

\*\*\*\*\*

## مقدمة

منذ قديم الزمان حاول الانسان التعرف على ماهية المادة, و بما أن كل العلوم كانت بيد الفلاسفة فقد كان لهم السبق في البحث و التفكير عن ماهيتها, فهم كما يقال يعرفون كل شيء, و كانت كل محاولاتهم بالطبع مجرد تفكير عقلي بعيدا عن أي تجارب علمية, فمنهم من قال :  
- بأن المصدر الأولي للمادة هو الماء و منهم من ذكر بأن المادة تتألف من أربعة عناصر هي الماء, الهواء, التراب و النار, و منهم من ذكر أن المادة تتألف من دقائق صغيرة تدعى الذرات.  
و خلال هذه الفترة من العصور الانسانية المبكرة ظهرت العديد من الأفكار و التصورات الغريبة التي بنيت على هذه المفاهيم مثل فكرة حجر الفلاسفة و نظرية الفلوجستون و القوة الحيوية و أكسير الحياة.  
نظرية الفلوجستون تقول بوجود خمس مكونات أساسية للمادة و هي : الماء, الهواء, الأرض الدهنية (لأرض القابلة للاحتراق), الأرض المنصهرة (الأرض غير القابلة للاحتراق) و الأرض السائلة. بعد ذلك عدلت هذه النظرية فبدلت الأرض الدهنية بكلمة الفلوجستون (قابل للاشتعال) و بالتالي المادة مكونة من فلوجستون و من لا فلوجستون.  
و كانت كل تلك الرؤى و التصورات التي سادت في تلك الحقبة منبثقة من نظريتين مشهورتين في تلك الفترة و هما النظرية المتصلة و النظرية المنفصلة.  
النظرية المتصلة تنص على أن التقسيم المطرد (أي المتتالي) للمادة سيتصل و يستمر و لن ينتهي, بمعنى أننا لن نصل في النهاية الى أجزاء دقيقة غير قابلة للانقسام بينما النظرية المنفصلة تنص على أن التجزئة المتتالية للمادة ستنتهي بالحصول على دقائق غير قابلة للانقسام.  
استمر هذا التخلف الكيميائي و الذي كان نتاجا طبيعيا لاستخدام التفكير العقلي المجرد في البحث الى القرن السادس عشر حتى جاء دالتون و وضع أول نظرية علمية عن الذرة في عام 1808 للميلاد واستطاع من خلالها تفسير بعض القوانين المعروفة في ذلك الوقت مثل قانون حفظ الكتلة و قانون النسب الثابتة و غيرها.  
و النظرية تتألف باختصار من ثلاثة فروض وهي:  
1- تتألف المادة من دقائق صغيرة غير قابلة للانقسام تدعى الذرات.  
2- الذرة أصغر جزء في العنصر و تختلف العناصر باختلاف ذراتها و أن ذرات العنصر الواحد متشابهة في كل الخواص.  
3- عندما تتحد العناصر لتكوين المركبات فإنها تتحد بأعداد صحيحة من الذرات.  
و هنا وضع دالتون تصوره للذرة وقال بأن الذرة عبارة عن جسيم كروي مصمت (غير فارغ) ذو كثافة عالية يشبه كرة البلياردو.  
و الحقيقة أن هذه الفكرة الكبيرة في نوعية التفكير (من تفكير عقلي مجرد إلى تفكير نابع عن مشاهدة قوانين طبيعية ومحاولة تفسيرها) والتي انتهجها دالتون في بحثه شجعت العلماء في ذلك الوقت على السير في البحث و التنقيب عن ماهية المادة ومحاولة الكشف عن المزيد حول تركيب الذرة.  
في أوائل القرن العشرين ظهرت النظرية الحديثة حول بنية المادة عموما و بنية الذرة على وجه الخصوص و التي بدأت بنظرية بوهر ثم كملت بظهور الميكانيك الكمي الذي يعتبر ثورة علمية تطورت بفضلها كل العلوم تقريبا.

## تعريف الكيمياء

الكيمياء هي العلم الذي يصف المادة و خواصها و التحولات التي تطرأ عليها و التغيرات في الطاقة التي تصاحب هذه التغيرات. البعض يسمي الكيمياء أم العلوم لان تطبيقاتها تشمل عالم الجماد و عالم الأحياء. و هي تنقسم إلى عدة فروع منها :  
الكيمياء العامة – الكيمياء العضوية – الكيمياء التحليلية – الكيمياء المعدنية – الكيمياء الطيفية – الكيمياء الصيدلانية – الكيمياء الطبية.. الخ.

## المادة و الطاقة

### تعريف المادة

المادة تشمل كل شيء له كتلة و يشغل حيزا معينا من الفراغ بحيث يمكن تحسسه بحواسنا او بأجهزة خاصة اذا تعذر ذلك. الكتلة تعبر عن كمية المادة التي تتكون منها عينة معينة لجسم ما. فكلما كانت كتلة جسم ما كبيرة كلما استوجب ذلك استعمال قوة كبيرة لتحريكه.

### تعريف الطاقة

الطاقة هي القدرة على بذل عمل ما أو نقل الحرارة. توجد عدة أنواع من الطاقة مثل:  
الطاقة الميكانيكية – الطاقة الضوئية – الطاقة الكهربائية – الطاقة الحرارية ..الخ.  
تتميز الطاقة بقدرتها على التحول من صورة إلى أخرى و هي مشكلة من قسمين رئيسيين هما الطاقة الحركية و الطاقة الكامنة.

### قانون انحفاظ المادة

لا تتغير كمية المادة خلال تفاعل كيميائي أو تحول فيزيائي.

### قانون انحفاظ الطاقة

لا تتشكل الطاقة أو تدمر خلال تفاعل كيميائي أو تحول فيزيائي ولكنها يمكن أن تتحول من صورة إلى أخرى.

### قانون انحفاظ الطاقة و المادة

خلال التفاعلات النووية يمكن أن تتحول الطاقة إلى مادة و العكس صحيح. بمعنى أن كميتي الطاقة و المادة في الكون ثابتتان. عبر أنشتاين عن هذا بالعلاقة التالية:

$$m \cdot C^2 = E$$

### حالات المادة

يمكن تصنيف المادة حسب الحالة الفيزيائية لها إلى ثلاث حالات و هي:

**الحالة الصلبة :** وهي أكثر حالات المادة انتظاما حيث يملك الجسم الصلب شكلا محددا تماما. لا يتغير الحجم بصورة معتبرة بتغير الضغط و درجة الحرارة و في كثير من الأحيان يكون الجسم الصلب بلوريا حيث تحتل ذراته أو جزيئاته مواقع محددة تماما في الفراغ. كما تكون قوى التماسك عالية.

**- الحالة السائلة :** الجسم السائل أقل انتظاما من الجسم الصلب و قوى التماسك فيه أقل قوة كما أنه يتخذ شكل الإناء الذي يوضع فيه و يعتبر ضعيف القابلية للانضغاط.

**- الحالة الغازية:** الجسم السائل أقل انتظاما من الجسم السائل و قوى التماسك فيه اضعف و هو أقل كثافة من الجسم الصلب و الجسم السائل. و يشغل الجسم الغازي كل حجم الإناء الذي يوضع فيه و يلبسه و هو سهل الانضغاط مما يدل على أن المسافات بين جزيئات الغاز كبيرة جدا إذا ما قورنت بتلك الموجودة عند الأجسام الصلبة و السائلة.

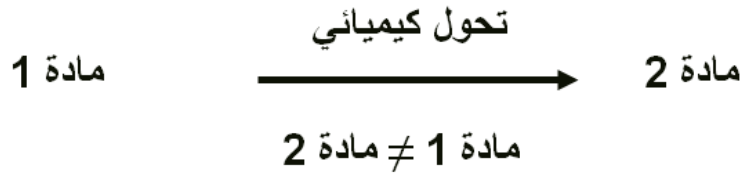
		
عينة من اليود صلب	عينة من البروم سائل	عينة من الكلور غاز

### الخواص الكيميائية و الفيزيائية

تنقسم خواص الأجسام إلى كيميائية و فيزيائية.  
- تتعلق الأولى بالتركيب الكيميائي أي بقوى الترابط الموجودة بين الذرات التي تشكل جزيئات الجسم.  
- الخواص الفيزيائية فتتعلق فقط بقوى التماسك بين جزيئات جسم ما.

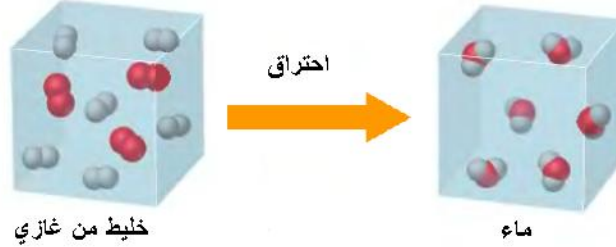
### التحولات الكيميائية و التحولات الفيزيائية

**- التحولات الكيميائية** هي التحولات التي تطرأ على المادة فتغير من طبيعتها. بمعنى أنها تتحول إلى مادة أو عدة مواد أخرى حيث تنكسر خلال التحول الكيميائي روابط كيميائية في جزيئات المواد المتفاعلة و تتشكل روابط كيميائية جديدة لتشكل المواد الناتجة.

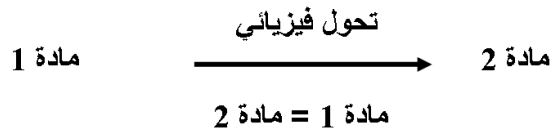


الحالة الفيزيائية 1  $\neq$  أو = الحالة الفيزيائية 2

الحالة الكيميائية 1  $\neq$  الحالة الكيميائية 2

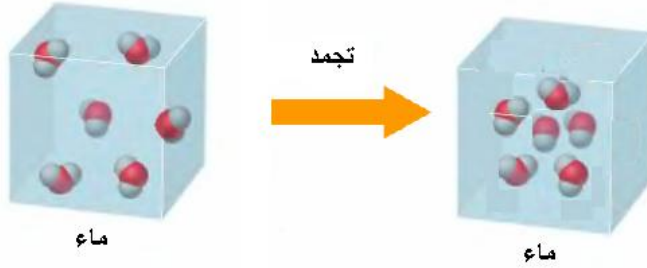


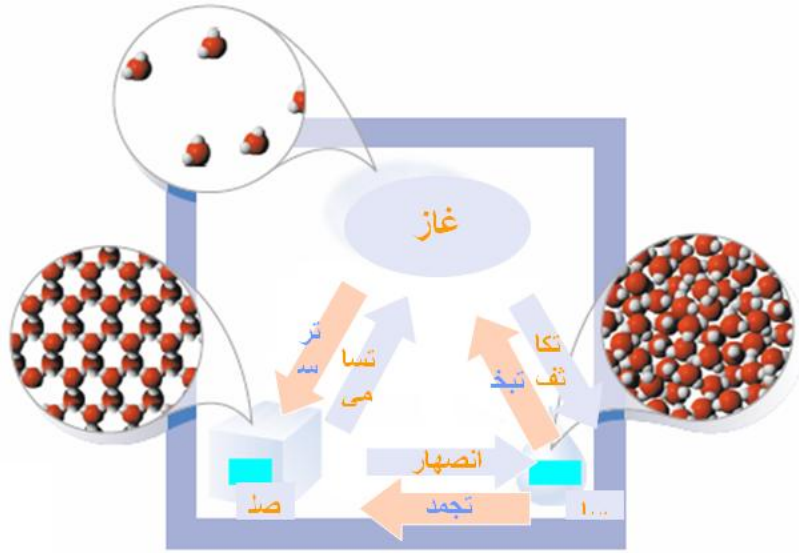
- **التحولات الفيزيائية** هي التحولات التي تطرأ على المادة دون أن تغير من طبيعتها. بمعنى أنه لا تتشكل مواد جديدة لأن قوى الترابط لا تمس و إنما قوى التماسك بين الجزيئات هي وحدها التي تتغير. تغير قوى التماسك يؤدي إلى تغير الحالة الفيزيائية للمادة كأن تنصهر أو تتبخر أو تتسامى.



الحالة الفيزيائية 1  $\neq$  الحالة الفيزيائية 2

الحالة الكيميائية 1 = الحالة الكيميائية 2





### القوانين الحجمية للمادة

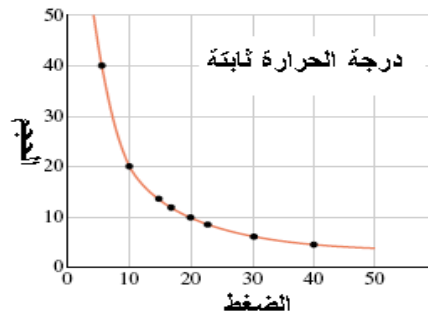
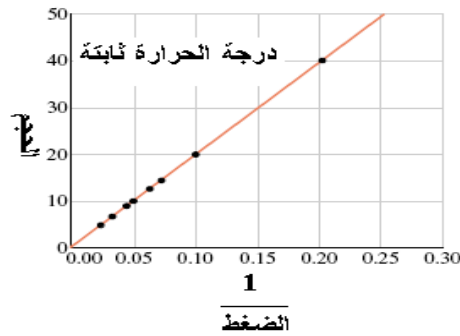
- تعريف الغاز المثالي : الغاز المثالي هو غاز تكون القوى المتبادلة بين جزيئاته معدومة. يقترب ابغاز الحقيقي من الحالة المثالية لما يقترب ضغطه من الصفر.

- قانون بويل : عند درجة حرارة ثابتة, جداء ضرب ضغط غاز مثالي في حجمه ثابت.

$$PV = k \quad (\text{constant } n, T)$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

P	V	P × V	1/P
5.0	40.0	200	0.20
10.0	20.0	200	0.10
15.0	13.3	200	0.0667
17.0	11.8	201	0.0588
20.0	10.0	200	0.0500
22.0	9.10	200	0.0455
30.0	6.70	201	0.0333
40.0	5.00	200	0.0250



قانون شارل : عند ضغط ثابت, يتناسب حجم الغاز المثالي طردا مع درجة حرارته المطلقة.

$$V \propto T \quad \text{أو} \quad V = kT$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

توحيد قانوني شارل و بويل : يمكن توحيد قانوني شارل وبويل تحت قانون واحد بحيث ان حميه غاز مثالي معينه نوصف حالتها بالقانون التالي :

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

قانون أفوغادرو و الحجم المولي القياسي : عند درجة حرارة و ضغط معينين, الأحجام المتساوية لجميع الغازات تحتوي على نفس العدد من الجزيئات.  
عند درجة حرارة و ضغط ثابتين, حجم الغاز يتناسب طرذا مع (عدد مولاته) n .

$$V \propto n \quad \text{أو} \quad V = kn \quad \text{أو} \quad \frac{V}{n} = k \quad \frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

الحجم المولي لغاز مثالي: الحجم المولي لغاز مثالي في الشروط القياسية يساوي 22,414 لتر/مول.

$$V_{\text{mol}} = 22,414 \text{ litres/mol}$$

$$T = 0^\circ\text{C}, P = 1\text{atm} = 760 \text{ mmHg}$$

قانون الغازات المثالية : بتوحيد قوانين بويل و شارل و أفوغادرو نحصل على قانون عام يسمى القانون العام للغازات المثالية وهو :

$$PV = nRT$$

P ضغط الغاز المثالي

V حجم الغاز المثالي

T درجة حرارة الغاز المثالي المطلقة

n عدد مولات الغاز المثالي

R ثابت الغازات المثالية

تتوقف قيمة ثابت الغازات المثالية على وحدات قياس الضغط و الحجم. وحدة قياس درجة الحرارة هي دائما درجة الحرارة المطلقة .  
أو درجة كلفين °K

$$273,15^\circ\text{C} = 0^\circ\text{K}$$

$$R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$P = \text{pascal}, T = ^\circ\text{K}, n = \text{mol}, V = \text{m}^3$$

$$R = 2 \text{ cal} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$1 \text{ Cal} = 4,185 \text{ J}$$

$$R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$P = \text{atm}, T = ^\circ\text{K}, n = \text{mol}, V = \text{L}$$

$$1 \text{ atm} = \equiv 101,325 \times 10^3 \text{ pa}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$

القوانين الكتلية للمادة

قانون النسب المحددة : كل جسم نقي يحتوي دائما على نفس العناصر و بنفي النسب الكتلية. النسب بين ذرات العناصر المكونة له ثابتة و بسيطة. يسمى هذا القانون أيضا قانون النسب الثابتة.

قانون النسب المضاعفة: لما يتحد عنصران ويكونان أكثر من مركب كيميائي, تكون النسبة بين كتل أحدهما التي تتحد بنفس الكتلة من الآخر في مختلف المركبات التي يكوناهما مع بعضهما البعض أعدادا طبيعية بسيطة.  
مثال : يتحد الأكسجين مع الأزوت لتشكيل مركبين هما :



$$\text{In } \text{N}_2\text{O}_3: \frac{2 \text{ g O}}{\text{g N}} = \frac{48.0 \text{ g O}}{28.0 \text{ g N}} = 1.71 \text{ g O/g N}$$

$$\text{In NO: } \frac{2 \text{ g O}}{\text{g N}} = \frac{16.0 \text{ g O}}{14.0 \text{ g N}} = 1.14 \text{ g O/g N}$$

النسبة هي :

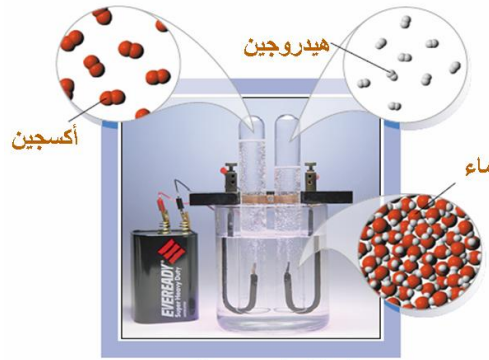
$$\left\{ \begin{array}{l} \frac{\text{g O}}{\text{g N}} (\text{in } \text{N}_2\text{O}_3) \\ \frac{\text{g O}}{\text{g N}} (\text{in NO}) \end{array} \right\} \rightarrow \frac{1.71 \text{ g O/g N}}{1.14 \text{ g O/g N}} = \frac{1.5}{1.0} = \frac{3}{2}$$

### الخليط

الخليط هو جسم مكون من عدة مركبات تختلف عن بعضها البعض في الطبيعة أو التركيب الكيميائي. نسبة كل مركب تتوقف على مصدر هذا الخليط الذي يمكن أن يكون متجانسا أو غير متجانس. كما يمكن الفصل بين مركبات خليط ما باستعمال طرق الفصل الكيميائية مثل الترشيح و الطرد المركزي و التقطير و باستعمال مغناطيس الخ....

### الجسم النقي

الجسم النقي هو مادة ذات طبيعة كيميائية واحدة و ثابتة و لا يمكن تفكيكه أو فصله الى مواد أخرى باستعمال طرق الفصل الكيميائية مثل الترشيح و الطرد المركزي و التقطير و باستعمال مغناطيس الخ....

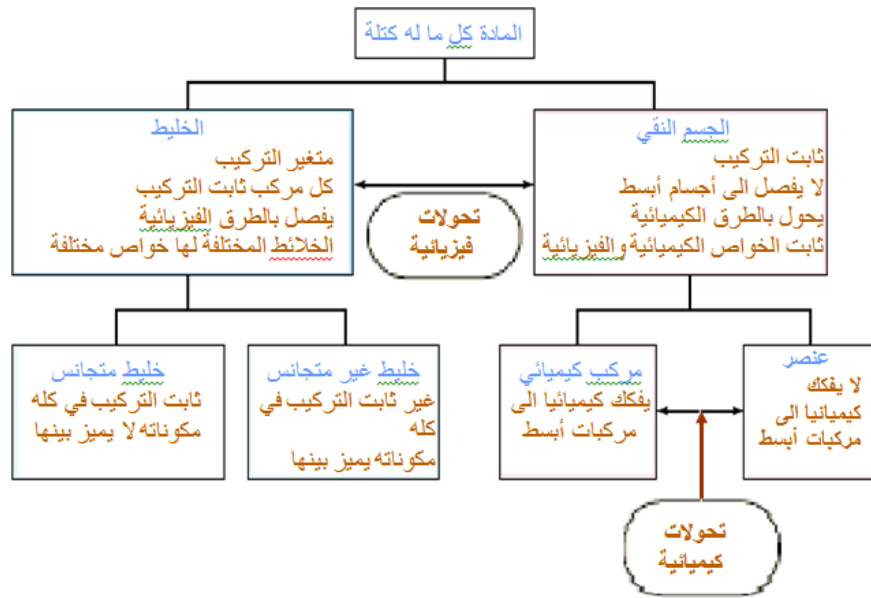


التحليل الكهربائي للماء

التحليل الكهربائي هو عملية تفكيك كهر وكيميائية و ليس عملية فصل فيزيائية.

### تلخيص الفروقي بين التحول الفيزيائي والتحول الكيميائي

التحول الكيميائي	التحول الفيزيائي
* تتشكل أجسام جديدة	* لا تتشكل أجسام جديدة
* يصعب أو يستحيل الرجوع إلى الحالة الابتدائية للمادة	* يمكن الرجوع إلى الحالة الابتدائية
* تختلف الأجسام الناتجة عن الجسام الأصلية في بعض خواصها أو كل خواصها	* لا تختلف الأجسام الناتجة عن الأجسام الأصلية في الخواص

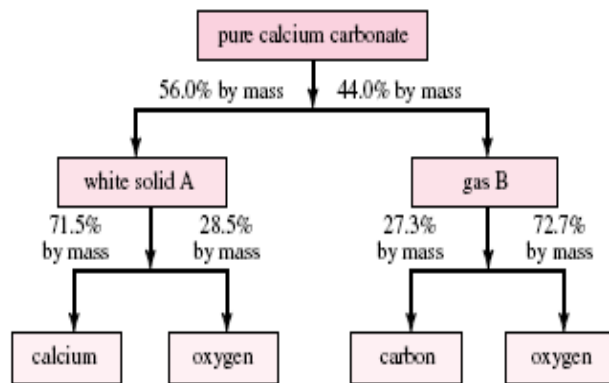


### المركب الكيميائي

المركب الكيميائي هو جسم نقي يمكن تفكيكه إلى أجسام نقية أخرى أكثر بساطة باستعمال الطرق الكيميائية بحيث تكون النسبة الكتلية بينها دوماً ثابتة.

### العنصر

العنصر هو جسم نقي لا يمكن تفكيكه إلى أجسام أبسط باستعمال الطرق الكيميائية. العينات المختلفة لأي جسم نقي تحتوي على نفس العناصر و بنفس النسب الكتلية.



### بعض العناصر الكيميائية ورموزها

الرمز	العنصر	الرمز	العنصر	الرمز	العنصر
Ag	silver ( <i>argentum</i> )	F	fluorine	Ni	nickel
Al	aluminum	Fe	iron ( <i>ferrum</i> )	O	oxygen
Au	gold ( <i>aurum</i> )	H	hydrogen	P	phosphorus
B	boron	He	helium	Pb	lead ( <i>plumbum</i> )
Ba	barium	Hg	mercury ( <i>hydrargyrum</i> )	Pt	platinum
Bi	bismuth	I	iodine	S	sulfur
Br	bromine	K	potassium ( <i>kalium</i> )	Sb	antimony ( <i>stibium</i> )
C	carbon	Kr	krypton	Si	silicon
Ca	calcium	Li	lithium	Sn	tin ( <i>stannum</i> )
Cd	cadmium	Mg	magnesium	Sr	strontium
Cl	chlorine	Mn	manganese	Ti	titanium
Co	cobalt	N	nitrogen	U	uranium
Cr	chromium	Na	sodium ( <i>natrium</i> )	W	tungsten ( <i>Wolfram</i> )
Cu	copper ( <i>cuprum</i> )	Ne	neon	Zn	zinc

### نسبة بعض العناصر الكيميائية في القشرة الأرضية و المحيطات و الهواء

العنصر	الرمز	بالكتلة %	العنصر	الرمز	بالكتلة %
oxygen	O	49.5%	chlorine	Cl	0.19%
silicon	Si	25.7	phosphorus	P	0.12
aluminum	Al	7.5	manganese	Mn	0.09
iron	Fe	4.7	carbon	C	0.08
calcium	Ca	3.4	sulfur	S	0.06
sodium	Na	2.6	barium	Ba	0.04
potassium	K	2.4	chromium	Cr	0.033
magnesium	Mg	1.9	nitrogen	N	0.030
hydrogen	H	0.87	fluorine	F	0.027
titanium	Ti	0.58	zirconium	Zr	0.023
			All others combined		≈0.1%

القياسات في و الكيمياء  
- وحدات القياس السبعة الأساسية

### وحدات القياس السبعة الأساسية

الرمز	اسم الوحدة	المقدار الفيزيائي
m	meter	الطول
kg	kilogram	الكتلة
s	second	الزمن
A	ampere	التيار الكهربائي
K	kelvin	درجة الحرارة
cd	candela	الشدة الضوئية
mol	mole	كمية المادة النقية

البوادي المستعملة في النظام المتري و في النظام الدولي للتعبير عن المقادير

### البوادي المستعملة في النظام المتري و في النظام الدولي

البانفة	الشكل المختزل	المعنى	مثال
mega-	M	$10^6$	1 megameter (Mm) = $1 \times 10^6$ m
kilo-	k	$10^3$	1 kilometer (km) = $1 \times 10^3$ m
deci-	d	$10^{-1}$	1 decimeter (dm) = $1 \times 10^{-1}$ m
centi-	c	$10^{-2}$	1 centimeter (cm) = $1 \times 10^{-2}$ m
milli-	m	$10^{-3}$	1 milligram (mg) = $1 \times 10^{-3}$ g
micro-	$\mu$	$10^{-6}$	1 microgram ( $\mu$ g) = $1 \times 10^{-6}$ g
nano-	n	$10^{-9}$	1 nanogram (ng) = $1 \times 10^{-9}$ g
pico-	p	$10^{-12}$	1 picogram (pg) = $1 \times 10^{-12}$ g

### الذرات و الجزيئات

- كل عنصر كيميائي مكون من جسيمات تسمى ذرات ذات أبعاد صغيرة جدا غير قابلة للتجزئة بالطرق الكيميائية و الفيزيائية.
- كل ذرات عنصر ما تملك نفس الخواص التي تختلف عن خواص ذرات عنصر آخر.
- لا يمكن إنشاء الذرات كيميائيا أو تدميرها أو تحويلها إلى ذرات عنصر آخر.
- تتشكل المركبات الكيميائية لما تتحد كيميائيا ذرات عناصر مختلفة حسب نسب أعداد كاملة.



- الأعداد النسبية و طبيعة العناصر المكونة لمركب كيميائي ما ثابتة.

### الصيغة الكيميائية

الصيغة الكيميائية لمركب ما تدل على تركيبه الكيميائي حيث تعطي عدد و طبيعة الذرات المكونة له دون أن تكشف عن كيفية ارتباطها ببعضها البعض. الصيغة الكيميائية لذرة واحدة هي نفسها الرمز الكيميائي للعنصر (مثال الغازات النادرة).

### أسماء و الصيغ الكيميائية لبعض المركبات الكيميائية

الاسم	الصيغة	الاسم	الصيغة	الاسم	الصيغة
water	H <sub>2</sub> O	sulfur dioxide	SO <sub>2</sub>	butane	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>
hydrogen peroxide	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	sulfur trioxide	SO <sub>3</sub>	pentane	C <sub>5</sub> H <sub>12</sub>
hydrogen chloride*	HCl	carbon monoxide	CO	benzene	C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>
sulfuric acid	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	carbon dioxide	CO <sub>2</sub>	methanol (methyl alcohol)	CH <sub>3</sub> OH
nitric acid	HNO <sub>3</sub>	methane	CH <sub>4</sub>	ethanol (ethyl alcohol)	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH
acetic acid	CH <sub>3</sub> COOH	ethane	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	acetone	CH <sub>3</sub> COCH <sub>3</sub>
ammonia	NH <sub>3</sub>	propane	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	diethyl ether (ether)	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> -O-CH <sub>2</sub> CH <sub>3</sub>

### تحديد الصيغة المجرىة للمركبات الكيميائية

مثال : لنحدد الصيغة المجرىة للغلوكوز علما أن كتلته المولية تساوي 180 غ/مول.

العنصر	كتلة العنصر	عدد مولات العنصر التقسيم على الكتلة الذرية	التقسيم على الأصغر	الصيغة المجرىة الأبسط
C	0.04055 g	$\frac{0.04055}{12.01} = 0.003376 \text{ mol}$	$\frac{0.003376}{0.003376} = 1.00 \text{ C}$	CH <sub>2</sub> O
H	0.00681 g	$\frac{0.00681}{1.008} = 0.00676 \text{ mol}$	$\frac{0.00676}{0.003376} = 2.00 \text{ H}$	
O	0.0540 g	$\frac{0.0540}{16.00} = 0.00338 \text{ mol}$	$\frac{0.00338}{0.003376} = 1.00 \text{ O}$	

الصيغة المجرىة الأبسط هي : (CH<sub>2</sub>O)<sub>n</sub>

حساب n	حساب الصيغة المجرىة	الصيغة المجرىة
$n = \frac{180}{30.03} = 6.00$	$6 \times (\text{CH}_2\text{O}) = \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub>

### الكتلة الذرية ووحدة الكتلة الذرية

آلاف التجارب أجريت على التركيب العنصري للمركبات الكيميائية أدى الى اعتماد سلم للكتل الذرية النسبية بنيت على ما يسمى وحدة الكتلة الذرية. تعرف هذه الأخيرة على أنها 1/12 من كتلة ذرة واحدة من ذرات أحد نظائر عنصر الكربون 12.

العنصر	الهيدروجين H	الصوديوم Na	المغنيزيوم Mg
الكتلة الذرية	1.00794 uma	22.989768 uma	24.3050 uma

### المول

الوحدة الدولية لكمية المادة هي المول و يرمز له بالرمز mol.

و يعرف على أنه كمية من مادة ما تحتوي على عدد من الكائنات الكيميائية (ذرات أو جزيئات أو أي جسيمات أخرى) يساوي ما يحتويه 12 غ من الكربون 12 النقي. حدد هذا العدد بعدة طرق و القيمة المعتمدة حاليا هي :

$$1 \text{ mol} = 6.0221367 \times 10^{23}$$

يسمى هذا العدد عدد أفوغادرو نسبة إلى العالم Amedeo Avogadro و يرمز له بالرمز  $\mathcal{N}$ .

كتلة 1 مول من ذرات عنصر نقي بوحدة الغرام تساوي حسابيا الكتلة الذرية لهذا العنصر بوحدة الكتلة الذرية. تسمى أيضا الكتلة المولية، ووحدتها هي غ/مول أو g/mol.

### كتلة 1 مول من ذرات بعض العناصر

العنصر	كتلة عينة من	تحتوي على
الكربون	12.0 g C	$6.02 \times 10^{23}$ C atoms or 1 mol of C atoms
النتيتان	47.9 g Ti	$6.02 \times 10^{23}$ Ti atoms or 1 mol of Ti atoms
الذهب	197.0 g Au	$6.02 \times 10^{23}$ Au atoms or 1 mol of Au atoms
الهيدروجين	1.0 g H <sub>2</sub>	$6.02 \times 10^{23}$ H atoms or 1 mol of H atoms ( $3.01 \times 10^{23}$ H <sub>2</sub> molecules or $\frac{1}{2}$ mol of H <sub>2</sub> molecules)
الكبريت	32.1 g S <sub>8</sub>	$6.02 \times 10^{23}$ S atoms or 1 mol of S atoms ( $0.753 \times 10^{23}$ S <sub>8</sub> molecules or $\frac{1}{8}$ mol of S <sub>8</sub> molecules)

وحدة الكتلة الذرية بوحدة الغرام

$$1 \text{ uma (g)} = 12/12 \times \mathcal{N} = 12/12 \times 6,0221367 \times 10^{23}$$

$$1 \text{ uma (g)} = 1,6605 \times 10^{-24} \text{ g}$$

الكتلة المولية للمركبات الكيميائية

تساوي الكتلة المولية لمركب ما مجموع الكتل المولية للعناصر الكيميائية المكونة له حسب الصيغة الكيميائية له.

مثال : حساب الكتلة المولية للمركب P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

$$M_{\text{P}_2\text{O}_5} = 2 \times M_{\text{P}} + 5 \times M_{\text{O}} = 2 \times 31 + 5 \times 16 = 62 + 80 = 142 \text{ g/mol}$$

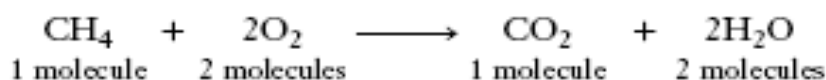
### 1 مول لبعض المركبات الكيميائية

المركب	الكتلة المولية	عينة كتلتها	تحتوي على
hydrogen	2.0	2.0 g H <sub>2</sub>	$\left\{ \begin{array}{l} 6.02 \times 10^{23} \text{ H}_2 \text{ molecules or} \\ 1 \text{ mol of H}_2 \text{ molecules} \\ \text{(contains } 2 \times 6.02 \times 10^{23} \text{ H} \\ \text{atoms or 2 mol of H atoms)} \end{array} \right.$
oxygen	32.0	32.0 g O <sub>2</sub>	$\left\{ \begin{array}{l} 6.02 \times 10^{23} \text{ O}_2 \text{ molecules or} \\ 1 \text{ mol of O}_2 \text{ molecules} \\ \text{(contains } 2 \times 6.02 \times 10^{23} \text{ O} \\ \text{atoms or 2 mol of O atoms)} \end{array} \right.$
methane	16.0	16.0 g CH <sub>4</sub>	$\left\{ \begin{array}{l} 6.02 \times 10^{23} \text{ CH}_4 \text{ molecules or} \\ 1 \text{ mol of CH}_4 \text{ molecules} \\ \text{(contains } 6.02 \times 10^{23} \text{ C atoms} \\ \text{and } 4 \times 6.02 \times 10^{23} \text{ H atoms)} \end{array} \right.$
acetic acid (vinegar)	60.0	60.0 g CH <sub>3</sub> COOH	$\left\{ \begin{array}{l} 6.02 \times 10^{23} \text{ CH}_3\text{COOH} \\ \text{molecules or 1 mol of} \\ \text{CH}_3\text{COOH molecules} \end{array} \right.$

الكتل المولية لبعض المركبات الكيميائية			
المركب	الكتلة حسب الصيغة	كتلة 1 مول بـالغرام	تحتوي على
كلوريد الصوديوم	58.4	58.4 g NaCl	$\left\{ \begin{array}{l} 6.02 \times 10^{23} \text{ Na}^+ \text{ ions or} \\ 1 \text{ mol of Na}^+ \text{ ions} \\ 6.02 \times 10^{23} \text{ Cl}^- \text{ ions or} \\ 1 \text{ mol of Cl}^- \text{ ions} \end{array} \right.$
كلوريد الكالسيوم	111.0	111.0 g CaCl <sub>2</sub>	$\left\{ \begin{array}{l} 6.02 \times 10^{23} \text{ Ca}^{2+} \text{ ions or} \\ 1 \text{ mol of Ca}^{2+} \text{ ions} \\ 2(6.02 \times 10^{23}) \text{ Cl}^- \text{ ions or} \\ 2 \text{ mol of Cl}^- \text{ ions} \end{array} \right.$
كبريتات الألومنيوم	342.1	342.1 g Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	$\left\{ \begin{array}{l} 2(6.02 \times 10^{23}) \text{ Al}^{3+} \text{ ions or} \\ 2 \text{ mol of Al}^{3+} \text{ ions} \\ 3(6.02 \times 10^{23}) \text{ SO}_4^{2-} \text{ ions or} \\ 3 \text{ mol of SO}_4^{2-} \text{ ions} \end{array} \right.$

المعادلات الكيميائية و ستوكيومترية التفاعلات  
المعادلات الكيميائية تستعمل لوصف التحولات أو التفاعلات الكيميائية وهي تبين ما يلي :

- (1) المواد المتفاعلة في الطرف الأيسر.
- (2) المواد الناتجة في الطرف الأيمن.
- (3) المعاملات الستوكيومترية التي تبين النسبة التي يظهر بها كل مركب في التفاعل.
- (4) سهمها يفصل بين المتفاعلات و النواتج و ينطلق في اتجاه هذه الأخيرة.
- (5) احترام مبدأ انحفاظ الذرات خلال التفاعل.



الكتلة الذرية ووحدة الكتلة الذرية  
آلاف التجارب أجريت على التركيب العنصري للمركبات الكيميائية أدى الى اعتماد سلم للكتل الذرية النسبية بنيت على ما يسمى وحدة الكتلة الذرية. تعرف هذه الأخيرة على أنها 1/12 من كتلة ذرة واحدة من ذرات أحد نظائر عنصر الكربون 12.

العنصر	الهيدروجين H	الصوديوم Na	المغنيزيوم Mg
الكتلة الذرية	1.00794 uma	22.989768 uma	24.3050 uma

المول  
الوحدة الدولية لكمية المادة هي المول و يرمز له بالرمز mol.  
و يعرف على أنه كمية من مادة ما تحتوي على عدد من الكائنات الكيميائية (ذرات أو جزيئات أو أي جسيمات أخرى) يساوي ما يحتويه 12 غ من الكربون 12 النقي. حدد هذا العدد بعدة طرق و القيمة المعتمدة حاليا هي :

$$1 \text{ mole} = 6.0221367 \times 10^{23}$$

و يرمز له بالرمز  $\mathcal{N}$

يسمى هذا العدد عدد أفوغادرو نسبة إلى العالم : Amedeo Avogadro

## كتلة 1 مول من ذرات بعض

العنصر	كتلة عينة من	تحتوي على
الكربون	12.0 g C	$6.02 \times 10^{23}$ C atoms or 1 mol of C atoms
التيتانيوم	47.9 g Ti	$6.02 \times 10^{23}$ Ti atoms or 1 mol of Ti atoms
الذهب	197.0 g Au	$6.02 \times 10^{23}$ Au atoms or 1 mol of Au atoms
الهيدروجين	1.0 g H <sub>2</sub>	$6.02 \times 10^{23}$ H atoms or 1 mol of H atoms ( $3.01 \times 10^{23}$ H <sub>2</sub> molecules or $\frac{1}{2}$ mol of H <sub>2</sub> molecules)
الكبريت	32.1 g S <sub>8</sub>	$6.02 \times 10^{23}$ S atoms or 1 mol of S atoms ( $0.753 \times 10^{23}$ S <sub>8</sub> molecules or $\frac{1}{8}$ mol of S <sub>8</sub> molecules)

الكتلة المولية للمركبات الكيميائية  
تساوي الكتلة المولية لمركب ما مجموع الكتل المولية للعناصر الكيميائية المكونة له حسب الصيغة الكيميائية له.

مثال : حساب الكتلة المولية للمركب P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

$$M_{P_2O_5} = 2 \times M_P + 5 \times M_O = 2 \times 31 + 5 \times 16 = 62 + 80 = 142 \text{ g/mol}$$

## 1 مول لبعض المركبات الكيميائية

المركب	الكتلة المولية	عينة كتلتها	تحتوي على
hydrogen	2.0	2.0 g H <sub>2</sub>	$\left\{ \begin{array}{l} 6.02 \times 10^{23} \text{ H}_2 \text{ molecules or} \\ 1 \text{ mol of H}_2 \text{ molecules} \\ \text{(contains } 2 \times 6.02 \times 10^{23} \text{ H} \\ \text{atoms or 2 mol of H atoms)} \end{array} \right.$
oxygen	32.0	32.0 g O <sub>2</sub>	$\left\{ \begin{array}{l} 6.02 \times 10^{23} \text{ O}_2 \text{ molecules or} \\ 1 \text{ mol of O}_2 \text{ molecules} \\ \text{(contains } 2 \times 6.02 \times 10^{23} \text{ O} \\ \text{atoms or 2 mol of O atoms)} \end{array} \right.$
methane	16.0	16.0 g CH <sub>4</sub>	$\left\{ \begin{array}{l} 6.02 \times 10^{23} \text{ CH}_4 \text{ molecules or} \\ 1 \text{ mol of CH}_4 \text{ molecules} \\ \text{(contains } 6.02 \times 10^{23} \text{ C atoms} \\ \text{and } 4 \times 6.02 \times 10^{23} \text{ H atoms)} \end{array} \right.$
acetic acid (vinegar)	60.0	60.0 g CH <sub>3</sub> COOH	$\left\{ \begin{array}{l} 6.02 \times 10^{23} \text{ CH}_3\text{COOH} \\ \text{molecules or 1 mol of} \\ \text{CH}_3\text{COOH molecules} \end{array} \right.$

الكتل المولية لبعض المركبات الكيميائية			
المركب	الكتلة حسب الصيغة	كتلة 1 مول بالغرام	تحتوي على
كلوريد الصوديوم	58.4	58.4 g NaCl	$\left\{ \begin{array}{l} 6.02 \times 10^{23} \text{ Na}^+ \text{ ions or} \\ 1 \text{ mol of Na}^+ \text{ ions} \\ 6.02 \times 10^{23} \text{ Cl}^- \text{ ions or} \\ 1 \text{ mol of Cl}^- \text{ ions} \end{array} \right.$
كلوريد الكالسيوم	111.0	111.0 g CaCl <sub>2</sub>	$\left\{ \begin{array}{l} 6.02 \times 10^{23} \text{ Ca}^{2+} \text{ ions or} \\ 1 \text{ mol of Ca}^{2+} \text{ ions} \\ 2(6.02 \times 10^{23}) \text{ Cl}^- \text{ ions or} \\ 2 \text{ mol of Cl}^- \text{ ions} \end{array} \right.$
كبريتات الألومنيوم	342.1	342.1 g Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	$\left\{ \begin{array}{l} 2(6.02 \times 10^{23}) \text{ Al}^{3+} \text{ ions or} \\ 2 \text{ mol of Al}^{3+} \text{ ions} \\ 3(6.02 \times 10^{23}) \text{ SO}_4^{2-} \text{ ions or} \\ 3 \text{ mol of SO}_4^{2-} \text{ ions} \end{array} \right.$

**النواة والتفاعلات النووية**  
**مقدمة :** تتميز التفاعلات الكيميائية عن التفاعلات النووية بما يلي :

التفاعل النووي	التفاعل الكيميائي
تتشكل عناصر كيميائية جديدة	لا تتشكل عناصر كيميائية جديدة
مكونات النواة تشارك في التفاعل	الالكترونات الخارجية تشارك في التفاعل
تحرر أو تمتص كمية هائلة من الطاقة	تحرر أو تمتص كمية ضعيفة نسبياً من الطاقة
سرعة التفاعل لا تتأثر بالعوامل الخارجية	سرعة التفاعل تتأثر بالعوامل الخارجية مثل التركيز و درجة الحرارة و المحفزات و الضغط... الخ

أنواع التفاعلات النووية —————  
 تفاعلات التماثل  
 تفاعلات الانشطار  
 تفاعلات الالتحام

### تعريف النشاط الإشعاعي

يقال عن نواة عنصر ما أنها غير مستقرة لما تتفكك أو تنهافت تلقائياً مصدرة إشعاعاً. تسمى هذه الظاهرة النشاط الإشعاعي وتتميز بما يلي :

- التلقائية : أي أن حدوثها واستمراره لا يتطلبان أي تدخل خارجي مثل رفع درجة الحرارة أو خفضه، رفع الضغط أو خفضه، استعمال المحفزات، طبيعة المركب الكيميائي الذي تدخل في تركيبه النواة المتفككة... الخ.....

- التفكك : خلال التفكك الإشعاعي تتحول نواة العنصر أو النكليد إلى نواة عنصر جديد. حيث يمكن أن يتغير عدد البروتونات و عدد النيوترونات أو كلاهما.

**النواة المتفككة أو النواة الأم ← النواة المتشكلة أو النواة البنت + اشعاع**

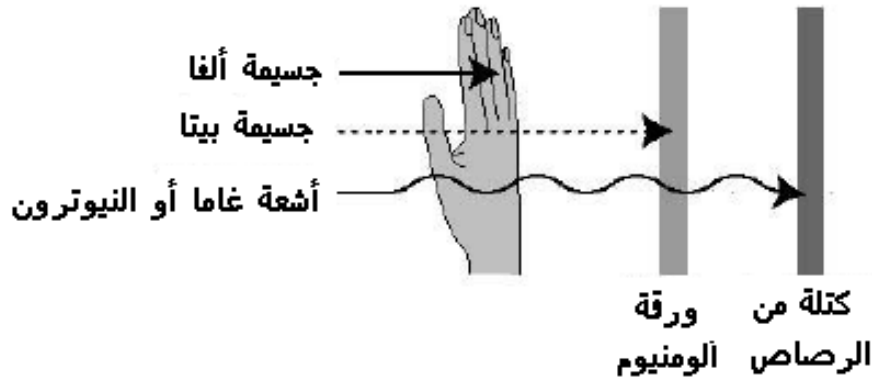
كلمة نكليد تعني ذرة نظير من نظائر عنصر كيميائي ما أي معروف لدينا عدد بروتوناتها و نيوتروناتها.

- الإشعاع : يتضمن الشعاع النووي المنبعث من النواة المتفككة جسيمات ألفا أو بيتا مصحوبتين في غالب الأحيان بأشعة غاما.

## الأنواع الرئيسية للأشعة النووية

الاسم	الرمز	الطبيعة	النفاذة
جسيمة ألفا	${}^4_2\text{He}^{2+}$ or $\alpha$	أنوية الهليوم	تتحرك لبضعة سنتيمترات في الهواء و توقف من طرف ورقة رقيقة
جسيمة بيتا	${}_{-1}^0\text{e}^{-}$ or $\beta$	الكترونات سالبة أو نيفاتونات	تسافر لحوالي 5 سم في الهواء و توقف من طرف صفيحة لقيقة من المعدن
بوزيترون	${}_{-1}^0\text{e}^{+}$ or $\beta^{+}$	الكترونات موجبة أو نيفاتونات	مثل جسيمة بيتا
أشعة غاما	$\gamma$	أمواج ذات طول موجة قصير جدا تتحرك	تخترق صفيحة سميكة من الرصاص
* نيوترونات	${}_0^1\text{n}$	جسيم نووي معتدل يساوي البروتون في الكتلة	تخترق صفيحة سميكة من الرصاص

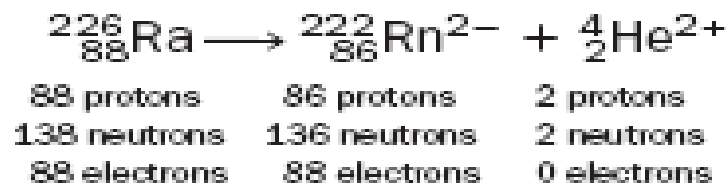
يتشكل خلال تفاعل الانشطار \*



تفاعل انبعاث أشعة ألفا



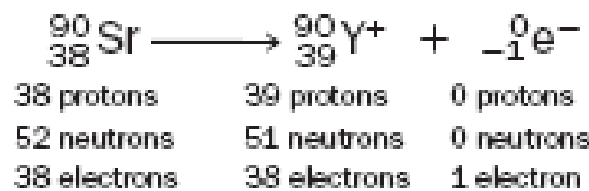
مثال :



تفاعل انبعاث أشعة بيتا



مثال :



ملاحظة : انبعاث أشعة غاما لا يغير من طبيعة العنصر لأنه لا كتلة لها و لا شحنة.



قانون التفكك الإشعاعي من الدرجة الأولى

N : عدد الأنوية المتبقية

$N_0$  : عدد الأنوية الابتدائي

$\lambda$  : ثابت التفكك الإشعاعي

m : الكتلة المتبقية

$m_0$  : الكتلة الابتدائية

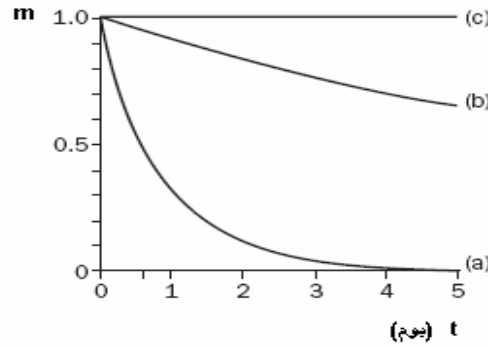
n : عدد المولات المتبقية

$n_0$  : عدد المولات الابتدائي

$$N = N_0 \times e^{-\lambda t}$$

$$m = m_0 \times e^{-\lambda t}$$

$$n = n_0 \times e^{-\lambda t}$$



${}^{24}_{11} \text{Na}$  (a)

${}^{131}_{53} \text{I}$  (b) : تفكك 1 غ من :

${}^{137}_{55} \text{Cs}$  (c)

زمن نصف العمر أو الدور الإشعاعي

زمن نصف العمر هو اللازم لتفكك نصف عدد الأنوية الابتدائي أي يتبقى نصف عدد الأنوية الابتدائي. نلاحظ أنه مستقل عن عدد الأنوية الابتدائي.

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{\lambda} = \frac{0.693}{\lambda}$$

الفعالية الإشعاعية

تعطى الفعالية الإشعاعية بالعلاقة التالية :

$$A = -dN = \lambda N$$



$$A_0 = \lambda N_0$$

$A_0$  : الفعالية الابتدائية

استقرار النواة و طاقة الربط

لوحظ تجريبيا أن مجموع كتل مكونات الذرة أكبر من كتلتها. يسمى الفرق بينهما الفقد في الكتلة ( $\Delta m$ ).

$$\Delta m = \text{كتلة الذرة} - (\text{كتلة البروتونات} + \text{كتلة النيوترونات} + \text{كتلة الإلكترونات})$$

ربط أينشتاين بين الفقد في كتلة النواة و طاقة الربط لها بالعلاقة التالية:

$$(\Delta m)c^2 = \text{طاقة الربط} = \text{طاقة}$$

C : سرعة الضوء

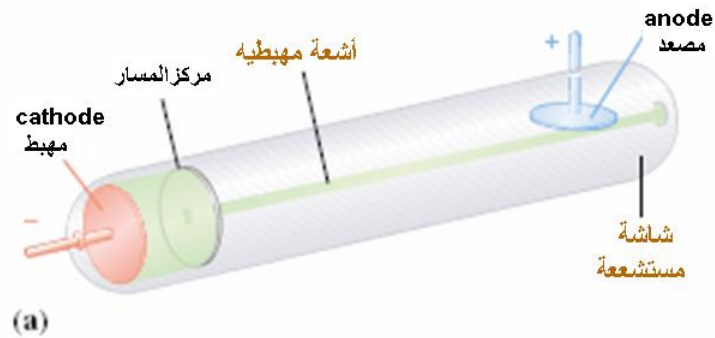
## بنية الذرة

أثبتت التجارب الحديثة للفيزياء النووية أن الذرة تتكون ثلاثة أنواع من الجسيمات مبينة في الجدول التالي :

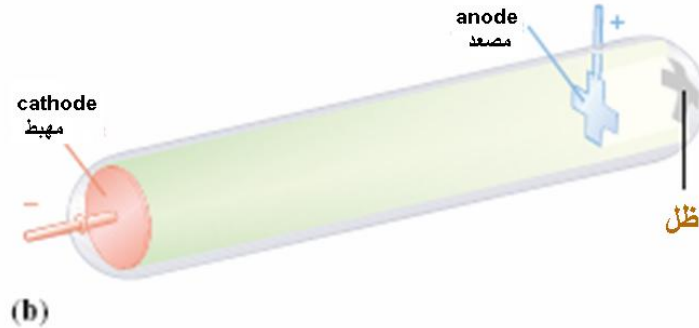
	المكونات الأساسية للذرة	
الجسيم	الكتلة	الشحنة
electron ( $e^-$ )	0.00054858 amu	1-
proton ( $p$ or $p^+$ )	1.0073 amu	1+
neutron ( $n$ or $n^0$ )	1.0087 amu	0

## الكشف عن الإلكترون

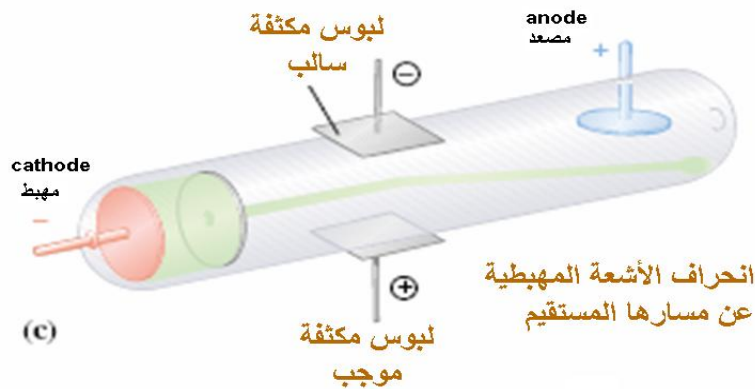
تجربة الأشعة المهبطية (كروكس)



تتشكل أشعة تنطلق من المهبط و تسمى الأشعة المهبطية تنكشف بواسطة الشاشة المستشعة التي تصبح مشعة باصطدام هذه الأشعة بها.



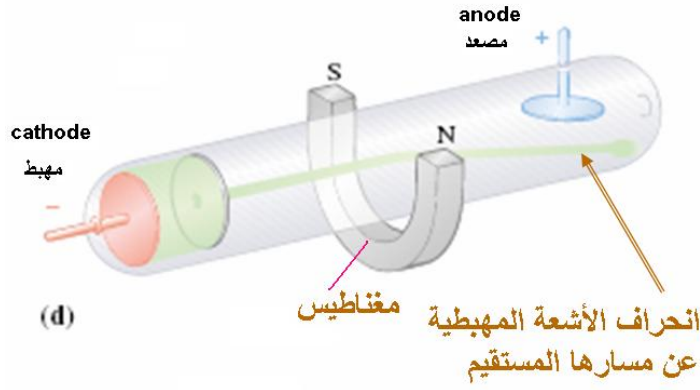
تشكل ظل يشبه شكل الجسم الذي وضع على مسار الأشعة المهبطية يدل على أن مسارها مستقيماً.



انحراف الأشعة المهبطية نحو اللبوس الموجب (تحت تأثير حقل كهربائي) يدل على أن :  
- الأشعة المهبطية تحمل شحنة كهربائية.



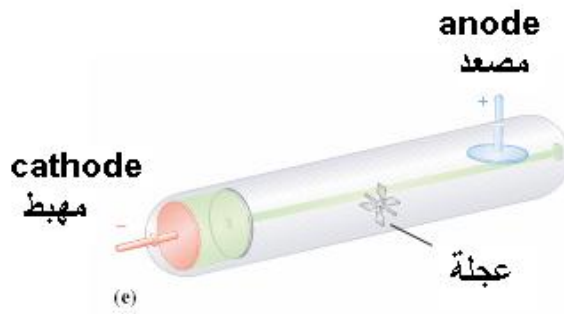
- الأشعة المهبطية تحمل شحنة كهربائية سالبة.



انحراف الأشعة المهبطية (تحت تأثير حقل مغناطيسي) يدل على أن :

- الأشعة المهبطية تحمل شحنة كهربائية سالبة.

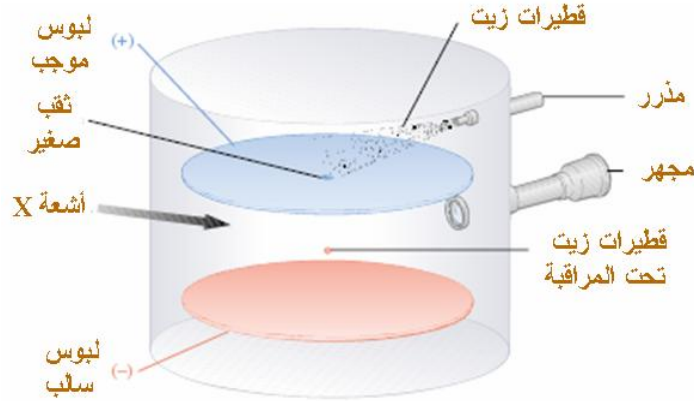
- الأشعة المهبطية تحمل شحنة كهربائية سالبة.



تحرك العجلة تحت تأثير الأشعة المهبطية يدل على أن هذه الأخيرة تحمل طاقة حركية و بالتالي لها كتلة. فهي إذن جسم مادي.

### تجربة قطرة الزيت لميليكان

استطاع ميليكان من خلال تتبع حركة قطيرة الزيت في جهازه أن يصل إلى تحديد الشحنة الكهربائية التي يحملها إلكترون واحد سماها الشحنة العنصرية حيث اعتبر أنها أصغر شحنة يمكن أن يحملها جسم مادي.



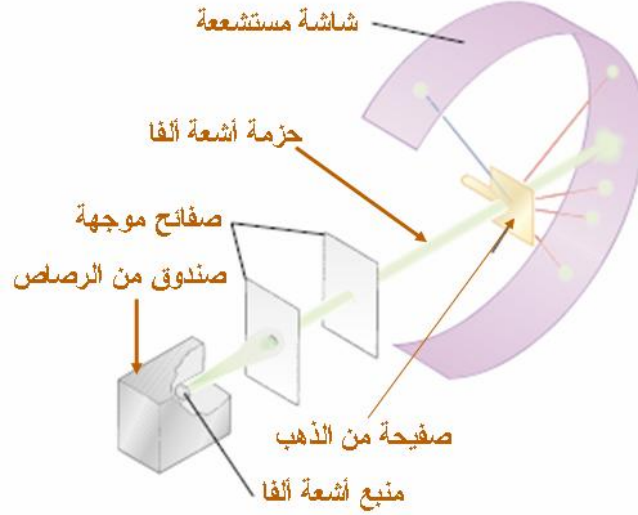
يشكل المذّبر قطيرات صغيرة من الزيت حيث تمر إحداها خلال الثقب الصغير و تدخل بين لبوسين المكثفة حيث يمكن ملاحظة حركتها بواسطة المجهر. تتعرض هذه القطيرة للأشعة السينية التي تأينها فتكتسب شحنة كهربائية سالبة. حركة القطيرة تتأثر بالحقل الكهربائي الموجود بين لبوسين المكثفة. من خلال تغيير طبيعة الزيت و قيمة الحقل الكهربائي تمكن ميليكان باستعمال المبدأ الأساسي للتحريك من تجديد قيمة الشحنة الكهربائية التي تحملها قطيرة الزيت.

$$|e| = 1,60218 \cdot 10^{-19} \text{ coulomb}$$

تجربة روزرفورد - البنية الفراغية للذرة

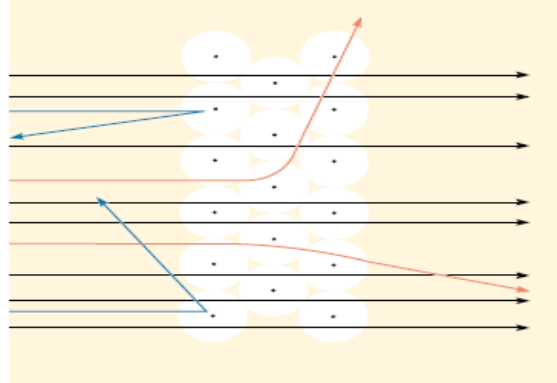
قام رذرفورد بتوجيه حزمة رقيقة جدا من جسيمات ألفا نحو صفيحة رقيقة جدا من الذهب النقي علما أن جسيمات ألفا عبارة عن أنوية ذرات الهليوم التي تحمل شحنة كهربائية موجبة فلاحظ ما يلي :

- معظم جسيمات ألفا اخترقت رقاقة الذهب في خط مستقيم.
- جزء ضئيل آخر منها انحرف بزوايا صغيرة متفاوتة عن المسار المستقيم.
- لكن جزءا ضئيلا جدا ارتد إلى الوراء و هذا يعتبر غير متوقع تماما.
- و قد تحصل رذرفورد على نتائج مشابهة باستعمال رقاقات لمعادن أخرى.



#### استنتاجات رذرفورد

استنتج رذرفورد أن الذرات المكونة للمادة مكونة من نواة صغيرة الحجم جدا و عالية الكثافة و تحمل شحنة موجبة و محاطة بسحابة من الإلكترونات الأصغر منها بكثير و بعيدة عنها جدا. هذا يعني أن المادة مليئة بالفراغ.



#### العدد الذري Z

تختلف العناصر الكيميائية عن بعضها البعض في قيمة شحنة النواة أي في عدد البروتونات. يسمى عدد بروتونات كل عنصر كيميائي العدد الذري.

#### العدد الكتلي A

بالإضافة إلى البروتونات توجد في النواة جسيمات معتدلة كهربائيا تعادلها في الكتلة تسمى النيوترونات. عدد هذه الأخيرة يسمى N. العدد الكتلي لعنصر ما هو مجموع عدد البروتونات و عدد النيوترونات و يرمز له بالرمز A.

$$A = Z + N$$

#### العدد الكتلي و النظائر

النظائر هي ذرات عنصر ما تختلف فيما بينها في العدد الكتلي أي في عدد النيوترونات.

### النظائر الثلاثة للهيدروجين

الاسم	الرمز	Nuclide Symbol	الكتلة (uma)	النسبة في الطبيعة	Z	N	عدد الالكترونات
hydrogen	H	${}^1_1\text{H}$	1.007825	99.985%	1	0	1
deuterium	D	${}^2_1\text{H}$	2.01400	0.015%	1	1	1
tritium	T	${}^3_1\text{H}$	3.01605	0.000%	1	2	1

الكتلة الذرية المتوسطة

تعطى الكتلة الذرية المتوسطة لعنصر ما بالعلاقة التالية :

$$M = \sum X_i M_i$$

حيث :

$M$  هي الكتلة الذرية المتوسطة للعنصر المعني.

$X_i$  هي النسبة المئوية للنظير في العنصر المعني.

$M_i$  هي الكتلة الذرية للنظير في العنصر المعني.

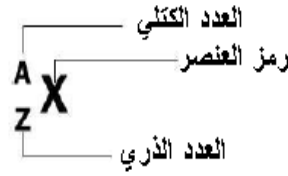
### بعض العناصر و نظائرها في الطبيعة

العنصر	الكتلة الذرية (uma)	النظير	نسبة الوجود في الطبيعة	الكتلة (uma)
boron بور	10.811	${}^{10}_5\text{B}$	19.91	10.01294
		${}^{11}_5\text{B}$	80.09	11.00931
oxygen أكسجين	15.9994	${}^{16}_8\text{O}$	99.762	15.99492
		${}^{17}_8\text{O}$	0.038	16.99913
		${}^{18}_8\text{O}$	0.200	17.99916
chlorine كلور	35.4527	${}^{35}_{17}\text{Cl}$	75.770	34.96885
		${}^{37}_{17}\text{Cl}$	24.230	36.96590
uranium يورانيوم	238.0289	${}^{234}_{92}\text{U}$	0.0055	234.0409
		${}^{235}_{92}\text{U}$	0.720	235.0439
		${}^{238}_{92}\text{U}$	99.2745	238.0508

مثال : حساب الكتلة الذرية المتوسطة للمغنيزيوم

Isotope	% Abundance	Mass (amu)
${}^{24}_{12}\text{Mg}$	78.99	23.98504
${}^{25}_{12}\text{Mg}$	10.00	24.98584
${}^{26}_{12}\text{Mg}$	11.01	25.98259

$$\begin{aligned}
 \text{الكتلة الذرية المتوسطة} &= 0.7899(23.98504 \text{ amu}) + 0.1000(24.98584 \text{ amu}) + 0.1101(25.98259 \text{ amu}) \\
 &= 18.946 \text{ amu} + 2.4986 \text{ amu} + 2.8607 \text{ amu} \\
 &= 24.30 \text{ amu}
 \end{aligned}$$

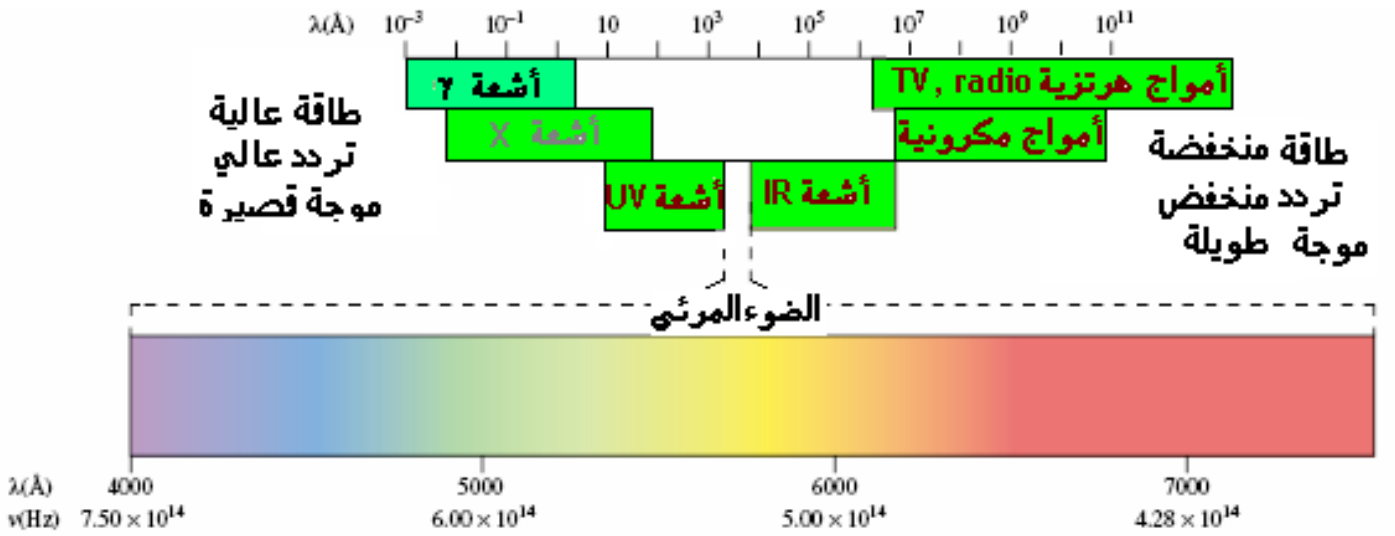


## البنية الالكترونية للذرة

إن للنماذج القديمة للذرة عيوب كثيرة بحيث لم تستطع تفسير الكثير من الخواص الكيميائية و الفيزيائية للمادة و من بينها النموذج الكوكبي لروذرفورد الذي يشبه الذرة بالنظام الشمسي. في بداية القرن العشرين ظهرت النظرية الحديثة للذرة المبنية على الميكانيكا الكمية الذي استطاع إلى حد كبير أن يفسر الكثير من الخواص الكيميائية و الفيزيائية للمادة.

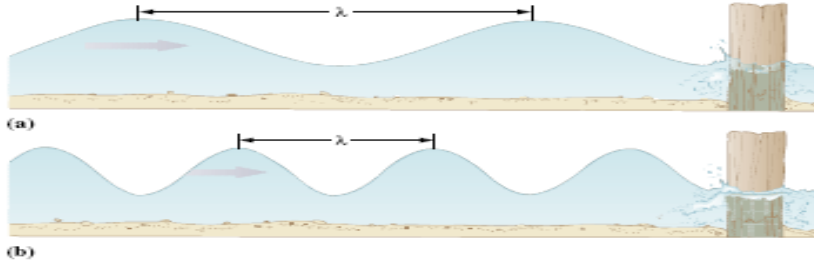
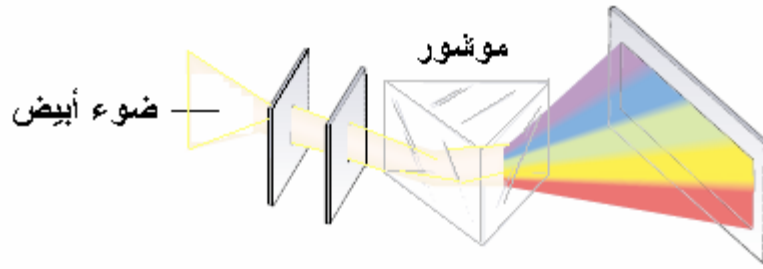
## الأشعة أو الأمواج الكهرومغناطيسية

الشعاع الكهرومغناطيسي عبارة عن موجة تتميز بطول موجة و بتواتر و بعدد موجي كما تحمل مقداراً من الطاقة.



## وحدات طول الموجة الأكثر إستعمالاً

نوع الأمواج الكهرومغناطيسية	الطول (m)	الرمز	الوحدة
أشعة X	$10^{-10}$	Å	Angstrom
Ultraviolet, visible	$10^{-9}$	nm	Nanometer
Infrared	$10^{-6}$	$\mu\text{m}$	Micrometer
Infrared	$10^{-3}$	mm	Millimeter
Microwave	$10^{-2}$	cm	Centimeter
TV, radio	1	m	Meter

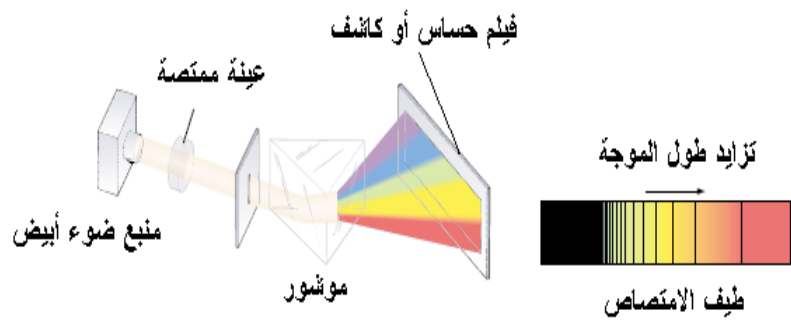
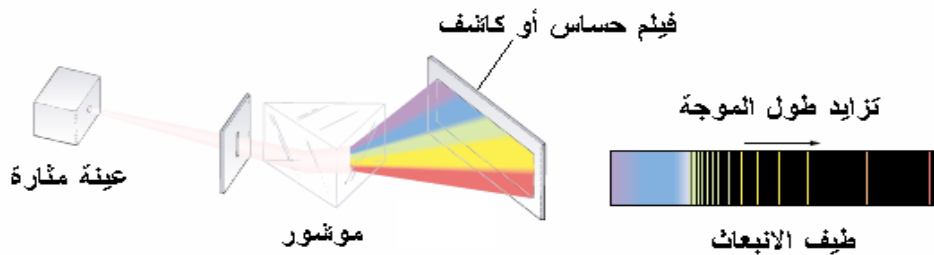


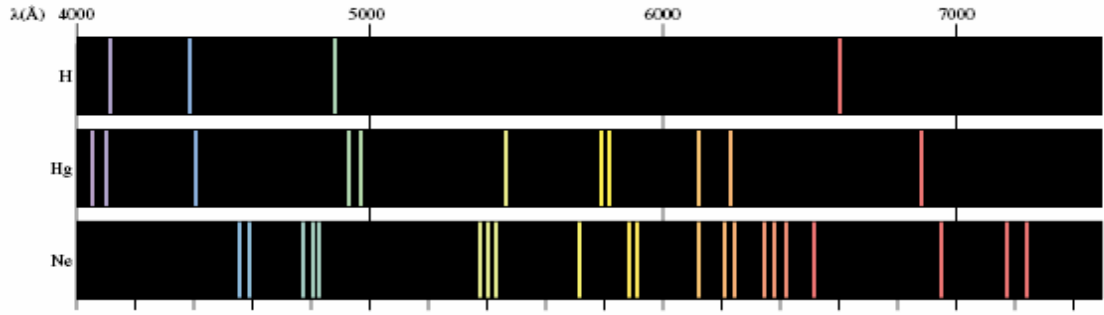
طول الموجة	$\lambda$
العدد الموجي	$\gamma$ ou $\sigma = 1/\lambda$
التواتر أو التردد	$\gamma = C/\lambda = C \gamma$
الطاقة	$E = h \gamma = hC/\lambda = hC \gamma$

C: سرعة الضوء  
h : ثابت بلا نك

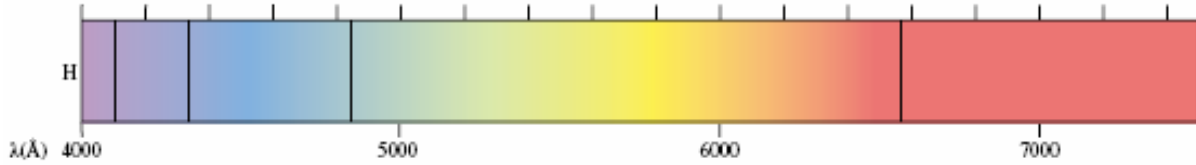
$$h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ js}$$

طيف الانبعاث و طيف الامتصاص لذرة الهيدروجين (الدراسة التجريبية)





طيف الانبعاث لذرة الهيدروجين



طيف الامتصاص لذرة الهيدروجين

#### العلاقة التجريبية لطول الموجة

$$\frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$R = 1.097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

$\lambda$  طول الموجة  
 $n_1$  : عدد طبيعي موجب تماما  
 $n_2$  : عدد طبيعي موجب تماما  
 $n_2 > n_1$   
 $R$  : ثابت رايدبرغ

المنطقة الطيفية	اسم السلسلة	قيم $n_2$	قيمة $n_1$
فوق البنفسجية	ليمان	2.....∞	1
المرئية	بالمر	3..... ∞	2
تحت الحمراء	باشن	4..... ∞	3
تحت الحمراء	بفوند	5..... ∞	4

#### قيمة الطاقة

يمكننا الحصول على قيمة الطاقة الممتصة أو المنبعثة باستعمال العلاقة التالية:

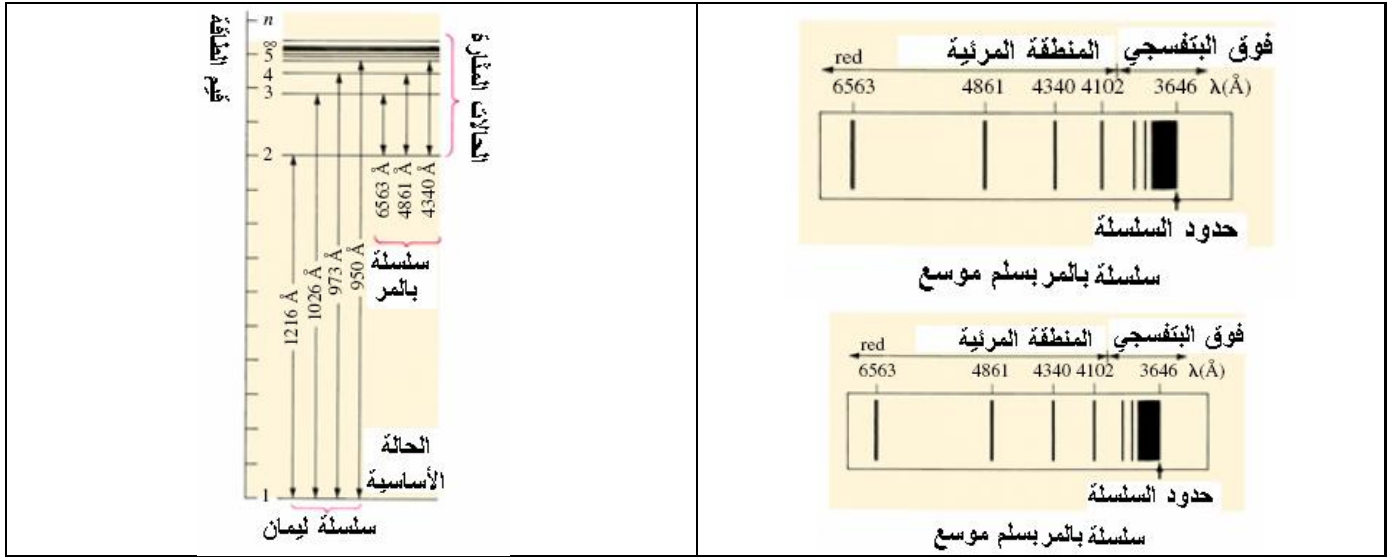
$$E = h \gamma = hC/\lambda$$

$$E = h C R \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

نلاحظ أنه يمكن وضع هذه العلاقة على شكل فرق بين حدين كل منهما يتعلق بعدد طبيعي بالشكل التالي:

$$E = h C R \left( \frac{1}{n_1^2} \right) - h C R \left( \frac{1}{n_2^2} \right)$$

بحيث أن قيم الطاقة لا تأخذ إلا قيما محددة تماما و تتغير بصورة متقطعة و غير مستمرة. نقول أن الطاقة مكممة.



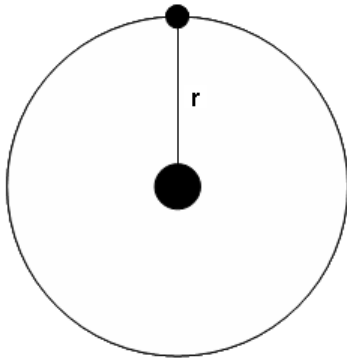
**طيف الانبعاث و طيف الامتصاص لذرة الهيدروجين (الدراسة النظرية - نظرية بوهر)**  
 نموذج رذرفورد للذرة يشبهها بالنظام الشمسي حيث أن النواة تمثلها الشمس و الإلكترونات تمثلها الكواكب. لكن هذا النموذج وجهت إليه انتقادات كثيرة حيث أنه حسب قوانين الكهرومغناطيسية لماكسويل مال الإلكترونات هو السقوط على النواة و انتهاء الذرة. إذن هذا النموذج غير صالح لتفسير خواص المادة و من بينها تفسير طيف الانبعاث و طيف الامتصاص لذرة الهيدروجين و يجب إيجاد نموذج آخر. حينئذ قام الفيزيائي الدانيماركي نيلز بوهر بوضع نظريته المبنية على الفرضيات التالية:

حينئذ قام الفيزيائي الدانيماركي نيلز بوهر بوضع نظريته المبنية على الفرضيات التالية:

- 1- تملك الذرة عددا محددا تماما من المدارات الإلكترونية الدائرية ذات قيم محددة تماما من الطاقة تدور ضمنها إلكتروناتها حول النواة (تكميم الطاقة).
- 2- كل إلكترون يحتل أحد المدارات المسموح بها أعلاه قيمة طاقته ثابتة طالما بقي فيه و لا يشع بالتالي أي مقدار من الطاقة.
- 3- يقع امتصاص أو انبعاث للطاقة فقط لما ينتقل الإلكترون من مدار أقل طاقة إلى آخر أكثر طاقة منه.
- 4- يقع انبعاث للطاقة فقط لما ينتقل الإلكترون من مدار أكثر طاقة إلى آخر أقل طاقة منه.

### حساب طاقة الإلكترون و نصف قطر مداره في ذرة الهيدروجين

- حسب نظرية بوهر شكل المدار دائري و حركته دائرية منتظمة بما أن طاقته ثابتة.
- الطاقة الكلية للإلكترون هي مجموع الطاقة الحركية و الطاقة الكامنة  $E_p$ .
- القوة الطاردة المركزية تساوي قوة التجاذب الكهربائي بين الإلكترون و النواة لأن طاقة الإلكترون ثابتة.



$$E = \frac{1}{2} m_0 v^2 + E_p$$

$$E_p = - \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r}$$

$m_0 \frac{v^2}{r} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r^2}$	$E = \frac{1}{2} m_0 v^2 + \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{2r}$	$E = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{2r}$
--	---	--

يقول بوهر في نظريته أن العزم الحركي للإلكترون مكمم و لا يأخذ إلا القيم التي تحقق العلاقة التالية :  
حيث :

- n عدد طبيعي غير معدوم.

- ثابت بلانك h.

$(m_0 v) r = n \frac{h}{2\pi}$	$r = n \frac{h}{2\pi m_0 v}$	$E = -\frac{e^4 m_0}{8\epsilon_0^2 h^2} \frac{1}{n^2}$	$E = \frac{\text{constante}}{n^2}$
$E_n = -\frac{e^4 m_0}{8\epsilon_0^2 h^2} \frac{1}{n^2}$			

طاقة الانتقال من مستوى ابتدائي إلى مستوي نهائي هي :

$\Delta E = E_f - E_i = E_{\text{photon}} = h\nu$  $K = \frac{e^4 m_0}{8\epsilon_0^2 h^2}$	<p>تشبه هذه العلاقة النظرية العلاقة التجريبية السابقة.</p> $\Delta E = -\frac{K}{n_f^2} + \frac{K}{n_i^2} = K \left( \frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$  $E = h c R \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$
--	---

بحساب قيمة الثابت النظرية نجد أنها تطابق عمليا قيمة ثابت رايدبرغ.

$$K \approx h c R_H$$

هذا يعني أن نظرية بور استطاعت أن تفسر إلى حد ما طيف ذرة الهيدروجين.

$E = -\frac{e^4 m_0}{8\epsilon_0^2 h^2} \frac{1}{n^2}$	$E = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{2r}$	$r = \frac{\epsilon_0 h^2 n^2}{e^2 m_0 \pi}$	$r = \text{constante } n^2$
--	--	--	-----------------------------

$$r = \frac{\epsilon_0 h^2 n^2}{e^2 m_0 \pi} \quad \longrightarrow \quad r_n = \frac{\epsilon_0 h^2 n^2}{e^2 m_0 \pi}$$

**الطبيعة الموجية للإلكترون**

لما طرح أنشتاين فكرته حول ازدواجية طبيعة الضوء (طبيعة موجية و أخرى مادية أو جسمانية), اقترح العالم الفرنسي لويس دوبروغلي أن الأجسام الصغيرة جدا هي أيضا تملك نفس الخاصية تحت ظروف معينة. حيث تنبأ في رسالته للدكتوراه في سنة 1925 أن جسيما ذا كتلة معينة يتحرك بسرعة معينة يملك طول موجة يعطى بالعلاقة التالية :



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

1 : طول موجة الجسم المتحرك.

m : كتلة الجسم المتحرك.

v : سرعة الجسم المتحرك.

h : ثابت بلانك.

عامان بعد تنبأ دوبروغلي، أثبت دافيسون و جيرمير تجريبيا الطبيعة الموجية للإلكترون خلال تجربة الانكسار لحزمة من الإلكترونات خلال بلورة من النيكل التي أعطت نتائج مشابهة لانكسار الضوء. بالإضافة إلى هذا وجدا أن القيمة التجريبية لطول الموجة يطابق القيمة النظرية المتحصل عليها بعلاقة دوبروغلي. تطبيق : أحسب طول الموجة المصاحب للإلكترون حيث :

$$m = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}, h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ js}, v = 1,24 \cdot 10^7 \text{ m/s}$$

$$\lambda = \frac{h}{mv} \Rightarrow \lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6.626 \times 10^{-34} \frac{\text{kg} \cdot \text{m}^2}{\text{s}}}{(9.11 \times 10^{-31} \text{ kg}) \left( 1.24 \times 10^7 \frac{\text{m}}{\text{s}} \right)} = 5.87 \times 10^{-11} \text{ m}$$

$$\lambda = 0,587 \text{ \AA}$$

تطبيق : نفس السؤال السابق من أجل كرة حيث :

$$M = 194 \text{ g}, v = 161 \text{ km/h}$$

$$v = \frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ s}} \times 1.61 \text{ km} \times \frac{1000 \text{ m}}{1 \text{ km}} = 41.3 \frac{\text{m}}{\text{s}}$$

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6.626 \times 10^{-34} \frac{\text{kg} \cdot \text{m}^2}{\text{s}}}{(0.149 \text{ kg}) \left( 41.3 \frac{\text{m}}{\text{s}} \right)} = 1.08 \times 10^{-34} \text{ m}$$

نلاحظ أن قيمة طول الموجة بالنسبة للكرة صغير جدا بحيث لا يمكن قياسه و بالتالي الأجسام الكبيرة لا تملك طبيعة موجية على العكس من الأجسام الصغيرة جدا مثل الإلكترون التي تملك طبيعة موجية بالإضافة إلى طبيعتها المادية.

### النموذج الكمي للذرة

من خلال أعمال دو بروغلي و دافيسون و جيرمير و آخرين، نعرف حاليا أن الإلكترونات في الذرة يمكن أن يعاملوا كموجات بصورة أكثر فعالية من كونهم مجرد دقائق مادية تدور في مدارات دائرية أو بيضاوية. الأجسام الكبيرة تخضع لقوانين الميكانيك الكلاسيكي لكن الأجسام الميكروسكوبية لا. نوع جديد من الميكانيك يسمى الميكانيك الكمي، المبني على الخواص الموجية للمادة، يصف الخواص الكيميائية و الفيزيائية للأجسام الميكروسكوبية بصورة أفضل و أدق من الميكانيك الكلاسيكي. مفهوم تكميم الطاقة هو أحد نتائج هذه الخواص الموجية.

أحد أهم مبادئ الميكانيك الكمي هو استحالة تحديد مسار الإلكترونات داخل الذرة. سمي هذا مبدأ الشك أو الارتياح لهيازنبرغ.

### مبدأ الارتياح لهيازنبرغ

يستحيل التحديد المتوافقت لموقع جسم ميكروسكوبي و لسرعته بدقة عالية.

إذا أخذنا الإلكترونات مثالا للأجسام الميكروسكوبية، فحركتها تتبع باستعمال الأمواج الكهرومغناطيسية. الفوتونات الضوئية التي تصطدم بالإلكترونات تملك طاقة تساوي تقريبا طاقة هذه الأخيرة. النتيجة أن طاقة الإلكترونات سوف تتأثر بطاقة هذه الفوتونات الضوئية (تتغير) وبالتالي نفقد الدقة في تحديد السرعة والموقع في نفس الوقت.

الصيغة الرياضية لمبدأ هايزنبرغ هي :

$$\Delta p \Delta x \geq \frac{h}{2\pi}$$

حيث :

$\Delta p$ الارتياح على كمية الحركة	$\Delta p = m \Delta v$	$\Delta x$ الارتياح على الموقع
-------------------------------------	-------------------------	--------------------------------

أفكار الميكانيك الكمي الجديدة هي :

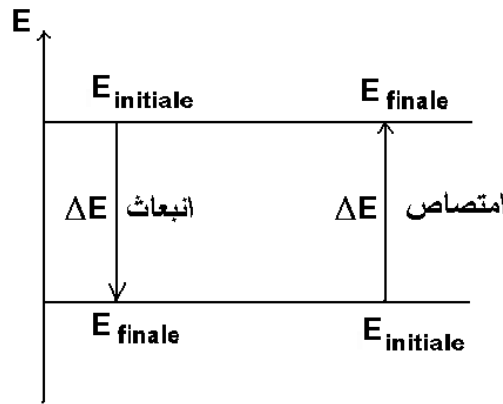
1- الذرات و الجزيئات تتواجد فقط في بعض الحالات الطاقوية. في كل حالة، الذرة أو الجزيئ تملك قيمة محددة تماما من الطاقة.

لما يغير الجزيء أو الذرة حالته الطاقوية يجب أن يصدر أو يمتص قيمة معينة من الطاقة كافية فقط لينتقل إلى الحالة الطاقوية الجديدة (شرط التكميم).

2- الذرة أو الجزيء لما يمتصان أو يصدران شعاعا ضوئيا، تتغير طاقتاهما. هذا التغير في الطاقة يرتبط بتواتر الشعاع الضوئي أو بطول الموجة بالعلاقة التالية:

$$\Delta E = h\nu \quad \text{or} \quad \Delta E = hc/\lambda$$

هذا يجعلنا نستنتج أن للذرة أو الجزيء مجموعة محددة تماما من مستويات الطاقة حيث تتغير الطاقة بالانتقال من مستوى طاقي إلى آخر عبر عمليتي الامتصاص أو الانبعاث حسب المخطط التالي :



3- الحالات الطاقوية للذرة يمكن أن توصف بمجموعة من الأعداد تسمى الأعداد الكمية التي سوف نتناولها فيما بعد. إذن، يعامل الإلكترون في الميكانيك الكمي كموجة مستقرة والدراسة الرياضية لوصف حالته الكمية تعتمد على حل معادلة تفاضلية تسمى معادلة شرودينغر التي تعطينا مجموعة من الدوال الموجية تسمى الدوال الذاتية مرتبطة بالأعداد الكمية المذكورة أعلاه.

معادلة شرودينغر

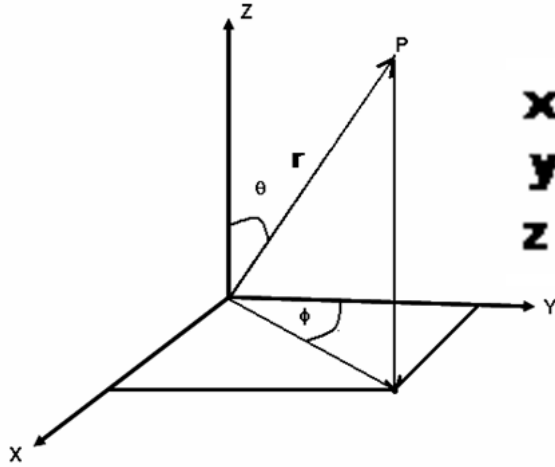
في سنة 1926 اقترح إروين شرودينغر معادلة تفاضلية من الشكل التالي :

$$-\frac{h^2}{8\pi^2m} \left( \frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} \right) + V\psi = E\psi$$

$\psi$ الدالة الموجية أو الدالة الذاتية	$E$ الطاقة الكلية أو القيمة الذاتية	$V$ الطاقة الكامنة
---	-------------------------------------	--------------------

$$\Psi(r, \theta, \phi) = R(r)Y(\theta, \phi)$$

$R(r)$ الدالة الموجية الشعاعية	$Y(\theta, \phi)$ الدالة الموجية الزاوية
--------------------------------	--



$$\begin{aligned} x &= r \sin \phi \sin \theta \\ y &= r \cos \phi \sin \theta \\ z &= r \cos \theta \end{aligned}$$

ليس للدالة الموجية معنى فيزيائي في حد ذاتها لكن مربعها يمثل فيزيائيا كثافة وجود الإلكترون في نقطة معينة من الفراغ كما يساوي تكامل هذا المقدار على كل الفضاء الواجد الصحيح.

$\int \Psi^2 dV = 1$	$P = \Psi^2$ كثافة احتمال الوجود
----------------------	-------------------------------------

#### الأعداد الكمية

حل معادلة شرودينغر لذرة الهيدروجين تعطينا الدالة الموجية التي تصف مختلف حالات إلكترونها. كل حالة كمية من هذه الحالات توصف بمجموعة من الأعداد الكمية والتي عددها أربعة. يمكننا استعمال هذه الأعداد لإيجاد ترتيب الإلكترونات حول أنوية الذرات. تلعب هذه الأعداد الكمية دورا مهما وأساسيا في وصف مستويات الطاقة في الذرة وأشكال المدارات أو الأوربيتالات الإلكترونية.

#### المدار أو الأوربيتال الذري

المدار و الأوربيتال الذري هو حيز من الفراغ حول نواة الذرة التي يكون فيه احتمال وجود الإلكترون كبيرا.

#### العدد الكمي الرئيسي

هو العدد الذي يحدد قيم الطاقة لإلكترونات الذرة. أي أنه يحدد مستويات الطاقة الرئيسية للذرة أو طبقاتها الإلكترونية الرئيسية. وهو عدد طبيعي موجب تماما و يطابق العدد الذي يحدد قيم الطاقة في علاقة بوهر للطاقة.

$$n = 1, 2, 3, 4, \dots$$

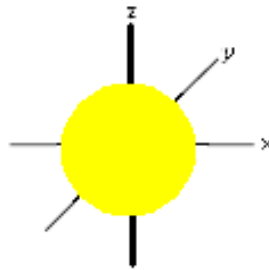
#### العدد الكمي الثانوي أو العدد الكمي للعزم الزاوي $\ell$

هو العدد الكمي الذي يحدد شكل المدارات التي تحتلها الإلكترونات كل طبقة الكترونية رئيسية. فهو إذن يميز الطبقات الإلكترونية الثانوية التي تتكون منها كل طبقة الكترونية رئيسية. هذا يعني أن قيم هذا العدد تتعلق بقيم العدد الكمي الرئيسي. حسب العلاقة المقابلة هذا العدد يأخذ عددا من القيم يساوي  $n$ .

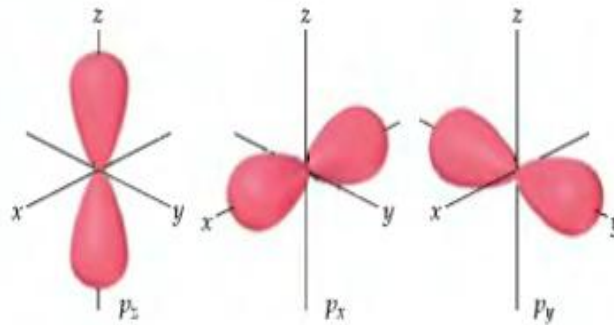
$$\ell = 0, 1, 2, 3, \dots, (n - 1)$$

كل طبقة تحتوي على  $n$  طبقة تحتية و كل طبقة تحتية تحتوي على عدد معين من المدارات الذرية.

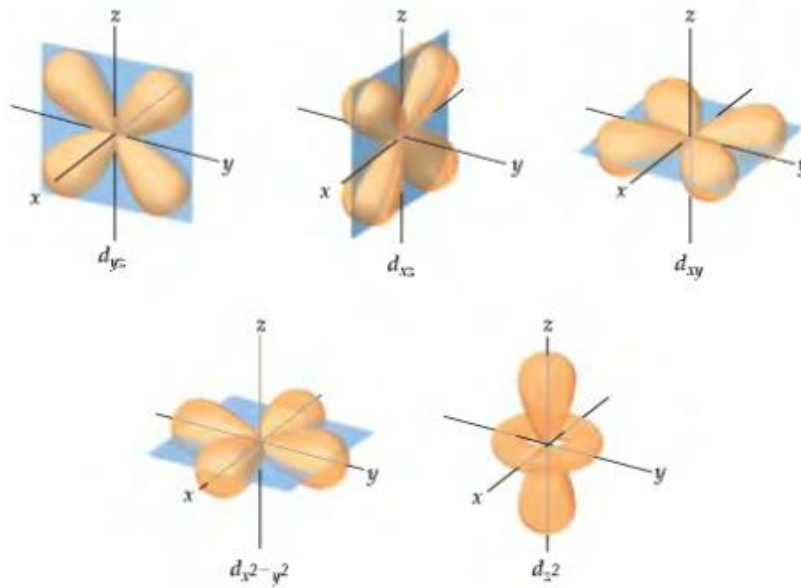
$\ell$	الطبقة التحتية
0	s
1	p
2	d
3	f



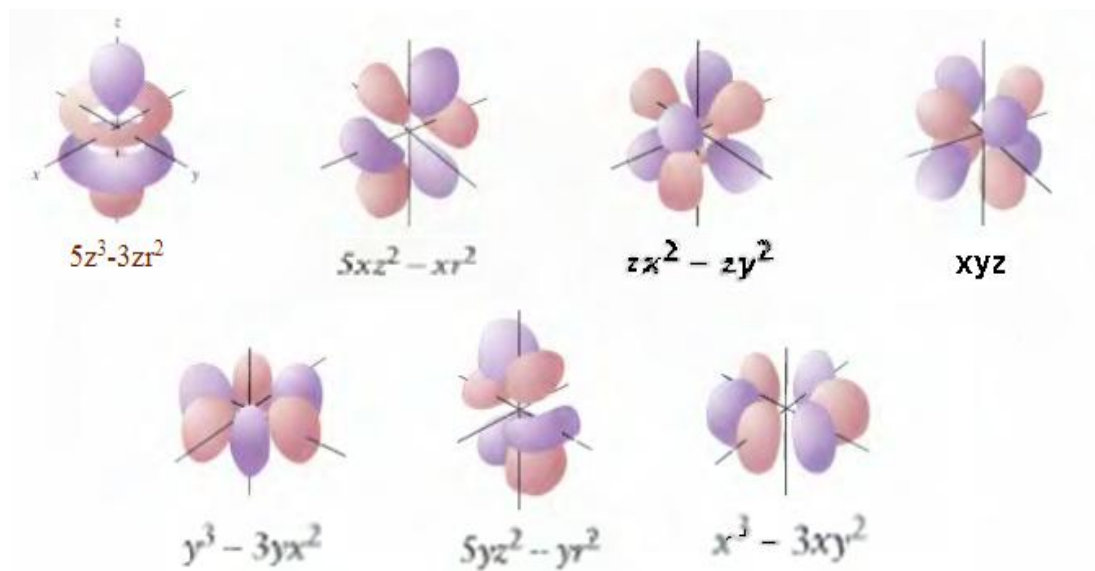
المدار s كروي الشكل ومركزه النواة



كل مدار p يتكون من شبه كرتين متماستين في النواة



المدارات d



## المدارات f

العدد الكمي المغناطيسي  $m_l$

العدد الكمي المغناطيسي يصف الاتجاه الذي يتخذه كل مدار ذري يقع في طبقة تحتية ما التي تقع بدورها في طبقة رئيسية معينة. هذا يعني أن القيم التي يأخذها هذا العدد تتوقف على قيم العدد الكمي الثانوي حيث أن :

$$-l \leq m_l \leq +l \quad \text{أو} \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

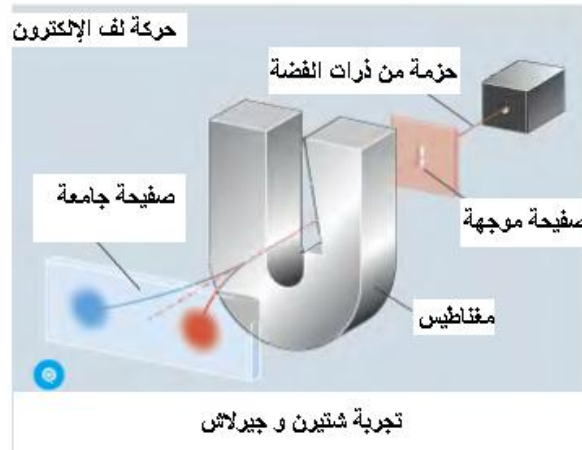
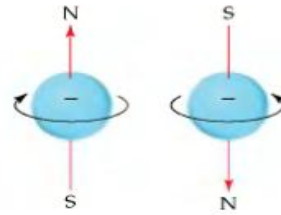
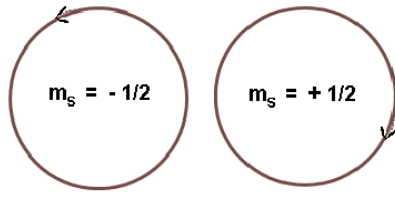
إذن العدد الكمي المغناطيسي يأخذ عددا من القيم يساوي عدد المدارات التي تحتويها كل طبقة تحتية و هو :

$$2l + 1$$

العلاقات بين قيم $n$ و $l$ و $m_l$					
عدد المدارات		عدد المدارات		إسم	
في الطبقة الرئيسية		في الطبقة التحتية		قيم $m_l$	قيم $l$
				قيم $n$	
1	1	1	0	1s	0
2	4	3	1, 0, -1	2s	0
3	9	5	2, 1, 0, -1, -2	2p	1
4	16	7	3, 2, 1, 0, -1, -2, -3	3s	0
				3p	1
				3d	2
				4s	0
				4p	1
				4d	2
				4f	3

العدد الكمي اللفي  $m_s$

تبين تجريبيًا أن للإلكترون حركة دوران ذاتية حول نفسه بالإضافة إلى حركته حول النواة. لهذه الحركة الذاتية اتجاهان: أحدهما في نفس اتجاه عقارب الساعة والآخر في الاتجاه المعاكس. وكل خاصية للأجسام الميكروسكوبية فهذه الحركة الذاتية هي أيضا مكممة و مميزة بعدد كمي يسمى العدد الكمي اللفي و يأخذ قيمتين هم :



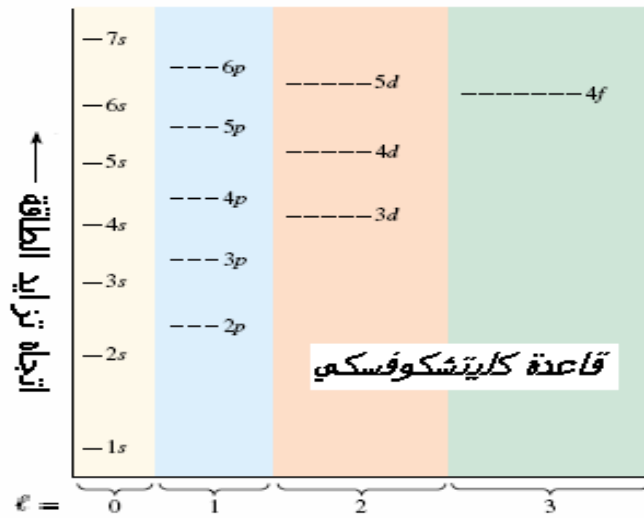
بما أن للإلكترون اتجاهين ممكنين للدوران حول نفسه فإن كل مدار إلكتروني يمكنه احتواء إلكترونين على الأكثر و بالتالي يمكن استنتاج عدد الإلكترونات الذي يمكن أن تحتويه كل طبقة تحتية وكل طبقة رئيسية كما هو مبين في الجدول التالي :

اسم الطبقة	$n$	$\ell$	$m_\ell$	$m_s$	سعة الطبقة التحتية $4\ell + 2$	سعة الطبقة الرئيسية $2n^2$
	1	0 (1s)	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	2
K	2	0 (2s) 1 (2p)	0 -1, 0, +1	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ $\pm\frac{1}{2}$ for each value of $m_\ell$	2 6	8
L	3	0 (3s) 1 (3p) 2 (3d)	0 -1, 0, +1 -2, -1, 0, +1, +2	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ $\pm\frac{1}{2}$ for each value of $m_\ell$ $\pm\frac{1}{2}$ for each value of $m_\ell$	2 6 10	18
M	4	0 (4s) 1 (4p) 2 (4d) 3 (4f)	0 -1, 0, +1 -2, -1, 0, +1, +2 -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ $\pm\frac{1}{2}$ for each value of $m_\ell$ $\pm\frac{1}{2}$ for each value of $m_\ell$ $\pm\frac{1}{2}$ for each value of $m_\ell$	2 6 10 14	32

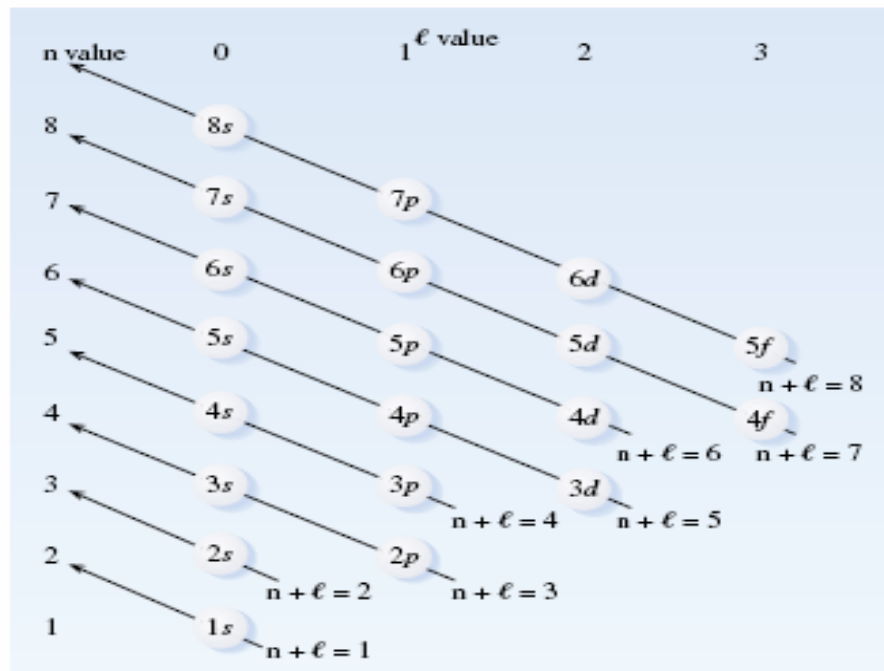
## التوزيع الإلكتروني للعناصر الكيميائية

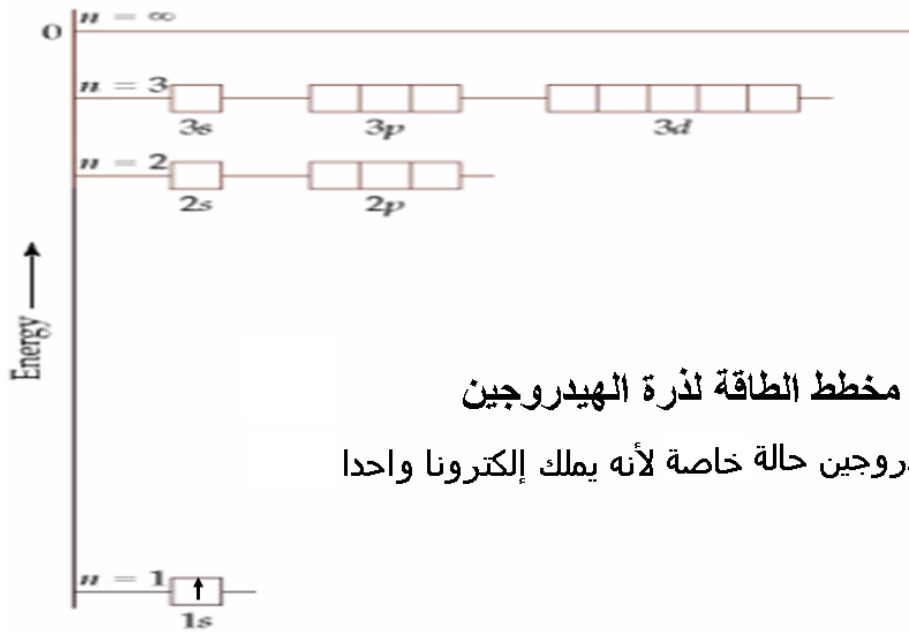
إنه من الأهمية بمكان معرفة كيفية ترتيب و تنظيم الكترونات كل عنصر كيميائي حول النواة في مختلف الطبقات الإلكترونية و خاصة الإلكترونات الخارجية لأنها المسؤولة عن تحديد الخواص الكيميائية والفيزيائية له. يسمى هذا الترتيب التوزيع الإلكتروني للعناصر الكيميائية حيث توجد عدة قواعد أساسية لتحديده و هي :

- 1- يتم امتلاء الطبقات الإلكترونية بالإلكترونات بحيث تكون طاقة الذرة أصغر ما يمكن.
- 2- تمتلئ المدارات الإلكترونية حسب القيم المتزايدة للعدد  $n + l$ .
- 3- بالنسبة للطبقات التحتية التي لها نفس القيمة للعدد الطبقة التحتية ذات العدد الكمي الرئيسي الأصغر  $n + l$  يتم ملء
- 4- مبدأ الاستبعاد لباولي : لا يوجد في الذرة إلكترونان لهما نفس الأعداد الكمية الأربعة و حسب هذا المبدأ لا يمكن وضع أكثر من إلكترونين في كل مدار إلكتروني.
- 5- قاعدة هوند : في طبقة تحتية غير مشبعة يتم ملء أكبر عدد ممكن من المدارات بالإلكترون واحد فقط قبل تشكيل أزواج إلكترونية.



## قاعدة كليتسكوفسكي





## مخطط الطاقة لذرة الهيدروجين

الهيدروجين حالة خاصة لأنه يملك إلكترون واحد

تتم كتابة التوزيع الإلكتروني لعنصر ما بترتيب الطبقات التحتية من اليسار إلى اليمين باحترام القواعد المذكورة انفا بحيث يسبق رمز كل طبقة تحتية قيمة العدد الكمي الرئيسي لها من اليسار إلى اليمين باحترام القواعد المذكورة انفا بحيث يسبق رمز كل طبقة تحتية قيمة العدد الكمي الرئيسي لها متبوعاً بأُس يرمز إلى عدد الإلكترونات التي تحتويها. كما يمكن استعمال تمثيل الخانات الكمية التي تبين وجود متبوعاً بأُس يرمز إلى عدد الإلكترونات التي تحتويها. كما يمكن استعمال تمثيل الخانات الكمية التي تبين وجود الإلكترونات العازبة أو المنفردة من عدمه.

و يوجد أيضاً تمثيل مختصر للتوزيع الإلكتروني يكون بدلالة أحد العناصر ذات البنية الإلكترونية المشبعة (عنصر خامل) و الطبقة الإلكترونية الخارجية.

### تمثيل الخانات الكمية

	1s	2s	2p	التوزيع الإلكتروني
${}_1\text{H}$	1			$1s^1$
${}_2\text{He}$	1↓			$1s^2$
${}_3\text{Li}$	1↓	1		$1s^2 2s^1$
${}_4\text{Be}$	1↓	1↓		$1s^2 2s^2$
${}_5\text{B}$	1↓	1↓	1	$1s^2 2s^2 2p^1$
${}_6\text{C}$	1↓	1↓	1 1	$1s^2 2s^2 2p^2$
${}_7\text{N}$	1↓	1↓	1 1 1	$1s^2 2s^2 2p^3$
${}_8\text{O}$	1↓	1↓	1↓ 1 1	$1s^2 2s^2 2p^4$
${}_9\text{F}$	1↓	1↓	1↓ 1↓ 1	$1s^2 2s^2 2p^5$
${}_{10}\text{Ne}$	1↓	1↓	1↓ 1↓ 1↓	$1s^2 2s^2 2p^6$



	تمثيل الخانات الكمية			التوزيع الإلكتروني المختصر
	1s	2s	2p	
${}^1_1\text{H}$	$\boxed{1}$			
${}^2_2\text{He}$	$\boxed{1\downarrow}$			
${}^3_3\text{Li}$	$\boxed{1\downarrow}$	$\boxed{1}$	$\boxed{\phantom{1}}\boxed{\phantom{1}}\boxed{\phantom{1}}$	$[\text{He}] 2s^1$
${}^4_4\text{Be}$	$\boxed{1\downarrow}$	$\boxed{1\downarrow}$	$\boxed{\phantom{1}}\boxed{\phantom{1}}\boxed{\phantom{1}}$	$[\text{He}] 2s^2$
${}^5_5\text{B}$	$\boxed{1\downarrow}$	$\boxed{1\downarrow}$	$\boxed{1}\boxed{\phantom{1}}\boxed{\phantom{1}}$	$[\text{He}] 2s^2 2p^1$
${}^6_6\text{C}$	$\boxed{1\downarrow}$	$\boxed{1\downarrow}$	$\boxed{1}\boxed{1}\boxed{\phantom{1}}$	$[\text{He}] 2s^2 2p^2$
${}^7_7\text{N}$	$\boxed{1\downarrow}$	$\boxed{1\downarrow}$	$\boxed{1}\boxed{1}\boxed{1}$	$[\text{He}] 2s^2 2p^3$
${}^8_8\text{O}$	$\boxed{1\downarrow}$	$\boxed{1\downarrow}$	$\boxed{1\downarrow}\boxed{1}\boxed{1}$	$[\text{He}] 2s^2 2p^4$
${}^9_9\text{F}$	$\boxed{1\downarrow}$	$\boxed{1\downarrow}$	$\boxed{1\downarrow}\boxed{1\downarrow}\boxed{1}$	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$
${}^{10}_{10}\text{Ne}$	$\boxed{1\downarrow}$	$\boxed{1\downarrow}$	$\boxed{1\downarrow}\boxed{1\downarrow}\boxed{1\downarrow}$	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$

### التشكيل الإلكتروني للعناصر

إذا أعدنا تنظيم التوزيع الإلكتروني لعنصر ما بترتيب الطبقات التحتية حسب قيم العدد الكمي الرئيسي المتزايدة نحصل على ما يسمى التشكيل الإلكتروني. بناءً على هذا سوف يتطابق التوزيع و التشكيل بالنسبة للعناصر التي لا تملك طبقات تحتية d ou f.

التوزيع الإلكتروني		التشكيل الإلكتروني
${}^3\text{Li}$	$[\text{He}] 2s^1$	$[\text{He}] 2s^1$
${}^4\text{Be}$	$[\text{He}] 2s^2$	$[\text{He}] 2s^2$
${}^5\text{B}$	$[\text{He}] 2s^2 2p^1$	$[\text{He}] 2s^2 2p^1$
${}^6\text{C}$	$[\text{He}] 2s^2 2p^2$	$[\text{He}] 2s^2 2p^2$
${}^7\text{N}$	$[\text{He}] 2s^2 2p^3$	$[\text{He}] 2s^2 2p^3$
${}^8\text{O}$	$[\text{He}] 2s^2 2p^4$	$[\text{He}] 2s^2 2p^4$
${}^9\text{F}$	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$
${}^{10}\text{Ne}$	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$
${}^{24}\text{Cr}$	$[\text{Ar}] 3d^5 4s^1$	$[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$
${}^{29}\text{Cu}$	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$	$[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$

تتميز العناصر التي تمتلك طبقات تحتية d أو f غير مشبعة ببعض الخواص الكيميائية و الفيزيائية المتميزة و بشذوذ في توزيعها الإلكتروني عن قاعدة كليتشكوفسكي حيث يقع إعادة تنظيم توزيعها الإلكتروني على مستوى الطبقتين التحتيتين (n-1)d et ns أو (n-2)f et ns وفقا لما يلي :

- تكون طبقة تحتية أكثر استقرارا إذا كانت مشبعة, نصف مشبعة أو فارغة.

${}^{21}\text{Sc}$	$[\text{Ar}]$	$\uparrow \square \square \square \square$	$\uparrow \downarrow$	$[\text{Ar}] 3d^1 4s^2$
${}^{22}\text{Ti}$	$[\text{Ar}]$	$\uparrow \uparrow \square \square \square$	$\uparrow \downarrow$	$[\text{Ar}] 3d^2 4s^2$
${}^{23}\text{V}$	$[\text{Ar}]$	$\uparrow \uparrow \uparrow \square \square$	$\uparrow \downarrow$	$[\text{Ar}] 3d^3 4s^2$
${}^{24}\text{Cr}$	$[\text{Ar}]$	$\uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow$	$\uparrow$	$[\text{Ar}] 3d^5 4s^1$
${}^{25}\text{Mn}$	$[\text{Ar}]$	$\uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow$	$\uparrow \downarrow$	$[\text{Ar}] 3d^5 4s^2$
${}^{26}\text{Fe}$	$[\text{Ar}]$	$\uparrow \downarrow \uparrow \uparrow \uparrow$	$\uparrow \downarrow$	$[\text{Ar}] 3d^6 4s^2$
${}^{27}\text{Co}$	$[\text{Ar}]$	$\uparrow \downarrow \uparrow \uparrow \uparrow$	$\uparrow \downarrow$	$[\text{Ar}] 3d^7 4s^2$
${}^{28}\text{Ni}$	$[\text{Ar}]$	$\uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow$	$\uparrow \downarrow$	$[\text{Ar}] 3d^8 4s^2$
${}^{29}\text{Cu}$	$[\text{Ar}]$	$\uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow$	$\uparrow$	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$

## التشكيل حسب قاعدة كلينشكوفسكي

## التشكيل الحقيقي

$_{24}\text{Cr}$

$[\text{Ar}] 3d^4 4s^1$

$[\text{Ar}] 3d^5 4s^1$

$_{29}\text{Cu}$

$[\text{Ar}] 3d^9 4s^1$

$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$

## الجدول الدوري للعناصر الكيميائية

الجدول الدوري للعناصر هو جدول مكون من أسطر أفقية تسمى دورات و من أعمدة تشكل عند تقاطعها خانات تحتوي كل منها على عنصر كيميائي. أول ترتيب للعناصر في جدول قام به العالم الكيميائي الروسي دميتري مندلييف في 1968 على أساس القيم المتزايدة للعدد الكتلي كما ترك خانات فارغة لعناصر كيميائية غير مكتشفة في ذلك الوقت و التنبؤ ببعض خواصها.

مقارنة خواص عنصر **Eka-Silicon** الذي تنبأ بوجوده مندلييف سنة **1871** مع عنصر الجيرمانيوم المكتشف سنة **1886**

الخواص	Eka-Silicon	Germanium
الكتلة الذرية	72	72.59
الكثافة (g/cm <sup>3</sup> )	5.5	5.35
الحرارة النوعية (J/g-K)	0.305	0.309
درجة الإنصهار (°C)	High	947
اللون	Dark gray	Grayish white
صيغة الأكسيد	XO <sub>2</sub>	GeO <sub>2</sub>
كثافة الأكسيد (g/cm <sup>3</sup> )	4.7	4.70
صيغة الكلوريد	XCl <sub>4</sub>	GeCl <sub>4</sub>
درجة غليان الكلوريد (°C)	A little under 100	84

مقارنة خواص عنصر **Eka-Silicon** الذي تنبأ بوجوده مندلييف سنة **1871** مع عنصر الجيرمانيوم المكتشف سنة **1886**

الخواص	Eka-Silicon	Germanium
الكتلة الذرية	72	72.59
الكثافة (g/cm <sup>3</sup> )	5.5	5.35
الحرارة النوعية (J/g-K)	0.305	0.309
درجة الإنصهار (°C)	عالية	947
اللون	رمادي قاتم	رمادي
صيغة الأكسيد	XO <sub>2</sub>	GeO <sub>2</sub>
كثافة الأكسيد (g/cm <sup>3</sup> )	4.7	4.70
صيغة الكلوريد	XCl <sub>4</sub>	GeCl <sub>4</sub>
درجة غليان الكلوريد (°C)	أقل بقليل من 100	84

لكن الجدول الدوري الحديث للعناصر مبني على القيم المتزايدة للعدد الذري وليس على العدد الكتلي لأن العدد الذري هو الذي يحدد الخواص الكيميائية والفيزيائية.

Group	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
	(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8)	(9)	(10)	(11)	(12)	(13)	(14)	(15)	(16)	(17)	(18)
Period	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H 1s																	2 He 1s
2	3 Li 2s	4 Be 2s											5 B 2p	6 C 2p	7 N 2p	8 O 2p	9 F 2p	10 Ne 2p
3	11 Na 3s	12 Mg 3s											13 Al 3p	14 Si 3p	15 P 3p	16 S 3p	17 Cl 3p	18 Ar 3p
4	19 K 4s	20 Ca 4s	21 Sc 3d	22 Ti 3d	23 V 3d	24 Cr 3d	25 Mn 3d	26 Fe 3d	27 Co 3d	28 Ni 3d	29 Cu 3d	30 Zn 3d	31 Ga 4p	32 Ge 4p	33 As 4p	34 Se 4p	35 Br 4p	36 Kr 4p
5	37 Rb 5s	38 Sr 5s	39 Y 4d	40 Zr 4d	41 Nb 4d	42 Mo 4d	43 Tc 4d	44 Ru 4d	45 Rh 4d	46 Pd 4d	47 Ag 4d	48 Cd 4d	49 In 5p	50 Sn 5p	51 Sb 5p	52 Te 5p	53 I 5p	54 Xe 5p
6	55 Cs 6s	56 Ba 6s	57 La 5d	72 Hf 5d	73 Ta 5d	74 W 5d	75 Re 5d	76 Os 5d	77 Ir 5d	78 Pt 5d	79 Au 5d	80 Hg 5d	81 Tl 6p	82 Pb 6p	83 Bi 6p	84 Po 6p	85 At 6p	86 Rn 6p
7	87 Fr 7s	88 Ra 7s	89 Ac 6d	104 Rf 6d	105 Db 6d	106 Sg 6d	107 Bh 6d	108 Hs 6d	109 Mt 6d	110 6d	111 6d	112 6d						
6			58 Ce 4f	59 Pr 4f	60 Nd 4f	61 Pm 4f	62 Sm 4f	63 Eu 4f	64 Gd 4f	65 Tb 4f	66 Dy 4f	67 Ho 4f	68 Er 4f	69 Tm 4f	70 Yb 4f	71 Lu 4f		
7			90 Th 5f	91 Pa 5f	92 U 5f	93 Np 5f	94 Pu 5f	95 Am 5f	96 Cm 5f	97 Bk 5f	98 Cf 5f	99 Es 5f	100 Fm 5f	101 Md 5f	102 No 5f	103 Lr 5f		



يمكن تحديد موقع أي عنصر كيميائي بمعرفة رقم الدورة ورقم المجموعة التي ينتمي إليها حيث أن :

- رقم الدورة يساوي أكبر قيمة للعدد الكمي الرئيسي في التوزيع الإلكتروني.

- رقم المجموعة يساوي بصفة عامة عدد إلكترونات التكافؤ حيث يرافق هذا الرقم حرف B ou A. يستعمل الأول

لما تكون إلكترونات التكافؤ من النوع s ou p أو منهما معا.

لكن يستعمل الثاني لما تكون الإلكترونات من النوع d ضمن إلكترونات التكافؤ.

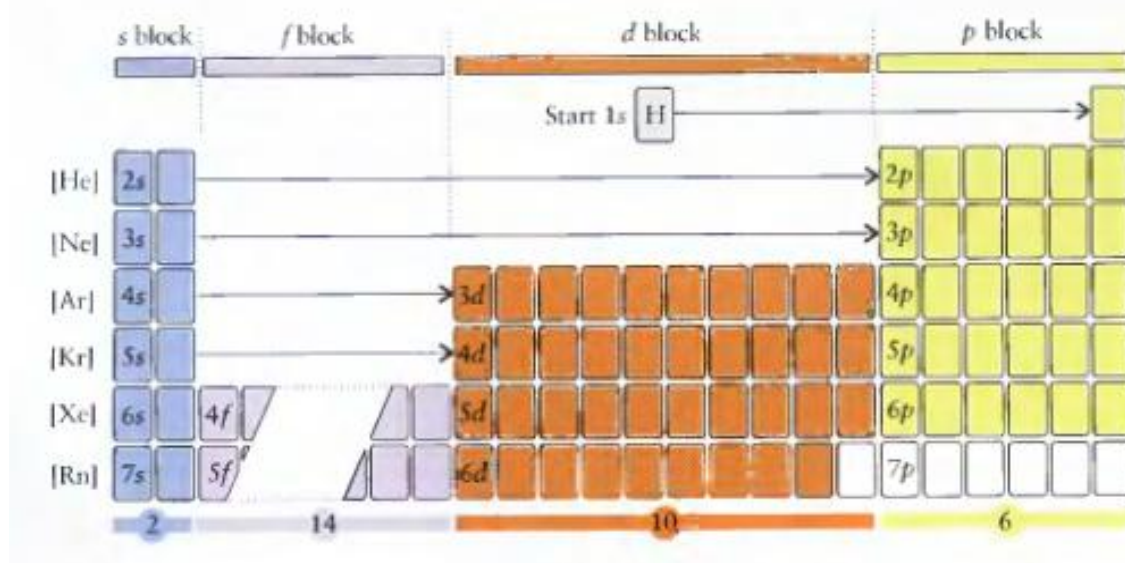
## التوزيع الإلكتروني المختصر

37

التوزيع الإلكتروني المختصر		رقم المجموعة	رقم الدورة
21Sc	[Ar] 3d <sup>1</sup> 4s <sup>2</sup>	3B	4
22Ti	[Ar] 3d <sup>2</sup> 4s <sup>2</sup>	4B	
23V	[Ar] 3d <sup>3</sup> 4s <sup>2</sup>	5B	
24Cr	[Ar] 3d <sup>5</sup> 4s <sup>1</sup>	6B	
25Mn	[Ar] 3d <sup>5</sup> 4s <sup>2</sup>	7B	
26Fe	[Ar] 3d <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup>	8B	
27Co	[Ar] 3d <sup>7</sup> 4s <sup>2</sup>	8B	
28Ni	[Ar] 3d <sup>8</sup> 4s <sup>2</sup>	8B	
29Cu	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>1</sup>	8B	
30Zn	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup>	8B	
31Ga	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>1</sup>	3p	
32Ge	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>2</sup>	4p	
33As	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>3</sup>	5p	
34Se	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>4</sup>	6p	
35Br	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup>	7p	
36Kr	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup>	8p	

يمكن إن نحدد موقع أي عنصر كيميائي ضمن مجال أوسع من الدورة و المجموعة يسمى الكتلة أو القسم حيث :

- ينتمي إلى القسم s مجموعة العناصر التي إلكترونات التكافؤ لها تنتمي إلى الطبقة التحتية s.
- ينتمي إلى القسم p مجموعة العناصر التي إلكترونات التكافؤ لها تنتمي إلى الطبقتين التحتيتين
- ينتمي إلى القسم d مجموعة العناصر التي تكون الطبقة التحتية d ضمن طبقة التكافؤ لها.
- ينتمي إلى القسم f مجموعة العناصر التي تكون الطبقة التحتية f ضمن طبقة التكافؤ لها.



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

6	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
7	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

		GROUPS																	
		IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIIIIB			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
		(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8)	(9)	(10)	(11)	(12)	(13)	(14)	(15)	(16)	(17)	(18)
n = 1	s orbital block	1 H s <sup>1</sup>																	2 He s <sup>2</sup>
n = 2		3 Li s <sup>2</sup>	4 Be s <sup>2</sup>											5 B s <sup>2</sup> p <sup>1</sup>	6 C s <sup>2</sup> p <sup>2</sup>	7 N s <sup>2</sup> p <sup>3</sup>	8 O s <sup>2</sup> p <sup>4</sup>	9 F s <sup>2</sup> p <sup>5</sup>	10 Ne s <sup>2</sup> p <sup>6</sup>
n = 3		11 Na d <sup>1</sup> s <sup>2</sup>	12 Mg d <sup>1</sup> s <sup>2</sup>											13 Al d <sup>2</sup> s <sup>2</sup>	14 Si d <sup>2</sup> s <sup>2</sup>	15 P d <sup>3</sup> s <sup>1</sup>	16 S d <sup>3</sup> s <sup>2</sup>	17 Cl d <sup>5</sup> s <sup>2</sup>	18 Ar d <sup>10</sup> s <sup>2</sup>
n = 4		19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
n = 5		37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
n = 6		55 Cs	56 Ba	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	
n = 7		87 Fr	88 Ra	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr	

n = 6	LANTHANIDE SERIES	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	4f subshell being filled
n = 7	ACTINIDE SERIES	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr	5f subshell being filled



## الخواص الدورية للعناصر الكيميائية

الخواص الكيميائية و الفيزيائية للعناصر الكيميائية تتغير بصفة دورية في الجدول الدوري بتغير العدد الذري إذا انتقلنا من اليسار إلى اليمين في الدورة و من الأعلى إلى الأسفل في المجموعة. بناءً على هذا معرفة موقع أي عنصر كيميائي تسمح لنا بمعرفة خواصه.

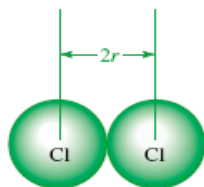
من بين هذه الخواص نذكر :

- نصف القطر الذري.
- نصف القطر الأيوني.
- الكهروسلبية.
- الألفة الإلكترونية.
- الخاصية المعدنية.
- الخاصية الالمعدنية.
- طاقة التأين.

## نصف القطر الذري

نصف القطر الذري هو نصف المسافة بين نواتي ذرتين من نفس النوع تشكلان جزيئاً ثنائي الذرة.

- يتناقص نصف القطر الذري في الدورة لما ننتقل من اليسار إلى اليمين, أي بتزايد العدد الذري.
- يتناقص نصف القطر الذري في الدورة لما ننتقل من اليسار إلى اليمين, أي بتزايد العدد الذري.



IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Atomic radii							
H 0.37							He 0.31
Li 1.52	Be 1.12	B 0.85	C 0.77	N 0.75	O 0.73	F 0.72	Ne 0.71
Na 1.86	Mg 1.60	Al 1.43	Si 1.18	P 1.10	S 1.03	Cl 1.00	Ar 0.98
K 2.27	Ca 1.97	Ga 1.35	Ge 1.22	As 1.20	Se 1.19	Br 1.14	Kr 1.12
Rb 2.48	Sr 2.15	In 1.67	Sn 1.40	Sb 1.40	Te 1.42	I 1.33	Xe 1.31
Cs 2.65	Ba 2.22	Tl 1.70	Pb 1.46	Bi 1.50	Po 1.68	At 1.40	Rn 1.41



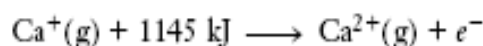


- العناصر ذات طاقة التأين الأولى الضعيفة تميل إلى تشكيل الأيونات الموجبة.

- العناصر ذات طاقة التأين الأولى العالية تميل إلى تشكيل الأيونات السالبة.

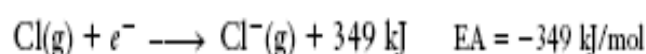
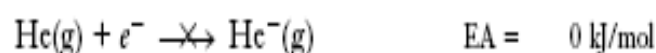
**ملاحظة:**

طاقة التأين الثانية تكون أعلى من طاقة التأين الأولى ومن ثم طاقة التأين ن هي أعلى من طاقة التأين ن-1 لأن قوة جذب النواة للإلكترونات تزيد في كل مرة.

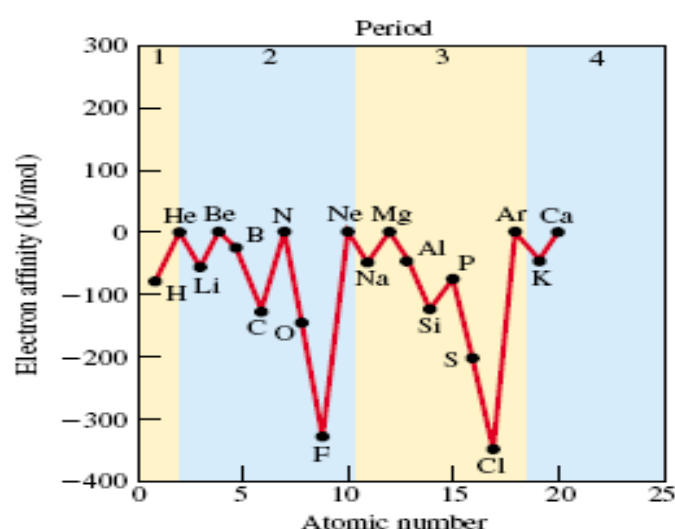


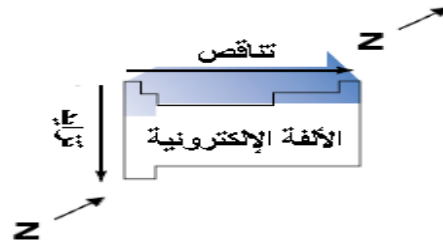
### الألفة الإلكترونية

ألفة الإلكترونية هي كمية الطاقة الممتصة لما يضم إلكترون واحد لذرة معزولة في الحالة الغازية وهي في الحالة الأساسية لتشكيل أيون يحمل شحنة عنصرية سالبة.



1	H -73								He 0	
2	Li -60	Be (-0)		B -29	C -122	N 0	O -141	F -328	Ne 0	
3	Na -53	Mg (-0)		Cu -118	Al -43	Si -134	P -72	S -200	Cl -349	Ar 0
4	K -48	Ca (-0)		Ag -125	Ga -29	Ge -119	As -78	Se -195	Br -324	Kr 0
5	Rb -47	Sr (-0)		Au -282	In -29	Sn -107	Sb -101	Te -190	I -295	Xe 0
6	Cs -45	Ba (-0)			Tl -19	Pb -35	Bi -91			

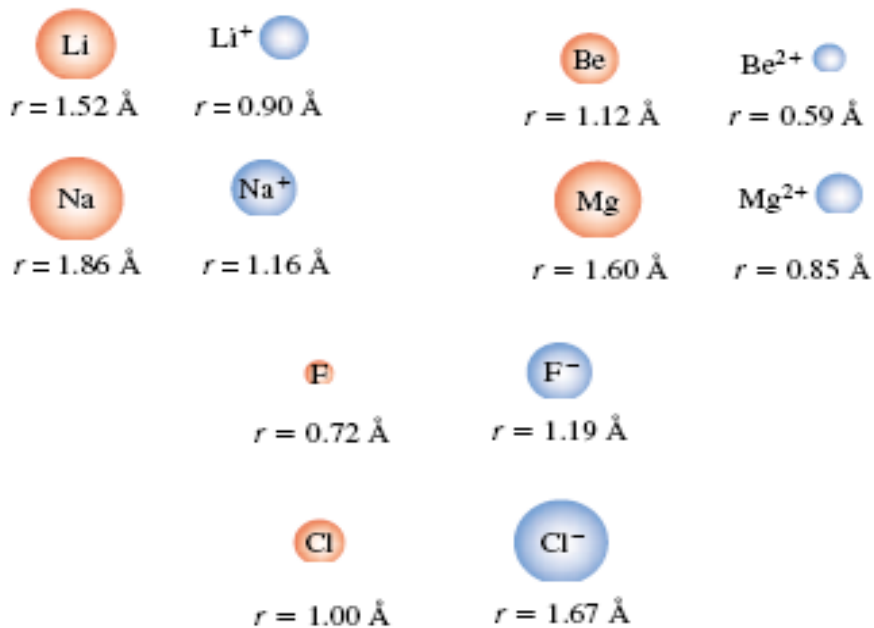
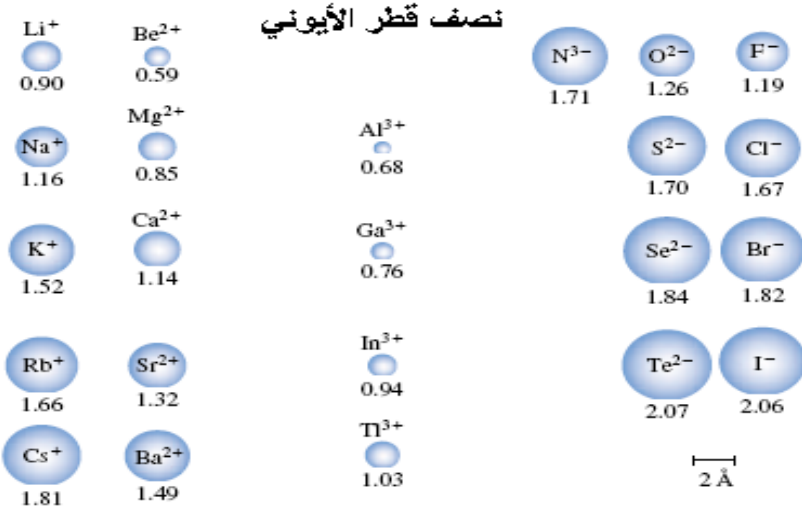










- العناصر ذات الألفة الإلكترونية السالبة تشكل أيونات سالبة.
- العناصر ذات الألفة الإلكترونية الموجبة تشكل أيونات موجبة.

### نصف القطر الأيوني

- نصف قطر الأيون الموجب أصغر من نصف قطر الذرة الناتج منها.
- نصف قطر الأيون السالب أكبر من نصف قطر الذرة الناتج منها.
- نصف قطر الأيون الموجب يتناقص من اليسار إلى اليمين في الدورة.
- نصف قطر الأيون السالب يتناقص من اليسار إلى اليمين في الدورة.
- نصف قطر الأيونات المتماثلة إلكترونياً يتناقص بزيادة العدد الذري.
- نصف قطر الأيون الموجب والأيون السالب يتزايدان لما نزل في المجموعة.



## سلسلة من الأيونات المتماثلة إلكترونيا

						
نصف القطر الأيوني (Å)	1.71	1.26	1.19	1.16	0.85	0.68
عدد الإلكترونات	10	10	10	10	10	10
الشحنة النووية	+7	+8	+9	+11	+12	+13

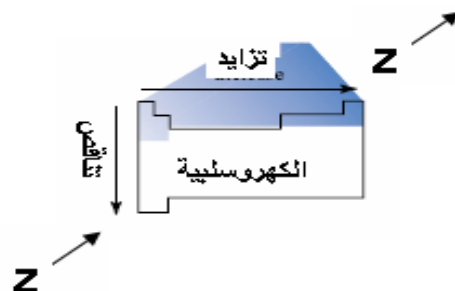
## الكهروسلبية

تمثل الكهروسلبية لذرة عنصر ما مدى قدرتها على جذب الإلكترونات رابطة كيميائية مشكلة مع ذرة عنصر آخر. بناءً على هذا، العناصر ذات الكهروسلبية العالية تشكل أيونات سالبة فيما العناصر ذات الكهروسلبية الضعيفة تشكل أيونات موجبة.

يوجد سلمان للكهروسلبية هما سلم باولي وسلم ميليكان، لكن سلم باولي هو الأكثر استعمالاً.

قيم الكهروسلبية لبعض العناصر الكيميائية حسب سلم مولتيكان

IA																VIIIA						
1	1 H 2.1															2 He						
2	3 Li 1.0	4 Be 1.5															5 B 2.0	6 C 2.5	7 N 3.0	8 O 3.5	9 F 4.0	10 Ne
3	11 Na 1.0	12 Mg 1.2															13 Al 1.5	14 Si 1.8	15 P 2.1	16 S 2.5	17 Cl 3.0	18 Ar
4	19 K 0.9	20 Ca 1.0	21 Sc 1.3	22 Ti 1.4	23 V 1.5	24 Cr 1.6	25 Mn 1.6	26 Fe 1.7	27 Co 1.7	28 Ni 1.8	29 Cu 1.8	30 Zn 1.6	31 Ga 1.7	32 Ge 1.9	33 As 2.1	34 Se 2.4	35 Br 2.8	36 Kr				
5	37 Rb 0.9	38 Sr 1.0	39 Y 1.2	40 Zr 1.3	41 Nb 1.5	42 Mo 1.6	43 Tc 1.7	44 Ru 1.8	45 Rh 1.8	46 Pd 1.8	47 Ag 1.6	48 Cd 1.6	49 In 1.6	50 Sn 1.8	51 Sb 1.9	52 Te 2.1	53 I 2.5	54 Xe				
6	55 Cs 0.8	56 Ba 1.0	57 La 1.1	72 Hf 1.3	73 Ta 1.4	74 W 1.5	75 Re 1.7	76 Os 1.9	77 Ir 1.9	78 Pt 1.8	79 Au 1.9	80 Hg 1.7	81 Tl 1.6	82 Pb 1.7	83 Bi 1.8	84 Po 1.9	85 At 2.1	86 Rn				
7	87 Fr 0.8	88 Ra 1.0	89 Ac 1.1																			
				58 Ce 1.1	59 Pr 1.1	60 Nd 1.1	61 Pm 1.1	62 Sm 1.1	63 Eu 1.1	64 Gd 1.1	65 Tb 1.1	66 Dy 1.1	67 Ho 1.1	68 Er 1.1	69 Tm 1.1	70 Yb 1.0	71 Lu 1.2					
				90 Th 1.2	91 Pa 1.3	92 U 1.5	93 Np 1.3	94 Pu 1.3	95 Am 1.3	96 Cm 1.3	97 Bk 1.3	98 Cf 1.3	99 Es 1.3	100 Fm 1.3	101 Md 1.3	102 No 1.3	103 Lr 1.5					



الرابطه الكيميائية

## صيغة لويس للذرات

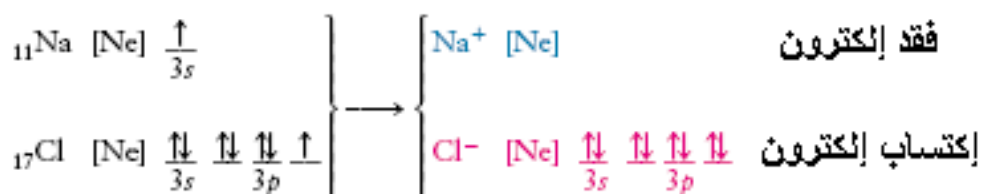
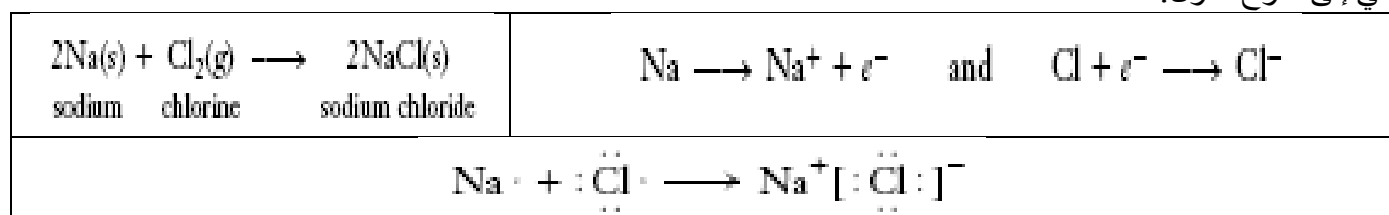
إن الإلكترونات طبقة التكافؤ هي المسؤولة عن الخواص الكيميائية و الفيزيائية و للعناصر الكيميائية و أيضا نوع الروابط الكيميائية التي يشكلها مع العناصر الأخرى. اقترح لويس تمثيلا لذرات العناصر حيث يحاط رمز العنصر بالإلكترونات التكافؤ التي يمثل فيه الإلكترون المنفرد بنقطة واحدة و الزوج الإلكتروني بزوج من النقاط. كما يمكن تمثيل الأيونات بصيغة لويس بإضافة شحنته كأس إلى رمز العنصر.

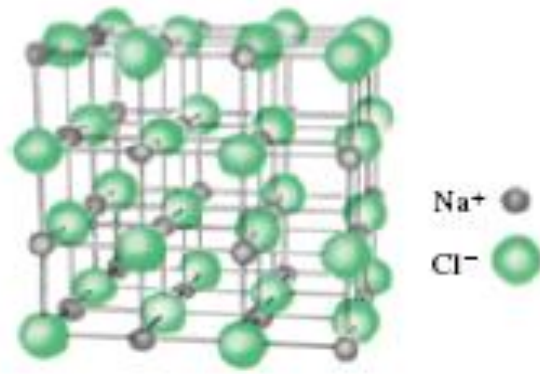
## صيغة أو تمثيل لويس لذرات العناصر الكيميائية

المجموعة	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
عدد								8
إلكترونات التكافؤ	1	2	3	4	5	6	7	He
Period 1	H ·							He :
Period 2	Li ·	Be :	B ·	C ·	N ·	O ·	F ·	Ne :
Period 3	Na ·	Mg :	Al ·	Si ·	P ·	S ·	Cl ·	Ar :
Period 4	K ·	Ca :	Ga ·	Ge ·	As ·	Se ·	Br ·	Kr :
Period 5	Rb ·	Sr :	In ·	Sn ·	Sb ·	Te ·	I ·	Xe :
Period 6	Cs ·	Ba :	Tl ·	Pb ·	Bi ·	Po ·	At ·	Rn :
Period 7	Fr ·	Ra :						

## الرابطة الأيونية

الرابطة الأيونية هي تجاذب بين أيونات (موجبة و سالبة) بأعداد كبيرة مكونة مركبا صلبا يسمى الصلب الأيوني. تتشكل الرابطة الأيونية بين ذرات العناصر التي يكون الفرق بين كهروسلبيةها كبيرا حيث تشكل ذرات العنصر العالي الكهروسلبية أيونات سالبة و ذرات العنصر ذو الكهروسلبية الضعيفة تشكل أيونات موجبة فيقع نقل للإلكترونات من النوع الثاني إلى النوع الأول.

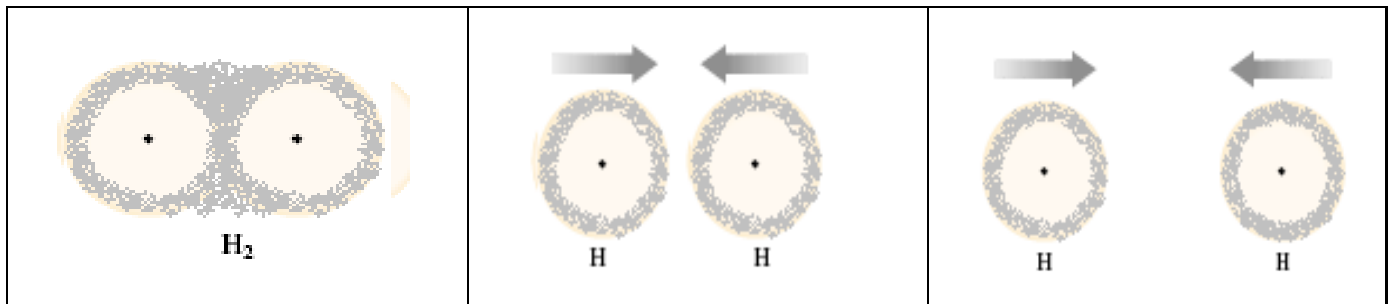




المعدن	اللامعدن	الصيغة العامة	الأيونات المشكّلة	مثال	درجة الانصهار (°C)
IA*	+	VIIA	→ MX	(M <sup>+</sup> , X <sup>-</sup> )	LiBr 547
IIA	+	VIIA	→ MX <sub>2</sub>	(M <sup>2+</sup> , 2X <sup>-</sup> )	MgCl <sub>2</sub> 708
IIIA	+	VIIA	→ MX <sub>3</sub>	(M <sup>3+</sup> , 3X <sup>-</sup> )	GaF <sub>3</sub> 800 (subl)
IA*	+	VIA	→ M <sub>2</sub> X	(2M <sup>+</sup> , X <sup>2-</sup> )	Li <sub>2</sub> O >1700
IIA	+	VIA	→ MX	(M <sup>2+</sup> , X <sup>2-</sup> )	CaO 2580
IIA	+	VIA	→ M <sub>2</sub> X <sub>3</sub>	(2M <sup>3+</sup> , 3X <sup>2-</sup> )	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 2045
IA*	+	VA	→ M <sub>3</sub> X	(3M <sup>+</sup> , X <sup>3-</sup> )	Li <sub>3</sub> N 840
IIA	+	VA	→ M <sub>3</sub> X <sub>2</sub>	(3M <sup>2+</sup> , 2X <sup>3-</sup> )	Ca <sub>3</sub> P <sub>2</sub> ≈1600
IIIA	+	VA	→ MX	(M <sup>3+</sup> , X <sup>3-</sup> )	AlP

#### الرابطة التكافؤية

تتشكل الرابطة التكافؤية لما تتشارك ذرتين فيما بينهما في زوج الكتروني أو أكثر لتشكل جزيء ما بحيث يكون الفرق بين كهروسلبيتهما منخفضا نسبيا أو معدوما.





بالنسبة للأيونات يضاف عدد الشحنات السالبة و ينقص عدد الشحنات السالبة من قيمة N

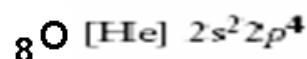
أمثلة : جزيء الفلور



$N = 2 \times 8 \text{ (for two F atoms)} = 16 e^-$ $A = 2 \times 7 \text{ (for two F atoms)} = 14 e^-$ $S = N - A = 16 - 14 = 2 e^-$	<p>تمثيل لويس يكون :</p> $\text{F} \text{---} \text{F}$
---	---

جزيء فلوريد الهيدروجين

$N = 1 \times 2 \text{ (for one H atom)} + 1 \times 8 \text{ (for one F atom)} = 10$ $A = 1 \times 1 \text{ (for one H atom)} + 1 \times 7 \text{ (for one F atom)} = 8$ $S = N - A = 10 - 8 = 2 e^-$	<p>تمثيل لويس يكون :</p> $\text{H} \text{---} \text{F}$
---	---



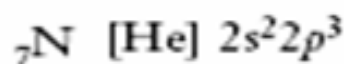
جزيء الماء :

$N = 2 \times 2 \text{ (for two H atoms)} + 1 \times 8 \text{ (for one O atom)} = 12 e^-$ $A = 2 \times 1 \text{ (for two H atoms)} + 1 \times 6 \text{ (for one O atom)} = 8 e^-$ $S = N - A = 12 - 8 = 4 e^-$	<p>تمثيل لويس يكون :</p> $\begin{array}{c} \text{H} \text{---} \text{O} \text{---} \\   \\ \text{H} \end{array}$
---	--



جزيء ثاني أكسيد الكربون :

$N = 1 \times 8 \text{ (for one C atom)} + 2 \times 8 \text{ (for two O atoms)} = 24 e^-$ $A = 1 \times 4 \text{ (for one C atom)} + 2 \times 6 \text{ (for two O atoms)} = 16 e^-$ $S = N - A = 24 - 16 = 8 e^-$	<p>تمثيل لويس يكون :</p> $\text{O}=\text{C}=\text{O}$
---	---



جزيء ثاني أكسيد الكربون :



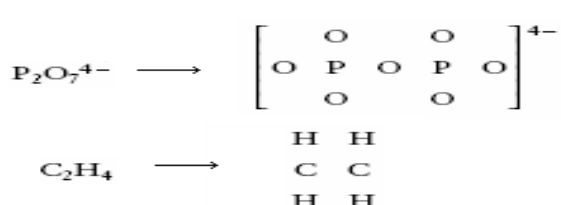
$N = 1 \times 8 \text{ (for one N atom)} + 4 \times 2 \text{ (for four H atoms)} = 16 e^-$ $A = 1 \times 5 \text{ (for one N atom)} + 4 \times 1 \text{ (for four H atoms)} - 1 \text{ (for 1+ charge)} = 8 e^-$ $S = N - A = 16 - 8 = 8 e^-$	<p>تمثيل لويس يكون :</p> $\left[ \begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{N}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array} \right]^+$
---	---

الخطوات الواجب إتباعها لكتابة صيغة لويس للجزيئات و للأيونات المتعددة الذرات  
1- انتقاء هيكل معقولا للجزيء أو الأيون المتعدد الذرات (متناظر).

أ- توضع الذرة الأقل كهروسلبية في المركز ما عدا الهيدروجين (لا يمكنه تشكيل أكثر من رابطة واحدة) وهي عادة ذرة العنصر الذي يحتاج إلى أكبر عدد من الإلكترونات لاحترام قاعدة الثمانية.

ب- ذرات الأكسجين لا ترتبط ببعضها لبعض إلا في جزيء الأكسجين، الأوزون، بيروكسيد الهيدروجين و مشتقاته.

ج- في الأكاسيد الثلاثية، يرتبط الهيدروجين عادة بالأكسجين و ليس إلى لبذرة المركزية. لكن هناك بعض استثناءات.  
د- في الجزيئات الأيونات المتعددة الذرات التي تحتوي على أكثر من ذرة مركزية واحدة، تستعمل البنية المفصلة الأكثر تناظرا.



2- أحسب قيمتي N و A و S

3 - ضع الإلكترونات S ضمن البنية المفصلة على شكل أزواج ممثلة بمد.

أمثلة

For  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,

$$N = 2 \times 2 \text{ (H atoms)} + 1 \times 8 \text{ (S atom)} + 4 \times 8 \text{ (O atoms)} = 4 + 8 + 32 = 44 e^-$$

$$A = 2 \times 1 \text{ (H atoms)} + 1 \times 6 \text{ (S atom)} + 4 \times 6 \text{ (O atoms)} = 2 + 6 + 24 = 32 e^-$$

$$S = N - A = 44 - 32 = 12 \text{ electrons}$$

For  $\text{ClO}_4^-$ ,

$$N = 8 \text{ (Cl atoms)} + 32 \text{ (O atoms)} = 40 e^-$$

$$A = 1 \times 7 \text{ (Cl atom)} + 4 \times 6 \text{ (O atoms)} + 1 \text{ (for 1- charge)} = 7 + 24 + 1 = 32 e^-$$

$$S = N - A = 40 - 32 = 8 \text{ electrons}$$

For  $\text{NO}_3^-$ ,

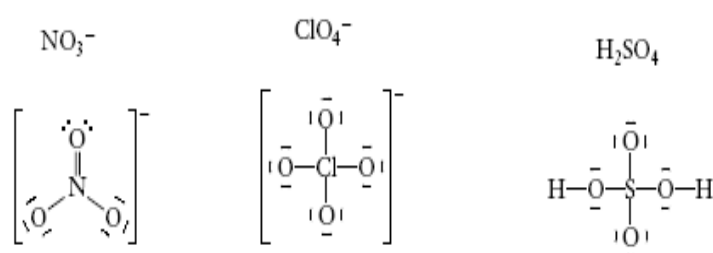
$$N = 1 \times 8 \text{ (N atom)} + 3 \times 8 \text{ (O atoms)} = 32 e^-$$

$$A = 1 \times 5 \text{ (N atom)} + 3 \times 6 \text{ (O atoms)} + 1 \text{ (for 1- charge)} = 5 + 18 + 1 = 24 e^-$$

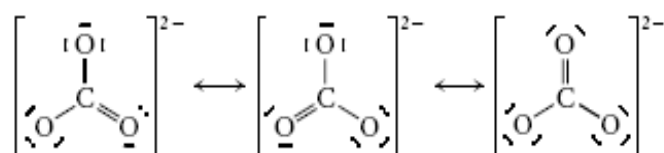
$$S = N - A = 32 - 24 = 8 e^-$$

الصيغة المجملة	الهيكل	صيغة لويس غير الكاملة
$H_2SO_4$	$\begin{array}{c} O \\   \\ H - O - S - O - H \\   \\ O \end{array}$	$H - O - \overset{\overset{O}{\parallel}}{S} - O - H$
$ClO_4^-$	$\left[ \begin{array}{c} O \\   \\ O - Cl - O \\   \\ O \end{array} \right]^-$	$\left[ \begin{array}{c} O \\   \\ O - Cl - O \\   \\ O \end{array} \right]^-$
$NO_3^-$	$\left[ \begin{array}{c} O \\   \\ O - N - O \end{array} \right]^-$	$\left[ \begin{array}{c} O \\   \\ O - N - O \end{array} \right]^-$

4- ضع ما تبقى من الإلكترونات على شكل أزواج إلكترونات حرة لتشكل الثمانية حول الذرات في الجزيء أو الأيون ما عدا الهيدروجين. تحقق من أن عدد الإلكترونات الكلي يساوي A.



الأشكال الرنينية أو الطينية لصيغ لويس للجزيئات وللايونات المتعددة الذرات يمكن كتابة صيغة لويس لبعض الجزيئات بأشكال متعددة تكون في بعض الأحيان متكافئة. يمكن أخذ أيون الكربونات كمثال كما يلي :



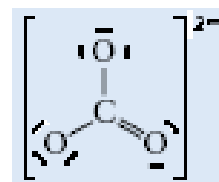
أمثلة

أيون الكربونات  $CO_3^{2-}$

الذرة المركزية هي ذرة الكربون

الهيكل هو :  $O \quad C \quad O$

صيغة لويس هي :



$$N = 1 \times 8 \text{ (for C)} + 3 \times 8 \text{ (for O)} = 8 + 24 = 32 e^-$$

$$A = 1 \times 4 \text{ (for C)} + 3 \times 6 \text{ (for O)} + 2 = 4 + 18 + 2 = 24 e^-$$

$$S = N - A = 32 e^- - 24 e^- = 8 e^-$$

جزيء ثاني كبريتيد الكربون  $CS_2$

الذرة المركزية هي ذرة الكربون

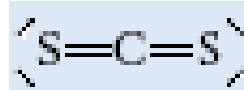
الهيكل هو :  $S \quad C \quad S$

$$N = 1 \times 8 \text{ (for C)} + 2 \times 8 \text{ (for S)} = 24 e^-$$

$$A = 1 \times 4 \text{ (for C)} + 2 \times 6 \text{ (for S)} = 16 e^-$$

$$S = N - A = 24 e^- - 16 e^- = 8 e^-$$

صيغة لويس هي :

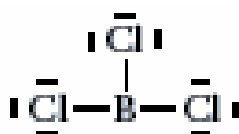


### حدود صلاحية قاعدة الثمانية

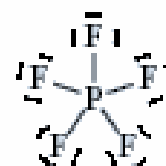
الكثير من العناصر الكيميائية تتحصل على بنية غاز خامل وتحترم قاعدة الثمانية لما تتحد مع بعضها البعض و يمكن بالتالي تطبيق العلاقة :

$$S = N - A$$

لكتاب صيغة لويس للجزيئات المشكلة. لكن توجد عدة استثناءات لهذه القاعدة حيث أن بعض العناصر لا تحترمها وتكون محاطة بأقل أو بأكثر من ثمانية إلكترونات. في هذه الحالة يجب تعديل العلاقة أعلاه ليتمكن كتابة صيغة لويس.



البور محاط ب 06 إلكترونات



الفوسفور محاط ب 10 إلكترونات



البيريليوم محاط ب 04 إلكترونات

توجد أربع حالات لا تحترم فيها قاعدة الثمانية و هي :

1- في معظم المركبات التكافئية للبيريليوم : يملك البيريليوم الكترونين فقط في طبقة تكافئه و بالتالي لا يمكنه تشكيل أكثر من رابطتين تكافئيتين مع عنصرين آخرين.

لهذا نستعمل أربعة إلكترونات بالنسبة لكل ذرة بييريليوم في حساب قيمة N. لكن في مرحلة توزيع الأزواج الإلكترونية على الهيكل المقترح نعطي لكل ذرة بييريليوم زوجين رابطتين فقط.

2- في معظم المركبات التكافئية لعناصر المجموعة 3A وخاصة عنصر البور. عناصر هذه المجموعة تملك ثلاثة إلكترونات تكافؤ فقط و بالتالي تشكل ثلاث روابط تكافئية فقط مع العناصر الأخرى.

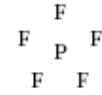
لهذا نستعمل ستة إلكترونات من أجل كل ذرة بور في حساب N. لكن في مرحلة توزيع الأزواج الإلكترونية على الهيكل المقترح نعطي لكل ذرة بور ثلاثة أزواج رابطة فقط.

3- في المركبات أو الأيونات التي لها عدد فردي من الإلكترونات مثل أول أكسيد الازوت (11 إلكترون) و ثاني أكسيد الازوت (17 إلكترون).

4- في المركبات أو الأيونات التي تحتاج فيها الذرة المركزية الى الاشتراك في أكثر من ثمانية الكترونات. في هذه المركبات اذا كانت قيمة S أصغر من عدد الأزواج الالكترونية اللازم لربط جميع الذرات بالذرة المركزية نجعلها مساوية لهذا العدد كما يجب بعد ذلك احاطة الذرات المحيطة بالذرة المركزية بثمانية الكترونات طبقا لقاعدة الثمانية ما عدا ذرة الهيدروجين التي تحتاج الكترونين. اذا تبقى عدد معين من الأزواج نحيط بها الذرة المركزية.

أمثلة

جزيء سداسي فليوريد الفوسفور  $PF_5$



الهيكل هو :

نلاحظ أنه يجب 10 إلكترونات على الأقل لربط 5 ذرات فليور بذرة الفوسفور.

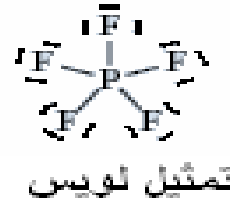
$$N = 5 \times 8 \text{ (for F)} + 1 \times 8 \text{ (for P)} = 48 e^-$$

$$A = 5 \times 7 \text{ (for F)} + 1 \times 5 \text{ (for P)} = 40 e^-$$

$$S = N - A = 8 e^-$$

نلاحظ أن :  $S < 10$

لهذا نضع  $S = 10$



جزيء فليوريد الكبريت  $SF_4$



الهيكل هو :

نلاحظ أنه يجب 08 إلكترونات على الأقل لربط 4 ذرات فليور بذرة الكبريت.

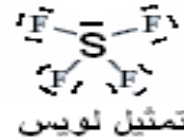
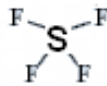
$$N = 1 \times 8 \text{ (S atom)} + 4 \times 8 \text{ (F atoms)} = 40 e^-$$

$$A = 1 \times 6 \text{ (S atom)} + 4 \times 7 \text{ (F atoms)} = 34 e^-$$

$$S = N - A = 40 - 34 = 6 e^-$$

نلاحظ أن :  $S < 08$

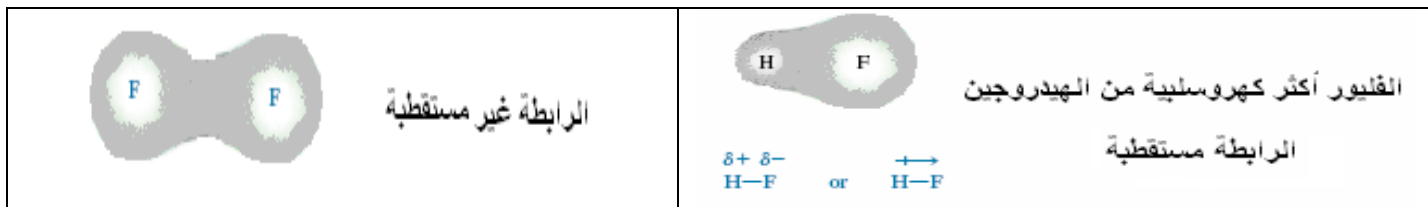
لهذا نضع  $S = 08$



الرابطة الكيميائية المستقطبة وغير المستقطبة

قد تكون الرابطة التكافئية مستقطبة أو غير مستقطبة. لما تكون مستقطبة يكون توزيع الإلكترونات الرابطة بين الذرات متساويا أو متجانسا و يحدث هذا في حالة ترابط ذرات من نفس النوع (لها نفس الكهروسلبية). لكن لكن ام ترتبط ذرتان من نوعين مختلفين (يختلفان في الكهروسلبية)، فإن توزيع الإلكترونات الرابطة يصبح غير متجانس بحيث تكون الكثافة الإلكترونية أكبر بجوار الذرة الأكثر كهروسلبية.

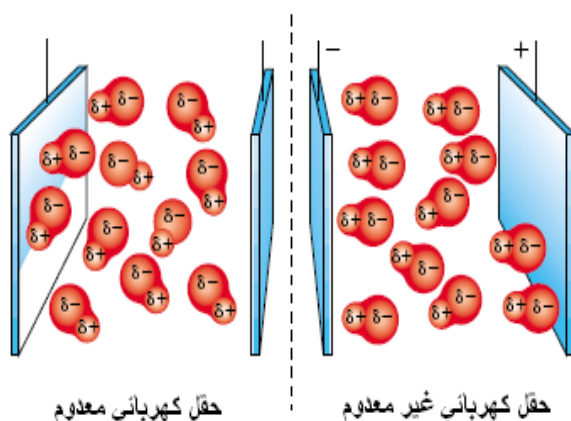
يزيد استقطاب الرابطة التكافئية المستقطبة بزيادة الفرق بين كهروسلبية الذرتين المرتبطتين بها.



**عزم ثنائي القطب الكهربائي للرابطة المستقطبة و للجزيئات القطبية**  
 في الرابطة المستقطبة تكون الكثافة الإلكترونية بجوار الذرة الأكثر كهروسلبية أكبر منها بجوار الذرة الأقل كهروسلبية. أي أن الأولى سوف تحمل شحنة جزئية سالبة و الثانية تحمل شحنة جزئية موجبة. بناء على هذا تصبح الرابطة عبارة عن ثنائي قطب كهربائي يمثل فيزيائيا بعزم ثنائي عزم كهربائي الذي يعطى تعريفا بالعلاقة التالية :

$$\vec{\mu} = \vec{d} \times q$$

$q$  القيمة المطلقة للشحنة الجزئية  
 $\mu$  عزم ثنائي القطب الكهربائي  
 $d$  طول الرابطة



### ملاحظات

1- عزم ثنائي القطب الكهربائي لجزيء ما يساوي المحصلة الشعاعية لعزوم ثنائيات القطب الكهربائية لجميع الروابط المستقطبة لهذا الجزيء و شدته و اتجاهه هما شدة و طويلة هذه المحصلة.

$$\vec{\mu}_{total} = \sum_{i=1}^n \vec{\mu}_i$$

$\vec{\mu}_i$  عزم ثنائي القطب الكهربائي للرابطة في الجزيء  
 $\vec{\mu}_{total}$  عزم ثنائي القطب الكهربائي للجزيء

2- يمكن لجزيء أن يمتلك روابط مستقطبة دون أن يكون قطبيا إذا كان متناظرا.

3- وحدة عزم ثنائي القطب هي متر.كولون ( m.C ).  
 كما يمكن استعمال وحدة الدوباي و هي:

$$1 D = \frac{1}{33} \times 10^{-31} \text{ m.C}$$

4- كلما زاد الفرق بين كهروسلبية الذرات المرتبطة كلما زادت قيمة عزم ثنائي القطب.

المركب	$\Delta(EN)$	$\mu$ (D)
HF	1.9	1.91 D
HCl	0.9	1.03 D
HBr	0.7	0.79 D
HI	0.4	0.38 D
H—H	0	0 D

كبير	متوسطة	صفر	الفرق في الكهروسلبية $\Delta(EN)$
أيونية	رابطة مستقطبة	رابطة غير مستقطبة	نوع الرابطة

### الشكل الهندسي للجزيئات

#### نظرية تنافر الأزواج الإلكترونية لطبقة التكافؤ (VSEPR)

هذه النظرية مبنية أهمية الأزواج الإلكترونية لطبقة التكافؤ للذرة المركزية حيث تقول أن هذه الأزواج تتنافر فيما بينها و تنتظم حول الذرة المركزية بحيث تكون قوى التنافر بينها أصغر ما يمكن و يكون بذلك الجزيء مستقرا. تسمى هذه الأزواج الإلكترونية لطبقة التكافؤ مناطق الكثافة الإلكترونية العالية للجزيء. الذرة المركزية هي ذرة مرتبطة بأكثر من ذرة واحدة و في بعض الجزيئات توجد أكثر من ذرة مركزية واحدة. في هذه الحالة يجب معرفة ترتيب الذرات المحيطة بكل ذرة مركزية للحصول على الشكل الهندسي للجزيء. هذا الشكل يقابله الترتيب الذي يضمن قيمة دنيا للمناطق العالية الكثافة في الجزيء.

يحسب عدد المناطق عالية الكثافة في الجزيء كما يلي :

- كل ذرة مرتبطة هي منطقة عالية الكثافة بغض النظر عن كون الرابطة بسيطة, ثنائية أو ثلاثية.
- كل زوج إلكتروني حر أو غير رابط يعتبر منطقة واحدة عالية الكثافة.

الصيغة الجزيئية	CO <sub>2</sub>	NH <sub>3</sub>	CH <sub>4</sub>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
صيغة لويس	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{N}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	$\left[ \begin{array}{c} \text{O}^- \\   \\ \text{O}-\text{S}-\text{O}^- \\   \\ \text{O}^- \end{array} \right]^{2-}$
الذرة المركزية	C	N	C	S
عدد الذرات المرتبطة بالذرة المركزية	2	3	4	4
عدد الأزواج الحرة للذرة المركزية	0	1	0	0
عدد المناطق عالية الكثافة حول الذرة المركزية	2	4	4	4

حسب نظرية تنافر الأزواج الإلكترونية لطبقة التكافؤ، تكون البنية أو الشكل الهندسي أكثر استقرارا لما تكون المناطق عالية الكثافة في الجزيء أبعد ما يمكن عن بعضها البعض. ترتيب هذه المناطق حول الذرات المركزية في الجزيء هي التي تحدد الشكل الهندسي له.

يمكن تمثيل الذرة المركزية وما يحيط بها من أزواج رابطة و أزواج حرة أو غير رابطة بتمثيل اصطلاحي كما يلي :



**A** الذرة المركزية

**X** ذرة محيطة بالذرة المركزية

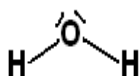
**E** زوج إلكتروني حر

**n** عدد الذرات المرتبطة بالذرة المركزية

**p** عدد الأزواج الحرة

**مثال : جزيء الماء**

التمثيل الاصطلاحي هو :  $AX_2E_2$



على هذا الأساس تلخص الأشكال الهندسية للجزيئات حسب هذه النظرية في الجدول التالي :

الاصطلاحي التمثيل	عدد الأزواج الرابطة	الأزواج غير الرابطة	تمثيل الأزواج الإلكترونية	الشكل الهندسي	مثال
$AX_2$	2	0		خطي	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$
$AX_3$	3	0		مثلث مستوي	$\text{BF}_3$
$AX_2E_1$	2	1		حرف V	$[\text{O}=\text{N}-\text{O}]^-$
$AX_4$	4	0		رباعي وجوه	$\text{CH}_4$
$AX_3E_1$	3	1		هرم مثلث القاعدة	$\text{NH}_3$

مثال	الشكل الهندسي	تمثيل الأزواج الإلكترونية	الأزواج غير الرابطة	عدد الأزواج الرابطة	الإصطلاحي التمثيل
	حرف V		2	2	$AX_2E_2$

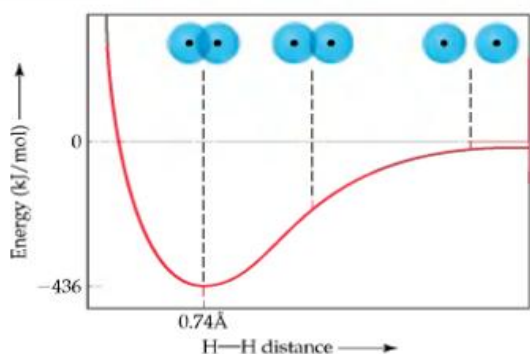
مثال	الشكل الهندسي	تمثيل الأزواج الإلكترونية	الأزواج غير الرابطة	عدد الأزواج الرابطة	الإصطلاحي التمثيل
$PCl_5$	ثنائي هرم مثث القاعدة		0	5	$AX_5$
$SF_4$	هرم		1	4	$AX_4E_1$
$ClF_3$	حرف T		2	3	$AX_3E_2$
$XeF_2$	خطي		3	2	$AX_2E_3$

مثال	الشكل الهندسي	تمثيل الأزواج الإلكترونية	الأزواج غير الرابطة	عدد الأزواج الرابطة	الإصطلاحي التمثيل
$SF_6$	ثماني وجود		0	6	$AX_6$
$BrF_5$	هرم مربع القاعدة		1	5	$AX_5E_1$
$XeF_4$	مربع مستوي		2	4	$AX_4E_2$

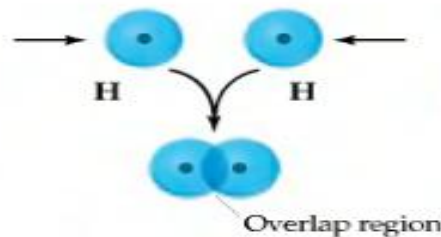
نظرية الرابطة التكافئية



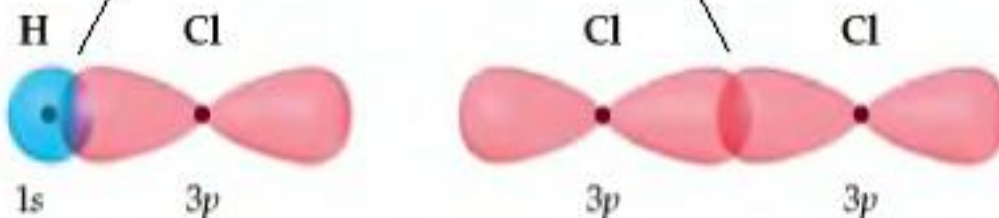
هذه النظرية تقول أن تشكيل الرابطة التكافئية بين ذرتين يتم عن طريق اتحاد محطتين ذريتين لتشكيل محط جزيئي يكون مشترك بينهما. هذه العملية تسمى اندماج.



اقتراب الذرتين من بعضهما البعض



منطقة الاندماج



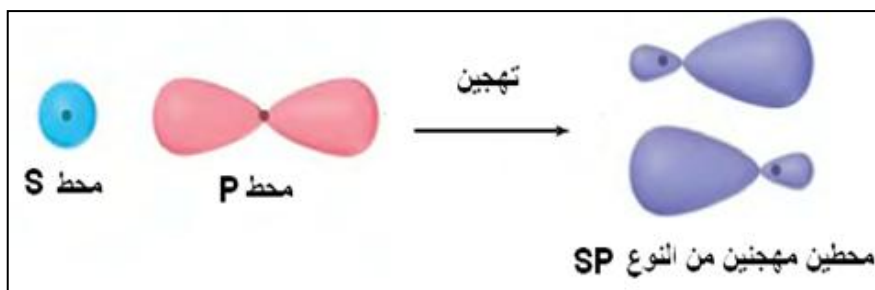
### تهجين المحطات الذرية

رغم أن نظرية اندماج المحطات الذرية تساعد على فهم تشكيل الرابطة الكيميائية، فمن الصعب توسيعها إلى الجزيئات المتعددة الذرات لأنه لا يكفي أن نفسر كيفية تشكيل الروابط وإنما يجب أيضاً أن يرافق ذلك توافق مع الشكل الهندسي الحقيقي للجزيء المتشكل.

نظرية تهجين المحطات الذرية تقول أن ذرة عنصر ما لما تقترب من ذرة أخرى لتتحد معها، تندمج بعض محطاتها الذرية لطبقة التكافؤ لتعطي محطات جديدة تسمى محطات هجينة، تختلف عن الأولى في الشكل وفي الاتجاه ثم تقع عملية الاندماج مع محطات الذرة الأخرى التي قد تكون هجينة أو غير هجينة.

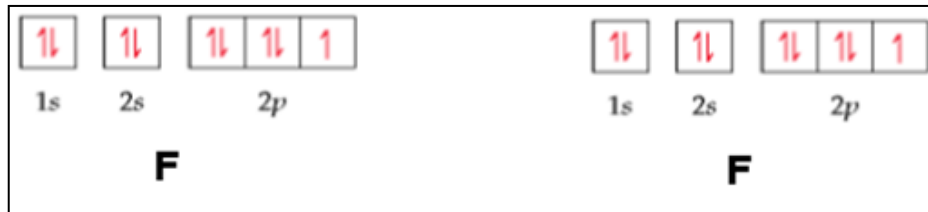
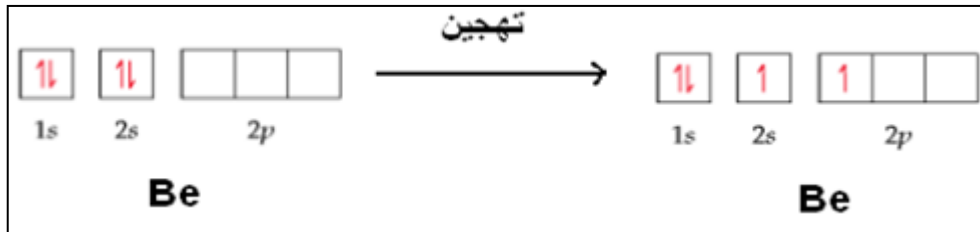
### التهجين من النوع SP

في هذا النوع من التهجين يندمج محط من النوع S مع محط من النوع P لإعطاء محطتين من النوع SP.

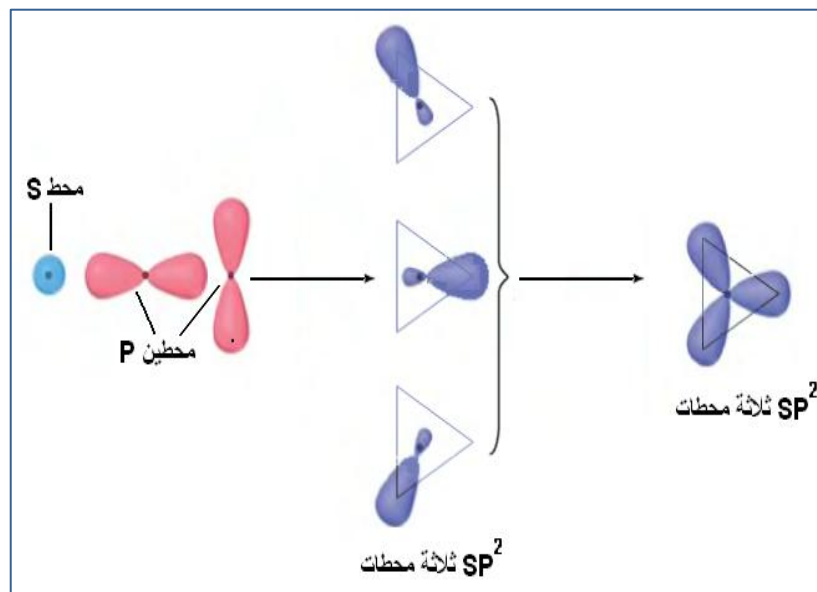
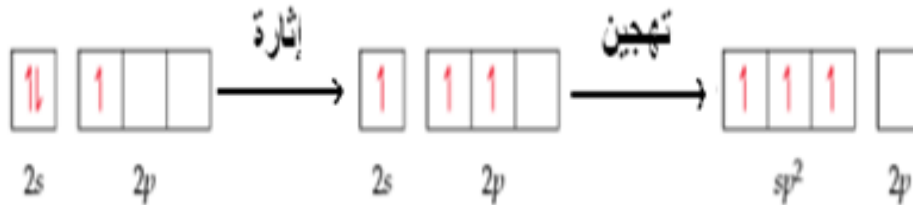




مثال: جزيء ثاني فلوريد البيريليوم  $\text{F}-\text{Be}-\text{F}$

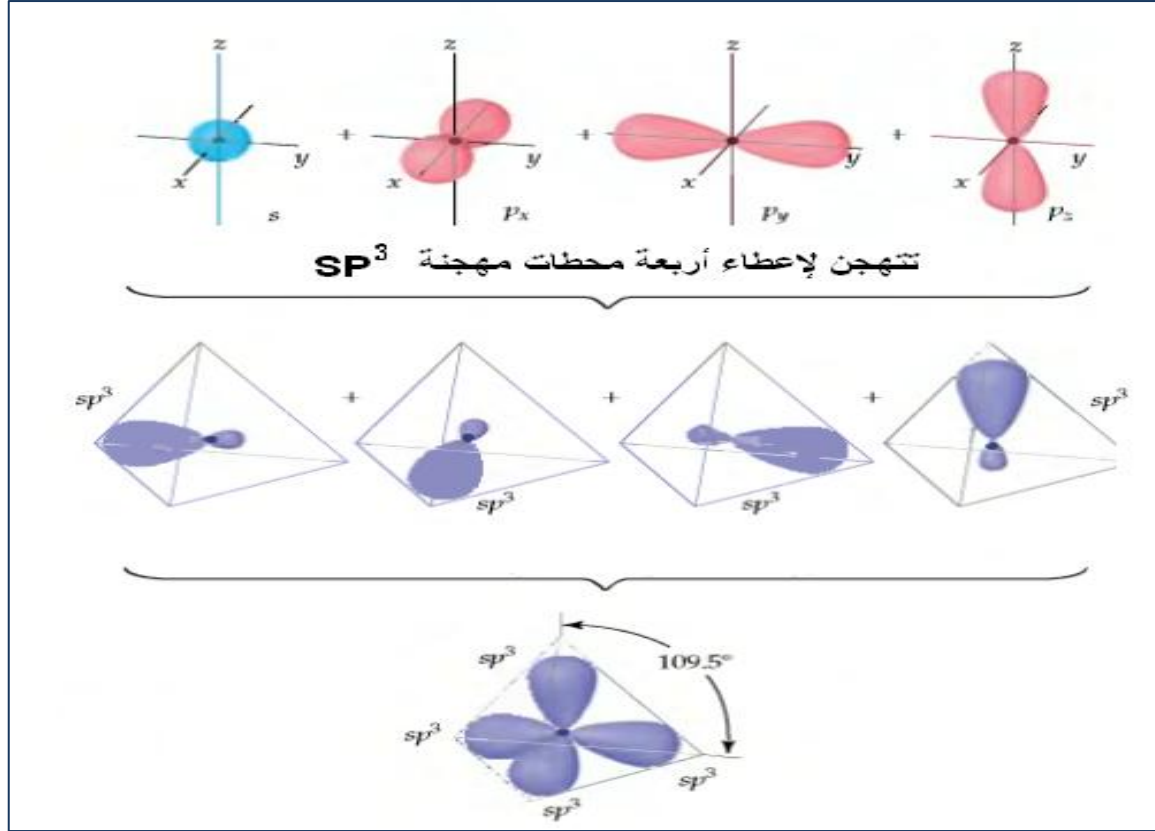
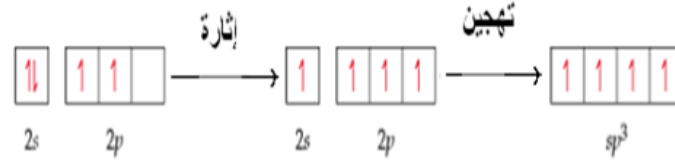


التهجين من النوع  $sp^2$   
في هذا النوع من التهجين يندمج محط من النوع  $s$  مع محطين من النوع  $p$  لإعطاء محطين من  $sp^2$ .



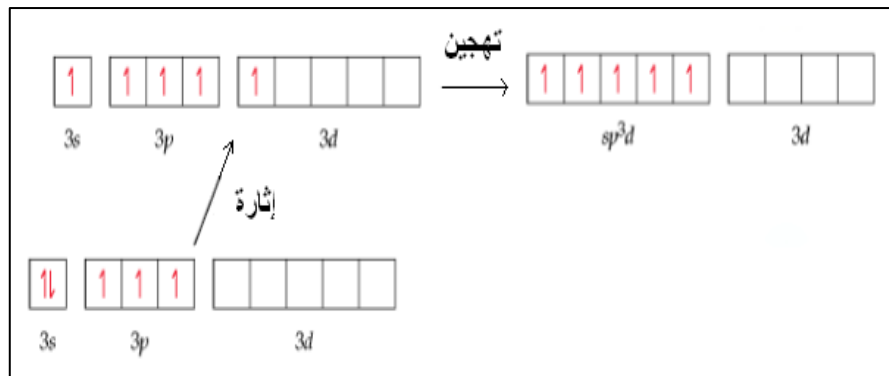
## التهجين من النوع $SP^3$



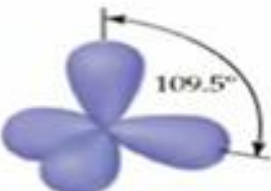
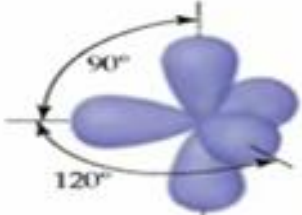
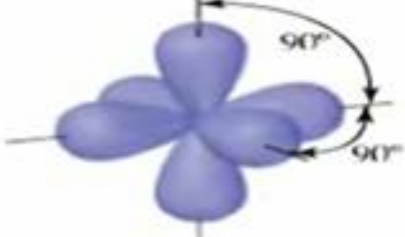
في هذا النوع من التهجين يندمج محط من النوع S مع ثلاثة محطات من النوع P لإعطاء أربعة محطات من النوع  $SP^3$ .




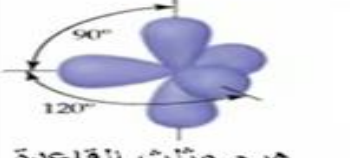
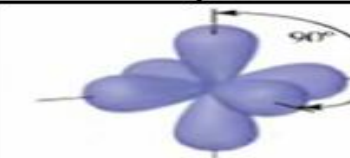


## التهجين من النوع $SP^3d$

في هذا النوع من التهجين يندمج محط من النوع S مع ثلاثة محطات من النوع P و محطة من النوع d لإعطاء خمسة محطات من النوع  $SP^3d$ .

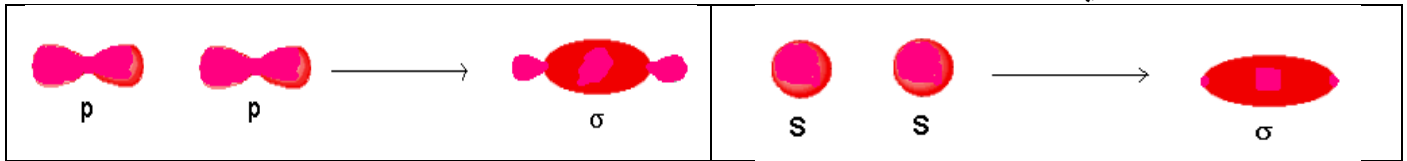


مثال	الشكل الهندسي	عدد المحطات المهجنة	المحطات المهجنة
$\text{BeF}_2, \text{HgCl}_2$	 <p>خطي</p>	2 SP	$sp$
$\text{BF}_3, \text{SO}_3$	 <p>مثلث مستوي</p>	3 $sp^2$	$sp^2$
$\text{CH}_4, \text{NH}_3, \text{H}_2\text{O}, \text{NH}_4^+$	 <p>رباعي وجوه</p>	4 $sp^3$	$sp^3$
$\text{PF}_5, \text{SF}_4, \text{BrF}_3$	 <p>هرم مثلث القاعدة</p>	5 $sp^3d$	$sp^3d$
$\text{SF}_6, \text{ClF}_6, \text{XeI}_6$	 <p>ثمانى وجوه</p>	6 $sp^3d^2$	$sp^3d^2$

نوع التهجين	الشكل الهندسي	التمثيل $AX_nE_p$
SP	 خطي	$AX_2$
$SP^2$	 مثلث مستوي	$AX_3$ $AX_2E_1$
$SP^3$	 رباعي وجوه	$AX_4$ $AX_2E_2$ $AX_3E_1$
$SP^3d$	 هرم مثلث القاعدة	$AX_5$ $AX_3E_2$ $AX_4E_1$ $AX_2E_2$
$sp^3 d^2$	 ثمانى وجوه	$AX_6$ $AX_5E_1$ $AX_4E_2$

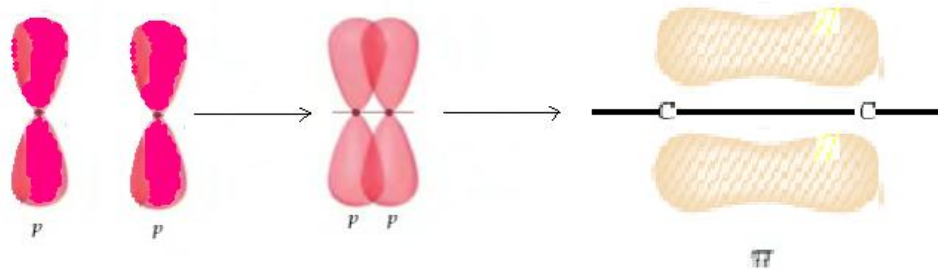
### الرابطة سيغما $\sigma$

الرابطة سيغما بين ذرتين هي رابطة تكافئية تكون فيها الكثافة الإلكترونية لإلكترونات الرابطة مركزة بصورة متناظرة على طول الخط الذي يربط بينهما وهي تنتج من اندماج محطين الكترونيين بحيث يكون محوراها على نفس الحامل. للرابطة سيغما تناظر محوري.



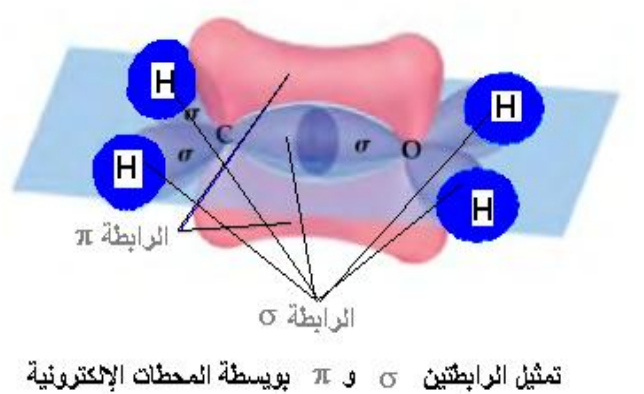
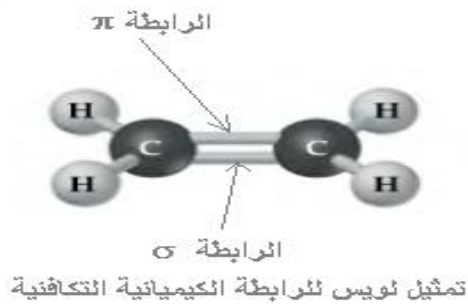
### الرابطة $\pi$

تتشكل الرابطة بي بين محطين من النوع p. يجب أن يكون محورا المحطين متوازيين، هذا يعني أن اندماج المحطين يكون جانبيا.



### ملاحظات

- 1- الرابطة البسيطة بين ذرتين هي دوما من النوع  $\sigma$ .
- 2- الرابطة الثنائية مكونة من رابطة s و رابطة  $\pi$ .
- 3- الرابطة الثلاثية مكونة من رابطة s و رابطتين  $\pi$ .
- 4- الرابطة s أقوى من الرابطة  $\pi$ .



### نظرية المحطات الجزيئية

إن نظرية لويس حول الرابطة الكيميائية استطاعت إلى حد ما أن تفسر بعض الخواص الكيميائية و الفيزيائية للجزيئات بواسطة قاعدة الثمانية، إلا أنها عجزت عن وصف و تفسير بعض الخواص الكيميائية و الفيزيائية لبعض الجزيئات مثل الأكسجين و أول أكسيد الكربون و الأشكال الرنينية. تقول نظرية المحطات الجزيئية أن إلكترونات التكافؤ في الجزيء تشغل محطات جزيئية تمتد إلى كل الجزيء و ليس مركزة بين ذرتين فقط. أي أن المحطات الذرية لطبقة التكافؤ تندمج لتعطي محطات جزيئية. و عدد هذه الأخيرة يساوي عدد المحطات الذرية المندمجة. و يعني الاندماج رياضياً، الاتحاد الخطي بين الدوال الموجية التي تصف المحطات الذرية فيما بينها لإعطاء دوال موجية جديدة تصف بدورها المحطات الجزيئية التي سوف تستقبل إلكترونات الرابطة المتشكلة.

### الجزيئات الثنائية المتجانسة

مثال جزيء الهيدروجين

لتكن  $\psi_{A1s}$  الدالة الموجية التي تصف المحط الذري لذرة الهيدروجين A

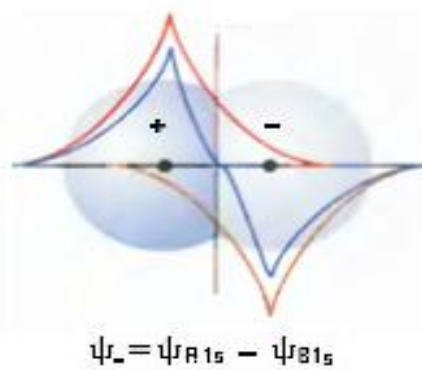
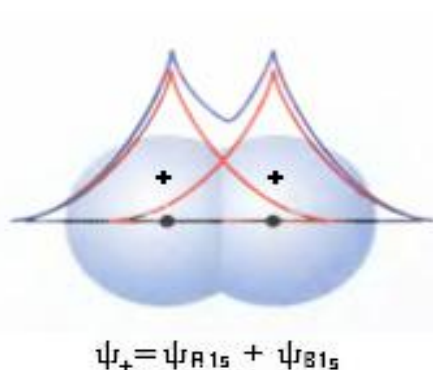
لتكن  $\psi_{B1s}$  الدالة الموجية التي تصف المحط الذري لذرة الهيدروجين B

تقول نظرية المحطات الجزيئية أن الدالتين  $\psi_{A1s}$  و  $\psi_{B1s}$  تتحدان خطياً لإعطاء دالتين جديدتين  $\psi_+$  و  $\psi_-$

تصفان المحطتين الجزيئيتين لجزيء الهيدروجين بحيث:

$$\psi_- = \psi_{A1s} - \psi_{B1s}$$

$$\psi_+ = \psi_{A1s} + \psi_{B1s}$$



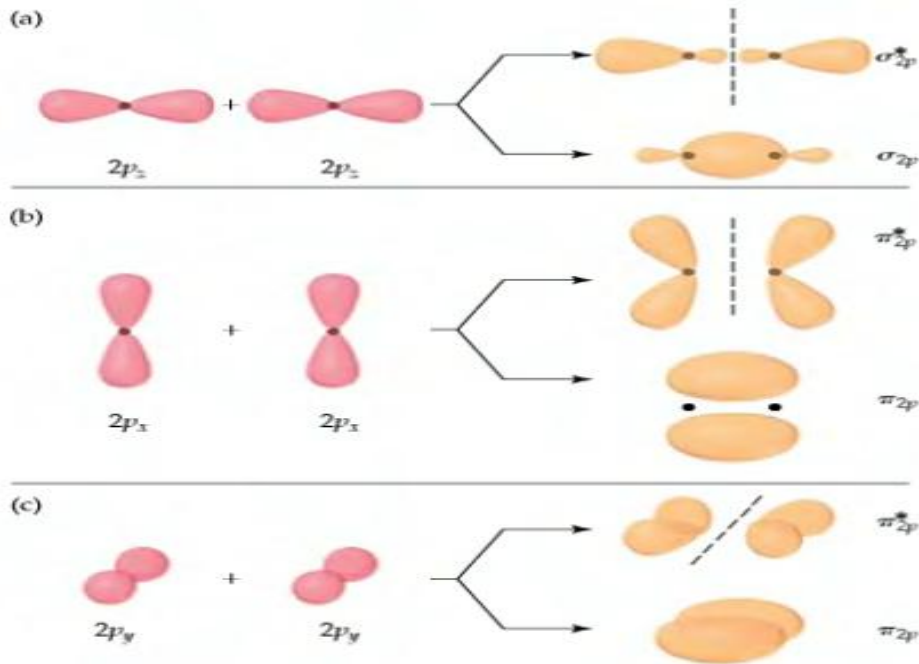
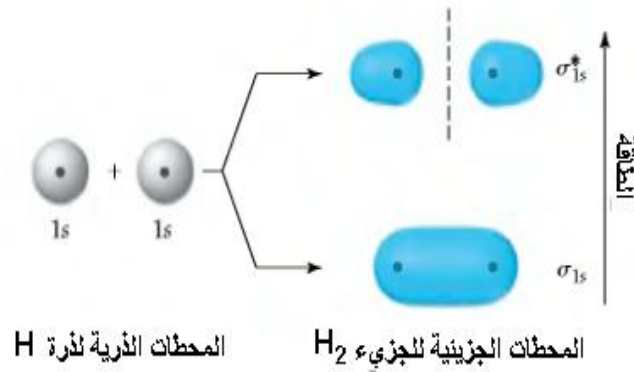
منحنيا الدالتين  $\psi_+$  و  $\psi_-$  بالأزرق

- نلاحظ أن الدالة  $\psi_+$  غير معدومة في المنطقة التي تفصل بين الذرتين و لذلك فهي تصف محطاً جزيئياً رابطاً.

- نلاحظ أن الدالة  $\psi$  معدومة في المنطقة التي تفصل بين الذرتين و لذلك فهي تصف محطاً جزيئياً ضد رابط.  
بناءً على هذا يكون مخطط الطاقة لجزيء الهيدروجين هو :



- إذا كان المحط الجزيئي الرابط يصف رابطة بسيطة فيرمز له بالرمز :  $\sigma$ .
- إذا كان المحط الجزيئي ضد الرابط يصف رابطة بسيطة فيرمز له بالرمز :  $\sigma^*$ .
- إذا كان المحط الجزيئي الرابط يصف رابطة  $\pi$  فيرمز له بالرمز :  $\pi$ .
- إذا كان المحط الجزيئي ضد الرابط يصف رابطة  $\pi$  فيرمز له بالرمز :  $\pi^*$ .



التوزيع الإلكتروني للجزيئات ثنائية الذرة



لكتابة التوزيع الإلكتروني للجزيئات ثنائية الذرة، يجب معرفة عدد إلكترونات التكافؤ للذرتين التين سوف ترتبطان و من ثم عدد المحطات الذرية التي سوف تتحد ومن ثم عدد المحطات الجزيئية التي سوف نحصل عليها بعد الإتحاد. بعد ذلك نتبع الخطوات التي اتبعناها في كتابة التوزيع الإلكتروني الذرات من قبل، لتوزيع الإلكترونات على المحطات الجزيئية و هي:

- 1- تملأ المحطات الجزيئية حسب القيم المتزايدة للطاقة.
- 2- يحتوي كل محط جزيئي على إلكترونين على الأكثر يكونان على شكل زوج الكتروني احتراماً لمبدأ الاستبعاد لبأولي.
- 3- يجب تطبيق قاعدة هوند إذا كان عدد الإلكترونات المتوفرة في مستوى طاقي أصغر من عدد المحطات الجزيئية المتساوية في الطاقة في هذا المستوي.

<p>مخطط الطاقة لجزيء الهيدروجين</p>	<p><b>مثال جزيء الهيدروجين</b></p> <p>التوزيع الإلكتروني هو:</p> $\sigma_{1s}^2 \sigma_{1s}^*$
<p>مخطط الطاقة لجزيء F<sub>2</sub></p>	<p><b>مثال جزيء الفلور</b></p> <p>التوزيع الإلكتروني هو:</p> $\sigma_{2s}^2 \sigma_{2s}^{*2} \sigma_{2p}^2 \pi_{2p}^4 \pi_{2p}^{*4} \sigma_{2p}^*$



	<p>مثال جزيء <math>\text{Li}_2</math></p> <p>التوزيع الإلكتروني هو :</p> $\sigma_{1s}^2 \sigma_{1s}^{*2} \sigma_{2s}^2$
	<p>مثال جزيء الهيليوم</p> <p>التوزيع الإلكتروني هو :</p> $\sigma_{1s}^2 \sigma_{1s}^{*2}$
	<p>مثال جزيء الهيليوم <math>\text{He}_2^+</math></p> <p>التوزيع الإلكتروني هو :</p> $\sigma_{1s}^2 \sigma_{1s}^{*1}$

### رتبة الرابطة

تربط نظرية المحطات الجزيئية استقرار رابطة تكافئية بما يسمى رتبة الرابطة التي تعرفه كما يلي :

<p>رتبة الرابطة = عدد الأزواج الرابطة - عدد الأزواج ضد الرابطة</p>	<p>رتبة الرابطة = <math>\frac{\text{عدد الإلكترونات الرابطة} - \text{عدد الإلكترونات ضد الرابطة}}{2}</math></p>
--	---

- كلما كانت رتبة الرابطة كبيرة كلما كانت الرابطة قوية.

- إذا انعدمت رتبة الرابطة هذا يعني أن الجزيء غير مستقر ولا يمكن أن يوجد.

$$\text{رتبة الرابطة لجزيء الهيدروجين} = \frac{0 - 2}{2} = 1$$

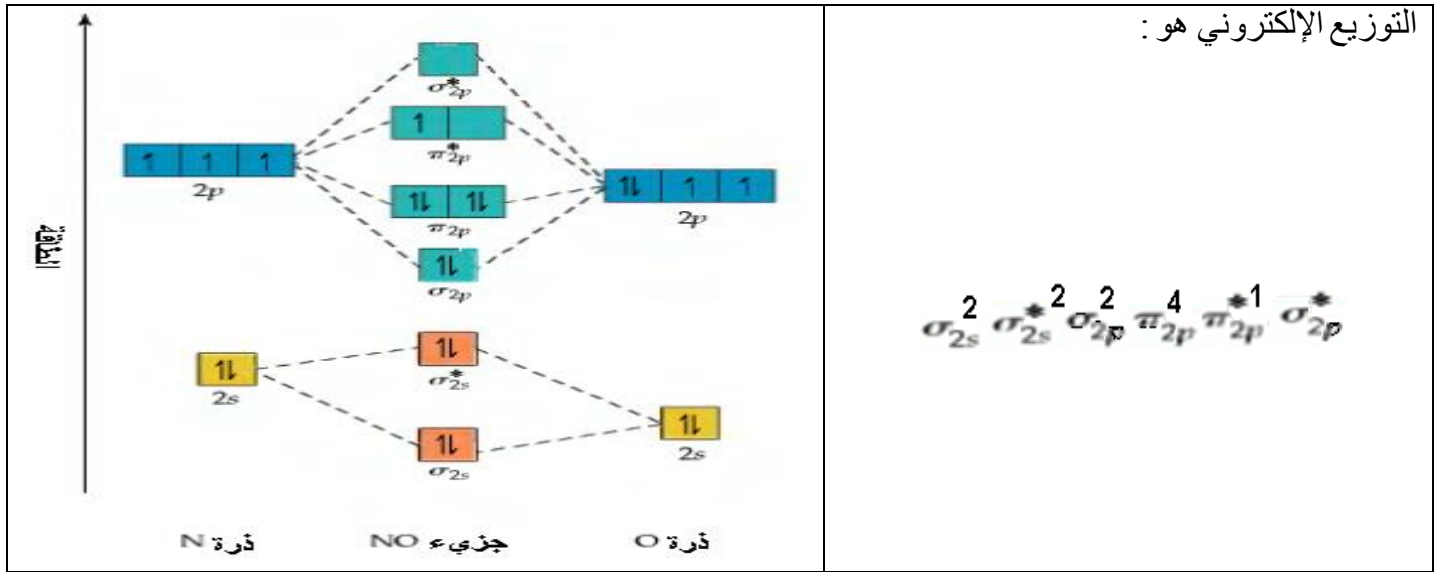
$$\text{رتبة الرابطة لجزيء الفلور} = \frac{6 - 8}{2} = 1$$

	B <sub>2</sub>	C <sub>2</sub>	N <sub>2</sub>	O <sub>2</sub>	F <sub>2</sub>	Ne <sub>2</sub>
	$\sigma_{2p}^*$ $\sigma_{2p}^*$ $\sigma_{2p}^*$ $\pi_{2p}^*$ $\sigma_{2s}^*$ $\sigma_{2s}^*$	$\sigma_{2p}^*$ $\sigma_{2p}^*$ $\sigma_{2p}^*$ $\pi_{2p}^*$ $\sigma_{2s}^*$ $\sigma_{2s}^*$	$\sigma_{2p}^*$ $\sigma_{2p}^*$ $\sigma_{2p}^*$ $\pi_{2p}^*$ $\sigma_{2s}^*$ $\sigma_{2s}^*$	$\sigma_{2p}^*$ $\sigma_{2p}^*$ $\pi_{2p}^*$ $\sigma_{2p}^*$ $\sigma_{2s}^*$ $\sigma_{2s}^*$	$\sigma_{2p}^*$ $\sigma_{2p}^*$ $\pi_{2p}^*$ $\sigma_{2p}^*$ $\sigma_{2s}^*$ $\sigma_{2s}^*$	$\sigma_{2p}^*$ $\sigma_{2p}^*$ $\pi_{2p}^*$ $\sigma_{2p}^*$ $\sigma_{2s}^*$ $\sigma_{2s}^*$
درجة الرابطة	1	2	3	2	1	0
طاقة الرابطة kJ/mol	290	620	941	495	155	—
طول الرابطة Å	1.59	1.31	1.10	1.21	1.43	—

## مخطط الطاقة للجزيئات الثنائية غير المتماثلة

مثال: جزيء أول أكسيد الأزوت NO

- طاقة الطبقة التحتية للذرة الأكثر كهروسلبية أقل من طاقة الطبقة التحتية للذرة الأقل كهروسلبية (من نفس النوع).

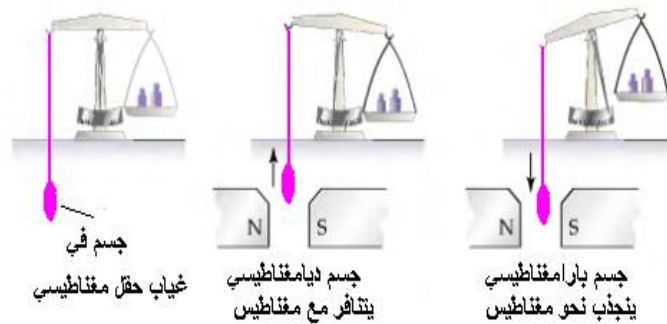


## التوزيع الإلكتروني للجزيئات والخواص الجزيئية

إن الخواص الجزيئية مرتبطة ارتباطاً وثيقاً بالتوزيع الإلكتروني للجزيئات و من بين هذه الخواص سلوك الجزيئات نحو مغناطيس.

يوجد نوعان من الجزيئات بناءً على سلوكها نحو مغناطيس و هما :

- الجزيئات الديامغناطيسية : هي جزيئات تبتعد عن مغناطيس لما يقرب منها. و هي الجزيئات التي لا تملك إلكترونات منفردة.
- الجزيئات البارامغناطيسية : هي جزيئات تنجذب نحو مغناطيس لما يقرب منها. و هي الجزيئات التي تملك إلكترونات منفردة.



الأكسجين مركب بارامغناطيسي لأنه يملك إلكترونين منفردين.

O <sub>2</sub>	
$\sigma_{2p}^*$	
$\pi_{2p}^*$	↑ ↑
$\pi_{2p}$	↑↓ ↑↓
$\sigma_{2p}$	↑↓
$\sigma_{2s}^*$	↑↓
$\sigma_{2s}$	↑↓