول J

طاقة الفوتون تعتمد على تردده.

س / ما طاقة فوتون الجزء البنفسجي لضوء الشمس إذا كان تردده ($7.230 \times s^{-1}10^{14}$) ؟ ($h = 6.626 \times 10^{-34}$)

$$E = h \times \nu = 6.626\times10^{-34}\ J.s \times 7.23\times10^{14}\ s^{-1} = 4.791 \times 10^{-14}\ J$$

س/ فوتون يمتلك طاقة مقدارها $2.93\times10^{-25}J$ فما تردده؟

س/ ما طاقة فوتون موجات الميكروويف الذي طوله الموجي 0.125m ؟

طيف الانبعاث

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

يتكون طيف الانبعاث من عدة خطوط منفصلة من الألوان.

لكل عنصر طيف انبعاث ذري خاص ومميز يستخدم للتعرف على العنصر ..

طيف الامتصاص: هو امتصاص العناصر ترددات محددة من الضوء التي تظهر كأنها خطوط سوداء .

الفصل	1	رقم الدرس	(2 – 1)	اسم الدرس	نظرية الكم و الذرة	الصفحة	5

نموذج بور للذرة

اقترح بور أن للذرة مجالات طاقة معينة يسمح للإلكترونات أن توجد فيها.

اقترح بور أن الإلكترونات تتحرك حول النواة في مدارات دائرية.

اقترح بور أن طاقة المدار تزداد كلما كبر مدار الإلكترون، وتقل كلما صغر مدار الإلكترون.

خصص بور لكل مدار عدد صحيح يسمى عدد الكم (n)

حالات الذرة

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

حالة الإثارة للذرة: عندما تكتسب الذرة طاقة.

ـ عند إثارة الذرة تمتص الإلكترونات طاقة فتنتقل إلى المدارات الأعلى في الطاقة

ـ نتيجة وجود مدارات مختلفة فهناك أكثر من احتمال لانتقال الإلكترون.

اقترح بور أن الذرة عندما مستقرة لا تشع ضوء ولكن عند إضافة طاقة إليها فإن الإلكترونات تنتقل إلى المجالات الأعلى وتصبح مثارة، وعندما ترجع الإلكترونات إلى المجال الأقل في الطاقة تطلق فوتون له طاقة (على شكل ضوء) تساوي الفرق بين المستويين.

طاقة الفوتون = الفرق بين المستوى الأعلى والأدنى = طاقة الفوتون = $h\nu$

طيف ذرة الهيدروجين

تتكون ذرة الهيدروجين من إلكترون واحد يوجد في مستوى الطاقة الأول n=1

لذرة الهيدروجين حالات إثارة كثيرة، رغم أنها تحتوي على إلكترون واحد.

مستويات الطاقة في ذرة الهيدروجين تبتعد عن بعضها مسافات غير متساوية.

سلاسل الطيف الخطي للهيدروجين:

السلسلة	انتقال الإلكترون بين المستويات	وصفها
ليمان	عند انتقال الإلكترونات إلى المستوى الأول n=1	فوق بنفسجية
بالمر	عند انتقال الإلكترونات إلى المستوى الثاني n=2	ضوء مرئي
باشن	عند انتقال الإلكترونات إلى المستوى الثالث n=3	تحت الحمراء

ـ حدود نظرية بور:

1. لم يستطيع تفسير طيف أي عنصر سوى الهيدروجين
2. لم يفسر السلوك الكيميائي للذرات.
3. افترض أن الإلكترونات تدور في مسارات دائرية مسطحة و ثبت أن الذرة فراغية ثلاثية الأبعاد.

الفصل	1	رقم الدرس	(2 – 1)	اسم الدرس	نظرية الكم و الذرة	الصفحة	6

النموذج الميكانيكي الكمي للذرة

إسهامات دي براولي

اعتقد دي براولي: أن للجسيمات المتحركة (كالإلكترونات) خواص الموجات.

اعتقد دي براولي: أن الإلكترون يشع موجات ذات أطوال وترددات وطاقات معينة.

تمكن من اشتقاق علاقة بين الجسيم والموجة الكهرومغناطيسية:

$$\lambda = \frac{h}{m.v}$$

λ تمثل طول الموجة	m تمثل كتلة الجسيمات
h ثابت بلانك	v تمثل التردد

مبدأ الشك لهايزنبرج: من المستحيل معرفة سرعة جسيم ومكانه في الوقت نفسه بدقة.

معادلة شرودنجر الموجية: معادلة تصف حركة الإلكترون الموجية.

موقع الإلكترون المحتمل:

المستوى: منطقة ثلاثية الأبعاد حول النواة يحتمل وجود الإلكترون فيها .

السحابة الإلكترونية:

تصف الإلكترون وحركته حول النواة

تمثل كل نقطة فيها موقع الإلكترون عند لحظة معينة

بازدياد الكثافة العالية للنقط يزداد احتمال وجود الإلكترون

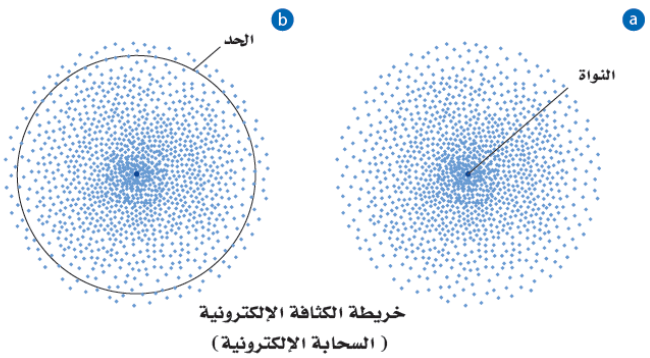
ميزات النموذج الكمي للذرة

يتعامل مع الإلكترونات على أنها موجات

يحدد طاقة الإلكترونات بقيم معينة

لا يحاول وصف مسار الإلكترون حول النواة

استطاع تفسير أطياف عناصر غير الهيدروجين



خريطة الكثافة الإلكترونية
(السحابة الإلكترونية)

الفصل	1	رقم الدرس	(2 – 1)	اسم الدرس	نظرية الكم و الذرة	الصفحة	7

عدد الكم الرئيسي

عدد الكم الرئيسي (n) : هو يشير إلى الحجم النسبي و طاقة المستويات .

كلما زادت قيمة(n) زاد حجم المستوى و تزداد طاقة الذرة .

قيمة (n) تحدد مستويات الطاقة الرئيسية للذرة.

ذرة الهيدروجين لها 7 مستويات طاقة فيعطى n أعداداً تتراوح بين 1 و 7

مستوى الطاقة الأول له n=1 و مستوى الطاقة الثاني له n=2 و هكذا .

تكون ذرة الهيدروجين مستقرة إذا كان الإلكترون موجود في المستوى الأول.

مستويات الطاقة الثانوية

تحتوي مستويات الطاقة الرئيسية على مستويات طاقة ثانوية

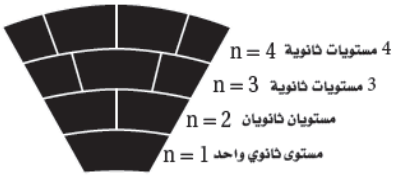
المستويات الثانوية في الذرة أربعة أنواع [s , p , d , f]

يتكون كل مستوى ثانوي من مستويات فرعية .

كل مستوى فرعي يتكون من إلكترونين.

المستوى الثانوي	s	p	d	f
عدد المستويات الفرعية	1	3	5	7
عدد الإلكترونات في المستوى الثانوي	2	6	10	14

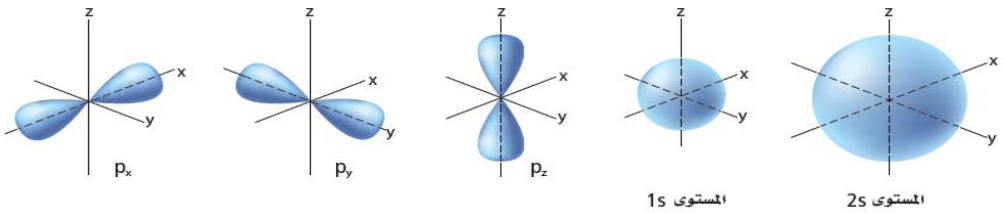
مستويات الطاقة الأربعة الأولى للهيدروجين



المستوى الرئيس	عدد الكم	المستويات الثانوية	عدد المستويات الفرعية	عدد الإلكترونات
الأول	1	s	1	1
الثاني	2	s , p	4	8
الثالث	3	s , p , d	9	18
الرابع	4	s , p , d , f	16	32

أشكال المستويين الفرعيين s و p :

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



الفصل	1	رقم الدرس	(3 – 1)	اسم الدرس	التوزيع الإلكتروني	الصفحة	8

التوزيع الإلكتروني في الحالة المستقرة

ـ **التوزيع الإلكتروني:** ترتيب الإلكترونات في الذرة

ـ **التوزيع الإلكتروني في الحالة المستقرة:** هو ترتيب الإلكترونات في الوضع الأقل طاقة والأكثر ثباتاً.

ـ القواعد التي تحكم توزيع الإلكترونات في الذرة:

1ـ مبدأ أوفباو 2 ـ مبدأ باولي 3 . قاعدة هوند

ـ **مبدأ أوفباو:** كل إلكترون يشغل المستوى الأقل في الطاقة.

ـ عند التوزيع الإلكتروني يجب معرفة ترتيب المستويات الفرعية وفق تزايد طاقتها .

تدرج طاقة المستويات:

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s

تزداد طاقة المجال ←

خواص رسم أوفباو

الجدول 5-1 خواص رسم أوفباو

الخاصية	مثال
طاقة المستويات الفرعية في المستوى الثانوي جميعها متساوية.	المستويات الفرعية الثلاثة في المستوى الثانوي 2p جميعها متساوية الطاقة.
في الذرة المتعددة الإلكترونات تكون طاقة المستويات الثانوية المختلفة ضمن مستوى الطاقة الرئيس الواحد مختلفة.	طاقة المستويات الفرعية الثلاثة في المستوى الثانوي 2p أعلى من طاقة المستوى الفرعي 2s.
تسلسل زيادة طاقة المستويات الثانوية ضمن مستوى الطاقة الرئيس الواحد هو s، p، d، f	فإذا كان n =4 فسيكون التسلسل لمستويات الطاقةالثانوية 4s، 4p، 4d، 4f.
تستطيع مستويات الطاقة الثانوية لمستوى رئيس أن تتداخل مع مستويات الطاقة الثانوية ضمن مستوى رئيس آخر.	تكون طاقة المستوى الفرعي في المستوى الثانوي 4s أقل من طاقة المستويات الفرعية الخمسة في المستوى الثانوي 3d.

مبدأ باولي: عدد إلكترونات المستوى الفرعي الواحد لا يزيد عن إلكترونين و يدور كل منهما حول نفسه باتجاه معاكس للآخر.

ـ تمثيل الإلكترونات

ـ يمثل كل مستوى فرعي بمربع ☐، بينما تمثل الإلكترونات بأسهم ↑

المستوى الفرعي يمكن أن يكون فارغاً ☐ أو يحتوي على إلكترون ↑ أو يحتوي على إلكترونين ↑↓

ـ يمكن حساب عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الرئيس من القاعدة $2n^2$ (حيث n تمثل رقم المستوى)

الفصل	1	رقم الدرس	(3 – 1)	اسم الدرس	التوزيع الإلكتروني	الصفحة	9

قاعدة هوند: تتوزع الإلكترونات في المستويات الفرعية المتساوية في الطاقة بحيث تحافظ على الاتجاه نفسه من حيث الدوران قبل أن تشغل الإلكترونات الإضافية ذات اتجاه الدوران المعاكس المستويات نفسها.

ـ مثال: تملأ مستويات p الفرعية الثلاثة بإلكترونات منفردة ، ثم تحدث عملية الازدواج .

طرائق التوزيع الإلكتروني:

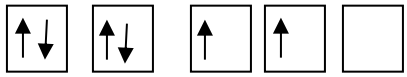
1ـ طريقة رسم المربعات 2ـ طريق الترميز الإلكتروني 3ـ طريقة الغاز النبيل (الطريقة المختصرة)

أولاً /طريقة رسم المربعات :

ـ نعبر عن الإلكترونات في المستويات الفرعية بأسهم في المربعات

ـ يعطى كل مربع عدد الكم الرئيس و مستوى الطاقة الفرعي في المستوى الثانوي

مثال / التوزيع الإلكتروني لذرة الكربون (يحتوي على 6 إلكترونات) باستخدام رسم المربعات :



$1s^2$ $2s^2$ $2p^2$

ثانياً / طريقة الترميز الإلكتروني:

ـ يعبر عن مستوى الطاقة الرئيس و المستويات الثانوية المرتبطة مع كل مستوى فرعي في الذرة .

ـ يتضمن أساً يمثل عدد الإلكترونات في المستوى .

س/ اكتب التوزيع الإلكتروني بطريقة رسم المربعات لذرات العناصر التالية :

رسم المربعات	الترميز الإلكتروني	العدد الذري	رمز العنصر	اسم العنصر
		2	He	الهيليوم
		4	Be	البيريليوم
		7	N	النيتروجين
		8	O	الأكسجين

س/ اكتب التوزيع الإلكتروني للعناصر التالية :

$_{11}$Na :

$_{17}$Cl :

$_{20}$Ca:

$_{26}$Fe:

ثالثاً / طريقة ترميز الغاز النبيل (الطريقة المختصرة):

الغازات النبيلة هي العناصر الموجودة في العمود الأخير من الجدول الدوري و تحتوي على ثمانية إلكترونات في مدارها الأخير (ماعدا الهيليوم) و هي مستقرة.

يتم استخدام الأقواس المربعة في ترميز الغاز النبيل.[ ]

عدد إلكترونات النيون 10=[Ne] وعدد إلكترونات الأرجون 18=[Ar]

ترميز الغاز النبيل (الطريقة المختصرة)	الترميز الإلكتروني	العدد الذري	رمز العنصر	اسم العنصر
		11	Na	الصوديوم
		14	Si	السليكون
		17	Cl	الكلور
		19	K	البوتاسيوم

استثناءات التوزيع الإلكتروني

ترميز الغاز النبيل (الطريقة المختصرة)	الترميز الإلكتروني	العدد الذري	رمز العنصر	اسم العنصر
$[Ar]4s^13d^5$	$1s^22s^22p^63s^23p^64s^13d^5$	24	Cr	الكروم
$[Ar]4s^13d^{10}$	$1s^22s^22p^63s^23p^64s^13d^{10}$	29	Cu	النحاس

الفصل	1	رقم الدرس	(3 – 1)	اسم الدرس	التوزيع الإلكتروني	الصفحة	11

إلكترونات التكافؤ و التمثيل النقطي

ـ إلكترونات التكافؤ : هي الإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الخارجي للذرة (مستوى الطاقة الرئيس الأخير)

ـ تحدد إلكترونات التكافؤ الخواص الكيميائية للعنصر.

س/ كيف نعرف إلكترونات التكافؤ ؟

1/ إذا كان نهاية التوزيع الإلكتروني للعنصر هو المستوى s فإلكترونات التكافؤ هي الإلكترونات الموجودة في s (1 أو 2)

2/ إذا كان نهاية التوزيع الإلكتروني للعنصر هو المجال p فإلكترونات التكافؤ هو الإلكترونات الموجودة في آخر s و p فيكون عدد إلكترونات التكافؤ (من 1 إلى 8) .

اسم العنصر	رمز العنصر	العدد الذري	الترميز الإلكتروني	إلكترونات التكافو	عدد إلكترونات التكافؤ
المغنيسيوم	Mg	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$		
الكبريت	S	16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$		

ـ التمثيل النقطي (تركيب لويس):

تمثيل إلكترونات التكافؤ التي تشارك في تكوين الروابط الكيميائية.

ـ طريقته :

1/ يكتب رمز العنصر.

2/ تمثل إلكترونات المستوى الخارجي (التكافؤ) بنقاط.

3/ توضع نقطة واحدة في كل مرة على الجوانب الأربع للرمز.

4/ تكرر العملية السابقة حتى تستخدم جميع النقاط.

اسم العنصر	رمز العنصر	العدد الذري	الترميز الإلكتروني	عدد إلكترونات التكافؤ	التمثيل النقطي
المغنيسيوم	Mg	12			
الفوسفور	P	15			
الكلور	Cl	17			

الفصل الثاني (2)

الـدروس

(تطور الجدول الدوري الحديث ـ تصنيف العناصر ـ تدرج خواص العناصر)

الفصل	2	رقم الدرس	(1 – 2)	اسم الدرس	تطور الجدول الدوري	الصفحة	12

مساهمات العلماء في تطور الجدول الدوري:

1ـ **لافوازيه:** قام بتجميع العناصر المعروفة في ذلك الوقت (٣٣ عنصر) في قائمة موزعة على 4 فئات **وهي**:

(الغازات، الفلزات، اللافلزات، العناصر الأرضية)

2ـ **جون نيولاندز:** أ ـ رتب العناصر تصاعدياً وفق الكتل الذرية في أعمدة تحوي العناصر المتشابهة في خواصها.

ب ـ لاحظ تكرار خواص العناصر لكل ثمانية إلكترونات

ج ـ وضع قانون الثمانيات. (ويسمى هذا النمط أيضاً بالدوري لأن يتكرر بالنمط نفسه)

ـ قانون الثمانيات: تتكرر خواص العناصر عند ترتيبها تصاعدياً وفق الكتل الذرية لكل ثمانية عناصر.

3ـ **لوثر ماير:** أ ـ توصل إلى علاقة بين الكتل الذرية و خواص العناصر.

ب ـ رتب العناصر في جدول دوري تصاعدياً وفق الكتلة الذرية

4ـ **مندليف:** أ ـ توصل إلى علاقة بين الكتل الذرية و خواص العناصر.

ب ـ رتب العناصر في جدول دوري تصاعدياً وفق الكتلة الذرية.

وقال (إذا رتبت العناصر تصاعديا وفق كتلتها الذرية فإن خواصها تتكرر وفق نمط دوري)

ج ـ تنبأ بوجود عناصر غير مكتشفة وحدد خواصها.

د ـ ترك أماكن خالية في الجدول الدوري للعناصر التي لم تكتشف بعد.

5ـ **موزلي:** أ ـ اكتشف أن نواة الذرة تحتوي على عدداً من البروتونات (سمي العدد الذري)

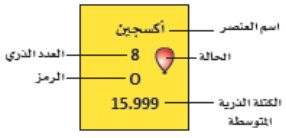
ب ـ رتب العناصر في جدول دوري تصاعدياً وفق العدد الذري.

ج ـ نتج عن ترتيب موزلي أنماطاً أكثر وضوحاً في تدرج خواص العناصر.

ـ تدرج الخواص: تكرار الخواص الكيميائية والفيزيائية عند ترتيب العناصر تصاعدياً وفق أعدادها الذرية.

الجدول الدوري الحديث

ـ يضم الجدول الدوري مجموعة مربعات يحوي كل منها على اسم العنصر و رمزه و العدد الذري و الكتله الذرية .



ـ يتكون الجدول الدوري من صفوف أفقيه تسمى **دورات** و عددها (7)

ـ يتكون الجدول الدوري من أعمدة رأسية تسمى **مجموعات** و عددها (18)

ـ تبدأ الدورة الأولى بعنصر الهيدروجين.

ـ عناصر المجموعات 1 و 2 و المجموعات من 13 إلى 18 **تسمى العناصر الممثلة أو (المجموعات الرئيسية)**

ـ عناصر المجموعات من 3 إلى 12 **تسمى العناصر الانتقالية**

ـ تصنف العناصر إلى ثلاثة أنواع : فلزات ـ لا فلزات ـ أشباه فلزات

ـ الفلزات: أـ عناصر ملساء ناعمة صلبة عند درجة حرارة الغرفة . ب ـ موصلة جيدة للكهرباء و الحرارة .

ج ـ تمتاز بالليونة ، و قابلة للطرق و السحب .

ـ اللافلزات: أـ غالبا ما تكون اللافلزات غازات أو مواد صلبة هشة ذات لون داكن ماعدا البروم فهو سائل

ب ـ هي رديئة التوصيل للكهرباء ج ـ توجد اللافلزات في الجزء الأيمن العلوي من الجدول الدوري .

ـ أشباه الفلزات : أـ عناصر لها خواص الفلزات و اللافلزات . ب ـ تقع بين الفلزات و اللافلزات

ـ ملاحظات :

1ـ تسمى عناصر المجموعة الأولى ـ ما عدا الهيدروجين ـ من الجدول الدوري **بالفلزات القلوية.**

ـ لا توجد الفلزات القلوية في الطبيعة بصورة منفردة و إنما تكون متحدة مع عناصر أخرى و السبب: **(أن نشاطها الكيميائي كبير)**

ـ من أمثلتها: الليثيوم Li والصوديوم Na والبوتاسيوم K

2ـ تسمى عناصر المجموعة الثانية من الجدول الدوري **بالفلزات القلوية الأرضية**

ـ من أمثلتها: البريليوم Be والمغنيسيوم Mg والكالسيوم Ca

3ـ تسمى عناصر المجموعة السابعة عشر 17 من الجدول الدوري **بالهالوجينات.**

ـ الهالوجينات عناصر شديدة التفاعل.

4ـ تسمى عناصر المجموعة الثامنة عشر 18 من الجدول الدوري **بالغازات النبيلة**.

ـ تستخدم الغازات النبيلة في صناعة المصابيح.

5 ـ العناصر الانتقالية /

تقسم العناصر الانتقالية إلى قسمين هما: (الفلزات الانتقالية والفلزات الانتقالية الداخلية)

ـ الفلزات الانتقالية: تضم المجموعات من 3 إلى 12

ـ الفلزات الانتقالية الداخلية: تضم سلسلتين هما (اللانثانيدات والأكتنيدات) في أسفل الجدول الدوري.

ـ استخدام بعض العناصر:

1ـ الليثيوم Li : يستخدم في صناعة البطاريات

2ـ المغنيسيوم Mg : يستخدم في صناعة الأجهزة الإلكترونية و منها الحواسيب و السبب : أنه مادة صلبة قوية و خفيفة

3ـ الجرمانيوم: يستخدم في صناعة رقائق الحاسوب و الخلايا الشمسية.

4ـ السليكون: يستخدم في صناعة رقائق الحاسوب و الخلايا الشمسية و الجراحة التجميلية.

ترتيب العناصر وفق التوزيع الإلكتروني

ـ التوزيع الإلكتروني يحدد الخواص الكيميائية للعنصر.

ـ يمكن **معرفة التوزيع الإلكتروني وعدد إلكترونات التكافؤ** من خلال موقع العنصر في الجدول الدوري.

ـ معرفة رقم الدورة ورقم المجموعة:

1ـ رقم المجموعة :

أ ـ إذا انتهى توزيع العنصر بالمجال s فإن رقم المجموعة هو عدد الإلكترونات الموجودة فيه .

ب ـ إذا انتهى توزيع العنصر بالمجال p فإن رقم المجموعة هو عدد الإلكترونات الموجودة في p مضاف لها 12

ج ـ إذا انتهى توزيع العنصر بالمجال d فإن رقم المجموعة هو عدد الإلكترونات الموجودة في p مضاف لها 2.

ـ عناصر المجموعة الواحدة لها العدد نفسه من إلكترونات التكافؤ ولذلك فإن خواصها الكيميائية متشابهة.

(علل / عناصر المجموعة الواحدة متشابهة في الخواص الكيميائية)

ـ العناصر التي لها نفس العدد من إلكترونات التكافؤ يكون لها نفس الخواص الكيميائية.

رقم المجموعة	1	2	13	14	15	16	17	18
غلاف التكافؤ	S^1	S^2	s^2p^1	s^2p^2	s^2p^3	s^2p^4	s^2p^5	s^2p^6
إلكترونات التكافؤ	1	2	3	4	5	6	7	8
التمثيل النقطي للمجموعة								

2 ـ رقم الدورة : رقم مستوى الطاقة الأكبر الذي يظهر في غلاف التكافؤ .

العنصر	التوزيع الإلكتروني	غلاف التكافؤ	رقم الدورة	رقم المجموعة
$_3Li$	$1s^2\ 2s^1$	$2s^1$	2	1
$_7N$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	$2s^2\ 2p^3$	2	15
$_{26}Fe$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6 4s^2 3d^6$	$4s^2 3d^6$	4	8

الفصل	2	رقم الدرس	(2 – 2)	اسم الدرس	تصنيف العناصر	الصفحة	15

فئات الجدول الدوري

ـ يقسم الجدول الدوري إلى أربع فئات : { الفئة s ، الفئة p ، الفئة d ، الفئة f }

أولاً الفئة s :

1ـ تشمل مجموعتين فقط و السبب : لأن المجال s يتسع لإلكترونين على الأكثر .

2ـ تتكون من المجموعة الأولى و الثانية مع عنصر الهيليوم . 3ـ ينتهي التوزيع الإلكتروني لها بالمجال s

4 ـ جميعها فلزات ماعدا عنصر الهيدروجين 5ـ توجد يسار الجدول الدوري

ثانياً / الفئة p :

1ـ تتكون من ست مجموعات لأن المجال p يتسع لستة إلكترونات على الأكثر .

2ـ الفئة p مكونة من ست مجموعات تبدأ من 13 إلى 18 . 3ـ توجد يمين الجدول الدوري .

ثالثاً / الفئة d :

1ـ تحتوي على الفلزات الانتقالية و هي أكبر الفئات 2ـ يكون المجال s فيها ممتلئ بالكامل

3ـ توجد وسط الجدول الدوري 4 ـ المجال 4s يمتلئ قبل المجال 3d (لأن المجال 4s أقل في الطاقة)

5ـ تتكون من عشر مجموعات (من 3 إلى 12) و السبب : أن المجال d يتسع لعشر إلكترونات على الأكثر.

رابعاً / الفئة f:

1ـ تشمل الفلزات الانتقالية الداخلية 2ـ تمتد على مدى 14 عموداً (علل)

س/ أكمل الجدول التالي :

العنصر	التوزيع الإلكتروني	إلكترونات التكافؤ	رقم المجموعة	رقم الدورة	التمثيل النقطي	الفئة
$_{6}C$						
$_{13}Al$						
$_{20}Ca$						

س/ تدريب :

حدّد، دون الرجوع إلى الجدول الدوري، المجموعة والدورة والفئة التي تنتمي إليها ذرات العناصر ذات التوزيع الإلكتروني الآتي:

a. $[Ne]\,3s^2$ **b.** $[He]\,2s^2$ **c.** $[Kr]\,5s^2$ **d.** $[Xe]\,6s^2$

الفصل	2	رقم الدرس	(3 – 2)	اسم الدرس	تدرج خواص العناصر	الصفحة	16

أولا/ نصف قطر الذرة

ـ نصف القطر : مقدار اقتراب ذرة من ذره أخرى مجاورة لها .

ـ تعريف نصف قطر الذرة للفلزات : نصف المسافة بين نواتين متجاورتين في التركيب البلوري للعنصر .

ـ تعريف نصف قطر الذرة للافلزات : نصف المسافة بين نوى الذرات المتطابقة و المتحدة كيميائياً بروابط فيما بينها .

أولاً / تغير (تدرج) نصف القطر خلال الدورة الواحدة

كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين خلال الدورة الواحد فإن نصف قطر الذرة يتناقص (يقل الحجم) **و السبب :**

لأن مستوى الطاقة الرئيسي يبقى ثابتاً ، بينما الشحنة الموجبة في النواة و الإلكترونات السالبة تزداد مما يزيد من قوة التجاذب بينها فتنكمش الذرة و يقل حجمها (أي يقل نصف قطرها)

س/ إذا كانت العناصر التالية { $_{8}O$, $_{6}C$, $_{4}Be$ } تنتمي لدورة واحدة فأيها أصغر في نصف القطر ؟

ثانياً / تغير (تدرج) نصف القطر خلال المجموعة الواحدة

كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل فإن نصف القطر للذرة يزداد .

والسبب: لأن عدد مستويات الطاقة الرئيسة يزداد، مما يجعل إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي أبعد عن النواة وتقل قوة تجاذبها مع النواة.

س/ إذا كانت العناصر التالية { $_{19}K$, $_{11}Na$, $_{3}Li$ } تنتمي لمجموعة واحدة فأيها أكبر في نصف القطر ؟

ثانيا/ نصف قطر الأيون

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

ـ الأيونات نوعين : سالبة و موجبة .

ـ يتكون الأيون الموجب : عند فقد إلكترون أو أكثر

ـ يتكون الأيون السالب : عند اكتساب إلكترون أو أكثر .

ـ عندما تفقد الذرة الإلكترونات تكون أيون موجب و يقل حجمها و السبب :

1/ أن المجال الخارجي يصبح فارغاً

2/ يصبح التنافر بين الإلكترونات أقل مما يجعل الإلكترونات تقترب من بعضها و يقل الحجم .

ـ عندما تكتسب الذرة الإلكترونات تكون أيون سالب ويزداد حجمها والسبب:

أن إضافة إلكترون تجعل التنافر بين الإلكترونات أقوى مما يساهم في ابتعادها عن بعضها مما يزيد من حجم الذرة .

ـ عناصر الجهة اليسرى و وسط و أسفل الجدول الدوري تكون أيونات موجبة فيصغر حجمها. (الأيونات الموجبة أصغر حجماً من ذراتها المتعادلة)

ـ عناصر الجهة اليمنى من الجدول الدوري غالبا ما تكون أيونات سالبة فيكبر حجمها. (الأيونات السالبة أكبر حجماً من ذراتها المتعادلة)

س/ علل/ أيون الصوديوم Na^+ أقل حجماً من ذرة الصوديوم Na ؟

س/ **علل : أيون الكلور Cl^- أكبر حجماً من ذرة الكلور Cl ؟**

ثالثا / طاقة التأين

ـ تعريف طاقة التأين : الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون من ذرة في الحالة الغازية .

ـ حتى تفقد الذرة إلكترون و تكون أيون موجب تحتاج إلى طاقة .

ـ لا تميل الذرات التي طاقة تأينها عالية إلى تكوين أيونات موجبة **لأن : قوة تمسك النواة بإلكتروناتها كبير.**

س/ ماذا يعنى أن طاقة التأين إلى الصوديوم أكبر من طاقة التأين للبوتاسيوم؟

ـ طاقة تأين المجموعة الأولى منخفضة **لذا تميل إلى تكوين أيونات موجبة.**

ـ تسمى الطاقة اللازمة لانتزاع أول إلكترون من الذرة المتعادلة **بطاقة التأين الأولى** .

ـ قد يكون للعنصر أكثر من طاقة تأين **(طاقة تأين أولى ، طاقة تأين ثانية ، طاقة تأين ثالثة)** حسب عدد الإلكترونات المنتزعة

ـ طاقة التأين الثانية أعلى من الأولى ، و الثالثة أعلى من الثانية و هكذا ...

ـ عناصر المجموعة 18 لا تكون أيونات في أغلب الأحيان و السبب : أن طاقة تأينها عالية جداً .

ـ يستخدم الليثيوم في صنع البطاريات لأن : **طاقة تأينه منخفضة ، من السهل أن يخسر الإلكترونات الذي يساعد على انتاج كهرباء أكبر**

ـ تغير (تدرج) طاقة التأين خلال الدورة الواحدة

كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين خلال الدورة الواحد فإن طاقة التأين تزداد و السبب :

زيادة الشحنة الموجبة للنواة التي تزيد من قوة التماسك و التجاذب بإلكترونات التكافؤ.

س/ إذا كانت العناصر التالية { $_5B$, $_6C$, $_9F$ } **تنتمي لدورة واحدة فأيها أقل في جهد التأين ؟**

ثانياً / تغير (تدرج) طاقة التأين خلال المجموعة الواحدة

كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل فإن طاقة التأين تقل والسبب:

أن حجم الذرة يزداد و يزداد بعد إلكترونات التكافؤ عن النواة فتقل قوة التماسك والتجاذب وتكون الحاجة لطاقة أقل لانتزاع الإلكترون

س/ إذا كانت العناصر التالية { $_{9}F$, $_{17}Cl$, $_{35}Br$ } تنتمي لمجموعة واحدة فأيها أكبر في طاقة التأين ؟

رابعا / الكهروسالبية

ـ تعريف الكهروسالبية: مدى قابلية ذرات العنصر على جذب الإلكترونات في الرابطة الكيميائية.

ـ تتراوح قيم الكهروسالبية للعناصر بين 0.7 و 3.98 و وحدتها (باولنج)

ـ أكثر العناصر كهروسالبية هو الفلور ، و قيمة الكهروسالبية له تساوي 3.98

ـ اقل العناصر كهروسالبية هو الفرانسيوم ، و قيمة الكهروسالبية له تساوي 0.7

تغير الكهروسالبية خلال الدورة الواحدة

كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين خلال الدورة الواحد فإن الكهروسالبية تزداد

س/ إذا كانت العناصر التالية { $_{9}F$, $_{6}C$, $_{5}B$ } تنتمي لدورة واحدة فأيها أعلى في الكهروسالبية ؟

تغير الكهروسالبية خلال المجموعة الواحدة

كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل فإن الكهروسالبية تقل

س/ إذا كانت العناصر التالية} $_{35}Br$, $_{17}Cl$, $_{9}K$ } تنتمي لمجموعة واحدة فأيها أكبر في الكهرسالبية ؟

خامسا / القاعدة الثمانية

ـ قاعدة الثمانية : الذرة تكتسب الإلكترونات أو تخسرها أو تشارك بها لتحصل على ثمانية إلكترونات تكافؤ في مستوى الطاقة الأخير .

ـ لا تنطبق القاعدة الثمانية على الدورة الأولى لأنها تحتوي على إلكترونين فقط .

ـ فائدة القاعدة الثمانية تحدد نوعية الأيون الذي ينتجه العنصر .

ـ عناصر يسار الجدول الدوري تفقد إلكترونات و تكون أيونات موجبة .

ـ عناصر يمين الجدول الدوري تكتسب إلكترونات و تكون أيونات سالبة.

الفصل الثالث (3)

الـدروس

(تكون الأيون ـ الرابطة الأيونية و المركبات الأيونية

صيغ المركبات الأيونية و أسماؤها ـ الروابط الفلزية و خواص الفلزات)

الفصل	3	رقم الدرس	(1 – 3)	اسم الدرس	تكون الأيون	الصفحة	19

ـ الذرة متعادلة كهربيا لأن عدد البروتونات الموجبة يساوي عدد الإلكترونات السالبة .

ـ الرابطة الكيميائية: قوة تجاذب تنشأ بين ذرتين أو أكثر خلال فقد الذرة للإلكترونات أو اكتسابها أو المساهمة فيها بالاشتراك مع ذرة أو ذرات أخرى.

◆ الأيونات نوعين :

أـ موجب: و يتكون عندما تفقد الذرة إلكترون أو أكثر .

ب ـ سالب: و يتكون عندما تفقد الذرة إلكترون أو أكثر .

◆ تكون الأيون الموجب:

يتكون عندما تفقد الذرة إلكترون أو أكثر من إلكترونات التكافؤ لتحصل على توزيع إلكتروني مشابه للغاز النبيل.

ـ الأيون الموجب يحتوي على عددا من الإلكترونات أقل من عدد البروتونات.

أيونات الفلزات

ـ عناصر الفئة s و الفئة d جميعها فلزات (ما عدا الهيدروجين) لذا فإنها تكون أيونات موجبة.

ـ الفلزات نشطة كيميائيا والسبب: أنها تفقد إلكترونات تكافؤها بسهولة.

ـ تعتبر المجموعة الأولى والثانية من أكثر الفلزات نشاطاً في الجدول الدوري.

ـ عناصر المجموعات (13 , 2 , 1) هي فلزات وتكون أيونات موجبة .

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

س/ أكمل الجدول التالي :

رمز الأيون	عدد الإلكترونات المفقودة	المجموعة	إلكترونات التكافؤ	التوزيع الإلكتروني	رمز العنصر
					$_{11}Na$
					$_{12}Mg$
					$_{13}Al$

الفصل	3	رقم الدرس	(1 – 3)	اسم الدرس	تكون الأيون	الصفحة	20

أيونات الفلزات الانتقالية

ـ الفلزات الانتقالية تكون أيونات موجبة ثنائية الشحنة 2+ لأنها: تفقد إلكترونين من إلكترونات التكافؤ ns^2

ـ الفلزات الانتقالية تكون أيونات موجبة ثلاثية الشحنة أو أكثر لأنها: تفقد إلكترونين من إلكترونات التكافؤ ns وتفقد إلكترونات من المستوى d

ـ عندما تفقد الفلزات الانتقالية الإلكترونات فإنها تفقد من المستوى s ثم من المستوى d

◆ تكون الأيون السالب:

ـ تميل اللافلزات الموجودة يمين الجدول الدوري (المجموعات 17 , 16 , 15) إلى اكتساب إلكترونات مكونة أيونات سالبة.

ـ في الغالب تكتسب عناصر المجموعة 15 ثلاثة إلكترونات و المجموعة 16 إلكترونين و المجموعة 17 تكتسب إلكترون واحد .

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

ـ أحيانا تفقد بعض اللافلزات الإلكترونات.

ـ عند تكون الأيون السالب نضيف إلى أسمه (يد) مثلا : الكلور يصبح كلوريد و الكبريت يصبح كبريتيد

رمز الأيون	عدد الإلكترونات المكتسبة	إلكترونات التكافؤ	التوزيع الإلكتروني	رمز العنصر
				$_{16}S$
				$_{9}F$

ـ عندما تفقد الذرة أو تكتسب الإلكترونات فإن عدد البروتونات لا يتغير.

الفصل	3	رقم الدرس	(2 – 3)	اسم الدرس	تكون الأيون	الصفحة	21

ـ الرابطة الأيونية : هي قوة كهروستاتيكية تجذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة في المركبات الأيونية

ـ المركبات الأيونية : هي المركبات التي تحوي روابط أيونية.

ـ المركبات الأيونية الثنائية : مركبات مكونة من عنصرين مختلفين أحدهما فلز(أيون موجب) و الآخر لا فلز (أيون سالب)

ـ أمثلة على مركبات أيونية ثنائية : LiBr - $CaCl_2$ - MgO - NaCl

س/ كيف تتكون الرابطة الأيونية؟

١/ يفقد الفلز إلكترون أو أكثر ويكون أيون موجب

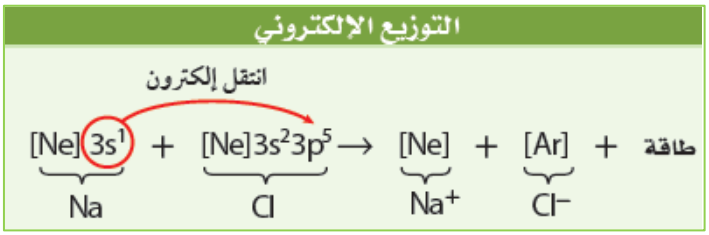
٢/ يكتسب اللافلز إلكترون أو أكثر ويكون أيون سالب

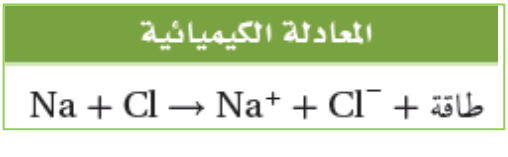
٣/ يحصل تجاذب بين الأيون الموجب و الأيون السالب و تتكون الرابطة الأيونية .

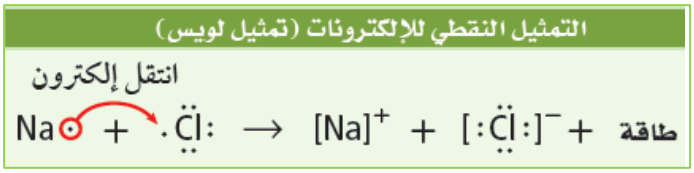
ـ عند تكون الرابطة الأيونية فإن عدد الإلكترونات المفقودة يساوي عدد الإلكترونات المكتسبة.

ـ شحنة المركب الأيوني تساوي (صفر).

ـ مثال / تكون الرابطة الأيونية في مركب كلوريد الصوديوم NaCl ؟ (Na=11 Cl=17)







س/ كيف تتكون الرابطة الأيونية بين العناصر التالية :

أ) بين Na و بين F (Na=11 F=9)

ب) بين Mg و Cl (Mg=12 Cl=17)

◆ خواص المركبات الأيونية :

أ ـ البناء الفيزيائي:

ـ تكون المركبات الأيونية بناءات فيزيائية تختلف عن المركبات الأخرى.

ـ يحتوي البناء الفيزيائي للمركبات الأيونية على عدد كبير من الأيونات الموجبة والسالبة.

ـ تترتب الأيونات الموجبة و السالبة في المركبات الأيونية بنمط متكرر يحفظ التوازن بين قوى التجاذب و التنافر .

ـ نتيجة لقوة الجذب بين الأيونات الموجبة و السالبة تتكون **الشبكة البلورية .**

ـ الشبكة البلورية: ترتيب هندسي للجسيمات ثلاثي الأبعاد، يحاط فيها الأيونات الموجبة بالأيونات السالبة و العكس .

س/ علل: تختلف البلورات الأيونية في شكلها

بسبب الاختلاف في أحجام الأيونات وأعدادها.

ب ـ الخواص الفيزيائية: (درجة الانصهار ـ درجة الغليان ـ التوصيل الكهربي)

ـ المركبات الأيونية لا توصل التيار الكهربائي عندما تكون صلبة **والسبب:** أن الأيونات تكون مقيدة الحركة.

ـ المركبات الأيونية عندما تكون في حالة محلول أو مصهور توصل التيار الكهربائي **والسبب:** أن الأيونات تصبح حرة الحركة.

ـ الإلكتروليت: المركب الأيوني عندما يكون على هيئة محلول.

ـ للمركبات الأيونية درجة انصهار وغليان مرتفعة **والسبب: قوة الروابط الأيونية**

س/ علل: تحتاج إلى كمية كبيرة من الطاقة لتفكيك البلورات الأيونية

لأن الروابط الأيونية قوية نسبياً.

ـ تمتاز المركبات الأيونية بالقوة والصلابة **والسبب:** قوة التجاذب التي تحافظ على الأيونات في مكانها.

ـ معظم البلورات الأيونية ألوانها زاهية **والسبب:** وجود فلزات انتقالية داخلها.

ـ المركبات الأيونية هشة **والسبب:** أن التأثير بقوة خارجية يحرك الأيونات متشابهة الشحنة بعضها مقابل بعض فتتغلب على قوى التجاذب وتتفتت البلورة.

ـ طاقة الشبكة البلورية: الطاقة اللازمة لفصل أيونات 1 mol من المركب الأيوني.

ـ تزداد طاقة الشبكة البلورية بزيادة قوة التجاذب بين الأيونات.

الفصل	3	رقم الدرس	(3 – 3)	اسم الدرس	صيغ المركبات الأيونية وأسماؤها	الصفحة	23

صيغ المركبات الأيونية

ـ وحدة الصيغة الكيميائية: هي الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني التي تمثل أبسط نسبة للأيونات.

ـ وحدة الصيغة الكيميائية لكلوريد الماغنسيوم هي $MgCl_2$ وعليه تكون نسبة أيونات Mg:Cl هي 1:2

ـ الشحنة الكلية في وحدة الصيغة الكيميائية تساوي صفر لأنها تمثل الوحدة بكاملها.

ـ الأيونات أحادية الذرة: ذرة عنصر واحدة مشحونة.

ـ أمثلة لأيونات أحادية الذرة:

أيون صوديوم	أيون بوتاسيوم	أيون كالسيوم	أيون كلوريد	أيون الهيدروجين	أيون الكبريتيد	أيون البروميد	أيون نيتريد
Na^+	K^+	Ca^{2+}	Cl^-	H^+	S^{2-}	Br^-	N^{3-}

ـ المركبات الأيونية الثنائية: هي التي تتكون من أيون موجب أحادي الذرة (فلز) وأيون سالب أحادي الذرة (لا فلز)

ـ عدد التأكسد: هو مقدار الشحنة التي تظهر على ذرة أيون العنصر (وتمثل عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة)

ـ عدد التأكسد لأيون الكالسيوم Ca^{2+} هو (+2) و عدد التأكسد لأيون الفلوريد F^- هو (– 1)

س/ ما عدد أكسدة المغنيسيوم $_{12}Mg$ ؟

يفقد إلكترونين فيكون عدد التأكسد (+2) $\longrightarrow$ $_{12}Mg: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$

الجدول 6-3	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

الفصل	3	رقم الدرس	(3 – 3)	اسم الدرس	صيغ المركبات الأيونية وأسماؤها	الصفحة	24

◆خطوات كتابة الصيغة الكيميائية للمركبات الأيونية الثنائية

1- القيام بعملية التوزيع الإلكتروني لمعرفة رقم المجموعة و عدد التأكسد.

2ـ نكتب رمز العنصر الذي يمثل الأيون الموجب عن اليسار و الأيون السالب عن اليمين .

3- نكتب عدد تأكسد العنصر أو الأيون العديد الذرات أسفل الرمز

4- بدل اعداد التأكسد بين شقي المركب ، ثم اكتب الصيغة

تدريب 1/ اكتب الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني المتكون من الصوديوم و الفلور ؟ (Na=11 F=9)

تدريب 2/ اكتب الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني المتكون من الألومنيوم و الأكسجين ؟ (Al=13 O=8)

س/ أكمل الجدول التالي بكتابة صيغ المركبات الأيونية ؟

الأيون	K^+	Mg^{2+}	Al^{3+}
Cl^-			
O^{2-}			

◆ صيغ المركبات الأيونية العديدة الذرات

ـ الأيون عديد الذرات: هو المكون من أكثر من ذرة واحدة.

ـ أمثلة:

اسم الأيون	الصيغة
النيتريت	NO_2^-
النترات	NO_3^-
الهديروكسيد	OH^-

اسم الأيون	الصيغة
الكربونات	CO_3^{2-}
البيكربونات	HCO_3^-
السيانيد	CN^-

اسم الأيون	الصيغة
الكبريتات	SO_4^{2-}
الكبريتيت	SO_3^{2-}
الأمونيوم	NH_4^+

اسم الأيون	الصيغة
الكلورات	ClO_3^-
البيركلورات	ClO_4^-
الفوسفات	PO_4^-

الفصل	3	رقم الدرس	(3 – 3)	اسم الدرس	صيغ المركبات الأيونية وأسماؤها	الصفحة	25

تدريب 1/ اكتب الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني

المكون من أيون الصوديوم Na^+ والنترات NO_3^-؟

تدريب 2/ اكتب الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني

المكون من الماغنسيوم Mg^{2+} و الهيدروكسيد OH^- ؟

س/ أكمل الجدول التالي بكتابة الصيغ :

الأيون	OH	SO_4	NO_3	ClO_3
Na^+				
Ca^{++}				

تسمية الأيون الأكسجيني السالب **الأيون الأكسجيني السالب** أيون عديد الذرات، يتكون غالبًا من عنصر لا فلزي يرتبط مع ذرة أو أكثر من الأكسجين، وبعض اللافلزات لها أكثر من أيون أكسجيني، ومنها النيتروجين والكبريت. وتسمى هذه الأيونات باستخدام القواعد المبينة في **الجدول 9–3**.

الجدول 9-3 **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

◆تسمية المركبات الأيونية :

1– نذكر اسم الأيون السالب ثم الأيون الموجب

2– عند ذكر اسم الأيون السالب فإن اسمه يشتق من اسم العنصر مع إضافة (يد) كما تبين الأمثلة :

اسم العنصر	الأكسجين	النيتروجين	الكلور	كبريت	فلور
اسم أيون العنصر	أكسيد	نيتريد	كلوريد	كبريتيد	فلوريد
الرمز	O^{2-}	N^{3-}	Cl^-	S^{2-}	F^-

س/ اذكر أسماء المركبات التالية :

صيغة المركب	الاسم
NaCl	
CaO	
K_2O	
$MgCO_3$	
$Al_2(SO_4)_3$	

صيغة المركب	الاسم
LiOH	
$(NH_4)_2S$	
$CaSO_4$	
MgI_2	
KBr	

الفصل	3	رقم الدرس	(4 – 3)	اسم الدرس	الروابط الفلزية و خواص الفلزات	الصفحة	26

◆الروابط الفلزية

ـ **تكون الفلزات** شبكات بلورية في الحالة الصلبة شبيهة بتلك المتكونة في المركبات الأيونية

ـ تحاط كل ذرة في الشبكة البلورية بمجموعة من الذرات تتراوح **ما بين 8– 12**

ـ **في الشبكة البلورية** تتداخل مجالات الذرات مع بعضها ويعرف هذا التداخل بنموذج بحر الإلكترونات

ـ **نموذج بحر الإلكترونات:** جميع ذرات الفلزات في الحالة الصلبة تساهم في تكوين بحر من الإلكترونات يحيط بأيونات الفلز.

ـ نموذج بحر الإلكترونات يبين أن الإلكترونات الموجودة في مستويات الطاقة الخارجية في الذرات الفلزية لا ترتبط بأي ذرة محددة و يمكنها الانتقال بسهولة حيث تكون الإلكترونات حرة الحركة.

ـ **الرابطة الفلزية :** هي قوة تجاذب بين الأيونات الموجبة للفلزات و الإلكترونات الحرة في الشبكة الفلزية.

ـ خواص الفلزات :

ـ تختلف درجة انصهار الفلزات على نحو كبير.

ـ الزئبق سائل عند درجة حرارة الغرفة لذا يستخدم في مقاييس الحرارة و أجهزة قياس الضغط.

ـ يستخدم التنجستن في صناعة فتيل المصباح الكهربائي و بعض أجهزة السفن.

ـ لها درجة غليان مرتفعة جداً .

ـ قابلة للطرق و السحب .

ـ **الفلزات موصلة جيدة للكهرباء لأن :** إلكتروناتها تتحرك بسهولة .

ـ **الفلزات موصلة جيدة للحرارة لأن :** إلكتروناتها الحرة تنقل الحرارة من مكان لآخر بسهولة .

ـ **الفلزات لها بريق و لمعان لأن :** الإلكترونات الحرة تتفاعل مع الضوء من خلال امتصاصه و إطلاق الفوتونات.

ـ **تتميز الفلزات الانتقالية بالصلابة و القوة :** بسبب كثرة الإلكترونات الحرة في المستوى s و المستوى d.

ـ **الفلزات القلوية لينة لأن :** لها إلكترون واحد حر الحركة في المستوى ns^1

ـ السبائك : خليط من عناصر ذات خواص فلزية الفريدة .

ـ **من خصائص السبائك :** 1/ تختلف قليلا عن خواص العناصر المكونة لها 2/ تختلف باختلاف طرق تصنيعها

3/ بعض الفلزات تنتج بعض الخواص المختلفة اعتمادا على طريقة التسخين و التبريد

ـ أمثلة : الفولاذ ـ الحديد الصلب ـ فضة النقود ـ

الفصل الرابع (4)

الـدروس

(الرابطة التساهمية ـ تسمية الجزيئات ـ التراكيب الجزيئية

أشكال الجزيئات ـ الكهروسالبية و القطبية)

تنويه ...

هذه الأوراق لا تعتبر كافية والمرجع المطلوب هو الكتاب

الفصل	4	رقم الدرس	(1 – 4)	اسم الدرس	الرابطة التساهمية	الصفحة	27

- تعريف الرابطة التساهمية: رابطة كيميائية ناتجة من مشاركة إلكترونات الذرات المرتبطة .

ـ كل رابطة تساهمية تتكون من إلكترونين **(زوج إلكتروني)**

ـ ينتمي كلا من الإلكترونين المشتركين في تكوين الرابطة إلى كلا من الذرتين في الوقت نفسه.

ـ تحدث الروابط التساهمية بين الذرات المتجاورة في الجدول الدوري .

ـ تتكون معظم الروابط التساهمية بين ذرات اللافلزات.

ـ من الأمثلة على الجزيئات التساهمية الجزيئات الثنائية (O_2 ، H_2 ، Br_2 ، Cl_2)

- تكون الرابطة التساهمية:

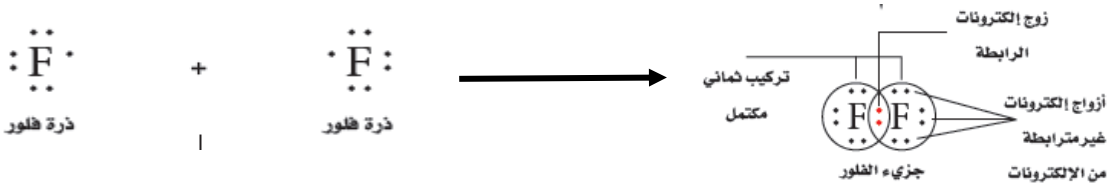
لمعرفة طريقة تكون الرابطة التساهمية أولاً نقوم بعملية التوزيع الإلكتروني و من ثم معرفة العدد اللازم للوصول إلى الحالة الثمانية

ـ (نستطيع أن نقول أن عدد الإلكترونات المفردة يحدد عدد الروابط التساهمية)

س/ كيف تتكون الرابطة التساهمية في جزيء F_2 ؟ (F=9)

التوزيع الإلكتروني : $_9F/\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^5$

كل ذرة فلور تملك سبعة إلكترونات و تحتاج لإلكترون واحد لتصل لتركيب الغاز النبيل ، فكل ذرة تشارك بإلكترون في تكوين الرابطة



الروابط التساهمية الأحادية

تعريف الرابطة التساهمية الأحادية : هي التي تتكون من زوج واحد من الإلكترونات الرابطة

ـ تمثل الرابطة التساهمية إما بخط صغير (-) أو بنقطتين (:) .

أمثلة : جزيء الفلور (F – F) ، جزي الهيدروجين (H : H) .

الروابط التساهمية الأحادية و المجموعات

ـ عناصر المجموعة (17) : و هي مجموعة الهالوجينات و من عناصرها الفلور و الكلور و البروم و اليود تكون رابطة تساهمية أحادية عند ارتباطها مع اللافلزات (و السبب : أنها تحتاج لإلكترون واحد فقط لتصل لتركيب الغاز النبيل)

ـ عناصر المجموعة (16) :

و من عناصرها الأكسجين و الكبريت فإنها تكون رابطتين تساهميتين . (لأنها تحتاج إلكترونين لتصل لتركيب الغاز النبيل)

ـ عناصر المجموعة (15) :

و من عناصرها النيتروجين ، فتكون ثلاث روابط تساهمية (لأنها تحتاج لثلاثة إلكترونات لتصل لتركيب الغاز النبيل)

ـ عناصر المجموعة (14) :

و من عناصرها الكربون فتكون أربع روابط تساهمية (لأنها تحتاج لأربعة إلكترونات لتصل لتركيب الغاز النبيل)

س/ كيف تتكون الرابطة التساهمية في جزيء HF ؟ (F= 9 H=1)

التوزيع الإلكتروني : $_{9}F/\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ $_{1}H:\ 1s^1$

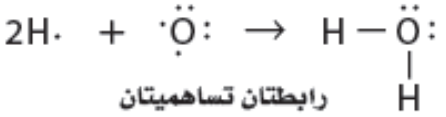
الفلور مكون من سبعة إلكترونات في مجال التكافؤ و الهيدروجين مكون من إلكترون واحد فقط ، فكلاً منهما يكون رابطة تساهمية واحدة

س/ كيف تتكون الرابطة التساهمية في جزيء الماء H_2O ؟ (H=1 O=8)

التوزيع الإلكتروني : $_{8}O/\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ $_{1}H/\ 1s1$

يتكون الأكسجين من (6) إلكترونات في مجال التكافؤ فيحتاج لإلكترونين

يتكون الهيدروجين من إلكترون واحد في مجال التكافؤ فكل ذرة تساهم بإلكترون .



س/ ارسم تركيب لويس إلى الجزيئات التالية :

CCl_4 , H_2S , PH_3 علماً بأن الأعداد الذرية هي (Cl=17 C=12 S=16 H= 1 P= 15)

أولاً / CCl_4

التوزيع الإلكتروني :

$_{6}C/\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^2$

$_{17}Cl/\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

التمثيل النقطي للكربون :

التمثيل النقطي للكلور :

تركيب لويس:

ثانياً / H_2S

التوزيع الإلكتروني :

$_{1}H/\ 1s^1$

$_{16}S/\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

التمثيل النقطي للهيدروجين :

التمثيل النقطي للكبريت :

تركيب لويس :

ثالثاً / PH_3

التوزيع الإلكتروني :

$_{1}H/\ 1s^1$

$_{15}P/\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

التمثيل النقطي للهيدروجين :

التمثيل النقطي للفوسفور :

تركيب لويس :

الرابطة التساهمية من نوع سيجما (δ)

ـ يطلق على الرابطة التساهمية الأحادية برابطة سيجما (δ)

ـ و تتكون من التداخل الراسي بين المجالات (s مع s ، p مع p ، s مع p)

ـ كل رابطة أحادية تعتبر رابطة من نوع سيجما .

الروابط التساهمية المتعددة

ـ هناك ذرات تشترك بأكثر من زوج من الإلكترونات مع ذرة أو أكثر من ذرة .

ـ فهناك روابط ثنائية (=) و روابط ثلاثية (≡) .

ـ في العادة تكون ذرات الكربون و النيتروجين و الكبريت و الأكسجين روابط تساهمية متعددة .

ـ الروابط الثنائية : تتكون عند اشتراك ذرتان بزوجين من الإلكترونات فيما بينها .

س/ كيف تتكون الروابط التساهمية في جزيء O_2 ؟ (O= 8)

التوزيع الإلكتروني : $_8O/\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

يحتاج الأكسجين لإلكترونين ليصل لتركيب الغاز الخامل . التركيب النقطي يكون : $:\dot{\ddot{O}}\cdot$

ـ فتتكون الروابط كما يلي : $:\dot{\ddot{O}}\cdot + \cdot\dot{\ddot{O}}: \rightarrow :\ddot{O}=\ddot{O}:$

ـ الروابط الثلاثية : تتكون عند اشتراك ذرتان بثلاثة أزواج من الإلكترونات

س/ كيف تتكون الروابط التساهمية في جزيء N_3 ؟ (N= 7)

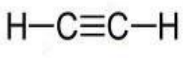
التوزيع الإلكتروني : $_7N/\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

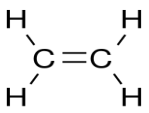
يحتاج النيتروجين لثلاثة إلكترونين ليصل لتركيب الغاز الخامل . التركيب النقطي يكون / $\cdot\dot{N}:$

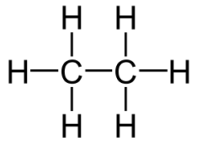
ـ فتتكون الروابط كما يلي / $:\dot{N}\cdot + \cdot\dot{N}: \rightarrow :N\equiv N:$

ـ في الروابط التساهمية المتعددة واحدة من الروابط التساهمية تكون من سيجما (δ) و الباقي يكون من نوع باي (π)

س/ بين عدد روابط سيجما (δ) و باي (π) في المركبات التالية ؟







الفصل	4	رقم الدرس	(1 – 4)	اسم الدرس	الرابطة التساهمية	الصفحة	30

قوة الروابط التساهمية

ـ العوامل المؤثرة على الروابط التساهمية :

1ـ طول الرابطة : كلما قل طول الرابطة زادت قوتها

ـ بزيادة عدد الإلكترونات المشتركة في تكوين الروابط تزداد قوة الروابط و يقل طولها

س/ أيهما له رابطة أقوى (N_2 , O_2 , F_2) ؟ مع ذكر السبب ؟

الروابط في جزيء النيتروجين N_2 لأن الإلكترونات المشتركة في تكوين الروابط أكثر

2ـ طاقة الروابط : كلما زادت طاقة الرابطة زادت قوتها

ـ الطاقة اللازمة لكسر الرابطة التساهمية تسمى (طاقة تفكك الرابطة)

ـ عند تكسير الروابط نحتاج لطاقة

ـ عند تكوين روابط ينتج عنها طاقة

ـ التفاعلات من حيث الحرارة نوعين :

1ـ تفاعلات ماصة : عندما تكون الطاقة اللازمة لتكسر الروابط أكبر من الطاقة الناتجة من تكون الروابط .

2ـ تفاعلات طاردة : عندما تكون الطاقة الناتجة من تكون الروابط أكبر الطاقة اللازمة لكسر الروابط .

الفصل	4	رقم الدرس	(2 – 4)	اسم الدرس	**تسمية الجزيئات**	الصفحة	31

أولاً / الجزيئات ثنائية الذرة : و هي التي تتكون من لافلزين فقط (لا يوجد فلز)

ـ تسمى الجزيئات الثنائية بالطريقة التالية :

1 ـ نكتب اسم العنصر الثاني (و يكون الاسم مشتق من جذر الاسم مع إضافة ـ يد ـ) ثم نكتب اسم العنصر الثاني كاملاً .

2ـ نستخدم البادئات (أول ، ثاني ، ثالث ،.....) لتحديد عدد ذرات كل عنصر في الصيغة .

ـ أمثلة :

صيغة المركب	N_2O	CO_2	NF_3	CCl_4
اسم المركب	أول أكسيد ثاني النيتروجين	ثاني أكسيد الكربون	ثالث فلوريد النيتروجين	رابع كلوريد الكربون

س/ اكتب صيغ المركبات التالية :

اسم المركب	ثاني أكسيد الكبريت	خامس أكسيد ثنائي الفوسفور	عشاري فلوريد ثنائي الكبريت
صيغة المركب			

ثانياً / تسمية الأحماض الثنائية : و هي الأحماض التي تحتوي على هيدروجين و عنصر آخر .

ـ و من الأمثلة عليها : HI , HBr , HCl

س/ اكتب أسماء الأحماض التالية :

صيغة الحمض	HCl	HBr	HI
اسم الحمض	حمض الهيدروكلوريك	حمض الهيدروبروميك	حمض الهيدرويوديك

ثالثاً / تسمية الأحماض الأكسجينية : و هي الأحماض التي تتكون من هيدروجين و أيون أكسجيني

ـ الأيون الأكسجيني : أيون عديد الذرات مكون من ذرة أو أكثر من ذرات الأكسجين .

س/ اذكر أسماء الأحماض التالية :

صيغة الحمض	$HClO_3$	HNO_3	H_2SO_4
اسم الحمض	حمض الكلوريك	حمض النيتريك	حمض الكبريتيك

س/ أكتب صيغ الأحماض التالية :

اسم الحمض	حمض الكلوروز	حمض النيتروز	حمض الكبريتوز
صيغة الحمض	$HClO_2$	HNO_2	H_2SO_3

الفصل	4	رقم الدرس	(3 – 4)	اسم الدرس	التراكيب الجزيئية	الصفحة	32

ـ الصيغة البنائية : نموذج يستخدم الرموز و الروابط لتوضيح المواقع النسبية للذرات .

ـ يمكن توقع الصيغة البنائية بعد القيام برسم تركيب لويس .

ـ خطوات تحديد الصيغة البنائية :

1 ـ القيام بالتوزيع الإلكتروني .

2 ـ نحسب عدد إلكترونات التكافؤ ثم نحسب عدد الأزواج الإلكترونية بقسمة عدد إلكترونات التكافؤ على (2)

3 ـ وضع روابط أحادية بين الذرة المركزية و كل ذرة جانبية .

4 ـ نحسب عدد الأزواج المتبقية و نضعها على الذرات الجانبية بالتساوي إن أمكن لتحقيق القاعدة الثمانية .

5 ـ إلا كان عدد الأزواج الإلكترونية حول الذرة المركزية أقل من (4) نحول زوج أو أكثر من الأزواج غير الرابطة على الذرات الجانبية إلى الذرة المركزية .

س/ ارسم الصيغة البنائية (تركيب لويس) إلى NH_3 ؟علما بأن الأعداد الذرية (H=1 N=7)

الحل	الخطوة
$_7N/\ 1s^2\ 2s^2 2p^3$ $_1H/\ 1s^1$	**التوزيع الإلكتروني**
1x3 + 5 =8	**عدد إلكترونات التكافؤ**
8 ÷ 2 = 4	**عدد الأزواج**
	وضع روابط أحادية بين الذرة المركزية و الذرات الجانبية
	تم استخدام ثلاثة من الأزواج ، نضع الزوج المتبقي على ذرة النيتروجين المركزية لأن الهيدروجين يحاط بزوج واحد فقط

س/ ارسم الصيغة البنائية (تركيب لويس) إلى BH_3 ؟ علما بأن الأعداد الذرية (H=1 B=5)

الحل	الخطوة
$_5B/\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^1$ $_1H/\ 1s^1$	**التوزيع الإلكتروني**
3x1 + 3= 6	**عدد إلكترونات التكافؤ**
6÷2 = 3	**عدد الأزواج**
	وضع روابط أحادية بين الذرة المركزية و الذرات الجانبية

تركيب لويس للأيونات المتعددة :

خطوات رسم تركيب لويس (الصيغة البنائية) للأيونات متعددة الذرات مشابه لخطوات رسم المركبات التساهمية و الفرق هو:

أن عدد الإلكترونات ربما يزيد (و هذا في الأيونات السالبة) أو ينقص (و هذا في الأيونات الموجبة)

س/ ارسم الصيغة البنائية (تركيب لويس) إلى NH_4^+ ؟ علما بأن الأعداد الذرية (H=1 N=7)

الحل	الخطوة
$_7N/\ 1s^2 2s^2 2p^3$ $_1H/\ 1s^1$	**التوزيع الإلكتروني**
1x4 + 5 -1 =8	**عدد إلكترونات التكافؤ**
8 ÷ 2 = 4	**عدد الأزواج**
	وضع روابط أحادية بين الذرة المركزية و الذرات الجانبية
	تم استخدام الأزواج الأربعة

س/ ارسم الصيغة البنائية (تركيب لويس) إلى PO_4^{3-} ؟ علما بأن الأعداد الذرية (O=8 P=15)

الحل	الخطوة
$_8O/\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ $_{15}P/\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	**التوزيع الإلكتروني**
6x4 + 5 + 3= 32	**عدد إلكترونات التكافؤ**
32÷2 = 16	**عدد الأزواج**
	وضع روابط أحادية بين الذرة المركزية و الذرات الجانبية
	بقي من الأزواج (12) نوزعها على ذرات الأكسجين بالتساوي

الفصل	4	رقم الدرس	(3 – 4)	اسم الدرس	التراكيب الجزيئية	الصفحة	34

استثناءات القاعدة الثمانية

1 ـ أن يكون عدد إلكترونات التكافؤ عدد فردي مثل NO_2

2 ـ هناك عناصر حالة الاستقرار عندها بأن يكون عندها عدد الإلكترونات أقل من ثمانية إلكترونات مثل البورون في مركب BH_3

3ـ هناك عناصر حالة الإستقرار عندها بأن يكون عدد الإلكترونات أكثر من ثمانية إلكترونات مثل الكبريت في مركب SF_6

س/ ارسم الصيغة البنائية (تركيب لويس) إلى SF_6 ؟ علما بأن الأعداد الذرية (F=9 P=15)

الحل	الخطوة
$_9F/\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ $_{16}S/\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	التوزيع الإلكتروني
6x7 + 6 = 42+6=48	عدد إلكترونات التكافؤ
48÷2 = 24	عدد الأزواج
	وضع روابط أحادية بين الذرة المركزية(الكبريت) و الذرات الجانبية(الفلور)
	بقي من الأزواج (18) نوزعها على ذرات الفلور بالتساوي (لاحظ أن ذرة الكبريت حولها ستة روابط أي 12 إلكترون)

ـ الرابطة التساهمية التناسقية: رابطة تقدم فيها إحدى الذرات زوجاً من الإلكترونات لذرة أو أيون آخر بحاجة لزوج إلكتروني ليصل إلى حالة الاستقرار.

الفصل	4	رقم الدرس	(4 – 4)	اسم الدرس	أشكال الجزيئات	الصفحة	35

نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ (VSEPR)

ـ نموذج (VSEPR) : هو النموذج المستخدم في تحديد شكل الجزيء .

ـ يعتمد هذا النموذج على ترتيب الأزواج الإلكترونية بحيث يكون التنافر بينها أقل ما يمكن .

ـ يوضح الجدول في الصفحة التالية أشكال الجزيئات وذلك بالاعتماد على عدد الأزواج حول الذرة المركزية .

ـ لتحديد شكل الجزيء لابد من معرفة تركيب لويس لذلك الجزيء

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

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	180° خطي
$AlCl_3$	3	3	0	sp^2	120° مثلث مستوٍ
CH_4	4	4	0	sp^3	109.5° رباعي الأوجه منتظم
PH_3	4	3	1	sp^3	107.3° مثلثي هرمي
H_2O	4	2	2	sp^3	104.5° منحن
$NbBr_5$	5	5	0	sp^3d	90° 120° ثنائي الهرم مثلثي (السداسي الأوجه)
SF_6	6	6	0	sp^3d^2	90° 90° ثماني الأوجه منتظم

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 مستوٍ والزوايا بين الروابط 120°.

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

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° .

للماء رابطتان تساهميتان وزوجان غير رابطين، ويصنع التنافر بين الأزواج غير الرابطة زاوية مقدارها 104° مما يجعل شكل جزئ الماء منحنيًا.

لجزيء $NbBr_5$ خمسة أزواج من الإلكترونات الرابطة، لذا يقلّل 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 لتكوّن شكلاً ثماني الأوجه.

ـ التهجين : خلط المجالات الفرعية لتتكون مجالات مهجنة جديدة .

ـ تهجين ذرة الكربون هو من نوع SP^3 و معناه أن ذرة الكربون يحدث فيها تداخل ثلاثة مجالات من نوع p و مجال واحد من نوع s

ـ عدد المجالات المتداخلة يساوي عدد المجالات المهجنة ، فالكربون عنده أربعة مجالات مهجنة جميعها من نوع sp3 .

س/ بالاعتماد على خطوات رسم لويس و الجدول المرفق بين شكل المركبات التالية ـ مع بيان مقدار الزاوية و رسم الشكل ؟

المركب BF_3	
الشكل	مثلث مستوٍ
الزاوية	120
تركيب لويس	
الرسم	

المركب H_2O	
الشكل	
الزاوية	
تركيب لويس	
الرسم	

المركب CH_4	
الشكل	
الزاوية	
تركيب لويس	
الرسم	

المركب SF_6	
الشكل	
الزاوية	
تركيب لويس	
الرسم	

س/ بين أشكال المركبات مع بيان نوع التهجين : $BeCl_2$ ، NH_3 ، BCl_3 ، CF_4 ، PF_5 ، PF_3

ـ الكهروسالبية: مقدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية التساهمية .

ـ كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين خلال الدورة الواحدة في الجدول الدوري زادت الكهروسالبية.

ـ كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل خلال المجموعة الواحدة في الجدول الدوري فإن الكهروسالبية تقل .

ـ تساعد قيم الكهروسالبية الكيميائيين على حساب الميل الإلكتروني(قوة الجذب) للذرات في المركبات الكيميائية .

ـ أعلى مجموعة لذرات عناصرها كهروسالبية هي مجموعة الهالوجينات (17)

ـ لكل عنصر قيمة كهروسالبية محددة .

ـ قيم الكهرسالبية تتراوح بين 0.7 و 3.98 .

ـ أعلى عنصر في الكهروسالبية هو الفلور (3.98) و أقل عنصر الفرانسيوم (0.7)

ـ تنقسم الروابط التساهمية إلى نوعين :

أـ رابطة تساهمية قطبية ب ـ رابطة تساهمية غير قطبية

أولاً / الرابطة التساهمية الغير قطبية : رابطة ناتجة بين ذرتين متماثلتين أو متقاربتين في الكهرسالبية .

أمثلة على روابط غير قطبية (C-H , Cl-Cl , H-H , C-C)

س/ علل : الرابطة H-H رابطة تساهمية غير قطبية .

لأنها بين ذرتين متماثلتين

س/ علل : الرابطة C-H رابطة تساهمية غير قطبية ؟

لأنها بين ذرتين متقاربتين في السالبية

ثانياً / الرابطة التساهمية القطبية : رابطة بين ذرتين بينهما فرق كبير في الكهروسالبية بحيث تكون إحدى الذرات قادرة على جذب الإلكترونات بصورة أكبر من الذرة الأخرى .

ـ في الرابطة التساهمية القطبية تظهر شحنة جزيئية على الذرات .

ـ فتظهر الشحنة الجزئية السالبة ($\delta-$) على الذرة الأعلى في الكهرسالبية .

ـ و تظهر الشحنة الجزئية الموجبة ($\delta+$) على الذرة الأقل في الكهرسالبية .

ـ تعرف الرابطة القطبية الناتجة بثنائية القطبية .

من خلال معرفة الفرق في قيمة الكهرسالبية للعناصر نستطيع معرفة نوع الرابطة

الفرق في الكهرسالبية	نوع الرابطة
>1.7	رابطة أيونية في الغالب
0.4 – 1.7	تساهمية قطبية
<0.4	تساهمية غير قطبية

الفصل	4	رقم الدرس	(4 – 4)	اسم الدرس	الكهروسالبية و القطبية	الصفحة	38

القطبية الجزيئية

تنقسم الجزيئات التساهمية إلى نوعين : أـ جزيئات غير قطبية ب ـ جزيئات قطبية

ـ يعتمد هذا على مكان الروابط و على طبيعة تلك الروابط.

ـ الجزيئات غير القطبية: لا تظهر عليها شحنات جزئية و لا تنجذب للمجال الكهربي و تكون الكثافة الإلكترونية متساوية عند جميع الذرات.

ـ في الجزيئات القطبية: تظهر شحنات جزئية عند الذرات و تنجذب للمجال الكهربي و تكون الكثافة الإلكترونية غير متساوية .

ـ هناك مركبات الروابط فيها تكون قطبية إلا أن المركب يكون غير قطبي و السبب أن محصلة المجال الكهربي تساوي صفر أي أن الكثافة الإلكترونية تكون متساوية عند جميع الذرات .

س/ علل : كلوريد الصوديوم NaCl مركب أيوني ؟

لوجود فرق كبير جداً في الكهرسالبية بين الصوديوم و الكلور 1.7 < .

س/ علل : الماء مركب قطبي H_2O

لوجود فرق كبير في الكهروسالبية بين الأكسجين و الهيدروجين 1.24 $\overset{\delta^+}{H}-\overset{\delta^-}{O}$

س/ علل : الروابط في مركب CCl_4 قطبية إلا أن المركب غير قطبي

لأن محصلة المجال الكهربي تساوي صفر (الكثافة الإلكترونية متساوية عند جميع الذرات)

ـ عادة تكون الجزيئات المتماثلة غير قطبية

س/ علل/ يعتبر جزيء الأمونيا NH_3 جزيء قطبي

لأن الرابطة N-H رابطة قطبية لوجود فرق كبير في السالبية بينهما و الجزيء غير متماثل.

قابلية ذوبان الجزيئات القطبية

ـ الجزيئات القطبية و المركبات الأيونية قابلة للذوبان في المواد القطبية .

ـ الجزيئات غير القطبية تذوب في المواد غير القطبية.

خواص المركبات التساهمية

القوى بين الجزيئات

1 – قوة الترابط بين الذرات داخل الجزيئات قوية

2 ـ الترابط بين الجزيئات ضعيف .

ـ هناك ثلاثة أنواع من الروابط بين الجزيئات التساهمية :

1ـ قوى التشتت : و هذه تكون في الجزيئات غير القطبية .

2ـ قوى ثنائية القطب : و تكون في الجزيئات القطبية .

(تزداد هذه القوى بزيادة قطبية الجزيء)

3 – الرابطة الهيدروجينية : و تتكون في الجزيئات التي تحتوي على هيدروجين و ذرة لها سالبية كهربية عالية (F ، O ، N ، Cl)

ـ تعتبر الرابطة الهيدروجينية أقوى الروابط التي بين الجزيئات .

ـ تعتبر هذه القوى الثلاث قوى فيزيائية .

القوى و الخواص

ـ تعتبر هذه القوى الثلاث ضعيفة نسبيا لذا نلاحظ أن درجة انصهار و غليان الجزيئات التساهمية منخفضة. و الكثير منها غازات.

س/ علل : ينصهر السكر بسهولة بينما نحتاج لطاقة كبيرة لصهر الملح

لأن السكر مركب تساهمي و الترابط بين جزيئاته ضعيف بينما الملح مركب أيوني الترابط بين جزيئاته قوي .

ـ أيضاً نجد أن الجزيئات التساهمية الصلبة تكون لينة .

ـ هناك مواد تساهمية صلبة تسمى (المواد الصلبة التساهمية الشبكية) ، ترتبط ذراتها بشبكة من الروابط التساهمية .

ـ من صفات المواد الصلبة التساهمية الشبكية :

1/ هشة 2/ غير موصلة للحرارة و الكهرباء 3/ شديد الصلابة

ـ أمثلة / الألماس ، الكوارتز

ـ يشكل الألماس نظام بلوري شديد الترابط له درجة انصهار عالية جداً .

كيمياء 2

الفصل الخامس (5)

الدروس

(المقصود بالحسابات الكيميائية ـ حسابات المعادلة الكيميائية

المادة المحددة للتفاعل ـ نسبة المردود المئوية)

الفصل	5	رقم الدرس	(1 – 5)	اسم الدرس	مقدمة	الصفحة	40

حساب الكتلة المولية

س/ أحسب الكتلة المولية لأكسيد الكالسيوم CaO ؟

علماً بأن الكتل الذرية هي (Ca=40 O=16)

س/ أحسب الكتلة المولية للماء H_2O ؟

علماً بأن الكتل الذرية هي (H=1 O=16)

س/ احسب الكتلة المولية هيدروكسيد الصوديوم $Ca(OH)_2$؟

علماً بأن الكتل الذرية هي (H=1 Ca=40 O=16)

س/ أحسب الكتلة المولية لكبريتات الصوديوم Na_2SO_4 ؟

علماً بأن الكتل الذرية هي (S=32 Na=23 O=16)

التحويل بين الكتلة بالجرام و المولات

الكتلة بالجرام = عدد المولات × الكتلة المولية

س/ أوجد كتلة 2.5 Mol من ثاني أكسيد النيتروجين Fe_2O_3 ؟

علماً بأن الكتل الذرية هي (Fe=55.58 O=16)

س/ أوجد كتلة 0.5 Mol من حمض الكبريتيك H_2SO_4 ؟

علماً بأن الكتل الذرية هي (H=1 O=16 S=32)

س/ أوجد عدد مولات 50g من حمض النيتريك HNO_3 ؟ علماً بأن الكتل الذرية هي (N=14 H=1 O=16)

الفرق بين الذرات و الجزيئات

س2/ بين المقصود من التالي :

$4H_2O$	$3H_2$	N_2	3Na	2H	Fe

الفصل	5	رقم الدرس	(1 – 5)	اسم الدرس	المقصود بالحسابات الكيميائية	الصفحة	41

ـ الحسابات الكيميائية : دراسة العلاقات الكمية بين المواد المتفاعلة و المواد الناتجة في التفاعل الكيميائي

س/ على ماذا تعتمد الحسابات الكيميائية ؟

ـ تعتمد الحسابات الكيميائية على قانون حفظ الكتلة .

ـ قانون حفظ الكتلة : كتلة المواد المتفاعلة تساوي كتلة المواد الناتجة .

مجموع كتل المواد المتفاعلة = مجموع كتل المواد الناتجة

ـ تحدد المعادلة الكيميائية الموزونة العلاقة بين كمية المواد المتفاعلة و المواد الناتجة

ـ المعاملات (الأرقام التي قبل الرموز و الصيغ) في المعادلة الكيميائية الموزونة تشير إلى : عدد الذرات أو الجزيئات أو عدد المولات

س/ ماذا تبين (تفسر) المعادلة التالية : $4Fe_{(s)} + 3O_{2\,(s)} \longrightarrow 2Fe_2O_{3\,(s)}$

المعادلة تبين : تتفاعل 4 ذرة من الحديد مع 3 جزيئات أكسجين و ينتج 2 جزيء أكسيد الحديد

أول نقول : يتفاعل 4 مول من الحديد مع 3 مول أكسجين و ينتج 2 مول أكسيد الحديد

يمكن تحويل المولات إلى كتلة :

كتلة الحديد Fe = عدد المولات × الكتلة المولية = 4 × 55.85 = 223.4g

كتلة الأكسجين O_2 = عدد المولات × الكتلة المولية = 3 × 32 = 96 g

كتلة أكسيد الحديد = عدد المولات × الكتلة المولية = 2 × 159.7 = 319.4

كتلة المواد الناتجة	كتلة المواد المتفاعلة
319.4g	319.4 = 96 + 223.4

ـ فسر المعادلات التالية باستخدام عدد الجسيمات و عدد المولات و الكتلة ثم طبق قانون حفظ الكتلة عليها ؟

(N=14 H=1 Mg= 24.3 O=16)

المعادلة الموزونة	$2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$		
عدد الجسيمات			
عدد المولات			
الكتلة بالجرام	....	....	....
مجموع الكتل			

المعادلة الموزونة	$N_{2\,(g)} + 3H_{2\,(g)} \longrightarrow 2NH_{3\,(g)}$		
عدد الجزيئات			
عدد المولات			
الكتلة بالجرام	....	....	....
مجموع الكتل			

نسبة المولات

ـ المعاملات في المعادلة الكيميائية تظهر العلاقات بين مولات المواد المتفاعلة و الناتجة .

ـ النسبة المولية : نسبة أعداد المولات لأي مادتين في المعادلة الكيميائية الموزونة

مثال / حدد النسب المولية لمواد المعادلة التالية :

$$2K_{(s)} + Br_{2(l)} \rightarrow 2KBr_{(s)}$$

نسب البوتاسيوم (K): $\frac{2mol\ K}{2mol\ KBr}$ و $\frac{2mol\ K}{1mol\ Br_2}$

نسب البروم (Br_2): $\frac{1mol\ Br_2}{2mol\ KBr}$ و $\frac{1mol\ Br_2}{2mol\ K}$

نسب (KBr): $\frac{2mol\ KBr}{2mol\ Br_2}$ و $\frac{2mol\ KBr}{2mol\ K}$

تمرين / حدد النسب المولية لمواد المعادلة التالية :

$4Al + 3O_2 \longrightarrow 2Al_2O_3$

ـ قانون حساب النسب المولية للتفاعل : n(n-1) حيث n تمثل عدد مواد التفاعل

س/ أوجد عدد النسب المولية للتفاعل : $ZnO + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2O$ ؟

س/ أوجد عدد النسب المولية للتفاعل : $2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$

الفصل	5	رقم الدرس	(2 – 5)	اسم الدرس	حسابات المعادلة الكيميائية	الصفحة	43

ـ تبدأ الحسابات الكيميائية بمعادلة كيميائية موزونة .

ـ المعادلة التالية : $2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$

تبين المعادلة أن 2mol من الصوديوم يتفاعل مع 1mol من الكلور .

فإذا كان عندنا 4mol من الصوديوم فإنها تتفاعل مع ..... من الكلور .

ـ تعد النسبة المولية عاملاً لتحويل عدد مولات المادة المعروفة إلى عدد مولات المادة المجهولة المراد حساب عدد مولاتها في التفاعل الكيميائي.

أولاً / حساب المولات

من خلال معرفة مولات أي مادة في التفاعل يمكننا من معرفة مولات أي مادة أخرى خلال القانون التالي :

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

س/ حسب المعادلة التالية :

$$C_3H_8 + 5O_2 \longrightarrow 3CO_2 + 4H_2O$$

ما عدد مولات ثاني أكسيد الكربون CO_2 الناتجة من احتراق 10 mol من البروبان C_3H_8 ؟

س/ حسب المعادلة التالية :

$$2CH_4 + S_8 \longrightarrow 2CS_2 + 4H_2S$$

ما عدد مولات CS_2 الناتجة من تفاعل 1.5 mol من S_8 ؟

ثانياً / حساب المول ـ كتلة

عند معرفة مولات أي مادة من مواد التفاعل يمكن معرفة كتلتها بالجرام .

س/ حسب المعادلة التالية :

$$2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$$

ما عدد مولات الصوديوم Na اللازمة للتفاعل مع 2.5 mol غاز الكلور ؟ ثم احسب كتلة الصوديوم؟ علماً بأن الكتلة الذرية للصوديوم هي (23) ؟

س/ حسب المعادلة التالية :

$$3H_2 + N_2 \longrightarrow 2NH_3$$

ما عدد مولات الأمونيا الناتجة من تفاعل 10mol من الهيدروجين مع كمية كافية من الأكسجين ؟ ثم احسب كتلة النشادر ؟ علماً بأن الكتل الذرية هي (H=1 N=14)

س/ حسب المعادلة التالية :

$$N_{2(g)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow 2NO_2$$

إذا نتج من التفاعل 3.5mol من ثاني أكسيد النيتروجين NO_2 فكم كتلة النيتروجين المتفاعلة ؟(علماً بأن الكتلة الذرية للنيتروجين = 14)

س/ حسب المعادلة التالية :

$$4Fe + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2Fe_2O_3$$

ما عدد مولات أكسيد الحديدFe_2O_3 الناتجة من تفاعل 28g من الحديد ؟ علما بأن الكتلة الذرية للحديد هي (58) .

ثالثا / حساب كتلة مادة بمعرفة كتلة مادة أخرى

س/ حسب المعادلة التالية :

$$2NaN_3 \longrightarrow 2Na + 3N_2$$

ما كتلة النيتروجين N_2 الناتجة من تحلل 100 g من NaN_3 ؟

علماً بأن الكتلة الذرية هي (N= 14 Na= 23)

س/ حسب المعادلة التالية :

$$NH_4NO_3 \longrightarrow N_2O + 2H_2O$$

ما هي كتلة الماء H_2O الناتجة من تحلل 25g من نترات الأمونيوم NH_4NO_3 ؟ الكتل الذرية (N=14 O=16 H=1)

الفصل	5	رقم الدرس	(3 – 5)	اسم الدرس	المادة المحددة للتفاعل	الصفحة	45

ـ يتوقف التفاعل الكيميائي عندما تستنفذ إحدى المواد المتفاعلة .

ـ المادة المحددة للتفاعل : هي المادة الموجودة بنسبة أقل و لا يتبقى منها شيء بعد انتهاء التفاعل .

ـ المادة المحددة للتفاعل تحدد سير التفاعل و كمية المواد الناتجة .

ـ المادة الفائضة : هي المادة الموجودة بنسبة أكبر ولا تتفاعل كلياً و يبقى منها كميات عند نهاية التفاعل .

ـ لمعرفة المادة المحددة للتفاعل و المادة الفائضة يجب معرفة مولات المواد المتفاعلة ، (فعند وجود الكتل تحول إلى مولات) .

س/ كيف نعرف المادة المحددة للتفاعل و المادة الفائضة ؟

نقسم عدد مولات كل مادة متفاعلة على معاملها في المعادلة و المادة الأقل نسبة تكون محدد للتفاعل .

مثال / إذا تفاعل 9mol من H_2 مع 4mol من النيتروجينN_2 فما هي المادة المحددة للتفاعل ؟

$$3H_{2(g)} + N_{2(g)} \longrightarrow 2NH_{3(g)}$$

مثال / إذا تفاعل 18g من H_2 مع 112gمن النيتروجينN_2 فما هي المادة المحددة للتفاعل ؟ (الكتل الذرية H=1 N=14)

$$3H_2 + N_2 \longrightarrow 2NH_3$$

س/ كيف نعرف عدد المولات المتفاعلة من المادة الفائضة ؟ و كيف نعرف المتبقي من المادة الفائضة ؟ و كيف نعرف عدد مولات المواد الناتجة ؟

$$\text{عدد المولات المتفاعلة من المادة الفائضة} = \frac{\text{عدد مولات المادة المحدد للتفاعل}}{\text{معامل المادة المحددة للتفاعل}} \times \text{معامل المادة الفائضة}$$

عدد المولات المتبقي من المادة الفائضة = عدد المولات الكلية للمادة الفائضة ـ عدد المولات المتفاعلة للمادة الفائضة

$$\text{عدد مولات المادة الناتجة} = \frac{\text{عدد مولات المادة المحدد للتفاعل}}{\text{معامل المادة المحددة للتفاعل}} \times \text{معامل المادة الناتجة}$$

الفصل	5	رقم الدرس	(3 – 5)	اسم الدرس	المادة المحددة للتفاعل	الصفحة	46

س١ / إذا تفاعل 5mol من الكلور Cl_2 مع 2mol من الكبريت S_8 فما هي المادة المحددة للتفاعل ؟

$$S_8 + 4Cl_2 \longrightarrow 4S_2Cl_2$$

أـ ما هي المادة المحددة للتفاعل ؟

ب ـ كم المتفاعل من المادة الفائضة ؟

ج ـ كم المتبقي من المادة الفائضة ؟

س٢ / إذا تفاعل 25g من الفوسفور P_4 مع 50g من الأكسجين O_2 فما هي المادة المحددة للتفاعل ؟ علماً بأن الكتل الذرية (O = 16 P=31)

$$P_4 + 5O_2 \longrightarrow P_4O_{10}$$

أـ ما هي المادة المحددة للتفاعل ؟

ب ـ كم المتفاعل من المادة الفائضة ؟

ج ـ كم المتبقي من المادة الفائضة ؟

س٣ / إذا تفاعل 25g من الليثيوم Li مع 25g من البروم Br_2 حسب المعادلة التالية :

$$2Li + Br_2 \longrightarrow 2LiBr$$

أـ ما هي المادة المحددة للتفاعل ؟ (الكتل الذرية Br=80 Li= 7)

ب ـ كم المتفاعل من المادة الفائضة ؟

ج ـ كم المتبقي من المادة الفائضة ؟

س٤ / إذا تفاعل 1000g من الصوديوم Na مع 100g من أكسيد الحديد Fe_2O_3 حسب المعادلة التالية :

$$6Na + Fe_2O_3 \longrightarrow 3Na_2O + 2Fe$$

أـ ما هي المادة المحددة للتفاعل ؟ (الكتل الذرية O= 16 Fe=58 Na =23)

ب ـ ما عدد مولات الحديد Fe الناتجة ؟

الفصل	5	رقم الدرس	(4 – 5)	اسم الدرس	نسبة المردود المئوية	الصفحة	47

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

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

ـ نسبة المردود المئوية : هي نسبة المردود الفعلي إلى المردود النظري في صورة نسبة مئوية .

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

ـ في هذا النوع من المسائل:

١ـ يكون المردود الفعلي موجود ضمن المعطيات

٢ـ المردود الفعلي و المردود النظري يكون لمادة ناتجة .

٣ـ يتم حساب المردود النظري من المعادلة الكيميائية ثم حساب نسبة المردود المئوية .

س/ حسب المعادلة التالية : $2AgNO_3 + K_2CrO_4 \longrightarrow Ag_2CrO_4 + 2KNO_3$ إذا كانت كمية نترات الفضة المتفاعلة هي 2.94×10^{-3} mol فاحسب نسبة المردود المئوية إذا نتج من التفاعل 0.455g من مادة كرومات الفضة Ag_2CrO_4 ؟

س/ **يتفاعل الخارصين مع اليود حسب المعادلة : $Zn + I_2 \longrightarrow ZnI_2$**

أـ احسب المردود النظري ليوديد الخارصين إذا تفاعل من الخارصين 1.912 mol ؟ (الكتل الذرية I=127 Zn= 65.4)

ب ـ احسب نسبة المردود المئوية إذا تم الحصول عملياً على 515.6 g من يوديد الخارصين ؟

الفصل السادس (6)

الـدروس

(مقدمة إلى الهيدروكربونات ـ الألكانات ـ الألكينات و الألكاينات

متشكلات الهيدروكربونات ـ الهيدروكربونات الأروماتية)

الفصل	6	رقم الدرس	(1 – 6)	اسم الدرس	مقدمة إلى الهيدروكربونات	الصفحة	48

المركبات العضوي

ـ تنتج المخلوقات الحية عدداً كبيراً و هائلاً من مركبات الكربون .

ـ سميت المركبات العضوية بهذا الاسم لأنها ناتجة من مخلوقات حية (عضوية)

ـ لم يتمكن العلماء من صناعة المركبات العضوية في أوائل القرن التاسع عشر.

ـ اعتقد العلماء أن للمخلوقات الحية (قوة حيوية) تمكنها من صناعة المركبات العضوية (مركبات الكربون)

ـ كان العالم الألماني فريدريك فوهلر أول من حضر مركب عضوي في المختبر.

ـ لم تدحض تجربة فوهلر على الفور فكرة القوة الحيوية .

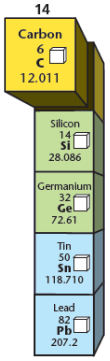
ـ حثت تجربة فوهلر الكيميائيين الأوربيين على إجراء سلسلة تجارب أدت إلى بطلان مبدأ القوة الحيوية ، و أنه بالإمكان تحضير المركبات العضوية .

الكيمياء العضوية

ـ **المركب العضوي :** هو المركب الذي يحتوي على الكربون ، ماعدا أكاسيد الكربون و الكربيدات و الكربونات فهي غير عضوية .

ـ تم تخصيص فرع كامل من فروع علم الكيمياء باسم الكيمياء العضوية نظراً لكثرة المركبات العضوية .

عنصر الكربون



ـ يقع في المجموعة الرابع عشر

ـ توزيعه الإلكتروني : $1s^2 2s^2 2p^2$

ـ يشارك في التفاعل بجميع إلكترونات تكافؤه الأربعة

ـ يكون أربع روابط تساهمية .

ـ في المركبات العضوية تتحد ذرات الكربون مع ذرات الهيدروجين أو ذرات أخرى خصوصاً النيتروجين و الأكسجين و الكبريت و الفوسفور و الهالوجينات.

ـ تتحد ذرات الكربون مع الذرات الأخرى و تكون سلاسل تتراوح أطوالها بين ذرتين إلى آلاف الذرات من الكربون.

ـ لأن الكربون يكون أربع روابط تساهمية فإنه يكون مركبات في صور تراكيب معقدة : سلاسل متفرعة و تراكيب حلقية و تراكيب شبه أقفاص العصافير.

الهيدروكربونات

ـ **الهيدروكربونات :** مركبات عضوية مكونة من الهيدروجين و الكربون فقط .

ـ يعتبر جزيء الميثان CH_4 أبسط جزيء هيدروكربوني.

ـ الميثان هو المكون الرئيس للغاز الطبيعي وهو أجود أنواع الوقود.

ـ المصدران الرئيسان للهيدروكربونات هما : النفط و الغاز.

الفصل	6	رقم الدرس	(6-1)	اسم الدرس	مقدمة إلى الهيدروكربونات	الصفحة	49

النماذج و الهيدروكربونات

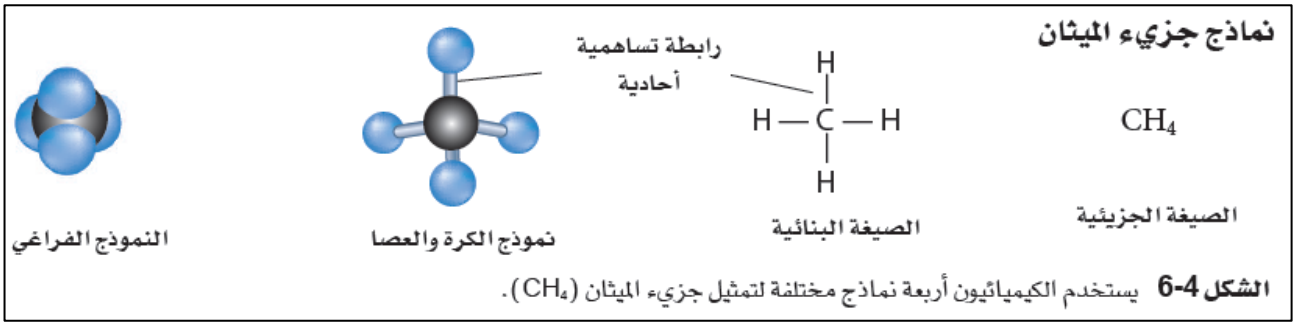
ـ يمثل الكيميائيون جزيئات المركبات العضوية بطرائق مختلفة

1/ الصيغة الجزيئية : تبين نوع الذرات و عددها و لا تعطي معلومات عن الشكل الهندسي.

2/ الصيغة البنائية : تبين كيفية ارتباط الذرات ، و لا تعطي معلومات عن الشكل الهندسي الفراغي.

3/ نموذج الكرة و العصا : تبين الشكل الفراغي ثلاثي الأبعاد .

4/ النموذج الفراغي : و هي الصورة الأكثر واقعية التي يبدو فيها الجزيء.



الشكل 6-4 يستخدم الكيميائيون أربعة نماذج مختلفة لتمثيل جزيء الميثان (CH_4).

الروابط المضاعفة بين ذرات الكربون

ـ ترتبط ذرات الكربون فيما بينها بروابط أحادية و ثنائية و ثلاثية .

$-C\equiv C-$ $\quad$ $>C=C<$ $\quad$ $-\overset{|}{\underset{|}{C}}-\overset{|}{\underset{|}{C}}-$

ـ تصنف الهيدروكربونات من حيث تشبعها بالهيدروجين إلى نوعين :

1/ هيدروكربونات مشبعة : و هي التي تحتوي على روابط أحادية بين ذرات الكربون .

2/ هيدروكربونات غير مشبعة : تحتوي على روابط ثنائية أو ثلاثية بين ذرات الكربون.

تنقية الهيدروكربونات

ـ يتم انتاج أكثر الهيدروكربونات من الوقود الأحفوري المسمى النفط (البترول)

ـ تشكل النفط من بقايا المخلوقات الحية التي عاشت في المحيطات منذ ملايين السنيين.

ـ يوجد الغاز الطبيعي مصاحباً للترسبات النفطية .

ـ يتكون الغاز الطبيعي بصورة أساسية من غاز الميثان CH4 ، و يحتوي أيضاً على هيدروكربونات تحوي على ذرتي كربون إلى خمس.

ـ النفط : خليط معقد مكون من أكثر من ألف مركب .

ـ استخدام النفط بصورته الخامة قليل جداً.

الفصل	6	رقم الدرس	(1-6)	اسم الدرس	مقدمة إلى الهيدروكربونات	الصفحة	50

ـ التقطير التجزيئي : فصل مكونات النفط إلى مكونات أبسط بتبخيرها ثم تكثيفها عند درجات حرارة مختلفة.

ـ تتم عملية التقطير التجزيئي في برج التجزئة.

ـ درجة الحرارة أسفل برج التجزئة تقريباً $400C^{o}$ ، و تنخفض درجة الحرارة كلما اتجهنا إلى أعلى .

ـ تتكثف الهيدروكربونات و تسحب في أثناء تصاعد الأبخرة داخل البرج .

ـ من المكونات الأساسية (المشتقات) التي تنفصل عن النفط :

الجازولين ـ الكيروسين ـ زيت التشحيم ـ زيت التزييت و التشحيم

ـ التكسير الحراري: عملية تكسير الجزيئات الكبيرة إلى جزيئات أصغر منها .

ـ تحدث عملية التكسير الحراري في غياب الأكسجين و وجود عامل مساعد.

ـ ينتج عن عملية التكسير الحراري المواد الأولية التي تدخل في المنتجات البلاستيكية و أفلام التصوير و الألياف الصناعية.

ـ لا تعد أي من مشتقات الناتجة عن النفط مادة نقية .

ـ الجازولين : خليط من هيدروكربونات تحتوي على روابط أحادية من 2-5 ذرة كربون.

ـ يتم تعديل الجازولين المشتق من النفط بإضافة مواد تؤدي لتحسين أدائه و تقليل التلوث.

ـ الفرقعة : الاشتعال المبكر للهيدروكربونات ذات السلاسل المستقيمة داخل غرفة الاحتراق للسيارات.

ـ تصنيف رقم الأوكتان : هو تصنيف لإعطاء قيم منع الفرقعة للبنزين داخل غرفة الاحتراق للسيارات .

ـ المملكة العربية السعودية تصنف الأوكتان على مضخات البنزين إلى 91 و 95 .

ـ رقم الأوكتان :

1/ وقود السيارات متوسطة الدرجة 89

2/ وقود الطائرات 100

3/ وقود سيارات السباق 110

الفصل	6	رقم الدرس	(6-2)	اسم الدرس	الألكانات	الصفحة	51

الألكانات : مركبات هيدروكربونية تحتوي على روابط أحادية بين الذرات.

ـ تنقسم الألكانات إلى ثلاثة أنواع :

1/ الألكانت ذات السلاسل المستقيمة .

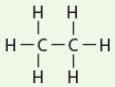
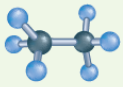
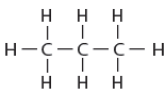
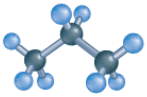
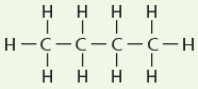
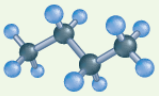
2/ الألكانات ذات السلاسل الفرعية .

3/ الألكانات الحلقية .

الألكانات ذات السلاسل المستقيمة

مركبات ترتبط فيها ذرات الكربون مع بعضها البعض بخط واحد.

ـ يعتبر الميثان أصغر مركب في الألكانات .

الجدول 1-6	الألكانات البسيطة		
الصيغة الجزيئية	الصيغة البنائية	نموذج الكرة والعصا	النموذج الفراغي
الإيثان (C_2H_6)			
البروبان (C_3H_8)			
البيوتان (C_4H_{10})			

الجدول 2-6	أسماء الألكانات العشرة الأولى ذات السلاسل المستقيمة	
الاسم	الصيغة الجزيئية	الصيغة البنائية المكثفة
ميثان	CH_4	CH_4
إيثان	C_2H_6	CH_3CH_3
بروبان	C_3H_8	$CH_3CH_2CH_3$
بيوتان	C_4H_{10}	$CH_3CH_2CH_2CH_3$
بنتان	C_5H_{12}	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$
هكسان	C_6H_{14}	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$
هبتان	C_7H_{16}	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$
أوكتان	C_8H_{18}	$CH_3(CH_2)_6CH_3$
نونان	C_9H_{20}	$CH_3(CH_2)_7CH_3$
ديكان	$C_{10}H_{22}$	$CH_3(CH_2)_8CH_3$

ـ ينتهي اسم الألكانات بـالمقطع (ان)

ـ الصيغة العامة للألكانات : C_nH_{2n+2} حيث n عدد ذرات كربون الألكان

ـ الصيغة البنائية المكثفة : لا تظهر فيها تفرع روابط الهيدروجين من ذرات الكربون .

ـ نلاحظ أن الوحدة المتكررة في سلسلة الألكانات هي – CH_2 –

مجموعة الألكيل (المجموعات البديلة أو الفرعية)

تسمى التفرعات الجانبية في الألكانات بالمجموعات البديلة (الألكيلات)

ـ وهي عبارة عن ألكان نزع منه ذرة هيدروجين

ـ تنتهي أسماء الألكيلات بالمقطع (يل)

مجموعة الألكيل	الميثيل	الإيثيل	البروبيل	البيوتيل	البنتيل
الصيغة الجزيئية	CH_3-	C_2H_5-	C_3H_7-	C_4H_9-	C_5H_{11}-
الصيغة البنائية المكثفة	–	CH_3CH_2-	$CH_3CH_2CH_2$-	$CH_3CH_2CH_2CH_2$-	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2$-

تسمية الألكانات ذات السلاسل المتفرعة

1/ نحدد أطول سلسلة متصلة من ذرات الكربون و على أساسها يحدد اسم الألكان

2/ نرقم كل ذرة كربون في السلسلة و نبدأ الترقيم من الطرف القريب للمجموعة البديلة

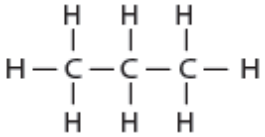
3/ نسمي كل مجموعة بديلة إن وجدت

4/ عند كتابة الاسم نذكر رقم الكربون المتصلة بالمجموعة البديلة ثم نضع شرطة ثم اسم المجموعة البديلة ثم اسم الألكان

5/ عند كتابة الاسم نستخدم الشرطات لفصل الأرقام عن الكلمات و نستخدم الفواصل لفصل الأرقام عن الأرقام

6/ عند تكرار المجموعة البديلة (الألكيل) نستخدم البادئات : ثنائي ، ثلاثي ، رباعي ،.....

س/ أكتب أسماء المركبات التالية :

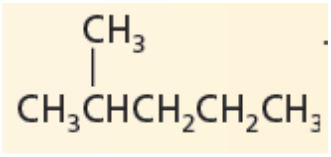


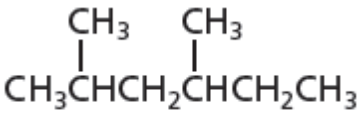
$CH_3CH_2CH_2CH_3$ $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$

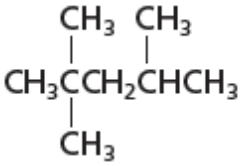
$CH_3(CH_2)_7CH_3$ $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$

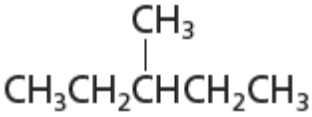
الفصل	6	رقم الدرس	(2-6)	اسم الدرس	الألكانات	الصفحة	53

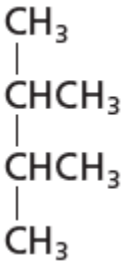
س/ أكتب أسماء المركبات التالية :

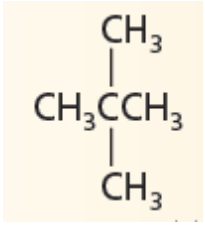












الألكانات الحلقية

هي هيدروكربونات حلقية تحتوي على روابط أحادية فقط .

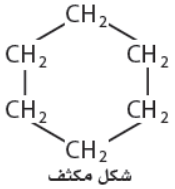
ـ الهيدروكربون الحلقي : مركب عضوي يحوي حلقة كربونية.

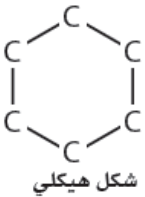
ـ الحلقة تتكون من ثلاث ذرات كربون و أكثر.

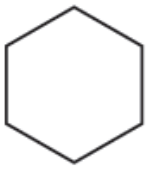
ـ اسم الألكانات الحلقية ينتهي بكلمة (حلقي)

ـ يمكن تمثيل التركيب البنائي للألكانات الحلقية بأكثر من طريقة.

ـ مثال : الهكسان الحلقي


شكل مكثف


شكل هيكلي


شكل خطي

الفصل	6	رقم الدرس	(2-6)	اسم الدرس	الألكانات	الصفحة	54

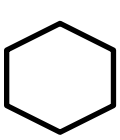
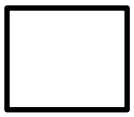
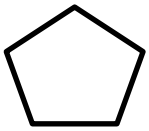
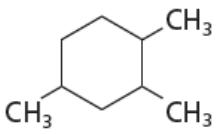
خطوات تسمية الألكانات الحلقية حسب نظام (IUPAC)

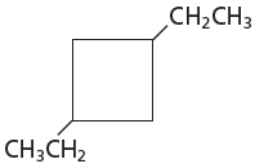
1/ لا نحتاج إلى الترقيم و لا إلى تحديد أطول سلسلة إذا لم تكن هناك مجموعة فرعية أو كانت هناك مجموعة فرعية واحدة

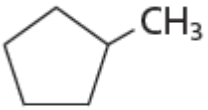
2/ إذا كان هناك أكثر من مجموعة بديلة نبدأ من ذرة كربون عليها مجموعة فرعية على أن تحصل المجموعات البديلة على أصغر مجموع أرقام ممكنة

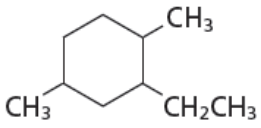
3/ إذا كانت هناك أكثر من طريقة تعطي مجموع الأرقام بصورة متساوية نعتمد على الترتيب الأبجدي في بداية الترتيب .

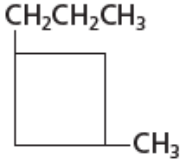
س/ اكتب أسماء المركبات التالية :

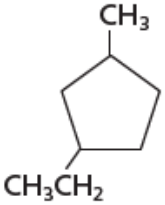















كتابة صيغ الألكانات

1/ نضع السلسلة الكربونية المكونة للألكان.

2/ نرقم السلسلة من أي جهة كانت لا فرق.

3/ نضع المجموعات البديلة .

4/ نكمل بقية الروابط هيدروجين .

س/ اكتب صيغ التالي :

2– ميثيل بيوتان　　1،2– ثنائي ميثيل بنتان حلقي　　1– ايثيل

الفصل	6	رقم الدرس	(6-2)	اسم الدرس	الألكينات و الألكاينات	الصفحة	55

الألكينات : مركبات هيدروكربونية غير مشبعة تحتوي على رابطة تساهمية ثنائية واحدة على الأقل بين ذرات الكربون

ـ الصيغة العامة للأكينات : C_nH_{2n}

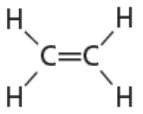
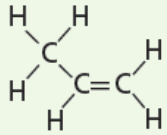
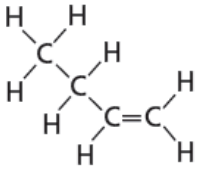
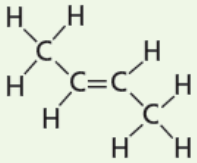
ـ لا يوجد ألكين مكون من ذرة كربون واحدة لأن الرابطة الثنائية تحتاج إلى ذرتي كربون .

ـ ايم الألكين ينتهي بالمقطع (ين)

ـ أصغر ألكين هو : الإيثين

الألكين	الأيثين	البروبين	البيوتين	البنتين	الهكسين	الهبتين	أوكتين
الصيغة الجزيئية	C_2H_4	C_3H_6	C_4H_8	C_5H_{10}	C_6H_{12}	C_7H_{14}	C_8H_{16}

الجدول 5-6 صيغ الألكينات

الاسم	إيثين	بروبين	1- بيوتين	2- بيوتين
الصيغة الجزيئية	C_2H_4	C_3H_6	C_4H_8	C_4H_8
الصيغة البنائية				
الصيغة البنائية المكثفة	$CH_2=CH_2$	$CH_3CH=CH_2$	$CH_3CH_2CH=CH_2$	$CH_3CH=CHCH_3$

تسمية الألكينات

1/ نحدد أطول سلسلة متصلة من ذرات الكربون تحتوي على **الرابطة الثنائية**

2/ نرقم كل ذرة كربون في السلسلة و **نبدأ الترقيم من الطرف القريب للرابطة الثنائية**

3/ عند كتابة الاسم نكتب رقم ذرة كربون الرابطة الثنائية وهو الرقم الأقل الذي تقع بينه الرابطة الثنائية (يكتب الرقم قبل اسم الألكين)

4/ عند وجود مجموعة بديلة وكانت الرابطة الثنائية تقع على مسافة واحدة من الطرفين نبدأ من الطرف القريب للرابطة الثنائية

5/ عند تساوي احتمالات الترقيم بالنسبة للرابطة الثنائية أو المجموعات البديلة نعتمد على الترتيب الأبجدي للمجموعات البديلة.

الفصل	6	رقم الدرس	(2-6)	اسم الدرس	الألكينات و الألكاينات	الصفحة	56

س/ اكتب أسماء المركبات التالية :

$CH_3CH=CHCHCH_2CHCH_3$ $CH_3CH=CHCHCH_3$

$CH_3CH=CHCHCH_3$ (CH3 على CH) $CH_3CH_2CHCH=CHCH_2CH_3$ (CH3 على CH)

خطوات تسمية الألكينات الحلقية حسب نظام (IUPAC)

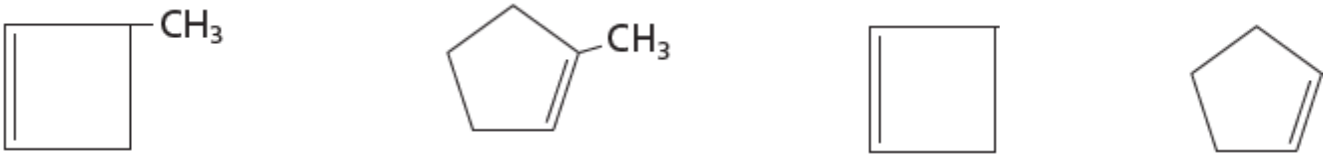
1/ لا نحتاج إلى الترقيم عند عدم وجود مجموعة فرعية

2/ عند وجود مجموعة فرعية أو أكثر نعطي الرابطة الثنائية رقم 1 و 2

3/ نرقم في الاتجاه الذي يعطي المجموعات الفرعية أرقام أقل

4/ عند كتابة الاسم لا نحتاج إلى تحديد رقم الرابطة الثنائية لأنها دائما تقع بين 1و2

س/ اكتب صيغ المركبات التالية :



الألكاينات : مركبات هيدروكربونية غير مشبعة تحتوي على رابطة تساهمية ثلاثية واحدة على الأقل بين ذرات الكربون

ـ الصيغة العامة للأكينات : C_nH_{2n-2}

ـ لا يوجد ألكاين مكون من ذرة كربون واحدة لأن الرابطة الثلاثية تحتاج إلى ذرتي كربون .

ـ اسم الألكاين ينتهي بالمقطع (اين)

ـ أصغر ألكاين هو : الإيثاين

الألكين	ايثاين	بروباين	بيوتاين	بنتاين	هكساين	هبتاين	أوكتاين
الصيغة الجزيئية	C_2H_2	C_3H_4	C_4H_6	C_5H_8	C_6H_{10}	C_7H_{12}	C_8H_{14}

الفصل	6	رقم الدرس	(6-2)	اسم الدرس	الألكينات و الألكاينات	الصفحة	57

تسمية الألكاينات

1/ نحدد أطول سلسلة متصلة من ذرات الكربون تحتوي على الرابطة الثلاثية

2/ نرقم كل ذرة كربون في السلسلة و نبدأ الترقيم من الطرف القريب للرابطة الثلاثية

3/ عند كتابة الاسم نكتب رقم ذرة كربون الرابطة الثلاثية وهو الرقم الأقل الذي تقع بينه الرابطة الثلاثية (يكتب الرقم قبل اسم الألكاين)

4/ عند وجود مجموعة بديلة وكانت الرابطة الثلاثية تقع على مسافة واحدة من الطرفين نبدأ من الطرف القريب للرابطة الثلاثية

5/ عند تساوي احتمالات الترقيم بالنسبة للرابطة الثلاثية أو المجموعات البديلة نعتمد على الترتيب الأبجدي للمجموعات البديلة.

س/ اكتب أسماء المركبات التالية :

$CH_3C \equiv CCH_3$ $CH \equiv CCH_2CH_3$ $H-C \equiv C-H$

خطوات تسمية الألكاينات الحلقية حسب نظام (IUPAC)

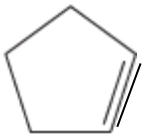
1/ لا نحتاج إلى الترقيم عند عدم وجود مجموعة فرعية

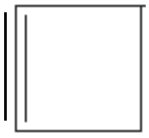
2/ عند وجود مجموعة فرعية أو أكثر نعطي الرابطة الثلاثية رقم 1 و 2

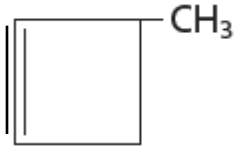
3/ نرقم في الاتجاه الذي يعطي المجموعات الفرعية أرقام أقل

4/ عند كتابة الاسم لا نحتاج إلى تحديد رقم الرابطة الثلاثية لأنها دائما تقع بين 1و2

س/ اكتب صيغ المركبات التالية :







ـ صفات الألكانات و الألكينات و الألكاينات :

1/ تعتبر الألكانات و الألكينات و الألكاينات مركبات غير قطبية لا تذوب في الماء.

2/ جميعها لها درجة انصهار و درجة غليان منخفضة . لأن الروابط بين جزيئاتها ضعيفة.

3/ الألكانات أقل نشاط كيميائي من الألكينات و هذه أقل من الألكاينات.

4/ يستخدم الأيثين C_2H_4 في عملية انضاج الفواكه .

5/ الاسم الشائع إلى الايثاين C_2H_2هو الأسيتيلين و يستخدم في لحام الفلزات.

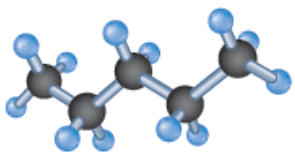
الفصل	6	رقم الدرس	(6-2)	اسم الدرس	المتشكلات	الصفحة	58

ـ **المتشكلات :** مركبان أو أكثر لهما نفس الصيغة الجزيئية و يختلفان في الصيغة البنائية

ـ **تنقسم المتشكلات إلى نوعين :**

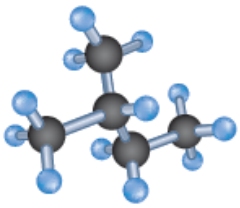
1/ بنائية 2/ فراغية

ـ **المتشكلات البنائية :** متشكلات تترتب فيها الذرات بتسلسلات مختلفة مما يؤدي إلى اختلاف مركباتها في الخصائص الفيزيائية و الكيميائية بالرغم من أن لها نفس الصيغة الجزيئية



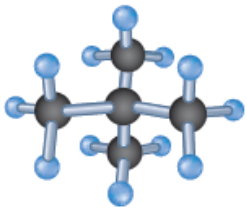
بنتان

درجة الغليان = 36°C



2- ميثيل بيوتان

درجة الغليان = 28°C



2.2- ثنائي ميثيل بروبان

درجة الغليان = 9°C

ـ المركبات الثلاثة في الرسم أعلاه لها نفس الصيغة الجزيئية C_5H_{12} و لكنها مختلفة في الصيغة البنائية .

ـ المتشكلات البنائية تكون مختلفة في الخصائص الفيزيائية و الكيميائية .

ـ كلما زاد عدد ذرات الكربون زاد عدد المتشكلات البنائية.

ـ **المتشكلات الفراغية :** متشكلات ترتبط فيها الذرات بالترتيب نفسه ، و لكنها تختلف في ترتيبها الفراغي (الاتجاه في الفراغ)

ـ **المتشكلات الفراغية ثلاثة أنواع :**

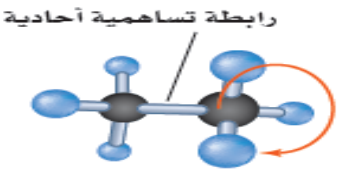
1/ متشكلات ناتجة عن رابطة أحادية (ألكانات)

2/ متشكلات ناتجة عن رابطة ثنائية (ألكينات) و تسمى المتشكلات الهندسية

3/ متشكلات كيرالية ناتجة عن اختلاف المجموعات حول ذرة الكربون و تسمى المتشكلات الضوئية .

ـ **المتشكلات الفراغية الناتجة عن رابطة أحادية (ألكانات) :**

تكون ذرتا الكربون المرتبطتان برابطة أحادية قادرتين على الدوران بسهولة إحداهما حول الأخرى.

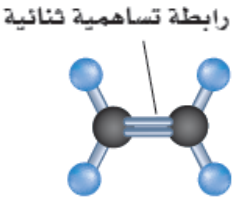


ذرات الكربون حرة الدوران

الفصل	6	رقم الدرس	(6-2)	اسم الدرس	المتشكلات	الصفحة	59

المتشكلات الهندسية (المتشكلات الفراغية الناتجة عن رابطة ثنائية أي الألكينات)

متشكلات ناتجة عن اختلاف ترتيب المجموعات و اتجاهها حول الرابطة الثنائية.

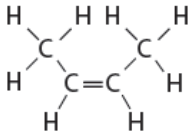


ذرات الكربون ثابتة في موقعها
احتمالية الدوران معدومة

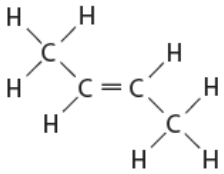
إيثين

ـ يوجد هناك نوعان من المتشكلات الهندسية :

1/ سيس: أي في نفس الجهة 2/ ترانس : في الجهة الأخرى



سيس-2-بيوتين (C_4H_8)
درجة الانصهار = -139°C
درجة الغليان = 3.7°C



ترانس -2-بيوتين (C_4H_8)
درجة الانصهار = -106°C
درجة الغليان = 0.8°C

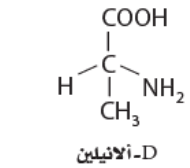
ـ عند ملاحظة شكل سيس نلاحظ أن ذرتي كربون الرابطة الثنائية ارتبطتا بهيدروجين في جهة واحدة و ميثيل في جهة واحدة ، بينما شكل ترانس في الجهة الواحدة المجموعتين مختلفتين.

ـ تختلف المتشكلات في الخصائص الفيزيائية و في بعض الخصائص الكيميائية .

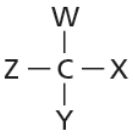
المتشكلات الضوئية (الكيرالية)

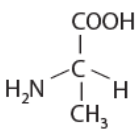
متشكلات ناتجة عن الترتيبات المختلفة للمجموعات الأربع المختلفة و الموجودة على ذرة الكربون لها نفسها،لها الخصائص الفيزيائية و الكيميائية نفسها.

ـ الكيرالية : هي الخاصية التي يوجد فيها الجزيء في صورتين أحدهما تشبة صورة اليد اليمنى و الأخرى صورة اليد اليسرى



D-ألانيلين





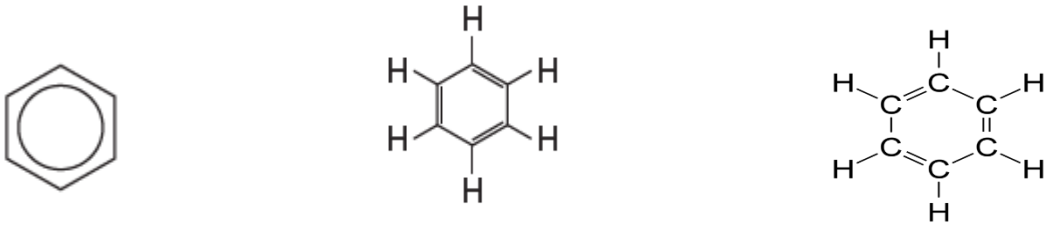
L-ألانيلين

الفصل	6	رقم الدرس	(6-2)	اسم الدرس	الهيدروكربونات الأروماتية	الصفحة	60

الهيدروكربونات الأروماتية : هي المركبات العضوية التي تحتوي على حلقة بنزين

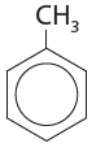
ـ الصيغة الجزيئية للبنزين : C_6H_6

ـ الصيغة البنائية للبنزين :

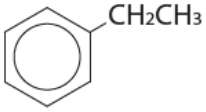


تسمية الهيدروكربونات الأروماتية :

نسمى مركبات البنزين بنفس طريقة الألكانات الحلقية ، حيث نتبع نفس طريقة الترقيم و نفس طريقة كتابة الاسم .

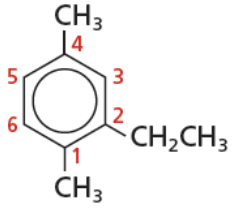


ميثيل بنزين
(تولوين)

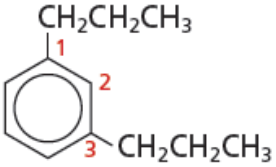


إيثيل بنزين

1، 4-ثنائي ميثيل بنزين



2 - إيثيل - 1، 4 - ثنائي ميثيل بنزين



1، 3- ثنائي بروبيل بنزين.