بسم الله الرحمن الرحيم

المجلس القومي للتعليم التقني والتقاني

الكيمياء

الصف الثاني تقني

إعداد

د. عوض الخليفة عثمان – المركز القومي للمناهج والبحث التربوي

أ. عبد المنعم أبو الحسن صلاح – مدارس المواهب الثانوية الخاصة

مراجعة علمة :

د.علي حمود علي محمد – جامعة الخرطوم

قائمة المحتويات

البيان	الصفحة
الوحدة الأولى: أعداد الكم	٤
الوحدة الثانية: الترتيب الدوري للعناصر	١٧
الوحدة الثالثة: الحساب الكيميائي	٣٣
الوحدة الرابعة: الكيمياء العضوية	٥١

مقدمة الكتاب

الأخوة المعلمين ... الأبناء الطلاب

السلام عليكم ورحمة الله وبركاته

نحمد الله أن وفقنا في تقديم هذا الجهد من كتاب الكيمياء الصف الثاني تقني والذي نأمل أن يكون مكملاً لما بدأنا في كتاب الصف الأول لمادة الكيمياء.

وقد قصدنا أن تكون المادة في هذا الكتاب في تناسق وتناغم مع مقرر الكيمياء في المدارس الثانوية لكي يتسنى لمن أراد من طلابنا في المجال التقني أن يستزيد من المعرفة في هذا المجال في المعاهد العليا والجامعات.

يحتوي الكتاب على أربع وحدات:

الوحدة الأولى عن أعداد الكم وهو الجزء المكمل لما درس في الصف الأول عن الذرة والنظرية الذرية.

الوحدة الثانية عن الترتيب الدوري للعناصر إذ أن معرفة الطلاب للعناصر وتصنيفها وخواصها له أهمية كبرى في دراسة المواد العلمية والفنية التي يدرسونها.

الوحدة الثالثة عن الحساب الكيميائي والذي يمكن الطالب من فهم الحسابات الكمية في حياته العملية.

أما **الوحدة الرابعة (كيمياء عضوية)** تتناول دراسة الهيدروكربونات من حيث التحضير والتفاعلات وهذه الوحدة تهم الطلاب في الأقسام المختلفة الزراعية أو الهندسية و الفنية بمختلف أقسامها.

وسيجد الطلاب بعد نهاية كل وحدة ملخصاً للمفاهيم الأساسية الواردة في الوحدة ثم يليها تقويم للوحدة المعنية.

وقد حرصنا أن تكون هذه المادة موافقة للسياسات التربوية وأهداف تدريس العلوم ، وقد أردنا أن تتحقق فيها الأهداف الآتية:-

١/ مناسبة المحتوى لمرحلة المتعلمين العقلية وميولهم.

٢/ تنمية مهارات التفكير لدى الطلاب.

٣/ اشتمال المحتوى على تطبيقات عملية من أجل توضيح أهمية الكيمياء وربطها بالحياة.

٤/ إشراك الطلاب في العملية التعليمية من خلال الأنشطة والتجارب العملية.

نرجو أن يكون ما بذلنا من جهد خير عون لكم في الإلمام بالمزيد من المعرفة في هذا المجال

والله نسأل التوفيق والسداد

المعدون

بسم الله الرحمن الرحيم

الوحدة الأولي

أعداد الكم Quantum Numbers

أهداف الوحدة:

بنهاية دراسة هذه الوحدة يكون الطالب قادراً علي أن:

١- يعرف أعداد الكم التي تحكم حركة الإلكترون في الذرة.

٢- يعرف المبادئ التي تحكم أعداد الكم.

٣- يعرف التوزيع الإلكتروني في مستويات الطاقة الفرعية

٤- يستطيع أن يحدد موقع العنصر في الجدول الدوري ويحدد خواصه الكيميائية والفيزيائية تبعاً لموقعه.

تمهيد:

من المعتاد أن كل شخص يكون معروفاً بعدد من الأرقام، فأنت تعرف هويتك وا ٍثبات شخصيتك برقمك الوطني ، ويعرف مكان سكنك برقم المنزل والشارع وتعرف ملكيتك لسيارتك بشهادة الملكية (البحث)، معرفتك بالقيادة عند رجل المرور تعرف برقم رخصة القيادة ، وعند جلوسك للامتحان ومعرفة النتيجة والقبول تعرف برقم الجلوس.كذلك كل إلكترون يـُعرف بأربعة أعداد تسمي أعداد الكم.ومن معرفة هذه الأعداد يمكنك معرفة مكان إحتمال وجود الإلكترون وبعده عن النواة وحركته المغزلية حول محوره.

أعداد الكم:

هي أربعة أعداد تسمي:

(١) عدد الكم الرئيسي .Principal Q.N

(٢) عدد الكم المجالي (المداري) .Azimuthal Q.N

(٣) عدد الكم المغناطيسي ,Magnetic Q,N

(٤) عدد الكم المغزلي .Spin Q.N

عدد الكم الرئيسي:

يرمز له بالحرف (n) ويحدد المستوي (الغلاف) الذي ينتمي إليه الإلكترون.أي يحدد مستوي الطاقة الرئيسي في الذرة الذي يمكن أن يشغله الإلكترون وبالتالي يحدد بعد الغلاف عن نواة الذرة، وفي حالة كونه الغلاف الخارجي يحدد حجم الذرة. قيم (n) تبدأ من (١) وهو أقرب غلاف للنواة ثم يتجه للخارج.

جدول رقم (١-١): أعداد الكم الرئيسية

رمز الغلاف	K	L	M	N	O	P	Q
عدد الكم الرئيسي	1	2	3	4	5	6	7

عدد الكم المجالي (المداري):

يرمز له بالحرف (ℓ) ، ويحدد مستويات الطاقة الفرعية في مستوي الطاقة الرئيسي المعين. وتتراوح قيم (ℓ) من صفر إلي (n – 1) وكل قيمة لـ (ℓ) يقابلها حرف معين يحدد المستوي الفرعي.

جدول رقم (١-٢) المستويات الفرعية

المستوي الفرعي	s	p	d	f
قيمة (ℓ)	0	1	2	3

كل مستوي فرعي يحتوي علي عدد من الأفلاك (orbital's) كما يوضح الجدول رقم (١-٣):

جدول رقم (١-٣) عدد الأفلاك في المستويات الفرعية

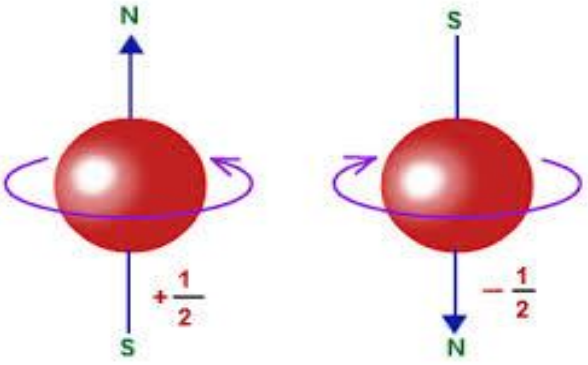
المستوي الفرعي	عدد الأفلاك
S	1
P	3
D	5
f	7

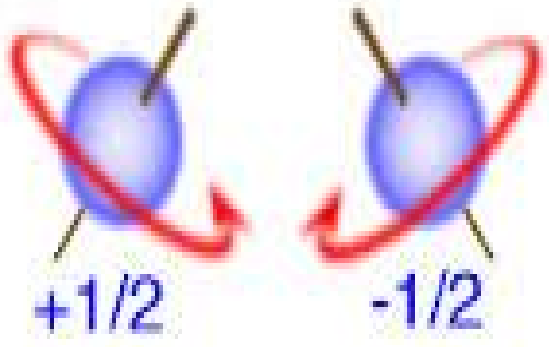
عدد الكم المغناطيسي:

يرمز له بالحرف (m) ، وهو يعطي وصفاً لاتجاهات الأفلاك في فضاء الذرة . تتراوح قيم (m) من (+ℓ) إلي (−ℓ)، أي تعتمد قيمه علي قيم (ℓ).

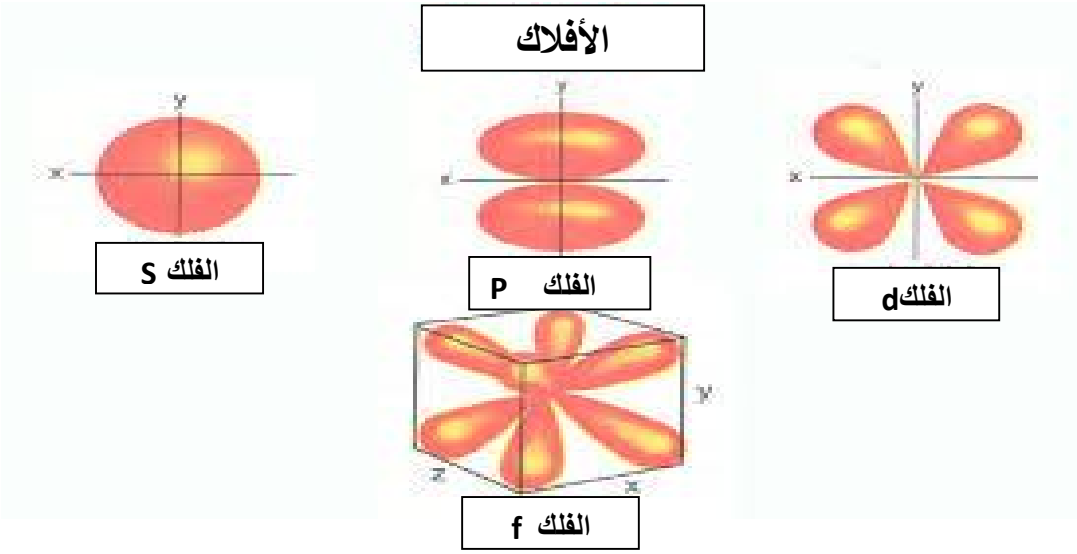
عدد الكم المغزلي (الدوران حول الذات):

يرمز له بالحرف (S) ، ويحدد إتجاه دوران الإلكترون حول نفسه (في اتجاه دوران عقارب الساعة clock wise) أو (عكس إتجاه دوران عقارب الساعة anti−clock wise).قيمه هي ½+ أو ½− كما موضح أدناه:





أشكال الأفلاك:



- **سعة الفلك إلكترونان** ، ويدور الإلكترونان حول محوريهما في اتجاهين متعاكسين .

↑↓

الجدول رقم (١-٤) رموز وقيم أعداد الكم

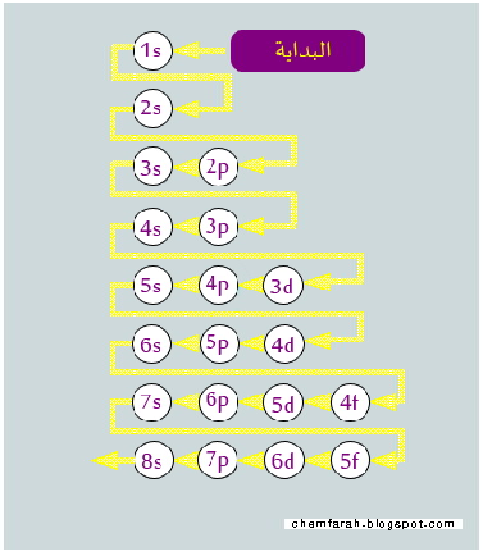
الرمز	الإسم	القيمة	المعني الفيزيائي
N	عدد الكم الرئيسي	1, 2, 3 ..... ∞	يحدد المدار الرئيسي وطاقته
ℓ	عدد الكم المجالي	0,1,2 ..... n – 1	يحدد شكل المدار
M	عدد الكم المغناطيسي	−ℓ, −ℓ +1,..... +ℓ	يحدد توجه المدار في الفضاء
S	عدد الكم المغزلي	+ ½ , – ½	يحدد دوران الإلكترون حول محوره

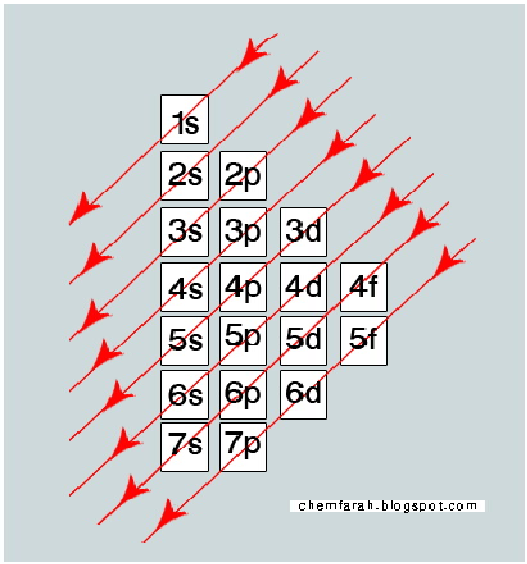
المبادئ والقواعد التي تحكم توزيع الإلكترونات في الذرات:

١) مبدأ الأوفباو (Aufbau principle):

نصّ علي **(الإلكترونات تشغل الأفلاك المتاحة تباعاً علي أساس ازدياد الطاقة مبتدئاً بالتي أقل طاقة)**

ملحوظة: أوفباو aufbau كلمة ألمانية تعني البناء لأعلى buildup.

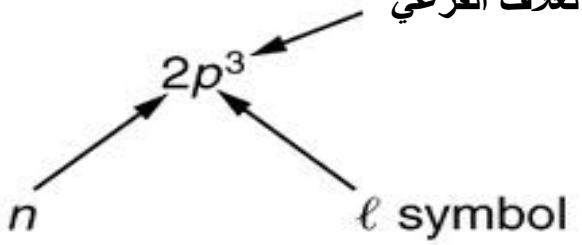




٢.قاعدة هُند Hund's rule: تنص على: **أن الإلكترونات تتوزع في أفلاك المستوي الفرعي الواحد بحيث تكون حركة دورانها الذاتي في اتجاه واحد بقدر الإمكان.** أي لا ترتب الإلكترونات كأزواج متعاكسة حتى يأخذ كل فلك إلكترون واحد.

٣. **مبدأ باولي للاستبعاد Pauli exclusion principle:** تنص على: **لا يوجد إلكترونان في ذرة واحدة يتفقان في أعداد الكم الأربعة.** بمعني آخر كل إلكترون في الذرة لابد أن يختلف عن الأخرى بعدد كمي واحد علي الأقل.

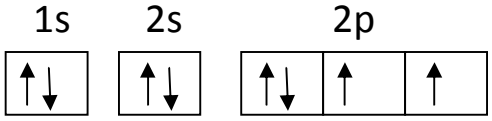
عدد الإلكترونات في الغلاف الفرعي



تدريب رقم (١): كم عدد الإلكترونات الفردية (غير متزاوجة) في ذرة الأكسجين ؟

التوزيع الإلكتروني لذرة الأكسجين $_8O$ كالتالي: $1s^2\ 2s^2 2p^4$

لتوضيح الصناديقوالأسهم تبعاً لقاعدة هُند:



يوجد إلكترونان منفردان في ذرة الأكسجين

تدريب رقم (٢):كم إلكتروناً منفرداً في ذرة الفوسفور $_{15}P$ ؟

- إذا كان عدد الكم الرئيس لإلكترون ما $n = ٣$ وعدد كمه المجالي $\ell = ١$ في أي مستوي طاقة فرعي يوجد هذا الإلكترون ؟

يوجد في مستوي الطاقة الفرعي 3p ، لأن $n = ٣$ تمثل عدد الكم الرئيسي ، و $\ell = ١$ تمثل المستوي الفرعي p

- ما هي قيم n و ℓ لإلكترون في المستوي الفرعي 4s ؟

$n = ٤$ و $\ell = ٠$

تدريب: إلكترون أعداد كمه هي $n = ٤$ و $\ell = ٢$ ، في أي مستوي طاقة فرعي يوجد ؟

ملحوظة: قيم عدد الكم المغناطيسي لمستوي الطاقة الفرعي p (الذي فيه $\ell = ١$) هي:

$m = -١ ، ٠ ، +١$ للمستويات فرع الفرعية p_x , p_y , p_z

قيم عدد الكم المغناطيسي للمستوي الفرعي d (الذي فيه $\ell = ٢$) هي:

$m = -٢ ، -١ ، ٠ ، +١ ، +٢$ (المستوي الفرعي d يحوي ٥ مستويات فرع فرعي).

- حدد أعداد الكم لإلكترونين في المستوي الفرعي 2s :

	n	ℓ	m	S
e_1^-	2	0	0	+½
e_2^-	2	0	0	− ½

تفسير: عدد الكم الرئيس $n = ٢$ ، ℓ للمستوي الفرعي $s = ٠$ ، m قيمته ٠ فقط لأن $\ell = ٠$

S = +½ لإلكترون يدور في اتجاه دوران عقارب الساعة و S = − ½ للإكترون الذي يدور عكس دوران عقارب الساعة.

- المستوي الفرعي 2p به ٦ إلكترونات. أعطيت أعداد الكم لأربعة منها. أكتب أعداد الكم للإثنين المتبقيين.

	n	ℓ	m	S
e_1^-	2	1	− 1	+ ½
e_2^-	2	1	0	− ½
e_3^-	2	1	+1	+ ½
e_4^-	2	1	+1	−½

الحل:

	n	ℓ	m	S
e_5^-	2	1	−1	− ½
e_6^-	2	1	0	+½

تفسير: لكل إلكترونات 2p عدد الكم الرئيسي (n) = ٢ ، ℓ للمستوي الفرعي p = ١ ، m = − ١ ، ٠ ، + ١ ، بينما S = − ½ أو + ½

تدريب رقم (٣): جد أعداد الكم لإلكترونات ذرة الألمونيوم $_{13}Al$

معلومة مهمة:

أعداد الكم لا تعرفنا عن الإلكترونات وتوزيعها فقط ، لكن لها فائدة أخري عن تنظيم معرفتنا للتوزيع الإلكتروني. مثلاً خذ عدد الكم الرئيسي (n) الذي يحدد الغلاف الرئيسي والبعد (المسافة) عن نواة الذرة. كذلك (n) يحدد عدد المستويات الفرعية في المستوي الرئيسي.

عدد الأفلاك في المستوي الرئيسي = n^2

إذا كان (n) = ١ فإن n^2 = ١ ، ويكون به فلك واحد هو **1s**

إذا كان (n) = ٢ فإن n^2 = ٤ ، به ٤ أفلاك هي: واحد 2s وثلاثة 2p

إذا كان (n) = ٣ فإن n^2 = ٩ ، به ٩ أفلاك هي: واحد 3s ، ثلاثة 3p و خمسة 3d

عدد الإلكترونات في مستوي الطاقة الرئيسي = $2n^2$

حيث: رقم المستوى : n

جدول رقم (١-٥): عدد الالكترونات في مستويات الطاقة الرئيسية

المستوي	K	L	M	N	O	P	Q
n	1	2	3	4	5	6	7
$2n^2$	2	8	18	32	50	72	98

اتجاه زيادة طاقة المستوي الرئيسي

قاعدة (n + ℓ): المبدأ الأساسي في قاعدة (أوفباو aufbau) هو ملء المستويات الفرعية sublevels ذات الطاقة الأقل قبل ذات الطاقة الأكبر وقد أشرنا سابقاً لأن قاعدة ازدياد الطاقة في المستويات الفرعية هي:

1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d

⟶

اتجاه زيادة طاقة المستوي

ملحوظة: ليس عليك تذكر هذا الترتيب لأنه يمكنك ترتيب المستويات الفرعية حسب إزدياد الطاقة بمعرفة قاعدة (n + ℓ).

المستوي الفرعي الأقل طاقة هو الذي له أقل مجموع لـ (n + ℓ)

مثال: لإلكترون في المستوي الفرعي 1s: n = ١ ، ℓ = ٠ ، n + ℓ = ٠ + ١ =١ . هذا المقدار أقل من لإلكترون في المستوي الفرعي 2s حيث: n =٢ ، ℓ = ٠ ، n + ℓ = ٢

إذن المستوي الفرعي 1s أقل طاقة من المستوي الفرعي 2s

- لإلكترون في المستوي الفرعي 2p : n =٢ ، ℓ = ١ ، n + ℓ = ٣

إذن المستوي الفرعي 2p أكبر طاقة من المستوي الفرعي 2s .

إذا تساوي مستويان فرعيان في قيمة (n + ℓ) ، فإن المستوي ذو قيمة (n) الأقل هو الأقل طاقة .

مثال: للمستوي الفرعي **2p**: **(n + ℓ)** = ٣ ، كما أن للمستوي الفرعي **3s**:

(n + ℓ)= ٣ ، لكن بما أن قيمة **(n)** أقل للمستوي الفرعي **2p** فيكون هو أقل طاقة من المستوي الفرعي **3s.**

جدول رقم (١-٦) اتجاه زيادة الطاقة في المستويات الفرعية

المستوي	1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d	4p	5s	4d	5p	6s	4f	5d	6p	7s	5f
n	1	2	2	3	3	4	3	4	5	4	5	6	4	5	6	7	5
ℓ	0	0	1	0	1	0	2	1	0	2	1	0	3	2	1	0	3
n + ℓ	1	2	3	3	4	4	5	5	5	6	6	6	7	7	7	7	8

إتجاه زيادة طاقة المستوي

سؤال: أي المستويين الفرعيين 5s و 4d أقل طاقة ؟

الحل: اختبر (n + ℓ)لكلٍ منهما.

	n	ℓ	n +ℓ
5s	5	0	5
4d	4	2	6

لأن (n + ℓ) أقل للمستوي الفرعي 5s ، لذا فهو أقل طاقة

سؤال: كيف تعرف أن المستوي الفرعي 5d أقل طاقة من المستوي الفرعي 6p ؟

الحل: اختبر (n + ℓ) لكلٍ منهما.

	n	ℓ	n +ℓ
5d	5	2	7
6p	6	1	7

لأن (n + ℓ) متساويان للمستويين ، ننظر لقيمة (n). لأن قيمة (n) أقل للمستوي 5d يكون هو الأقل طاقة.

تدريب رقم (٤): مستخدماً قواعد أعداد الكم ، وضح ما إذا كانت أعداد كم الإلكترونات التالية ممكنة. إذا كانت غير ممكنة ، علل.

a. n =1 , ℓ = 1 , m = 0 , S = +½

b. n = 3 , ℓ = 1 , m = 2 , S = − ½

c. n = 2 ,ℓ = 1 ,m = 0 , S = +½

الحل: (a) غير ممكنة لأن ℓ = n ، والصحيح ℓ تكون أقل من n

(b) غير ممكنة لأن قيمة m لا تكون أكبر من ℓ

(c) ممكنة

تمرين الوحدة الأولى

١) كيف تعرف أن المستوي الفرعي 6s أقل طاقة من المستوي الفرعي 4f ؟

٢) كيف تعرف أن المستوي الفرعي 4f أقل طاقة من المستوي الفرعي 5d ؟

٣) أكتب التوزيع الإلكتروني للروبيديوم $_{37}Rb$

٤) أشرح لماذا يوجد نمط واحد من أفلاك المستوي الفرعي s بينما توجد ثلاثة أنماط من أفلاك المستوي الفرعي p

٥) صحح أي خطأ في التوزيع الإلكتروني التالي:

a. $1s^2 2s^3 2p^1$

b. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^8$

c. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^1$

d. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7$

٦) باستخدام طريقة الصناديق والأسهم وضح التوزيع الإلكتروني لكلٍ من:

أ- اللبثيوم $_{3}Li$ ب- النيون $_{10}Ne$ ج- الكالسيوم $_{20}Ca$ د- البروم $_{35}Br$

٧) كم إلكتروناً منفرداً توجد في كلٍ من الذرات الواردة في السؤال (٦)؟

٨) باستخدام قاعدة $(n + \ell)$ أي المستويين التاليين أقل طاقة 6f أم 7p ؟

٩) هل هنالك اختلاف في الطاقة بين الأفلاك p_x, p_y, p_z ؟ علل إجابتك.

١٠) هات أعداد الكم الممكنة لإلكترون يوجد في المستوي الفرعي 4d

١١) ماذا تعني لك عبارة **أن عدد الكم ℓ لإلكترون = ١** ؟

١٢) أ- حدد عدد الأفلاك لمستوي عدده الكمي الرئيسي (n) = ٤

ب- في أي المستويات الفرعية توجد هذه الأفلاك ؟

ج- كم العدد الأقصى للإلكترونات في المستوي الرئيسي n = ٤ ؟

١٣) أشرح لماذا العدد الأقصى للإلكترونات في أي مستوي دائماً ضعف عدد الأفلاك في ذلك المستوي.

١٤) ذرة توزيعها الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^3$

أ- كم يكون عددها الذري ؟ ب- كم عدد الإلكترونات المفردة في هذه الذرة ؟

ج- هل هي ذرة فلز أم ذرة لا فلز ؟ علل.

الوحدة الثانية

الترتيب الدوري للعناصر

أهداف الوحدة الثانية :

بنهاية هذه الوحدة يكون الطالب قادراً علي أن:

١. يعرف القانون الدوري للعناصر .
٢. يعرف المفاهيم الآتية :
جهد التأين – الكهروسالبية – الألفة الإلكترونية .
٣. يستخدم الجدول الدوري في التعرف علي تكافؤ العناصر و ايوناتها موجبةً وسالبة.
٤. يتعرف علي موقع العنصر في الجدول الدوري من التوزيع الإلكتروني لذرات العنصر في مستويات الطاقة الفرعية.
٥. يقارن الصفات الفيزيائية والكيميائية للعناصر في الدورات والمجموعات.

تـمـهـيـد :

كان عدد العناصر المعروفة حتى القرن الثامن عشر قليلاً وفي القرن التاسع عشر تم اكتشاف العديد من العناصر لذا لزم أن يوضع ترتيب لهذه العناصر كي تسهل دراسة خواصها وقد حاول برزيليوس تصنيف العناصر حسب خواصها إلي فلزات ولا فلزات ولكن هنالك تداخل في خواص بعض العناصر بين الصفة الفلزية و اللافلزية مما دفع إلي محاولة البحث عن طرق أخرى لتصنيف العناصر .

الـتـرتـيـب حسب الـكـتـل الـذريـة :

- جدول مندليف:

توصل مندليف الروسي و ماير الألماني في نفس العام إلي ترتيب العناصر في جدول يضم العناصر المعروفة عام ١٨٦٩م، تنبأ مندليف باكتشاف عناصر لم تكن معروفة آنذاك لذلك ترك لها فراغات في جدوله .

ووضع القانون الدوري الذي ينص علي :

(تتدرج خواص العناصر الكيميائية والفيزيائية تدرجاً دورياً حسب ازدياد الكتلة الذرية)

جدول موزلي والجدول الدوري الحديث :

توصل موزلي ١٩١٣م بعد أبحاث رذرفورد عن بنية الذرة إلي أن الترتيب للعناصر يصبح أكثر دقة إذا رتبت حسب ازدياد العدد الذري (عدد البروتونات) وعدل القانون الدوري ليصبح : **(خواص العناصر الفيزيائية والكيميائية تتكرر دورياً حسب ازدياد أعدادها الذرية)**

- تقوم فكرة الجدول الدوري الحديث علي أساس مبدأ البناء التصاعدي أي التوزيع الإلكتروني للعناصر علي المستويات الفرعية .
- صنفت مجموعات العناصر إلي كتل حسب المستوى الفرعي الذي تشغله الالكترونات للمستوى الفرعي الأخير و هناك أربعة كتل بالجدول الدوري :

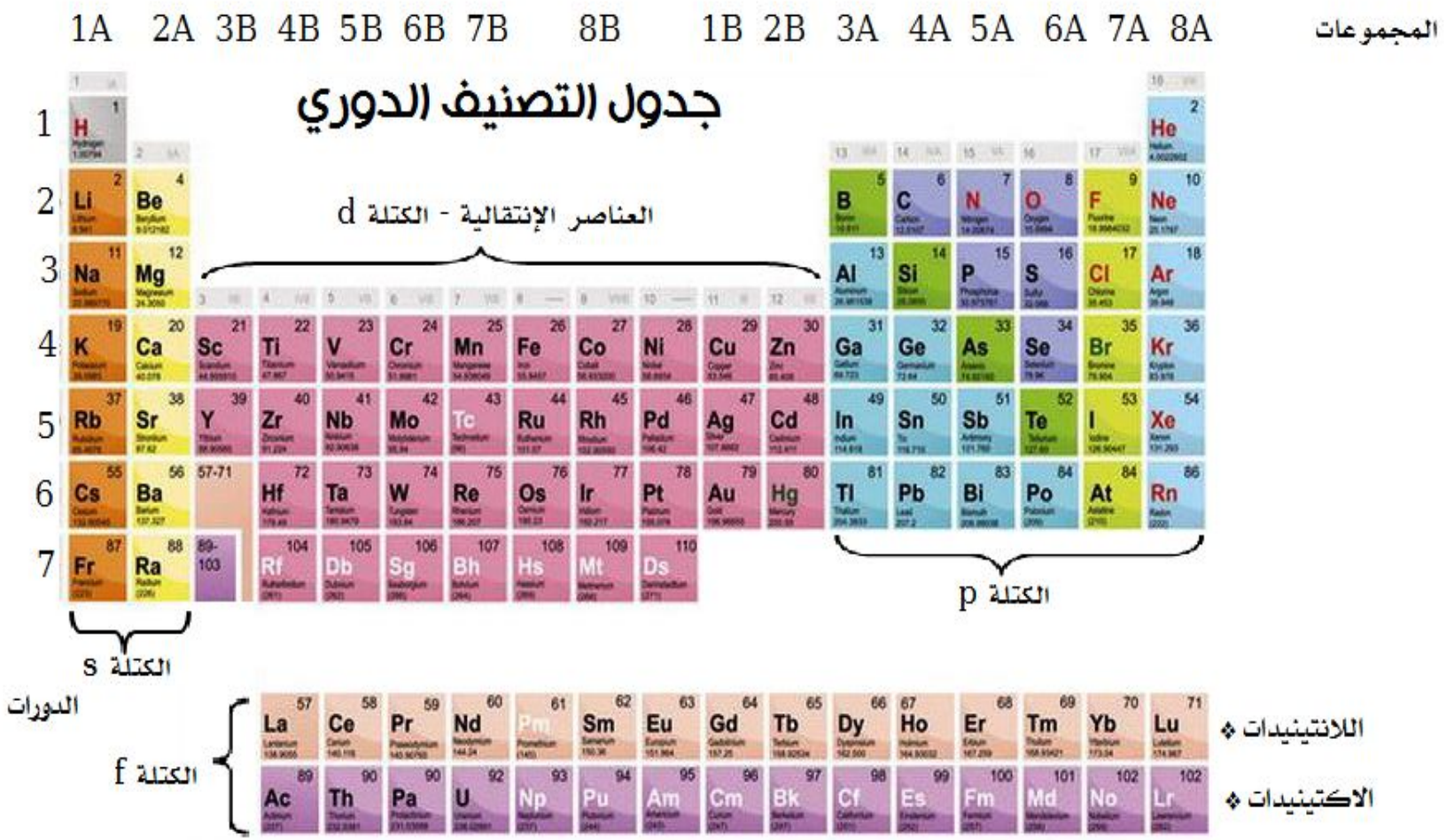
١. كتلة (s) وتشمل المجموعتين الأولى والثانية (في أقصى يسار الجدول)
٢. كتلة (p) وتشمل عناصر المجموعات من الثالثة حتى الثامنة الرئيسية (في أقصى يمين الجدول)
٣. كتلة (d) وتضم العناصر الانتقالية (المنطقة الوسطى من الجدول)
٤. كتلة (f) وتضم العناصر الانتقالية الداخلية

(أنظر الجدول في الشكل٢ – ١)

تسمى عناصر الكتلتين S و P العناصر الممثلة representative لانطباق القانون الدوري عليها تماماً .

الجدول الدوري يضم حوالي ١١٨ عنصراً ، العناصر ١ ــ ٩٨ متوفرة في الطبيعة والعناصر من ٩٩ إلي ١١٨ مصنعة في المختبر .

شكل رقم (٢ _ ١)


جدول التصنيف الدوري
المجموعات
1A 2A 3B 4B 5B 6B 7B 8B 1B 2B 3A 4A 5A 6A 7A 8A
الدورات
1 2 3 4 5 6 7
العناصر الإنتقالية - الكتلة d
الكتلة s
الكتلة p
الكتلة f
اللانثنيدات
الاكتينيدات

الـدورات فـي الـجدول الـدوري

تم ترتيب العناصر في صفوف أفقية تسمى الدورات (Periods)، يحتوي الجدول الحديث علي 7 دورات في الجدول الأساسي

- **الدورة الأولى :**

بها عنصران هما الهيدروجين $_{1}H$ والهليوم $_{2}He$

- **الدورة الثانية :**

بها ثمانية عناصر تبدأ من اليسار بعنصر اللثيوم $_{3}Li$ وتنتهي بعنصر النيون $_{10}Ne$ الخامل .

- **الدورة الثالثة :**

تبدأ بعنصر الصوديوم $_{11}Na$ وتنتهي بعنصر الأرجوان $_{18}Ar$ الخامل .

- **الدورة الرابعة :**

تبدأ بعنصر البوتاسيوم 19K وتنتهي بعنصر الكربتون $_{36}Kr$ (١٠ من هذه العناصر عناصر انتقالية من $_{21}Sc$ إلي الخارصين (الزنك) $_{30}Zn$

- **الدورة الخامسة :**

بها ١٨ عنصر تبدأ بفلز الروبيديوم $_{37}Rb$ وتنتهي بعنصر الزينون $_{54}Xe$ الخامل وتحتوي أيضاً ١٠ عناصر انتقالية .

- **الدورة السادسة :**

بها ٣٢عنصراً ، ١٨ منها في أصل الجدول و ١٤عنصراً في سلسلة اللانثنيدات أسفل الجدول و تبدأ بفلز السيزيوم $_{55}Cs$ و تنتهي بالرادون الخامل $_{٨٦}Rn$.

- **الدورة السابعة :**

دورة غير مكتملة تضم العناصر المشعة تبدأ بعنصر الفرانسيوم $_{٨٧}Fr$ و بقية العناصر في أسفل الجدول في سلسلة الاكتنيدات.

المجموعات في الجدول الدوري :

المجموعة :

هي العمود الرأسي في الجدول الدوري وتضم عناصر متشابهة الخواص، بالجدول الدوري ١٨ مجموعة رأسية تصنف إلي مجموعات رئيسية للعناصر المثالية وهي المجموعات A من A_1 إلي A_8 وعشر مجموعات تضم العناصر الإنتقالية (المجموعة B).

المجموعات الشهيرة هي مجموعة الأقلاء (المجموعة A_1) وتضم العناصر القلوية (اللثيوم – الصوديوم – البوتاسيوم –الروبيديوم – السيزيوم – الفرانسيوم) ومجموعة الهالوجينات (الفلور – الكلور – البروم – اليود – الاستاتين) والمعروفة كذلك بالمجموعة A_7.

مجموعة العناصر الخاملة A_8 (الهليوم – النيون – الأرجوان – الكربتون – الزينون – الرادون)

تدرج الخواص في الجدول الدوري:

١/ الحجم الذري :

يقاس الحجم الذري بنصف قطر الذرة ، وحداته البيكومتر و يساوي ١٠ $^{-١٢}$ متر

أ/ **في الدورات:** يقل الحجم الذري في الدورات بزيادة العدد الذري لزيادة الشحنة المؤثرة في النواة.

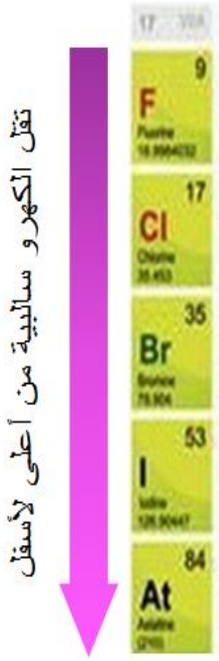
ب/ **في المجموعات:** يزداد الحجم الذري بزيادة العدد الذري في المجموعات لزيادة عدد مستويات الطاقة.

٢/ الكهروسالبية:

هي مقدرة الذرة في مركباتها على جذب إلكترونات إضافية نحوها :

أ/ **تزداد الكهروسالبية في الدورات** من اليسار إلي اليمين N < O < F

ب/ **في المجموعات تقل الكهروسالبية** لأسفل المجموعات F > CL > Br > I



٣/ طاقة التأين :

هي مقدار الطاقة اللازمة لنزع اقل الإلكترون ارتباطاً بالذرة وهي في الحالة الغازية .

١/ **تزداد طاقات التأين في الدورات** من اليسار إلي اليمين وذلك لنقصان حجم الذرة وزيادة قوة جذب النواة للإلكترون الخارجي .

٢/ **تقل طاقات التأين في المجموعات** من أعلى إلي أسفل وذلك لزيادة مستويات الطاقة وبعد الإلكترون الخارجي من النواة .

٣/ الألفة الإلكترونية :

هي كمية الطاقة المنطلقة من الذرة في الحالة الغازية عندما تكتسب الذرة إلكترون أو أكثر من الخارج .

١/ **تزداد الألفة الإلكترونية في الدورات** من اليسار إلي اليمين .

٢/ **تقل الألفة الإلكترونية في المجموعات** من أعلي إلي اسفل .

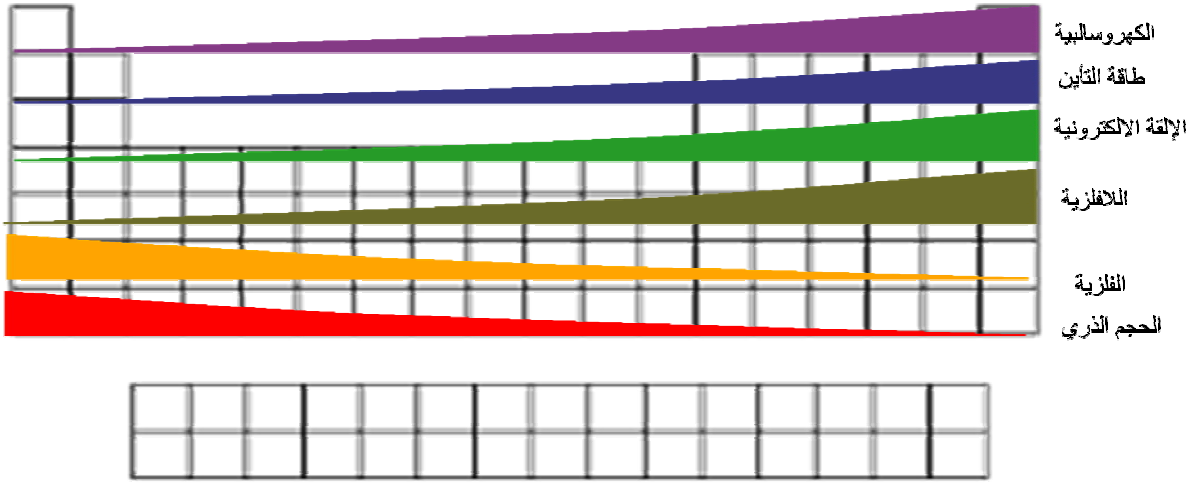
٤. الخاصية الفلزية واللافلزية :

١/ **تقل الخاصية الفلزية في الدورات** بزيادة الرقم الذري وتزداد الخاصية اللافلزية بزيادة الرقم الذري .

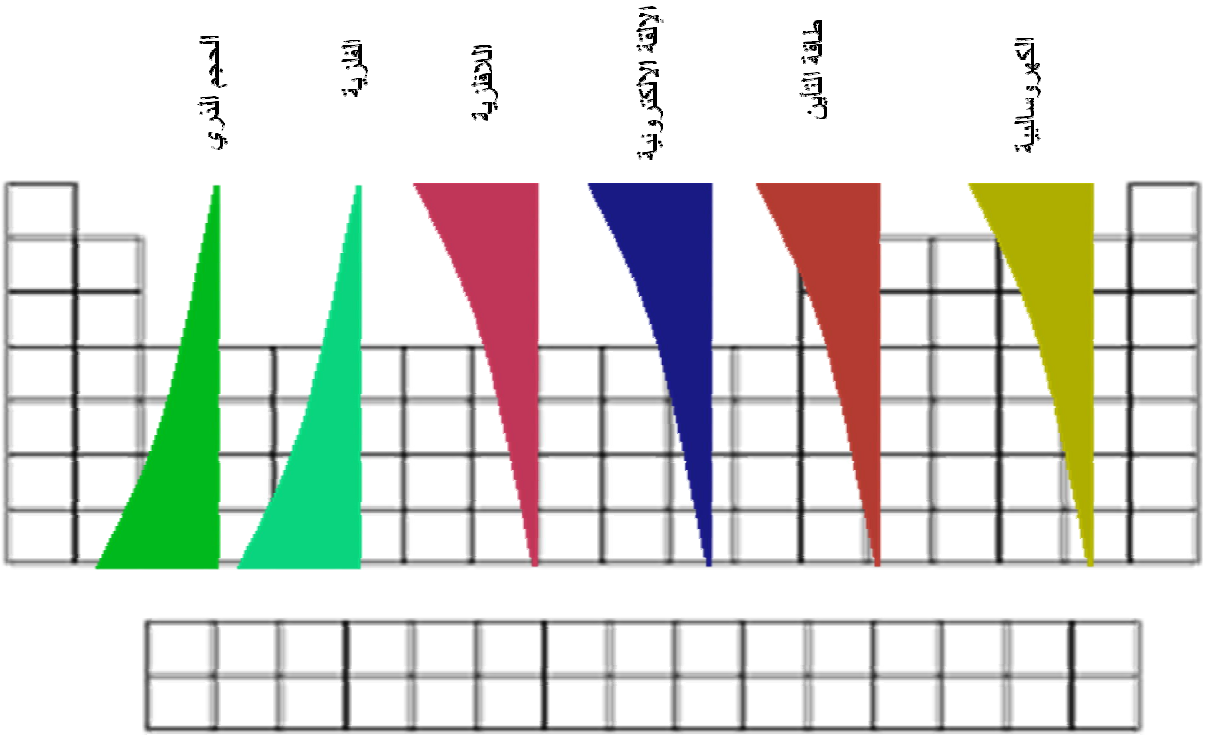
Na > Mg > Al / P < S < Cl

٢/ **تزداد الخاصية الفلزية في المجموعات** من أعلى إلي أسفل وتقل الخاصية اللافلزية في هذا الاتجاه.

تدرج الخواص حسب الدورات



تدرج الخواص في المجموعات



ملخص الوحدة الثانية

١. رتبت العناصر في جدول مندليف حسب إزدياد الكتلة الذرية .

٢. بعد إكتشاف البروتونات رتبت العناصر في الجدول الدوري الحديث علي حسب إزدياد العدد الذري .

٣. ينص القانون الدوري علي أن خواص العناصر الفيزيائية والكيميائية تتدرج دورياً بإزدياد العدد الذري .

٤. الدورة هي صف أفقي من العناصر يضم عناصر متدرجة في خواصها (تبدأ بفلز نشط وتنتهي بعنصر خامل)

٥. المجموعة هي عمود رأسي من العناصر يضم عناصر متشابهة الخواص غالباً ، ورقم المجموعة يدل على أعلى حالة تأكسد لعناصر المجموعة .

٦. رقم المجموعة يدل علي تكافؤ العناصر في المجموعة ويدل علي نوع الأيونات :

- المجموعة الأولى ايونها +١ مثال K^+ Na^+

- المجموعة السابعة ايوناتها −١ مثال Cl^- F^-

تقويم الوحدة الثانية

١. أكمل العبارات الآتية :

رتب مندليف العناصر في جدول علي أساس .... الذرية

٢. العدد الذري هو ..... في نواة الذرة

٣. الكهروسالبية هي قابلية الذرة .....

٤. رتب العناصر $_{17}Cl$ / $_{13}Al$ / $_{11}Na$ وفقاً للخواص الآتية :

١/ الكهروسالبية ٢/ طاقة التأين

٣/ العنصران A /B ينتهي الغلاف الخارجي لهما علي الترتيب $4S^1$ و $2S^2\ 2P^3$

وضح موقع كل منها :

رقم الدورة	رقم المجموعة	رمز الكتلة
A		
B		

٤/ عناصر .الفلور، الكلور ، البروم واليود تكون أحماض HF . HCl . HBr . HI رتب هذه الأحماض حسب قوتها مستعينا بالخواص الآتية للذرات (F , Cl , Br, I).

أ/ الكهروسالبية ب/ الحجم الذري

٥/ صنف الأكاسيد الآتية إلي أكسيد حمضي – قاعدي أو متردد:

Al_2O_3 - CO_2 – CaO

٦. أي الذرات أو الأيونات الآتية أكبر حجماً ؟

– ذرة الفلور وأيون الفلوريد .

– ذرة الكالسيوم وأيون الكالسيوم

٧. حدد الكتل في الجدول الدوري التي تنتمي إليها عناصر: $_{14}Si$ $_{26}Fe$ $_{12}Mq$

الوحدة الثالثة

الحساب الكيميائي

أهداف الوحدة الثالثة:

بنهاية هذه الوحدة يتوقع أن يكون الطالب قادراً علي أن:

(١) يعرف المفاهيم الآتية:

i. الكتلة الذرية النسبية.
ii. الكتلة الذرية الجرامية.
iii. الكتلة الجزيئية النسبية.
iv. الكتلة الجزيئية الجرامية.
v. المول.

(٢) يحسب الكتل الجزيئية للمركبات.

(٣) يستنتج العلاقة بين الكتل الجرامية والكتل المولية.

(٤) يحسب عدد مولات المواد المتفاعلة أو الناتجة من التفاعلات.

(٥) يحسب الكتل الجرامية للمواد المتفاعلة أو الناتجة من التفاعلات.

تمهيد:

الحساب الكيميائي فرع من الكيمياء يختص بدراسة العلاقات الكمية بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في التفاعلات الكيميائية والتي تخضع لقانون حفظ الكتلة.

وتفيد هذه الحسابات بالتنبؤ بكتل المواد اللازمة للتفاعل وكتل المواد الناتجة عنها ، مما يكسبها أهمية كبيرة في أغلب الصناعات مثل الصناعات الغذائية وصناعة الأدوية وغيرها من الصناعات.

الوحدات المستخدمة في الحساب الكيميائي :

١. **الكتلة الذرية النسبية**:

هي كتلة ذرة العنصر بالنسبة لكتلة ذرة الهيدروجين العادي H_1وبما أن الذرة صغيرة جداً ولا يمكن التعامل معها عملياً بوحدات الكتل المعروفة ، تعتبر الوحدة وحدة نظرية ، و لكن يمكن الاستفادة منها في تعيين الوحدات العملية المستخدمة في الحسابات الكمية المستخدمة في المختبرات.

وحدة الكتل الذرية: a.m.u (Atomic Mass unit) هي عبارة عن كتلة بروتون أو نيترون في الذرة وتساوي ١٢/١ من كتلة كربون ١٢، وبوجود النظائر نجد أن الكتلة الذرية النسبية لا تكون عدداً صحيحاً في الغالب لأن الكتلة الذرية تكون متوسط كتل نظائر العنصر بنسبة وجودها في الطبيعة.

مثال:

للكلور نظيران هما Cl_{35} و Cl_{37} يوجدان بنسبة ٧٥% و ٢٥% بالترتيب أحسب الكتلة الذرية النسبية للكلور؟

الحل:

الكتل الذرية النسبية = متوسط كتل ذرات الكلور

نفرض أن هناك ١٠٠ ذرة كلور ٧٥ ذرة من النظير Cl^{35} و ٢٥ من النظير Cl^{37}

إذاً الكتلة الذرية للكلور = $\frac{٣٧\times٢٥+٣٥\times٧٥}{١٠٠}$ = $\frac{(٣٧+٣٥\times٣)٢٥}{٤}$ = $\frac{٣٧+١٠٥}{٤}$ = $\frac{١٤٢}{٤}$ = $\underline{\underline{٣٥.٥}}$

٢. الكتل الجزئية النسبية:

هي مجموع الكتل الذرية المكونة لجزيئي المركب.

الكتلة الجزيئية = عدد ذرات العنصر أ × الكتل الذرية لـ أ + عدد ذرات عنصر ب × الكتل الذرية لـ ب

مثال:

أحسب الكتل الجزيئية النسبية للمركبات الآتية:

الكتل الذرية N=14 O=16 C=12 Na=23

(١) كربونات الصوديوم (٢) حمض النتريك (٣) نترات الأمونيوم

الحل:

(١) الصيغة الجزيئية لكربونات الصوديوم Na_2CO_3

الكتل الجزيئية = ٢×٢٣+١×١٢+٣×١٦= ٤٦+١٢+٤٨= ١٠٦

(٢) الصيغة الجزيئية لحمض النتريك HNO_3

الكتل الجزيئية = ١×١+١×١٤+٣×١٦= ١+١٤+٤٨= ٦٣

(٣) الصيغة الجزيئية لنترات الأمونيوم NH_4NO_3

الكتل الجزيئية = ٤×١+٢×١٤+٣×١٦= ٤+٢٨+٤٨= ٨٠

الوحدات العملية المستخدمة في الحساب الكيميائي :

١. الكتلة الذرية الجرامية: ـ

عندما نأخذ كتلة من العنصر بنسبة كتلتها الذرية النسبية بالجرام ، تسمى هذه الكتلة بالكتلة الذرية الجرامية وإليك الأمثلة التالية:

(١٢ جرام من الكربون ، ٣٢ جرام من الكبريت ، ٤٠ جرام من الكالسيوم) هي الكتل الذرية الجرامية إذ أن كتلتها الذرية النسبية هي ١٢ ، ٣٢ ، ٤٠ على الترتيب.

٢. الكتلة الجزيئية الجرامية:ـ

هي كتلة من المركب بالجرام مأخوذةنسبة الكتلة الجزيئية النسبية ، وا إذا كانت الكتلة الجزيئية النسبية لهيدروكسيد الصوديوم NaOH هي ٤٠ فيؤخذ من هذه المادة ٤٠ جراماً وتكون هي الكتلة الجزيئية الجرامية.

أمثلة: أحسب الكتل الجزيئية الجرامية من المواد الآتية:

(١) حمض الكبريتيك (٢) هيدروكسيد الكالسيوم (٣) نترات الأمونيوم

الكتل الذرية للعناصر = H=1 / O=16 / S=32 / Ca=40 / N=14

الحل:

(١) الصيغة الجزيئية لحمض الكبريتيك H_2SO_4

الكتلة الجزيئية الجرامية = ٢×1+١×32+4×١٦= 2+32+64= 98جرام

(٢) الصيغة الجزيئية لهيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$

الكتلة الجزيئية الجرامية = ١×40+2×16+2×1= 40+32+2= 74جرام

(٣) الصيغة الجزيئية لنترات الأمونيوم NH_4NO_3

الكتلة الجزيئية الجرامية = 2×14+4×1+٣×١٦= 28+4+٤٨= 80جرام

*** إيجاد النسبة المئوية لعنصر في مركب**:

لإيجاد نسبة كتلة العنصر في مركب ما نستخدم المعادلة الآتية:

$$\text{نسبة كتلة العنصر\%} = \frac{\text{عدد ذرات العنصر} \times \text{كتلته الذرية} \times ١٠٠}{\text{الكتلة الجزيئية للمركب}}$$

مثال: أحسب النسبة المئوية لكتلة للنتروجين في نترات الأمونيوم؟

الحل:

الكتلة الجزيئية لنترات الأمونيوم NH_4NO_3 = ٨٠

النسبة المئوية للنتروجين = $\frac{٢ \times ١٤}{٨٠} \times ١٠٠ = \frac{٢٨}{٨٠} \times ١٠٠ =$ ٣٥%

٣.المول:

كمية المادة التي تحوي عدد أفقادرو من الدقائق (ذرات ، جزيئات ، أيونات .... الخ)

يطلق على **العدد** ٦.٠٢×١٠^{٢٣} عدد أفوجادرو نسبة للعالم الإيطالي أميدو أفوجادرو ، وقد وجد العالم أفوجادرو أن الكتلة المولية من العنصر تساوي الكتلة الذرية الجرامية من العنصر ، وكتلة المول من المركب تساوي الكتلة الجزيئية الجرامية من المركب.

أمثلة:

١ مول من ذرات الكربون = ١٢ جرام

١ مول من ذرات الكبريت = ٣٢ جرام

١ مول من ذرات الكاسيوم = ٤٠ جرام

١ مول من هيدروكسيد الصوديوم NaOH = ٤٠ جرام

١ مول من حمض الكبريت H_2SO_4 = ٩٨ جرام

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{الكتلة بالجم}}{\text{الكتلة الذرية أو الجزيئية الجرامية}}$$

أمثلة: أحسب الكتل المولية من المواد الآتية:

١) ٣جرام كربون ٢) ٤جرام من غاز الأكسجين ٣) ١٠جرام من هيدروكسيد الصوديوم

الحل: $\text{الكتلة المولية} = \frac{\text{الكتلة بالجرام}}{\text{الكتلة الذ رية الجرامية}}$

١) ٣جرام من الكربون $= \frac{٣}{١٢} =$ ٠.٢٥ مول

٢) ٤جرام من غاز الأكسجين $(O_2) = \frac{٤}{٣٢} = \frac{١}{٨} =$ ٠.١٢٥ مول

٣) ١٠جرام من هيدروكسيد الصوديوم NaOH $= \frac{١٠}{٤٠} =$ ٠.٢٥ مول

تحويل المولات إلى كتل بالجرام:

من العلاقة (١) نستنتج أن:

$$\text{الكتلة بالجم} = \text{عدد المولات} \times \text{الكتلة الذرية أو الجزيئية الجرامية}$$

أمثلة: أحسب الكتل بالجرام في المواد الآتية:

١) ٠.٥ مول H_2SO_4 ٢) $\frac{١}{١٧}$ مول غاز النشادر NH_3 ٣) ٢ مول أيونات Na^+

الحل:

الكتل الذرية: O=16 H=1 S=32 Na=23 N=14

إذاً الكتلة الجزيئية لـ NH_3 = 17 و H_2SO_4 =٩٨

١) الكتلة بالجرام = عدد المولات × الكتلة الجزيئية

إذاً الكتلة بالجرام لـ H_2SO_4 = ٠.٥×٩٨= ٤٩جرام

٢) الكتلة بالجرام لـ NH_3 = $\frac{1}{17}$ × ١٧ = ١جرام

٣) ٢ مول أيونات Na^+ الكتلة بالجرام = ٢×٢٣= ٤٦جرام

حساب عدد الدقائق في الكتلة المولية:

بما أن ١ مول يحتوي على عدد أفوجادور من الدقائق (٦.٠٢×١٠^{٢٣})

إذاً .. عدد الدقائق = عدد المولات × عدد أفوجادرو

أمثلة: أحسب عدد الدقائق في الكتل المولية الآتية:

١) ٠.٥ مول ذرات الكبريت

٢) ٠.١٢٥ مول غاز CO_2

الحل:

١) عدد الدقائق = عدد المولات × عدد أفوجادرو

٠.٥ مول (S) = 0.5 × ٦.٠٢×١٠^{٢٣} = ٣.٠١×١٠^{٢٣} ذرة

٢) عدد جزيئات CO_2 = ٠.١٢٥×٦.٠٢×١٠^{٢٣} = ٧.٥×١٠^{٢٣} جزيئ

حساب عدد المولات من عدد الجزيئات:

من العلاقة السابقة:

عدد الدقائق = عدد المولات × عدد أفوقادرو

عدد المولات = $\frac{\text{عدد الدقائق}}{\text{عدد أفوقادرو}}$

أمثلة: أحسب عدد المولات في الدقائق الآتية:

١) ٣.٠١× ١٠^{١٥} ذرة من عنصر الكربون ٢) ٦.٠٢×١٠^{٢٠} جزيئ من HCl

الحل: عدد المولات = عدد الجزيئات / عدد أفوجادرو

١) ٣.٠١× ١٠^{١٥} ذرة كربون = $\frac{٣.٠١ \times ١٠^{15}}{٦.٠٢ \times ١٠^{23}}$ = $\frac{١ \times ١٠^{-٨}}{٢}$ = ٠.٥×١٠$^{-٨}$=$\underline{\underline{٥ \times ١٠^{-٧}}}$ مول

٢) ٦.٠٢× ١٠^{٢٠} جزيئ HCl = $\frac{٦.٠٢ \times ١٠^{20}}{٦.٠٢ \times ١٠^{23}}$ = ١ × ١٠$^{-٣}$ = $\underline{\underline{٠.٠٠١}}$ مول

مثال: أحسب كتلة ذرة المغنيسيوم Mg بالجرام إذا علمت أن الكتلة الذرية النسبية للمغنيسيوم ٢٤؟

الحل:

كتلة المول من Mg = ٢٤ جرام

عدد ذرات المغنيسيوم في ١ مول Mg = ٦.٠٢×١٠^{٢٣} ذرة

إذاً .. كتلة ذرة المغنيسيوم = كتلة المول / عدد الذرات = $\frac{٢٤}{٦.٠٢ \times 10^{23}}$ = $\underline{\underline{٤ \times 10^{-23}}}$ جرام

الحساب من المعادلات:

تشير المعادلات الكيميائية الموزونة إلى عدة حقائق يستفيد منها الكيميائي في الحسابات المتعلقة بكميات المواد المتفاعلة والناتجة من التفاعل.

فمثلاً المعادلة $2H_2+O_2 \longrightarrow 2H_2O$

منها يمكن أن نستنتج الحقائق الآتية:

١) توضح عدد الجزيئات المتفاعلة والناتجة من التفاعل. أي أن جزيئين من غاز الهيدروجين يتحدان مع جزيئ من غاز الأكسجين وينتج جزيئان من الماء.

٢) تشير إلى نسبة التفاعل بالمول والناتج من التفاعل.

أي ٢ مول H_2 يتحد مع ١ مول O_2 ينتج ٢ مول H_2O.

٣) توضح نسبة التفاعل بالكتل الجرامية والمواد الناتجة من التفاعل.

٤ جرام H_2 يتحد مع ٣٢ جرام من الأكسجين (يمكن تبسيط هذه النسب).

من هذه الحقائق يتضح أن المعادلة الكيميائية هي الاساس الذي يعتمد عليه في حساب كتل المواد المتفاعلة والناتجة من التفاعل.

أولاً : الحساب بالمول:

خطوات الحساب بالمول:-

١. كتابة المعادلة الموزونة.

٢. تحديد نسب المتفاعلات والنواتج بالمول.

٣. حساب كتلة المادة المطلوبة بالمول من النسب بالمعادلة.

أمثلة:

مثال(١):

أحسب عدد مولات هايدروكسيد الصوديوم اللازم لمعادلة ٠.٥ مول حمض H_2SO_4 ؟

الحل:

معادلة التفاعل $2NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$

نسبة التفاعل بالمول $2mol : 1mol$

٢ مول NaOH تعادل ١ مول H_2SO_4

س مول NaOH تعادل ٠.٥ مول H_2SO_4

س = ٢ × ٠.٥ = ١ مول

١

مثال(2):

أذيب مول من كلوريد الكالسيوم في الماء أحسب عدد مولات كل من أيونات الكالسيوم Ca^{2+} وأيونات Cl^- الناتجة

الحل:

معادلة التأين $CaCl_2 \longrightarrow Ca^{2+} + 2Cl^-$

نسبة التفاعل بالمول 1 mol 2 mol 1 mol

إذاً .. عدد مولات أيونات الكالسيوم ١ مول

عدد مولات أيونات الكلوريد 2 مول

مثال(٣):

أضيف ١ مول من هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$ إلى ١ مول حمض HCl

١) أكتب معادلة التفاعل الذي يحدث.

٢) أي المادتين تكون فائضة بعد التفاعل.

الحل:

معادلة التفاعل $Ca(OH)_2 + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + 2H_2O$

من المعادلة ١ مول $Ca(OH)_2$ يتعادل مع ٢ مول HCl

١ مول HCl يتعادل مع ٠.٥ مول $Ca(OH)_2$

إذاً .. المادة الفائضة هي $Ca(OH)_2$ إذ أن المادة المضافة تساوي ١ مول

ثانياً : الحساب بالجرام:

كما أن المعادلة تدل على نسب التفاعل بالمول كذلك تدل على نسبة التفاعل بالجرام.

مثال توضيحي:

تفاعل المغنيسيوم مع الأوكسجين لتكوين أكسيد المغنيسيوم

الكتل الذرية: $Mg = 24$ $O = 16$

من المعادلة $2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$

$2 \times 24 + 2 \times 16 \longrightarrow 2(24 + 16)$

إذاً .. ٤٨ جرام من المغنسيوم تتفاعل مع ٣٢ جرام من غاز الأكسجين تنتج ٨٠ جرام من أكسيد المغنسيوم.

مثال: (١)

تحضر الصودا الكاوية بتفاعل كربونات الصوديوم مع هيدروكسيد الكالسيوم. كم جراماً من الصودا الكاوية يمكن الحصول عليها بتفاعل كيلو جرام من كربونات الصوديوم مع كمية وافرة من هيدروكسيد الكالسيوم؟

الحل:

معادلة التفاعل $Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \longrightarrow 2NaOH\downarrow + CaCO_3$

الكتل المولية $NaOH = ٤٠$ جرام

$Na_2CO_3 = ١٠٦$ جرام

من المعادلة

١٠٦ جرام Na_2CO_3 تنتج ٨٠ جرام $NaOH$

إذاً .. ١٠٠٠ جرام Na_2CO_3 تنتج س

$$س = \frac{١٠٠٠ \times ٨٠}{١٠٦} = \underline{٧٥٤.٧ \text{ جرام}}$$

مثال: (٢)

مصنع الهواء السائل يحضر فيه غاز ثاني أكسيد الكربون من الحجر الجيري. إذا كانت نسبة كربونات الكالسيوم في الحجر الجيري ٨٥% أحسب كتلة ثاني أكسيد الكربون الناتجة من تحلل ١٠٠ كجم من الحجر الجيري؟

الكتل الذرية: O = 16 C = 12 Ca = 40

الحل:

الكتل الجزيئية لكربونات الكالسيوم = $CaCO_3$

= ٤٠ + ١٢ + ٣ × ١٦

= ٤٠ +١٢+ ٤٨ = ١٠٠

من المعادلة $CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$

١٠٠ كجم ٤٤ كجم

كل ١٠٠ كجم تنتج ٤٤ كجم CO_2

نسبة كربونات الكالسيوم(في الحجر الجيري): ١٠٠ كجم = $\frac{٨٥ \times ١٠٠}{١٠٠}$ = ٨٥ كجم

إذاً .. ٨٥ كجم من كربونات الكالسيوم تنتج = $\frac{٨٥ \times ٤٤}{١٠٠}$ = ٣٧.٤ كجم ثاني أكسيد الكربون

مثال: (٣)

يستخلص الحديد باختزال أوكسيد الحديد II بواسطة الفحم الحجري من الفرن اللافح (العالي) وفقاً للمعادلة:

$$2FeO + C \xrightarrow{\triangle} Fe + CO_2$$

أحسب كتلة الحديد الناتج من اختزال ٣٦٠ كيلو جرام من أكسيد الحديد؟

Fe = 56 O = 16

الحل:

الكتل الجزيئية لـ FeO = ٥٦ + ١٦ = ٧٢

من المعادلة:

$$2FeO + C \xrightarrow{\triangle} Fe + CO_2$$

١٤٤ جم من FeO أنتجت ٥٦ جم Fe

٣٦٠ جم FeO تنتج س جم Fe

س = ٣٦٠ × ٥٦ / ١٤٤ = ١٤٠ جم

كتلة الحديد الناتج = ١٤٠ جم

ملخص الوحدة الثالثة

(١) المعادلة الكيميائية الموزونة هي الأساس الذي نعتمد عليه في الحسابات الكمية (تحدد النسب بين المتفاعلات والنواتج).

(٢) الكتل الذرية النسبية هي كتلة ذرة العنصر منسوبة لكتلة ذرة الهيدروجين العادي $_1H^1$ أو ١٢/١ من كتلة ذرة كربون ـ ١٢.

(٣) الكتلة الجزيئية النسبية هي مجموع الكتل الذرية للعناصر المكونة لجزيئ المركب.

(٤) الوحدات العملية لحساب الكتل هي الكتلة الذرية الجرامية والكتلة الجزيئية الجرامية والمول.

(٥) المول هو كتلة المادة التي تحتوي على عدد أفوجادرو من الدقائق (٦.٠٢×١٠^{٢٣}) وحدة.

(٦) لتحويل الكتل الجرامية إلى مولات تستخدم العلاقة:

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{الكتلة بالجرام}}{\text{الكتلة الذرية أوالجزيئية الجرامية}}$$

تقويم الوحدة الثالثة

الكتل الذرية: H = 1 O = 16 K = 39 S = 32

(١) عرف الوحدات الآتية:

أ- الكتل الذرية النسبية؟ ب- الكتلة الجزيئية الجرامية؟ جـ- المول؟

(٢) أحسب عدد المولات في الكتل الجرامية الآتية:

١/ ٤ جرام من الكربون.

٢/ ٢.٣ جرام أيونات Na^+.

٣/ ١٦ جرام غاز الأوكسجين.

٤/ ٤.٩ جرام حمض الكبريتيك.

(٣) أحسب عدد المولات في الجزيئات الآتية:

أ- ٣ × $١٠^{٥}$ جزئي من ثاني أكسيد الكربون

ب- ٦ × $١٠^{١٢}$ أيونات Ca^{2+}

(٤) يتفاعل غاز الهيدروجين مع غاز النتروجين في وجود أكسيد الحديد المغنطيسي كعامل مساعد لإنتاج غاز النشادر

أ- أكتب معادلة التفاعل؟

ب- ما هي نسب التفاعل بالمول؟

جـ- كم عدد مولات الهيدروجين اللازمة للتفاعل مع مول غاز النتروجين؟

(٥) المعادلة الآتية توضح تفاعل هيدروكسيد البوتاسيوم مع حمض الكبريتيك المخفف

$$2KOH + H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2H_2O$$

إذا أضيفت ١١.٢ جرام من هيدروكسيد البوتاسيوم إلى حمض الكبريتيك

١/ أحسب عدد مولات KOH المضاف.

٢/ كتلة حمض الكبريتيك المتفاعلة مع KOH البوتاسيوم.

٣/ عدد مولات كبريتات البوتاسيوم الناتجة.

الوحدة الرابعة

الكيمياء العضوية

تفاعلات وتحضير المركبات الهيدروكربونية

أهداف الوحدة الرابعة:

بنهاية هذه الوحدة يتوقع أن يكون الطالب قادراً علي أن:

١. يصف تفاعلات المركبات الهيدروكربونية المشبعة وغير المشبعة.

٢. يفسر سبب اختلاف تفاعلات الإحلال وتفاعلات الإضافة .

٣يعرِّف بعض المشتقات المهمة الناتجة من تفاعلات المركبات الهيدروكربونية

٤. يكتب الصيغ الكيميائية الجزيئية والبنائية الناتجة من تفاعلات المركبات الهيدروكربونية الأليفاتية والأروماتية .

٥. يذكر المركبات الهيدروكربونية المهمة في حياته اليومية.

تمهيد:

علمت من دراستك في الصف الأول أن المركبات الهيدروكربونية تنقسم إلى :

أ. المركبات الهيدروكربونية الأليفاتية ذات سلاسل مفتوحة وحلقية (مشبعة) وهي الالكانات.. و (غير مشبعة) و هي الألكينات و الألكاينات..

ب. المركبات الهيدروكربونية الأروماتية حلقية مثل البنزين العطري..

و علمت أن هذه المركبات تختلف في التركيب البنائي الذي يحدد نوع الروابط بين ذرات الكربون لهذه المركبات..

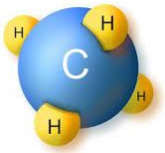
نوع الرابطة في هذه المركبات يحدد طريقة تفاعلاتها كما سندرس في هذه الوحدة ، إذ أن الهيدروكربونية المشبعة تتميز بالرابطة الفردية لذا تتم تفاعلاتها باستبدال ذرات الهيدروجين بذرات أو مجموعات ذرية. أما المركبات غير المشبعة فتتميز بالرابطة الثنائية أو الثلاثية و تتم تفاعلاتها بكسر الروابط و إضافة ذرات أو مجموعات ذرية في مكان الرابطة..

تحضير وتفاعلات المركبات الهيدروكربونية

١/ الالكانات

التحضير :

تحضير الألكانات في الصناعة بالتقطير التجزئي للنفط والغاز الطبيعي وقطران الفحم.



تدريب:

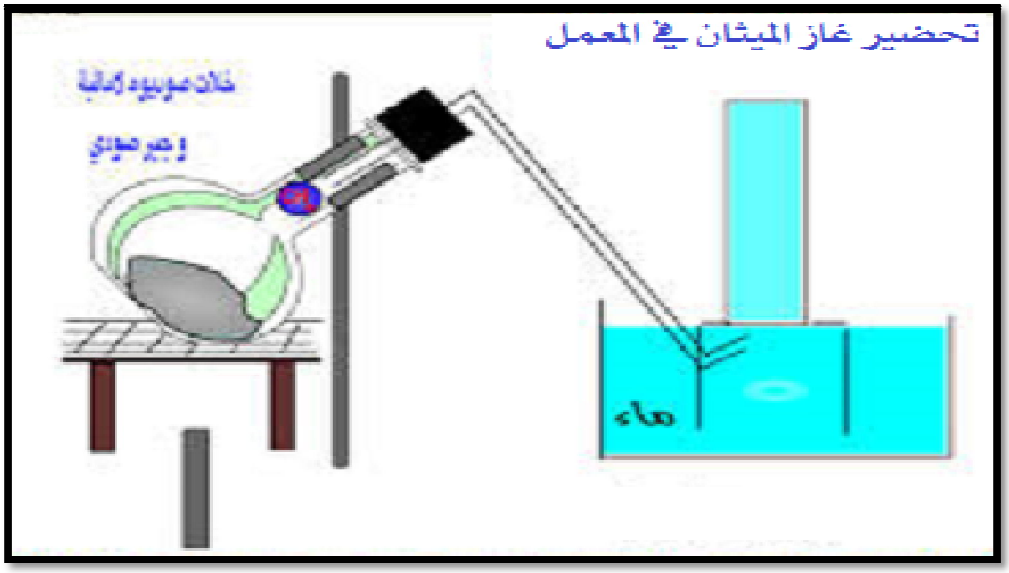
عرف: التقطير – التقطير التجزئي .

غاز الميثان :

تحضيره في المعمل :

من خلات الصوديوم مع الجير الصودي (خليط من هيدروكسيد الصوديوم وهيدروكسيد الكالسيوم)

$$CH_3\,COO\,Na + Na\,OH \xrightarrow{Ca(OH)_2} CH_4 + Na_2\,CO_3$$



تحضير غاز الميثان في المعمل المدرسي

الخواص الطبيعية للميثان :

١. غاز عديم اللون والرائحة .
٢. كثافته أقل من كثافة الهواء .
٣. شحيح الذوبان في الماء .
٤. قابل للإسالة بالضغط والتبريد .

نشاط: إجراء تجارب معملية للتعرف علي الخواص الطبيعية لغاز الميثان

تفاعلات الالكانات : مثال غاز الميثان

١/ الإحتراق

يحترق الميثان في الهواء بلهب أزرق وينتج بخار الماء وثاني أكسيد الكربون وتطلق الطاقة

$CH_4 + CO_2 \longrightarrow 2H_2O + CO_2 +$ طاقة حرارية

٢/ مع الهالوجينات

نظراً لأن الالكانات مركبات مشبعة فأن تفاعلاتها تتم بالاستبدال (الاحلال):

يتفاعل الميثان مع الكلور في ضوء الشمس غير المباشر علي خطوات كالآتي :

1. $CH_4 + Cl_2 \longrightarrow CH_3Cl + H\,Cl$

احادي كلوروميثان

2. $CH_3Cl + CL_2 \longrightarrow CH_2Cl_2 + HCl$

ثنائي كلورو ميثان

3. $CH_2Cl_2 + Cl_2 \longrightarrow CHCl_3 + HCl$

ثلاثي كلوروميثان (كلوروفورم)

4. $CHCl_3 + Cl_2 \longrightarrow CCl_4 + HCl$

رابع كلوريد الكربون

في الضوء المباشر يتفاعل الميثان مع الكلور بانفجار ويتكون كلوريد الهيدروجين والكربون .

$$CH_4 + Cl_2 \longrightarrow C + {}_4HCl$$

* تنطبق هذه التفاعلات علي بقية الالكانات

* يحترق البيوتان في الهواء وتحصل علي نفس نواتج احتراق الميثان ولكن الاختلاف في كمية الطاقة الحرارية المنطلقة .

يستخدم البيوتان في غاز الطبخ (البيوتاجاز)

$$C_4H_{10} + {}^{13}/_2\, O_2 \longrightarrow 5H_2O + 4CO_2 + \text{طاقة حرارية}$$

* يتفاعل الكلور مع الإيثان والبروبان في ضوء الشمس غير المباشر بنفس الطريقة

آحادي كلورو إيثان $C_2H_6 + Cl_2 \longrightarrow C_2H_5Cl + HCl$

آحادي كلوروبروبان $C_3H_8 + Cl_2 \longrightarrow C_3H_7Cl + HCl$

*** تتفاعل الالكانات كذلك مع البروم**

تدريب:أكمل خطوات تفاعل الكلور مع كلٍ من الإيثان والبروبان في الضوء غير المباشر.

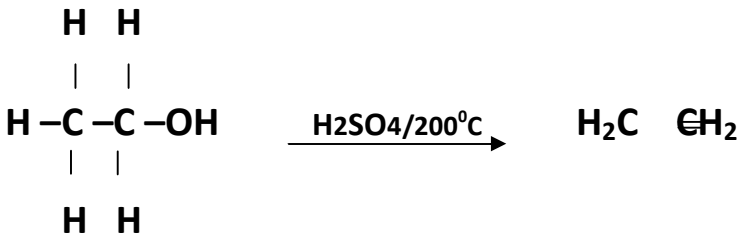
تحضير وتفاعلات الالكينات والالكاينات

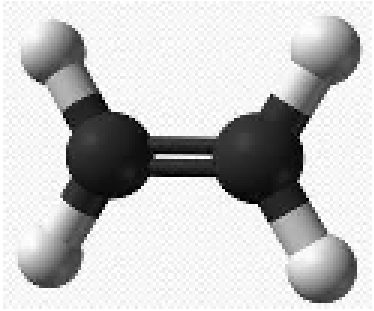
*** الالكينات :**

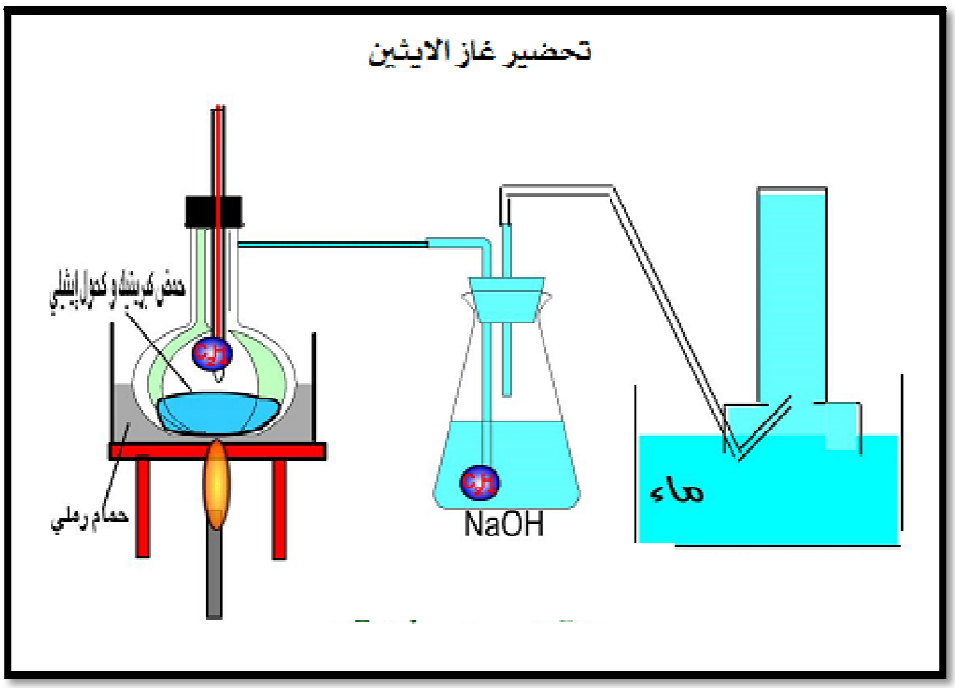
التحضير :

مثال: تحضير غاز الإيثين (الايثلين) في المعمل

يحضر غاز الايثين بنزع الماء من الكحول الايثيلي وذلك بتسخين الكحول مع حمض الكبريتيك المركز عند ٢٠٠ْ م.







تحضير غاز الإيثين

الخواص الفيزيائية

١. غاز عديم اللون ذو رائحة حلوة .

٢. كثافته أقل من الهواء .

٣. شحيح الذوبان في الماء ويذوب في المذيبات العضوية

نشاط: إختبار الخواص الفيزيائية (الطبيعية) للإيثين

تفاعلات الألكينات

١/ **الإحتراق** :

تحترق الألكينات في الهواء ويتكون بخار الماء وثاني أكسيد الكربون والطاقة الحرارية.

$C_2H_4 + O_2 \longrightarrow H_2O + CO_2 +$ طاقة حرارية

٢/ **تفاعلات الاضافة**

تحتوي الالكينات علي رابطة إسهاميه ثنائية وتتم تفاعلاتها بفك الرابطة الثنائية وتضاف ذرات في مكان الرابطة المكسورة كما في التفاعلات الآتية :

أ/ إضافة الهيدروجين

يضاف الهيدروجين إلي الالكينات في وجود عامل محفز (النيكل) ويتكون الالكان المقابل.

$$CH_2 = CH_2 + H_2 \xrightarrow[\triangle]{Ni} CH_3 - CH_3$$

ب/ إضافة الهالوجين $X_2 =$ (Cl_2 / Br_2 / I_2)

يتكون هاليد الالكيل

$$CH_3 - CH = CH_2 + Br_2 \longrightarrow CH_3 - CH\,Br - CH_2\,Br$$

2,1 ثنائي بروموبروبان

ملحوظة :

تفاعل محلول البروم في رابع كلوريد الكربربون يستخدم في الكشف عن المركبات الهيدروكربوينة غير المشبعة إذ يزول لون اليروم الأحمر .

٣/ مع هاليدات الهيدروجين HX تتكون هاليدات الالكيل آحادية .

$$CH_3 - CH = CH_2 + HCl \longrightarrow CH_3 - CHCl - CH$$

قاعدة ماركوفنيكوف:

عند إضافة هاليد الهيدروجين إلي رابطة مزدوجة كربون – كربون لألكين غير متماثل فإن الهيدروجين يضاف إلي ذرة الكربون المتصلة بعدد ذرات هيدروجين أكثر، بينما يضاف الهالوجين إلي ذرة الكربون المرتبطة بذرات هيدروجين أقل.

٤/ إضافة الماء

يضاف الماء للالكين في وجود حمض الكبريتك المركز في درجة ٣٣٠ درجة مئوية يتكون الكحول.

$$CH_2 = CH_2 + H - OH \xrightarrow[330\ C]{H_2SO_4} CH_3 - CH_2 - OH$$

إيثين إيثانول

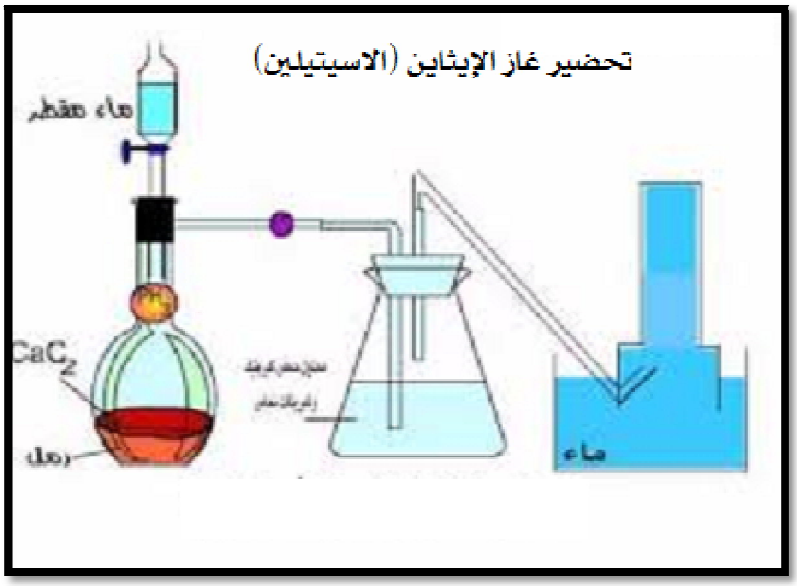
تنبيه: تطبق قاعدة ماركوفينكوف إذا كان الألكين غير متماثل.

(٤ – ٣) تحضير وتفاعلات الالكاينات:

* تحضير غاز الاستلين (الإيثاين):

يحضر غاز الأستلين (الايثاين) في المعمل بتفاعل كربيد الكالسيوم مع الماء .

$$Ca\,C_2 + 2H_2O \longrightarrow H-C \equiv C-H + Ca(OH)_2$$



تحضير غاز الأستلين في المعمل

الخواص الطبيعية :

١. غاز عديم اللون ذو رائحة تشبه الايثر .
٢. أقل كثافة من الهواء .
٣. غاز سام .
٤. شحيح الذوبان في الماء ويذوب في المذيبات العضوية .

نشاط: الكشف عن الخواص الفيزيائية للأستلين. علل: ما الغرض من إمرار غاز الأستلين في حمض الكبريتيك ؟

تفاعلات الألكاينات :

تتم تفاعلات الالكاينات بالإضافة كما في الألكينات – لاحتواء جزيئاتها علي رابطة كربون غير مشبعة – كما تتفاعل بالاحتراق .

١/ **الاحتراق** :

يشتعل غاز الايثاين في الهواء بلهب مدخن مضيء، أما إذا احترق في وفرة من الأكسجين (كما في لهب الأكسي أستلين)فيكون الاحتراق تاماً ويعطي لهباً تصل درجة حرارته ٣٠٠٠ْ م يستخدم في لحام وقطع المعادن .

$$H-C\equiv C-H + O_2 \longrightarrow 2\ CO_2 + H_2O + heat$$

٢/ تفاعلات الإضافة

أ / مع الهيدروجين في وجود عامل مساعد يتكون الالكان المقابل

$$CH_3 - C \equiv CH + {}_2H_2 \xrightarrow{Ni} CH_3 - CH_2 - CH_3$$

بروبان بروباين

ب/ **مع الهالوجينات** :

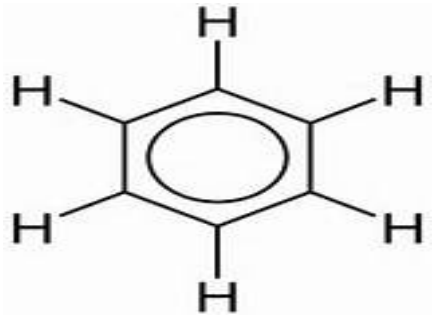
يتكون هاليد الالكيل

$$CH_3 - C \equiv CH + {}_2Cl \longrightarrow CH_3 - CCl_2 - CH\ Cl_2$$

١ ، ١ ٢ ، ٢ رباعي كلوروبروبان

تفاعلات المركبات الأروماتية :

مثال : **البنزين** C_6H_6

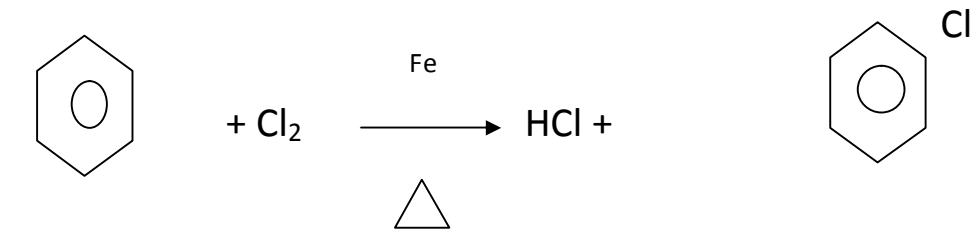


1/ تفاعلات الإحلال: -

يتفاعل البنزين بالإحلال (الاستبدال) كما في الألكانات بالرغم من وجود الروابط الثنائية بحلقة البنزين وذلك بسبب الثبات الذي تسببه ظاهرة الرنين في حلقة البنزين.

مثال : **تفاعل البنزين مع الكلور**

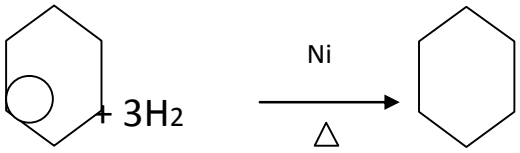
يتفاعل البنزين مع غاز الكلور في وجود الحديد كعامل مساعد وينتج كلوروبنزين وكلوريد الهيدروجين



٢/ تفاعلات الإضافة

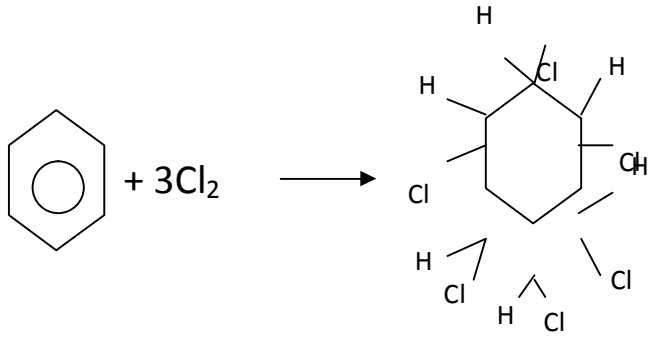
يتفاعل البنزين بالإضافة في الحالات الآتية :

١. يتفاعل البنزين مع الهيدروجين في وجود عوامل حفازة مثل النيكل والبلاتين المجزأ الساخن ويتكون الهكسان الحلقي .



هكسان حلقي

٢. مع الكلور في ضوء الشمس المباشر يتكون سداسي كلوروهكسان حلقي (جمكسان) وهو مبيد حشري.



بنزين سداسي كلورو هكسان حلقي

التميز بين المركبات الهيدروكربونية المشبعه وغير المشبعة :

أ/ الهيدروكربونية المشبعة:

١. الذوبان:

مركبات غير قطبية لاتذوب في الماء وتذوب في المذيبات العضوية كالايثر والبنزين .

٢. التفاعل مع ماء البروم:

الهيدروكربونات المشبعة (الالكانات) لا تزيل لون ماء البروم .

ب / الهيدروكربونات غير المشبعة :

١. الذوبان:

مركبات غير قطبية لاتذوب في الماء وتذوب في المذيبات العضوية كالايثر والبنزين .

٢/ التفاعل مع ماء البروم (البروم في رابع كلوريد الكربون) عند إضافة ماء البروم للالكينات يزول لون ماء البروم الأحمر .

$$CH_3 - CH = CH_2 + Br_2 \xrightarrow{CCl_4} CH_3 - CHBr - CH_2Br$$

بروبين ١ ، ٢ ثنائي برومو بروبان

كذلك يزول لون ماء البروم عند إضافتة للالكاينات

$$CH3 - C \equiv CH + Br_2 \xrightarrow{CCl_4} CH_3 - CBr_2 - CHBr_2$$

١،١، ٢،٢ رباعي بروموبروبان

استخدامات المركبات الهيدروكربونية :

١. تستخدم الهيدروكربونات المشبعة كمصدر للطاقة إذ أنها تحترق في الهواء وتتطلق الطاقة لذلك تستخدم الهيدروكربونات كوقود مثل البوتاغاز وبنزين السيارات.
٢. توجد الهيدروكربونات في النفط وتستخلص بالتقطير التجزئي للنفط وتنقسم إلي:

أ/ غازية وهي المركبات التي تتكون من ١- ٤ ذرات كربونات وتستخدم كوقود الطبخ والتدفئة كغاز الميثان والبيوتجاز .

ب/ سوائل وهي المركبات التي تحتوي علي ٥ ذرات كربون إلي ١٨ ذرة كربون.

وتضم الجازولين –والكيروسين وتستخدم كوقود للسيارات والطائرات .

- يستخدم رابع كلوريد الكربون كمذيب و في التنظيف الجاف .
- يستخدم الكلورفورم كمخدر .

ب/ **الهيدروكربونية غير المشبعة :**

١/ تستخدم الألكينات في تصنيع البوليمرات (البلاستيك واللداين) كالبولي إيثلين والبولي بروبلين

كما تستخدم في إنضاج الفواكه .

- يستخدم الإيثلين في تصنيع الإيثلين جلايكول الذي يستخدم في مبردات السيارات (مادة مانعة للتجمد).
- يستخدم الإيثلين في تصنيع الكحول الإيثيلي .

٢/ الالكاينات

يستخدم الإستلين (الايثاين) في لحام وقطع المعادن إذ تنتج طاقة عالية من احتراقه تكفي لصهر ولحام المعادن .

$$CH \equiv CH + \frac{5}{2} O_2 \longrightarrow 2\,CO_2 + H_2O + \text{طاقة حرارية}$$

الطاقة الناتجة من احتراق مول من الإستلين تساوي ١٣٠٠ كيلو جول

ج/ **الهيدروكربونات الأروماتية :**

١/ يستخدم البنزين كمذيب للمركبات العضوية التي لاتذوب في الماء .

٢/ يستخدم البنزين في صناعة كثير من المركبات مثل الأدوية والمنظفات .

٣/ يستخدم البنزين في صناعة المبيدات الحشرية مثل الجامسكان .

٤/ يستخدم البنزين في صناعة المتفجرات مثل مادة ثلاثي نتروتولوين T.N.T

ملخص الوحدة الرابعة

١. تتكون المركبات الهيدروكربونية من عنصري الهيدروجين والكربون فقط.

٢. تحترق المركبات الهيدروكربونية في الهواء ويتكون ثاني أكسيد الكربون والماء وكمية من الطاقة لذلك تعتبر مصادر مهمة للطاقة مثل وقود السيارات وغاز الطبخ (البيوتاجاز).

٣. المركبات الهيدروكربونية المشبعة تتم تفاعلاتها بالاستبدال (مثل التفاعل مع الهالوجينات).

٤. المركبات الهيدروكربونية غير المشبعة الالكينات والالكاينات تتم تفاعلاتها بالإضافة (بكسر الرابطة) بين ذرتي الكربون .

٥. يتفاعل البنزين بالإحلال بالرغم من إحتواء حلقة البنزين علي ثلاث روابط ثنائية متبادلة وذلك لثبات حلقة البنزين الناتج من ظاهرة الرنين .

٦. يتم التمييز بين المركبات الهيدروكربونية المشبعة (الألكانات) وغير المشبعة (الالكينات و الألكاينات) بواسطة ماء البروم إذ يزول لون ماء البروم مع الهيدروكربونات غير المشبعة.

تقويم الوحدة الرابعة

السؤال الأول :

أختر الإجابة الصحيحة من الأتي :

أ. الصيغة العامة C_nH_{2n-2} لمركبات تتفاعل :

١/ الاستبدال ٢/ الإضافة

ب. أحد المركبات الآتية لا يتفاعل بالإحلال :

١/ البروبات ٢/ الميثان ٣/ البنزين ٤/ الإيثاين

السؤال الثاني :

أ. أي المركبات الآتية يزيل لون ماء البروم :

C_6H_6 - C_2H_4 - C_2H_6

ب. عند تفاعل HCL مع البروبين ينتج :

١- كلوروبروبان ٢- كلوروبروبان

السؤال الثالث :

علل :

أ/ يتفاعل البنزين بالرغم من إحتوائه علي روابط ثنائية بالإحلال

ب/ تفاعل الإيثاين مع الأكسجين ينتج طاقة أعلى من تفاعل البيوتان مع الأكسجين .

السؤال الرابع :

أكمل المعادلات مع تسمية الناتج وفقاً لنظام ايوباك :

1. $Br_2 + CH_3 – CH = CH_2$ ⟶ .....

2. $C_6H_6 + Cl_2 \xrightarrow[\triangle]{Fe}$ ..... + ...

3. $CH\ Cl_3 + Cl_2$ ⟶ ..... + ...

4. $CH_3 – CH_2 – OH \xrightarrow[200C^{\circ}]{H_2SO_4}$ .....

السؤال الخامس :

أذكر استخداماً واحداً لكلٍ من المركبات الآتية :

١. الإيثلين
٢. الأستلين
٣. الكلورفورم
٤. رابع كلوريد الكربون
٥. البنزين