

## الفصل الأول / الإلكترونات في الذرات

### (1 - 1) الضوء وطاقة الكم

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

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

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

الطول الموجي: هو أقصر مسافة بين قمتين متتاليتين، يرمز له بالرمز  $\lambda$  ،

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

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

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

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

معدل سرعة الموجة الكهرومغناطيسية

$$c = \lambda \nu$$

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

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

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

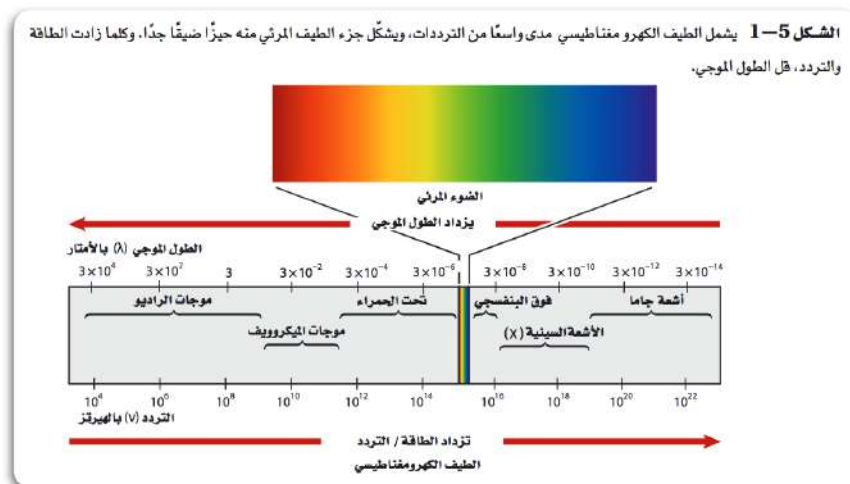
يحتوي ضوء الشمس على مدى متصل من أطوال الموجات والترددات ( وهو مثال على الضوء الأبيض ) ،

وتسمى ألوان الطيف المرئي بالطيف المستمر.

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

تختلف في التردد.

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



**الطبيعة المادية للضوء:**

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

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

- اكتشف الفيزيائي الألماني ماكس بلانك الكم.

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

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

$$\text{طاقة الفوتون} \\ E_{\text{photon}} = h\nu$$

$$\text{طاقة الكم} \\ E_{\text{quantum}} = h\nu$$

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

**الفوتون:** جسيم لا كتلة له يحمل كمًّا من الطاقة.

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

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

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

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

## 1-2 نظرية الكم والذرة

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

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

**حالة الإثارة:** تحدث عندما تكتسب إلكترونات الذرة الطاقة.

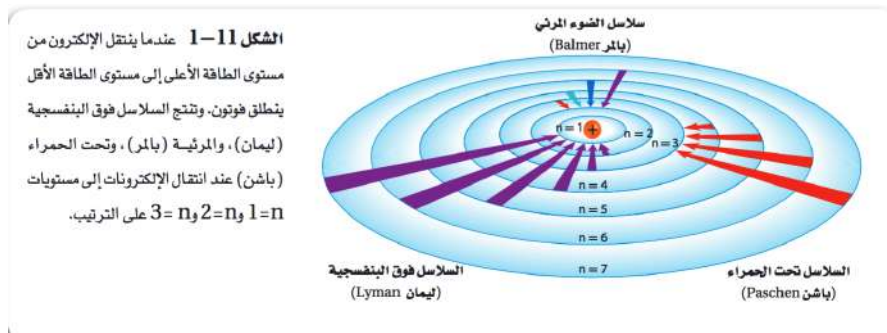
**العدد الكمي:** يمثل كل مدار بعدد صحيح ( n ) تسمى مستويات الطاقة وهي سبعة مستويات .

**طيف الهيدروجين الخطي:**

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

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

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



**حدود نموذج بور (عيوب نموذج بور):**

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

لا تتحرك حول النواة في مدارات دائرية.

إعتقد دي برولي أن للجسيمات المتحركة خواص الموجات.

معادلة دي برولي (العلاقة بين الجسيم والموجة الكهرومغناطيسية).

$m$  تساوي كتلة الجسيمات.

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

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

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

يحدد النموذج الميكانيكي الكمي طاقة الإلكترون بقيم معينة.

العلاقة بين الجسيم والموجة الكهرومغناطيسية

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

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

السحابة الإلكترونية تعني موقع الإلكترون نتيجة الكثافة الإلكترونية حول النواة.

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

**مستوى الطاقة الرئيسي:** يحدد بعدد الكم الرئيسي.

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

**مستويات الطاقة الثانوية:** تحتوي مستويات الطاقة الرئيسية على مستويات ثانوية.

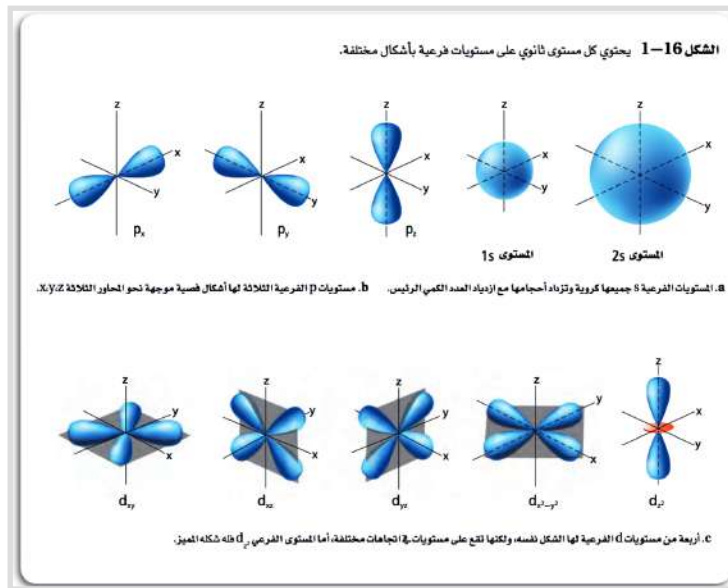
المستويات الثانوية تمثل بالحروف (s, p, d, f)

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

**أشكال المستويات الفرعية:**

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

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



الجدول 1-3	مستويات الطاقة الثانوية
عدد الكم الرئيسي (n) <td>عدد الإلكترونات التي يستوعبها المستوى الثانوي</td>	عدد الإلكترونات التي يستوعبها المستوى الثانوي
1	s
2	p
3	d
4	f

الجدول 1-4	مستويات الطاقة الأربعة الأولى للهيدروجين
عدد الكم الرئيسي (n)	عدد المستويات الفرعية في المستويات الثانوية الموجودة
1	1
2	4
3	9
4	16

## 3-1 التوزيع الإلكتروني

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

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

### قواعد التوزيع الإلكتروني:

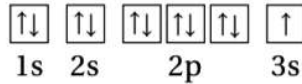
١- **مبدأ أوفباو (البناء التصاعدي):** إن كل إلكترون يشغل المستوى الأقل طاقة.

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

٣- **قاعدة هوند:** إن الإلكترونات تتوزع في المستويات الفرعية المتساوية الطاقة بحيث تحافظ على أن يكون لها الاتجاه نفسه من حيث الدوران، قبل أن تشغل الإلكترونات الإضافية اتجاه الدوران المعاكس في المستويات نفسها .

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

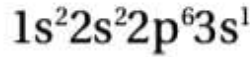
رسم المربعات



رسم ربعات المستويات :

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

الترميز الإلكتروني



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

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

### استثناءات التوزيع الإلكتروني

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

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

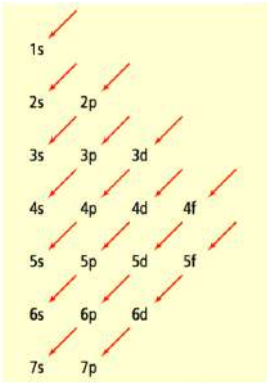
وهذه الحالة من الإستقرار تكون فقط للمستويات نصف الممتلئة والممتلئة للمستويين s و d .

**إلكترونات التكافؤ:** تحدد إلكترونات التكافؤ الخواص الكيميائية للعنصر

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

التمثيل النقطي للإلكترونات (تمثيل لويس)

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



ترتيب ملء المستويات بالإلكترونات

## الفصل الثاني : الجدول الدوري والتدرج في خواص العناصر

### (1-2) تطور الجدول الدوري

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

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

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

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

### الجدول الدوري الحديث

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

**الدورات :** الصفوف الأفقية في الجدول الدوري .

### العناصر الممثلة :

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

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

تصنف العناصر إلى فلزات وأشباه فلزات ولافلزات .

**الفلزات:** قابلة للطرق والسحب ، لها بريق ولعان ، موصلة جيدة للحرارة والكهرباء ، درجات غليانها وانصهارها عالية. الزئبق هو السائل الوحيد فيها.

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

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

**الفلزات القلوية الأرضية :** هي عناصر المجموعة الثانية ، وهي نشطة كيميائياً ولكنها أقل نشاطاً من القلوية.

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

**الفلزات الانتقالية :** هي عناصر الفئة d

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

المساهمات في تصنيف العناصر	الجدول 2-2
	جون نيولاندز 1837-1898م • رتب العناصر تصاعدياً وفق الكتل الذرية. • لاحظ تكرار خواص العناصر لكل ثمانية عناصر. • وضع قانون الثمانية.
	لوثر ماير 1830-1895م • أثبت وجود علاقة بين الكتل الذرية وخواص العناصر. • رتب العناصر تصاعدياً وفق الكتل الذرية.
	ديمتري مندليف 1834-1907م • أثبت وجود علاقة بين الكتل الذرية وخواص العناصر. • رتب العناصر تصاعدياً وفق الكتل الذرية. • تنبأ بوجود عناصر غير مكتشفة، وحدد خواصها.
	هنري موزلي 1887-1915م • اكتشف أن العناصر تحتوي على عدد فريد من البروتونات سُمي العدد الذري. • رتب العناصر تصاعدياً وفق العدد الذري، مما نتج عنه نموذج لدورية خواص العناصر.

**اللافلزات:** هي غازات أو مواد صلبة هشّة ذات لون داكن رديئة التوصيل للحرارة والكهرباء .

البروم هو السائل الوحيد فيها .

**الهالوجينات:** هي عناصر المجموعة 17 وهي نشطة كيميائياً .

ومنها الفلور المستخدم في صنع معجون الأسنان للحماية من التسوس .

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

**أشباه الفلزات:** لها خواص فيزيائية وكيميائية مشابهة للفلزات واللافلزات .

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

ويستخدم السليكون أيضاً في الجراحة التجميلية والتطبيقات التي تحاكي الواقع .

**الجدول الدوري للعناصر**

العناصر في كل عمود تسمى مجموعة، ولها خواص كيميائية متشابهة.

العنصر Hydrogen  
العدد الذري 1  
الرمز H  
الكتلة الذرية المتوسطة 1.008

غاز  
سائل  
صلب  
حالة المادة

الرموز الثلاثة العادية تدل على حالة العنصر في درجة حرارة الغرفة بينما يدل الرمز الرابع على العناصر المصنعة.

يدل لون صندوق كل عنصر على ما إذا كان فلزاً أو شبه فلزاً أو لا فلزاً.

اسماء رموز العناصر 118، 112، 110، 108، 106، 104، 102، 100، 98، 96، 94، 92، 90، 88، 86، 84، 82، 80، 78، 76، 74، 72، 70، 68، 66، 64، 62، 60، 58، 56، 54، 52، 50، 48، 46، 44، 42، 40، 38، 36، 34، 32، 30، 28، 26، 24، 22، 20، 18، 16، 14، 12، 10، 8، 6، 4، 2.

الرقم الحطاط بطوسين هو العدد الكلي للنظير الأثقل عمراً للعنصر.

اسماء رموز العناصر 118، 112، 110، 108، 106، 104، 102، 100، 98، 96، 94، 92، 90، 88، 86، 84، 82، 80، 78، 76، 74، 72، 70، 68، 66، 64، 62، 60، 58، 56، 54، 52، 50، 48، 46، 44، 42، 40، 38، 36، 34، 32، 30، 28، 26، 24، 22، 20، 18، 16، 14، 12، 10، 8، 6، 4، 2.

كان يطلق أن العنصرين 116 و 118 قد تم اكتشافهما، ولكن تم التراجع عن ذلك، لأنه لم يمكن إعادة التجارب المتعلقة بهما.

مستوفى العناصر الألفية تسمى دورات. يزداد العدد الذري من اليسار إلى اليمين في كل دورة.

الملاقطيات

الملاقطيات

يدل المصمم على المكان الذي يجب أن توضع فيه هذه العناصر في الجدول. لقد تم نقلها إلى أسفل الجدول توفيراً للمكان.

Hydrogen 1 H 1.008																	Helium 2 He 4.003										
Lithium 3 Li 6.941	Beryllium 4 Be 9.012											Boron 5 B 10.811	Carbon 6 C 12.011	Nitrogen 7 N 14.007	Oxygen 8 O 15.999	Fluorine 9 F 18.998	Neon 10 Ne 20.180										
Sodium 11 Na 22.990	Magnesium 12 Mg 24.305											Aluminum 13 Al 26.982	Silicon 14 Si 28.086	Phosphorus 15 P 30.974	Sulfur 16 S 32.065	Chlorine 17 Cl 35.453	Argon 18 Ar 39.948										
Potassium 19 K 39.098	Calcium 20 Ca 40.078	Scandium 21 Sc 44.956	Titanium 22 Ti 47.867	Vanadium 23 V 50.942	Chromium 24 Cr 51.996	Manganese 25 Mn 54.938	Iron 26 Fe 55.845	Cobalt 27 Co 58.933	Nickel 28 Ni 58.693	Copper 29 Cu 63.546	Zinc 30 Zn 65.409	Gallium 31 Ga 69.723	Germanium 32 Ge 72.64	Arsenic 33 As 74.922	Selenium 34 Se 78.96	Bromine 35 Br 79.904	Krypton 36 Kr 83.798										
Rubidium 37 Rb 85.468	Strontium 38 Sr 87.62	Yttrium 39 Y 88.906	Zirconium 40 Zr 91.224	Niobium 41 Nb 92.906	Molybdenum 42 Mo 95.94	Technetium 43 Tc (98)	Ruthenium 44 Ru 101.07	Rhodium 45 Rh 102.906	Palladium 46 Pd 106.42	Silver 47 Ag 107.868	Cadmium 48 Cd 112.411	Indium 49 In 114.818	Tin 50 Sn 118.710	Antimony 51 Sb 121.760	Tellurium 52 Te 127.60	Iodine 53 I 126.904	Xenon 54 Xe 131.293										
Cesium 55 Cs 132.905	Barium 56 Ba 137.327	Lanthanum 57 La 138.906	Hafnium 72 Hf 178.49	Tantalum 73 Ta 180.948	Tungsten 74 W 183.84	Rhenium 75 Re 186.207	Osmium 76 Os 190.23	Iridium 77 Ir 192.217	Platinum 78 Pt 195.078	Gold 79 Au 196.967	Mercury 80 Hg 200.59	Thallium 81 Tl 204.383	Lead 82 Pb 207.2	Bismuth 83 Bi 208.980	Polonium 84 Po (209)	Astatine 85 At (210)	Radon 86 Rn (222)										
Francium 87 Fr (223)	Radium 88 Ra (226)	Actinium 89 Ac (227)	Rutherfordium 104 Rf (261)	Dubnium 105 Db (262)	Seaborgium 106 Sg (264)	Berkelium 107 Bk (264)	Hassium 108 Hs (265)	Mtnerium 109 Mt (268)	Darmstadtium 110 Ds (281)	Ununium * 111 Uuu (272)	Unbinium * 112 Uub (285)	Ununquadium * 114 Uuq (289)		* 116		* 118											
Cerium 58 Ce 140.116	Praseodymium 59 Pr 140.908	Neodymium 60 Nd 144.24	Promethium 61 Pm (145)	Samarium 62 Sm 150.36	Europium 63 Eu 151.964	Gadolinium 64 Gd 157.25	Terbium 65 Tb 158.925	Dysprosium 66 Dy 162.500	Holmium 67 Ho 164.930	Erbium 68 Er 167.259	Thulium 69 Tm 168.934	Ytterbium 70 Yb 173.04	Lutetium 71 Lu 174.967	Thorium 90 Th 232.038	Protactinium 91 Pa 231.036	Uranium 92 U 238.029	Neptunium 93 Np (237)	Plutonium 94 Pu (244)	Americium 95 Am (243)	Curium 96 Cm (247)	Berkelium 97 Bk (247)	Californium 98 Cf (251)	Einsteinium 99 Es (252)	Fermium 100 Fm (257)	Mendelevium 101 Md (258)	Nobelium 102 No (259)	Lawrencium 103 Lr (262)

## (2-2) تصنيف العناصر

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

### ترتيب العناصر وفق التوزيع الإلكتروني:

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

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

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

### عناصر الفئات: ( s , p , d , f )

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

#### عناصر الفئة s

تشمل عناصر المجموعتين الأولى والثانية وذلك لأن المجال s يتسع لإلكترونين فقط.

#### عناصر الفئة p

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

#### عناصر الفئة d

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

#### عناصر الفئة f

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

وتسمى عناصرها بالعناصر الانتقالية الداخلية وهي متسلسلي اللانثانيدات والأكتينيدات .

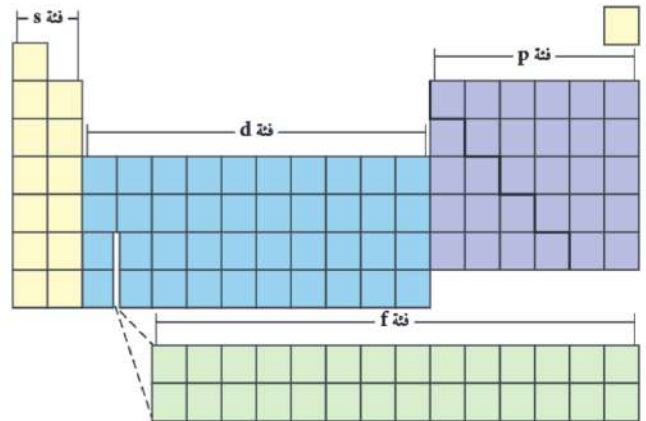
الشكل 8-2 ينقسم الجدول الدوري إلى أربع

فئات هي s, p, d, f.

حلل ما العلاقة بين الحد الأقصى لعدد

الإلكترونات التي يمكن أن توجد في مستوى

الطاقة الفرعي وحجم الفئة في الشكل؟





## (2-3) تدرج خواص العناصر

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

### نصف قطر الذرة :

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

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

### تدرج نصف القطر الذري في الدورات :

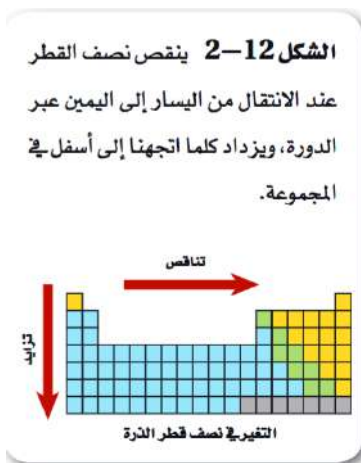
**(علل) يقل نصف القطر في الدورة بزيادة العدد الذري من يسار إلى يمين الدورة ؟**

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

### تدرج نصف القطر الذري في المجموعات :

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

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

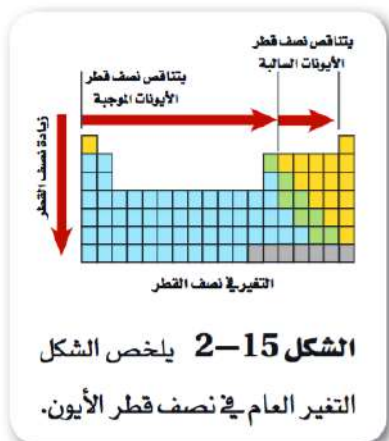


### نصف قطر الأيون :

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

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

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





## الفصل الثالث

### المركبات الأيونية والفلزات

#### 1-3 تكون الأيون

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

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

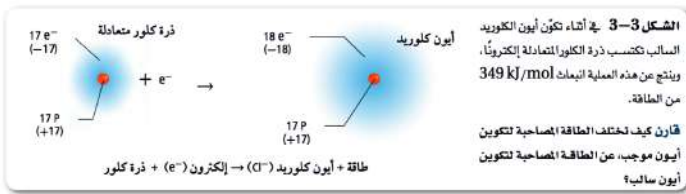
**تكوين الأيون الموجب (الكاتيون):** عندما تفقد الذرة إلكترون تكافؤ واحد أو أكثر لتحصل على التوزيع الإلكتروني المشابه للتوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل ، ويسمى الأيون الموجب بالكاتيون .

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

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

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

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



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

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

## 2-3 الروابط الأيونية والمركبات الأيونية

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

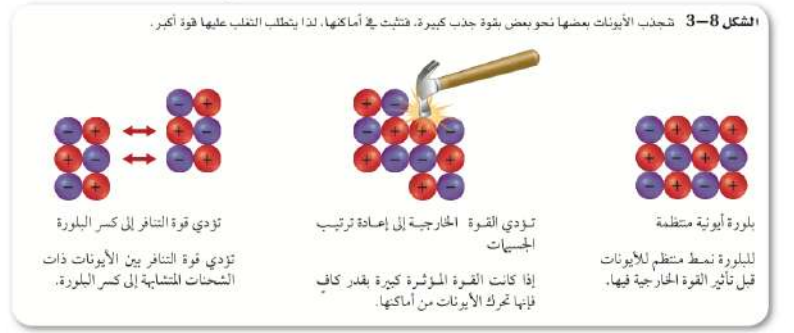
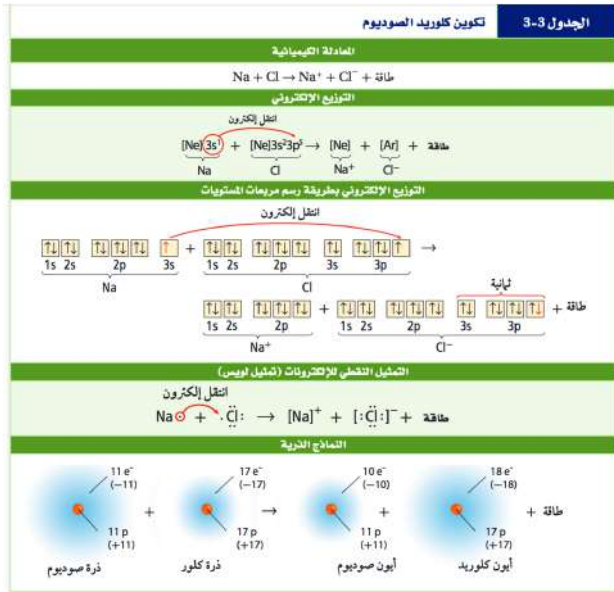
**الرابطه الأيونية:** هي القوة الكهروستاتيكية التي تجذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة في المركبات الأيونية.

**المركبات الأيونية:** تسمى المركبات التي تحتوي على روابط أيونية

**المركبات الأيونية الثنائية:** هي مركبات تتكون من عنصرين مختلفين مثل كلوريد الصوديوم

### خواص المركبات الأيونية :

تحدد الروابط الكيميائية في المركب الكثير من خصائصه.



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

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

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

(علل؟) لا تستطيع المواد الأيونية الصلبة توصيل الكهرباء، بينما توصل محاليلها ومصاهيرها الكهربائية.

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

**الإلكتروليت:** هو المركب الأيوني الذي يوصل محلوله التيار الكهربائي.

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

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

- تتأثر طاقة الشبكة البلورية بمقدار شحنة الأيون ،
- كلما زادت الشحنات كلما زادت طاقة الشبكة البلورية ( طردي ) .
- ( علل ؛ ) طاقة الشبكة البلورية لـ  $MgO$  أكبر من  $NaF$  ؟ لأن عدد الشحنات له أكبر .
- ترتبط طاقة الشبكة البلورية بصورة مباشرة بحجوم الأيونات المرتبطة معاً .
- كلما زاد نصف قطر الذرات كلما قلت طاقة الشبكة البلورية ( عكسي ) .
- ( علل ؛ ) طاقة الشبكة البلورية لـ  $NaF$  أكبر من  $KF$  ؟ لأن نصف قطر الصوديوم أصغر من البوتاسيوم .

### 3-3 صيغ المركبات الأيونية وأسمائها

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

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

**وحدة الصيغة الكيميائية:** هي الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني .

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

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

الأيونات العديدة الذرات			الجدول 3-8
الأيون	الاسم	الأيون	الاسم
$IO_4^-$	البيرايودات	$NH_4^+$	الأمونيوم
$CH_3COO^-$	الأسيتات (الخلات)	$NO_2^-$	النيتريت
$H_2PO_4^-$	الفوسفات الثنائية الهيدروجين	$NO_3^-$	النترات
$CO_3^{2-}$	الكربونات	$OH^-$	الهيدروكسيد
$SO_3^{2-}$	الكبريتيت	$CN^-$	السيانيد
$SO_4^{2-}$	الكبريتات	$MnO_4^-$	البرمنجنات
$S_2O_3^{2-}$	الثيوكبريتات	$HCO_3^-$	البيكربونات
$O_2^{2-}$	البيروكسيد	$ClO^-$	الهيبوكلورايت
$CrO_4^{2-}$	الكرومات	$ClO_2^-$	الكلورايت
$Cr_2O_7^{2-}$	ثنائي الكرومات	$ClO_3^-$	الكلورات
$HPO_4^{2-}$	الفوسفات الهيدروجينية	$ClO_4^-$	البيركلورات
$PO_4^{3-}$	الفوسفات	$BrO_3^-$	البرومات
$AsO_4^{3-}$	الزرنيخات	$IO_3^-$	الأيودات

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

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

**الصيغ الكيميائية للمركبات الأيونية الثنائية:**

أمثلة:

كبريتيد الكالسيوم	كلوريد المغنيسيوم	أكسيد البوتاسيوم	أكسيد الألمنيوم
CaS	MgCl <sub>2</sub>	K <sub>2</sub> O	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>

## صيغ المركبات الأيونية عديدة الذرات

أمثلة :

هيدروكسيد الصوديوم	كرومات الفضة	فوسفات الكالسيوم	فوسفات الأمونيوم
NaOH	Ag <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	(NH <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>

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

الجدول 3-9	تسمية الأيونات الأكسجينية السالبة للكبريت والنتروجين
• عليك أن تعرف الأيون الذي يحتوي على أكبر عدد من ذرات الأكسجين. ويشق اسم هذا الأيون من اسم اللافلز وإضافة المقطع (ات) إلى آخره.	
• عليك أن تعرف الأيون الذي يحتوي أقل عدد من ذرات الأكسجين. ويشق اسم هذا الأيون من اسم اللافلز وإضافة المقطع (يت) إلى آخره.	
	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
	نترات    نيتريت    كبريتات    كبريتيت

**تسمية المركبات الأيونية:** راجع الخطوات الكتاب ص ١٠١-١٠٢

أمثلة :

صيغة المركب	اسم المركب
FeO	أكسيد الحديد II (الثنائي)
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	أكسيد الحديد III (الثلاثي)
(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> S	كبريتيد الأمونيوم
NH <sub>4</sub> ClO <sub>4</sub>	بيركلورات الأمونيوم
Al <sub>2</sub> (SO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	كبريتيت الألمنيوم
Cu(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	نترات النحاس II

الجدول 3-10	طرائق تسمية الأيونات الأكسجينية التي يكونها الكلور
• يشق اسم الأيون السالب الأكسجيني الذي يحتوي على أكبر عدد من ذرات الأكسجين بإضافة مقطع (بير) عند بداية الاسم، وإضافة مقطع (ات) إلى نهاية جذر اللافلز.	
• يشق اسم الأيون السالب الأكسجيني الذي يحتوي على عدد من ذرات الأكسجين أقل ذرة واحدة بإضافة مقطع (ات) إلى نهاية جذر اللافلز.	
• يشق اسم الأيون السالب الأكسجيني الذي يحتوي على عدد من ذرات الأكسجين أقل ذرتين بإضافة مقطع (يت) إلى نهاية جذر اللافلز.	
• يشق اسم الأيون السالب الأكسجيني الذي يحتوي على عدد من ذرات الأكسجين أقل من ثلاث ذرات بإضافة مقطع (هيو)، ثم المقطع (يت) إلى نهاية جذر اللافلز.	
ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup> ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	بيركلورات    كلورات
ClO <sup>-</sup> ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	كلوريت    هيبوكلوريت

## 3-4 الروابط الفلزية وخواص الفلزات

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

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

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



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

### خواص الفلزات:

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

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

لأن الأيونات الموجبة والإلكترونات الحرة الحركة في الفلز ليست بحاجة لطاقة كبيرة لجعلها تتحرك .

• **قابلية الطرق والسحب:** طرقها كألواح وسحبها كأسلاك .

• **موصلة جيدة للحرارة والكهرباء:** ( **علل ؟** ) بسبب وجود الإلكترونات الحرة الحركة التي تقوم بنقل الحرارة والكهرباء من مكان لآخر .

• **البريق واللمعان:** لتفاعل الإلكترونات الحرة مع الضوء من خلال امتصاصه ثم اطلاقه كفوتوإلكترونات.

• **الصلابة والقوة:** كلما زادت الإلكترونات الحرة الحركة كلما زادت الصلابة والقوة .

• الروابط الفلزية في الفلزات الانتقالية أقوى من الفلزات القلوية من حيث الصلابة ( **علل ؟** ) لأن الفلزات الانتقالية تحوي إلكترونات حرة الحركة أكثر من الفلزات القلوية ( إلكترون واحد).

**السبيكة:** هي خليط من العناصر ذات الخواص الفلزية الفريدة.

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

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

## الفصل الرابع / الروابط التساهمية

### (4-1) الرابطة التساهمية

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

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



**الجزئية:** يتكون عندما ترتبط ذرتان أو أكثر برابطة تساهمية.

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

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

• عادة ما يُشار إلى زوج الإلكترونات المشترك بزوج إلكترونات الرابطة.

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

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

**المجموعة 16 والروابط التساهمية الأحادية:** تكون رابطتين مثل الماء  $H_2O$

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

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



**روابط سيجما ( $\sigma$ ):** تسمى الروابط التساهمية الأحادية بالرابطة سيجما. تتكون هذه الرابطة عند تداخل مستويات تكافؤهما تداخلاً رأسياً ( رأساً مقابل رأس ) .

تتكون رابطة سيجما عندما يتداخل مجال s مع s آخر أو مع مجال p، أو عند تداخل مجال p مع مجال p آخر.

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

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

**الرابطة باي  $\pi$ :** تتألف الرابطة التساهمية المتعددة من رابطة سيجما واحدة ورابطة باي واحدة على الأقل .

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

**الرابطة التساهمية المتعددة:** تتألف من رابطة سيجما ( $\sigma$ ) واحدة ورابطة باي ( $\pi$ ) واحدة أو اثنتين .

أنه كلما زاد عدد الإلكترونات المشتركة قصرت الرابطة فكلما قصر طول الرابطة كانت أقوى

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

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

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

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

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

المطلوبة لتفكيك روابط المواد المتفاعلة .



## (2-4) تسمية الجزيئات

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

### تسمية المركبات الجزيئية الثنائية الذرات :

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

أمثلة :

خامس أكسيد ثنائي الفوسفور	ثاني أكسيد الكبريت	ثالث فلوريد النيتروجين	رابع كلوريد النيتروجين
P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	SO <sub>2</sub>	NF <sub>3</sub>	CCl <sub>4</sub>

أسماء شائعة :

ملح الطعام NaCl	الماء H <sub>2</sub> O	الهيدرازين N <sub>2</sub> H <sub>4</sub>
صودا الخبز NaHCO <sub>3</sub>	الأمونيا NH <sub>3</sub>	أكسيد النيتريك NO

**تسمية الأحماض الثنائية:** يحتوي الحمض الثنائي على الهيدروجين وعنصر آخر فقط. وتسمى الأحماض الثنائية الشائعة - ومنها حمض الهيدروكلوريك .

### قواعد تسمية الأحماض الثنائية :

- ١- "هيدرو" يضاف في الكلمة الأولى لتسمية (الهيدروجين) من المركب.
- ٢- "يك" تضاف لاسم العنصر الثاني (الكلور) .

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

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

الإشتقاق من الأيون عديد الذرات	تسمية الحمض	مثال	أمثلة أخرى
الشق يبدأ ب (هيو)	يبدأ اسم الحمض ب (هيو) وينتهي (وز)	(هيو كلوريت ClO <sup>-</sup> ) يسمى الحمض حمض الهيو كلوروز HClO	
الشق ينتهي ب (يت )	يضاف لاسم الحمض حرفي (وز)	(نيتريت NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> ) يسمى الحمض حمض النيتروز HNO <sub>2</sub>	
الشق ينتهي ب (ات)	يضاف لاسم الحمض حرفي (يك)	(نترات NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> ) يسمى الحمض حمض النيتريك HNO <sub>3</sub>	
الشق يبدأ ب (بير)	يبدأ اسم الحمض ب (بير) وينتهي (يك)	(بيركلورات ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup> ) يسمى الحمض حمض البيركلوريك HClO <sub>4</sub>	

## (3-4) التراكيب الجزيئية

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

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

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

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

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

### استثناءات القاعدة الثمانية :

١- العدد الفردي من الكترولونات التكافؤ .

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

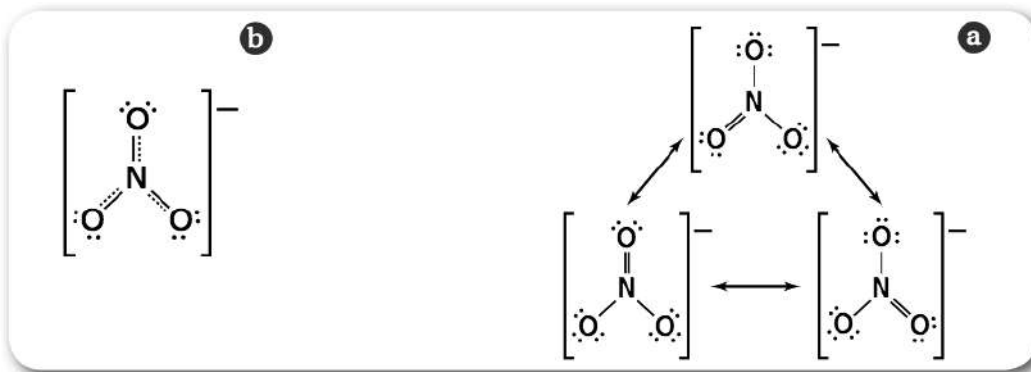
**الرابطة التساهمية التناسقية:** عندما تقدم إحدى الذرات إلكترونين لتشارك بهما ذرة أخرى أو أيونا آخر بحاجة إلى إلكترونين ليكونا ترتيباً إلكترونياً مستقراً بأقل طاقة وضع .

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

**استراتيجية حل المسألة:** رسم تراكيب لويس ( الكتاب ص ١٣٢ )

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

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



الشكل 14-4 أشكال الرنين

لأيون النترات  $\text{NO}_3^-$ .

a. تختلف أشكال الرنين هذه في

مكان الرابطة الثنائية فقط. ولا

تتغير أماكن ذرات النيتروجين

والأكسجين.

b. يكون أيون النترات الحقيقي هو

متوسط أشكال الرنين الثلاثة

في a.

تبين الخطوط المنقطعة أماكن

محتملة للرابطة الثنائية.

## (4-4) أشكال الجزيئات


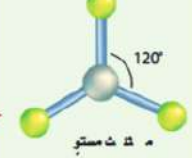

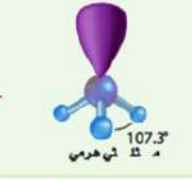


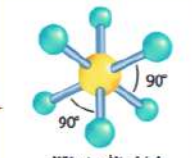
الفكرة الرئيسية: يستعمل نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR لتحديد شكل الجزيء .

**نموذج VSEPR:** التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ .

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

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

**التهجين:** حيث تختلط المستويات الفرعية لتكون مستويات مهجنة جديدة متماثلة

الجدول 4-6	الأشكال الفراغية للجزيئات			العدد الكلي لأزواج الإلكترونات	الجزيء
	أشكال الجزيئات	المستويات المهجنة	الأزواج غير الرابطة		
		sp	0	2	BeCl <sub>2</sub>
يمثل الكرات الذرات، وتمثل العصي الروابط، وأما الفلقات (الفصوص) فتمثل أزواج إلكترونات غير الرابطة.					
يمتد جزيء BeCl <sub>2</sub> 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.					
		sp <sup>2</sup>	0	3	AlCl <sub>3</sub>
تكون أزواج الإلكترونات الثلاثة المكونة للروابط في المركب AlCl <sub>3</sub> على أكبر مسافة بينها عندما تكون على شكل مثلث مستوٍ. والزاوية بين الروابط 120°.					
		sp <sup>3</sup>	0	4	CH <sub>4</sub>
عندما تحتوي الذرة المركزية في جزيء على أربعة أزواج من الإلكترونات الترابطية كما في الميثان CH <sub>4</sub> يكون الشكل رباعي الأوجه منتظمًا والزاوية بين الروابط 109.5°.					
		sp <sup>3</sup>	1	3	PH <sub>3</sub>
جزيء PH <sub>3</sub> ثلاث روابط تساهمية أحادية وزوج غير مرتبط. بأخذ 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 والزاوية بين الروابط 107.3°.					
		sp <sup>3</sup>	2	2	H <sub>2</sub> O
للساء رابطتان تساهميتان وزوجان غير رابطتين، ويصنع التنافر بين الأزواج غير الرابطة زاوية مقدارها 104°. مما يجعل شكل جزيء الماء منحنياً.					
		sp <sup>3</sup> d	0	5	NbBr <sub>5</sub>
جزيء NbBr <sub>5</sub> خمسة أزواج من الإلكترونات الرابطة، لذا يقلل الشكل الشاسي الهرم الثلاثي من التنافر بين أزواج الإلكترونات المشتركة.					
		sp <sup>3</sup> d <sup>2</sup>	0	6	SF <sub>6</sub>
ليس لجزيء SF <sub>6</sub> أزواج إلكترونات غير رابطة مع الذرة المركزية، ومع ذلك فه ستة أزواج رابطة مرتبة حول الذرة المركزية لتكون شكلًا ثماني الأوجه.					

## (4-5) الكهرو سالبية والقطبية

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

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

**الرابطة التساهمية الغير قطبية (نقية):** يكون فرق الكهروسالبية للإلكترونات الرابطة بين ذرتين متماثلتين صفراً.

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

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

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

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

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

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

لأن محصلة العزوم الكهربائية للجزيء تساوي صفراً.

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

أما الجزيئات غير القطبية فتذوب فقط في مواد غير قطبية.

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

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

التساهمية تكون الروابط التساهمية بين الذرات في الجزيئات قوية

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

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

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

ومن الأمثلة على هذه المواد الألماس والكوارتز.

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

مقارنة بالمواد الصلبة الجزيئية.

## الفصل الخامس / الحسابات الكيميائية

### (1-5) المقصود بالحسابات الكيميائية

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

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

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

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

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

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

### (2-5) حسابات المعادلات الكيميائية

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

**حساب المولات :**

**تحويل المولات إلى كتلة:**

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

**تحويل الكتلة إلى المولات:**

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

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

- تعد كتابة المعادلة الكيميائية الموزونة الخطوة الأولى في حل مسائل الحسابات الكيميائية.
- تستخدم النسب المولية المشتقة من المعادلة الكيميائية الموزونة في الحسابات الكيميائية.
- تستخدم الحسابات الكيميائية لحساب كميات المواد المتفاعلة والناتجة عن تفاعل معين .

### (3-5) المادة المحددة للتفاعل

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

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

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

و تُسمى هذه المواد المتبقية **المواد الفائضة**

### تحديد المادة المحددة للتفاعل والمادة الفائضة

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

- الأقل قيمة ناتجة من قسمة عدد مولات المادة من المسألة على عدد مولات المادة نفسها من المعادلة تكون هي المادة المحددة للتفاعل ، والمادة الأكثر (الأخرى) هي الفائضة من التفاعل .
- يجب معرفة المادة المحددة للتفاعل أولاً ومن ثم المادة الفائضة ، (وهي كلها مواد متفاعلة )
- كما يجب حساب كميات المواد المتفاعلة المستهلكة كلياً (المحددة للتفاعل ) والمتبقية بعد التفاعل ( الفائضة ) .

### (4-5) نسبة المردود المئوية

الفكرة الرئيسية: نسبة المردود المئوية قياس لفاعلية التفاعل الكيميائي .

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

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

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

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

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

## الفصل السادس: الهيدروكربونات

### (1-6) مقدمة إلى الهيدروكربونات

**الفكرة الرئيسية:** الهيدروكربونات مركبات عضوية تحتوي على عنصرى الكربون و الهيدروجين فقط وتعد مصدرا للطاقة والمواد الخام .

كان يعتقد العلماء أن المخلوقات الحية العضوية لها قوة حيوية غامضة تمكنها من تركيب مركبات الكربون.  
**دحض فكرة القوة الحيوية:** كان فريدريك فوهلر عالم الكيمياء الألماني أول من قام بتحضير مركب عضوي في المختبر .

**المركب العضوي:** هي المركبات التي تحتوي على الكربون ما عدا أكاسيد الكربون، والكربيدات والكربونات.

• **الكيمياء العضوية:** هي علم من علوم الكيمياء يهتم بدراسة عنصر الكربون بصورة أساسية .

**الهيدروكربونات:** المركبات التي تحتوي على عنصرى الكربون والهيدروجين فقط .

• أبسط المركبات العضوية غاز الميثان  $CH_4$  وهو أبسط جزيء هيدروكربوني والمكون الرئيس للغاز الطبيعي ، ومن أجود أنواع الوقود .

• **استثناءات مركبات الكربون:** مركبات الكربون عضوية ما عدا أكاسيد الكربون (  $CO_2$  ,  $CO$  )

والكربيدات (  $CaC_2$  ) ، والكربونات (  $Na_2CO_3$  ) ، والبيكربونات (  $NaHCO_3$  ) .

• يكون الكربون أربع روابط تساهمية في تراكيب وسلاسل متفرعة وحلقية من ملايين المركبات .

• يتحد الكربون مع ذرات الهيدروجين والنتروجين والأكسجين والكبريت والفسفور والهالوجينات.

### نماذج الهيدروكربونات:

الصيغة البنائية تُظهر الترتيب العام للذرات في الجزيء نموذج الكرة والعصا يوضح الشكل الهندسي للجزيء.

النموذج الفراغي يعطي صورة أكثر واقعية عن الكيفية التي يبدو فيها الجزيء .

**الهيدروكربون المشبع:** هو الهيدروكربون الذي يحتوي على روابط أحادية فقط .

**الهيدروكربون غير المشبع:** هو الهيدروكربون الذي يحتوي على رابطة ثنائية أو ثلاثية واحدة على الأقل .

**التفاعل مع البروم:** الهيدروكربون المشبع لا يتفاعل مع البروم بينما الهيدروكربون الغير مشبع يتفاعل معه .

**التقطير التجزيئي:** عملية تتضمن تبخير النفط عند درجة الغليان ثم تجمع المشتقات أو المكونات المختلفة في

أثناء تكثفها عند درجات حرارة متباينة .

**التكسير الحراري:** هي العملية التي تُحول فيها المكونات الثقيلة إلى جازولين عن طريق تكسير الجزيئات

الكبيرة إلى جزيئات أصغر . وتحدث عملية التكسير الحراري عند غياب الأكسجين ووجود عامل مساعد .

**الجازولين:** هو خليطاً من الهيدروكربونات ، وليس مادة نقية. إذ تتكون معظم جزيئات الهيدروكربونات في

الجازولين التي تحتوي على روابط تساهمية أحادية من 5-12 ذرة كربون .

نظام تصنيف رقم الاوكتان ( منع الفرقة ) ومنها 100, 98, 95, 91, 89 وأرقام أخرى .

## (2-6) الألكانات

**الفكرة الرئيسية:** الألكانات هي هيدروكربونات تحتوي على روابط أحادية فقط .

**الألكانات:** وهي هيدروكربونات تحتوي على روابط أحادية فقط بين الذرات . ( **الصيغة العامة**  $C_nH_{2n+2}$  )

**استخدامات الألكانات:** يستخدم الميثان كوقود والبروبان كوقود للطبخ والتسخين ، والبيوتان في القداحات وصنع المطاط الصناعي . والأيزوبيوتان بوصفه مادة آمنة بيئياً فيستخدم في التبريد وفي إنتاج جل الحلاقة . ويستخدم الهكسان الحلقي في مزيلات الدهان واستخلاص الزيوت الطيارة لتحضير العطور .

**ميثان (1) وإيثان (2) برب (3) البيت (4) بنتان (5) / هكسان (6) وهبتان (7) وأخت (8) النون (9) ديكان (10)**

**تسمية الألكانات:** تنتهي تسميتها بـ المقطع "ان" .

**السلسلة المتماثلة:** سلسلة المركبات التي يختلف بعضها عن بعض في عدد الوحدة المتكررة

**السلسلة الرئيسية:** هي أطول سلسلة كربونية متصلة (مستمرة) عند تسمية الألكانات المتفرعة،

**المجموعات البديلة:** هي كل التفرعات الجانبية

**خطوات تسمية الألكانات:** حسب نظام الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية (نظام أيويك) (IUPAC)

**الخطوة الأولى:** حدّد عدد ذرات الكربون في أطول سلسلة متصلة .

**الخطوة الثانية:** رقم كل ذرة كربون في السلسلة الرئيسية، مبتدئاً الترقيم من طرف السلسلة الأقرب إلى المجموعة البديلة .

**الخطوة الثالثة:** سمّ كل مجموعة ألكيل بديلة .

**الخطوة الرابعة:** إذا تكررت مجموعة الألكيل نفسها أكثر من مرة بوصفها تفرعا ثنائياً ثلاثياً رباعياً .

**الخطوة الخامسة:** الترتيب الهجائي باللغة الإنجليزية .

**الخطوة السادسة:** اكتب الاسم كاملاً الشرطاً لفصل الأرقام عن الكلمات و الفواصل للفصل عن الأرقام .

**تسمى الألكانات بهذه الطريقة (رقم التفرع – اسم التفرع اسم الألكان وفق أطول سلسلة)**

**الألكانات الحلقية:**

**الهيدروكربون الحلقي:** هو المركب العضوي الذي يحتوي على حلقة هيدروكربونية.

**الألكانات الحلقية:** هي الهيدروكربونات الحلقية المحتوية على روابط أحادية فقط .

**خصائص الألكانات:**

**الخصائص الفيزيائية للألكانات:** جزيئات الألكانات غير قطبية لان روابطها جميعها غير قطبية ولا تذوب في المذيبات القطبية ودرجة غليانها وانصهارها منخفضة لعدم وجود روابط هيدروجينية بين جزيئاتها .

**الخصائص الكيميائية للألكانات:** ضعف نشاطها الكيميائي ، ويمكن إرجاع ضعف النشاط الى الروابط القوية نسبياً بين C-H , C-C .



## (3-6) الألكينات والألكاينات

**الفكرة الرئيسية:** الألكينات هي هيدروكربونات تحتوي على رابطة ثنائية واحدة على الأقل. أما الألكاينات فهي هيدروكربونات تحتوي على رابطة ثلاثية واحدة على الأقل.

**الألكينات** هيدروكربونات تحتوي على الأقل على رابطة ثنائية واحدة أما **الألكاينات** فهي هيدروكربونات تحتوي على رابطة ثلاثية واحدة على الأقل.

**الألكينات:** هيدروكربونات غير مشبعة تحتوي على رابطة تساهمية ثنائية واحدة أو أكثر بين ذرات الكربون.

### الصيغة العامة للألكينات $C_nH_{2n}$

**تسمية الألكينات:** تسمى بالطريقة المتبعة في تسميه الألكانات نفسها تقريبا مع تغيير المقطع الأخير ( ان ) للألكان المناظر له في عدد ذرات الكربون إلى المقطع ( ين ) في حالة الألكين .

- يبدأ ترقيم ذرات الكربون في السلسلة الرئيسية ابتداءً من طرف السلسلة الذي يعطي أصغر رقم لأول ذرة كربون في الرابطة الثنائية ثم يستخدم هذا العدد في الاسم .

### تسمى الألكينات بالطريقة/

( رقم التفرع – اسم التفرع – رقم موقع الرابطة الثنائية اسم الألكين وفق أطول سلسلة ) .

- **خواص الألكينات:** الألكينات، مثل الألكانات، مواد غير قطبية، لذا فإن ذائبيتها قليلة في الماء، وتكون درجات انصهارها وجليانها منخفضة. لكن الألكينات أكثر نشاطا من الألكانات ، حيث أن الرابطة المشتركة الثانية تزيد من الكثافة الإلكترونية بين ذرتي الكربون .

- **استخدامات الألكينات:** الإيثين يدخل في تصنيع بولي إيثيلين في المواد البلاستيكية المستخدمة الحقائب البلاستيكية و الحبال وعلب الحليب وكذلك ينتج الإيثين في النباتات لإنضاج الفاكهة .

**الألكاينات:** الهيدروكربونات غير المشبعة التي تحتوي على رابطة ثلاثية واحدة أو أكثر بين ذرات الكربون ويعد الإيثاين  $C_2H_2$  اسيتيلين .

### الصيغة العامة للألكاينات $C_nH_{2n-2}$

**تسميه الألكاينات:** ( اين ) للألكاين بدلا من ( ين ) للألكين المساوي له في عدد ذرات الكربون .

### تسمى الألكاينات بالطريقة/

( رقم التفرع – اسم التفرع – رقم موقع الرابطة الثلاثية اسم الألكاين وفق أطول سلسلة ) .

- **خواص الألكاينات:** للألكاينات خصائص فيزيائية وكيميائية شبيهة بالألكينات .
- والألكاينات أكثر نشاطاً من الألكينات عموماً ، وذلك لأن الرابطة الثلاثية في الألكاينات تشكل كثافة إلكترونية أكبر مما في رابطة الألكينات الثنائية . وتستهمل مشاعل الأسيتيلين عادة في لحام الفلزات.

## (6-4) متشكلات الهيدروكربونات

**الفكرة الرئيسية:** لبعض الهيدروكربونات الصيغة الجزيئية نفسها، لكنها تختلف في صيغها البنائية.

**المتشكلات:** عبارة عن اثنان أو أكثر من المركبات، لها الصيغة الجزيئية نفسها، إلا أنها تختلف في صيغها البنائية.

**المتشكلات البنائية:** للمتشكلات البنائية الصيغة الجزيئية نفسها، إلا أن مواقع (ترتيب) الذرات فيها .

• المتشكلات البنائية لها الصيغة الجزيئية نفسها إلا أنها تختلف في خصائصها الكيميائية والفيزيائية .

**المتشكلات الفراغية:** متشكلات ترتبط فيها الذرات بالترتيب نفسه، ولكنها تختلف في ترتيبها الفراغي (الاتجاهات في الفراغ).

• وهناك نوعان من المتشكلات الفراغية :

١- **في الألكانات** التي تحوي روابط أحادية حيث تكون ذرتا الكربون المرتبطتان برابطة أحادية قادرتين على الدوران بسهولة إحداهما حول الأخرى .

٢- **في الألكينات** عند وجود رابطة تساهمية ثنائية، حيث لا يسمح للذرات بالدوران، وتبقى ثابتة في مكانها .  
(سيس) : بادئة تعني في الجهة نفسها من الجزيء .

(ترانس) : بادئة تعني التركيب الذي تكون فيه مجموعتا الألكيل في جهتين متقابلتين من الجزيء .

وهذه المصطلحات مشتقة من اللغة اللاتينية: (سيس) تعني الجهة نفسها، و(ترانس) تعني الجهة الأخرى .

### المتشكلات الهندسية:

هي المتشكلات الناتجة عن اختلاف ترتيب المجموعات واتجاهها حول الرابطة الثنائية .

### الكيرالية:

هي الخاصية التي يوجد فيها الجزيء في صورتين إحداها تشبه صورة اليد اليمنى والأخرى تشبه صورة اليد اليسرى . وهي كعلاقة جسم وصورته في المرآة ، كتطابق اليد اليمنى مع اليد اليسرى في المرآة .

### المتشكلات الضوئية :

**ذرة الكربون الغير متماثلة** هي تلك التي ترتبط بأربع ذرات أو أكثر أو مجموعات ذرية مختلفة .

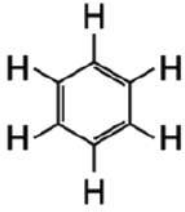
**المتشكلات الضوئية:** متشكلات فراغية ناتجة عن الترتيبات المختلفة للمجموعات الأربعة المختلفة و الموجودة

على ذرة الكربون نفسها لها الخصائص الفيزيائية والكيميائية إلا أن تفاعلاتها الكيميائية تعتمد على الكيرالية

أن المتشكلات التي يكون كل منها صورة مرآة للأخرى تسمى المتشكلات الضوئية متشكل D و متشكل L .

## (5-6) الهيدروكربونات الأروماتية

**الفكرة الرئيسية:** تتصف الهيدروكربونات الأروماتية بدرجة عالية من الثبات ، بسبب بنائها الحلقي حيث تتشارك الإلكترونات في عدد الذرات .

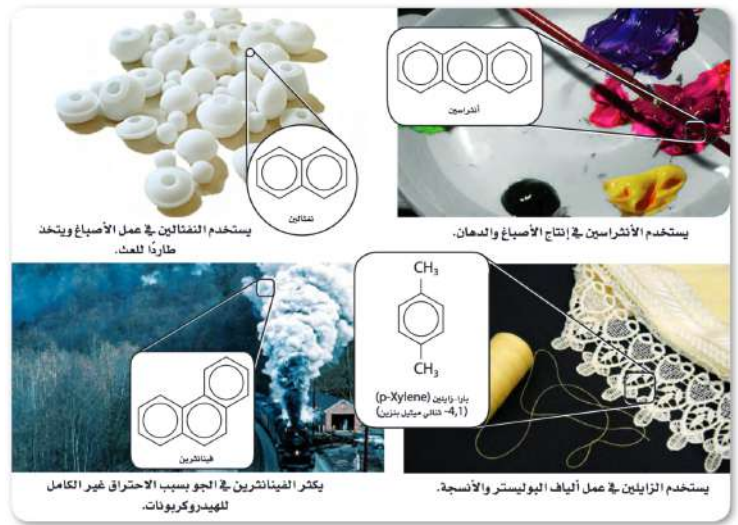


**صيغة البنزين الجزيئية  $C_6H_6$**

**حلم كيكولي:** ساعد حلم كيكولي في استنتاج صيغة البنزين وهي الحلقة السداسية .

شكل جزيء البنزين سداسي يتكون من ذرات الكربون تتناوب فيه الروابط الكيميائية المزدوجة .

**الشكل 26-6** توجد الهيدروكربونات الأروماتية في البيئة بسبب الاحتراق غير الكامل للهيدروكربونات وتستخدم في صناعة الكثير من المنتجات.

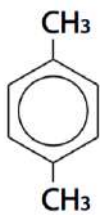


**المركبات الأروماتية:** هي المركبات العضوية التي تحتوي على حلقات البنزين جزءاً من بنائها.

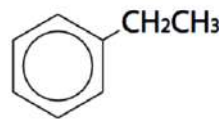
**المركبات الأليفاتية:** هي الزيوت ذات الرائحة الطيبة الموجودة في البهارات و الفواكه وغيرها من أجزاء النباتات مثل الألكانات والألكينات والألكاينات .

**تسمية المركبات الأروماتية :**

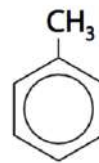
أمثلة:



1، 4-ثنائي ميثيل بنزين



إيثيل بنزين



ميثيل بنزين  
(تولوين)

**المواد المسرطنة :**

استخدام الكثير من المركبات الأروماتية وبخاصة البنزين والتولوين و الإكزايلين بوصفها مذيبيات صناعية ومخبرية . لذلك فإن بعض المركبات الأروماتية مواد مسرطنة أي تسبب مرض السرطان .

**بنزوبايرين:** أول مادة مسرطنة تم اكتشافها وكانت توجد في سِنَاج المداخن وهي مادة أروماتية ،

وتوجد أيضاً في دخان السجائر وعوادم السيارات .

وهناك العديد من المواد المسرطنة الأخرى عافانا الله وإياكم .



**قناة يوتيوب Chemistry 3311**

خاصة بتبسيط الدروس

**حساب تويتر Chemistry 3311**

ينقل لكم كل ما فيه فائدة لمقررات  
كيمياء المرحلة الثانوية

مذكرات دراسية - ملخصات - فيديوهات

أسئلة - معلومات كيميائية

مفيدة لطالب المرحلة الثانوية

وللاختبار التحصيلي

إعداد / هاري محمد المالكي