

\*\*\*\*\*

## مقدمة

منذ قديم الزمان حاول الانسان التعرف على ماهية المادة، و بما أن كل العلوم كانت بيد الفلاسفة فقد كان لهم السبق في البحث والتفكير عن ماهيتها، فهم كما يقال يعرفون كل شيء، وكانت كل محاولاتهم بالطبع مجرد تفكير عقلي بعيداً عن أي تجارب علمية، فمنهم من قال: - بأن المصدر الأولي للمادة هو الماء و منهم من ذكر بأن المادة تتتألف من أربعة عناصر هي الماء، الهواء، التراب و النار، و منهم من ذكر أن المادة تتتألف من دقائق صغيرة تدعى الذرات.

و خلال هذه الفترة من العصور الانسانية المبكرة ظهرت العديد من الأفكار و التصورات الغربية 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 (الارض القابلة للاحتراق)، الأرض المنصهرة (الارض غير القابلة للاحتراق) و الأرض السائلة. بعد ذلك عدلت هذه النظرية فبدلت الأرض الدهنية بكلمة الفلوجستون (قابلة للاشتعال) و بالتالي المادة مكونة من فلوجستون و من لا فلوجستون.

و كانت كل تلك الرؤى و التصورات التي سادت في تلك الحقب منبعثة من نظريتين مشهورتين في تلك الفترة و هما النظرية المتصلة و النظرية المنفصلة.

النظرية المتصلة تنص على أن التقسيم المطرد (أي المتالي) للمادة سيتصل و يستمر و لن ينتهي، بمعنى أننا لن نصل في النهاية إلى أجزاء دقيقة غير قابلة للانقسام بينما النظرية المنفصلة تنص على أن التجزئة المتالية للمادة ستنتفحل في النهاية بالحصول على دقائق غير قابلة للانقسام.

استمر هذا التخلف الكيميائي و الذي كان نتاجاً طبيعياً لاستخدام التفكير العقلي المجرد في البحث إلى 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 غيرهما.

والنظرية تتتألف بالختصار من ثلاثة فروض وهي:

1- تتتألف المادة من دقائق صغيرة غير قابلة للانقسام تدعى الذرات.

2- الذرة أصغر جزء في العنصر و تختلف العناصر بخلاف ذراتها وأن ذرات العنصر الواحد متشابهة في كل الخواص.

3- عندما تتحدد العناصر لتكوين المركبات فإنها تتحدد 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 التعمق عن ماهية المادة ومحاولة الكشف عن المزيد حول تركيب الذرة.

في أوائل القرن العشرين ظهرت النظرية الحديثة حول بنية المادة عموماً و بنية الذرة على وجه الخصوص و التي بدأت بنظرية بوهر ثم كملت بظهور الميكانيك الكمي الذي يعتبر ثورة علمية تطورت بفضلها كل العلوم تقريباً.

## تعريف الكيمياء

الكيمياء هي العلم الذي يصف المادة و خواصها و التحولات التي تطرأ عليها و التغيرات في الطاقة التي تصاحب هذه التغيرات. البعض يسمى الكيمياء أم العلوم لأن 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 حيزاً معيناً 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 لحركته.

### 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 احتفاظ المادة**  
لا تتغير كمية المادة خلال تفاعل كيميائي أو تحول فيزيائي.

**قانون احتفاظ الطاقة**  
لا تتشكل الطاقة أو تدمر خلال تفاعل كيميائي أو تحول فيزيائي و لكنها يمكن أن تتحول من صورة إلى أخرى.

**قانون احتفاظ الطاقة و المادة**  
خلال التفاعلات النووية يمكن أن تتحول الطاقة إلى مادة و العكس صحيح. بمعنى أن كمتي الطاقة والمادة في الكون ثابتان. عبر أنشتاين عن هذا بالعلاقة التالية:

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

**حالات المادة**

يمكن تصنيف المادة حسب الحالة الفيزيائية لها إلى ثلاثة 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 موضع محدد 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 ضعيف و هو أقل كثافة من الجسم الصلب و الجسم السائل. و يشغل الجسم الغازي كل حجم الإناء الذي يوضع فيه و يلمسه 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.

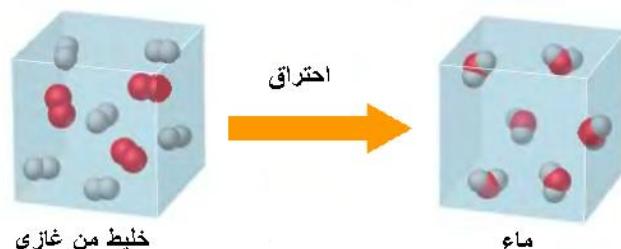
### التحولات الكيميائية و التحولات الفيزيائية

- **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 لتشكيل المواد الناتجة.

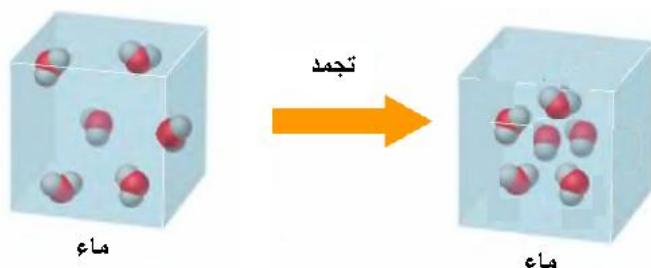
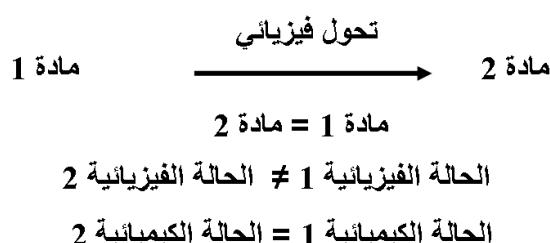


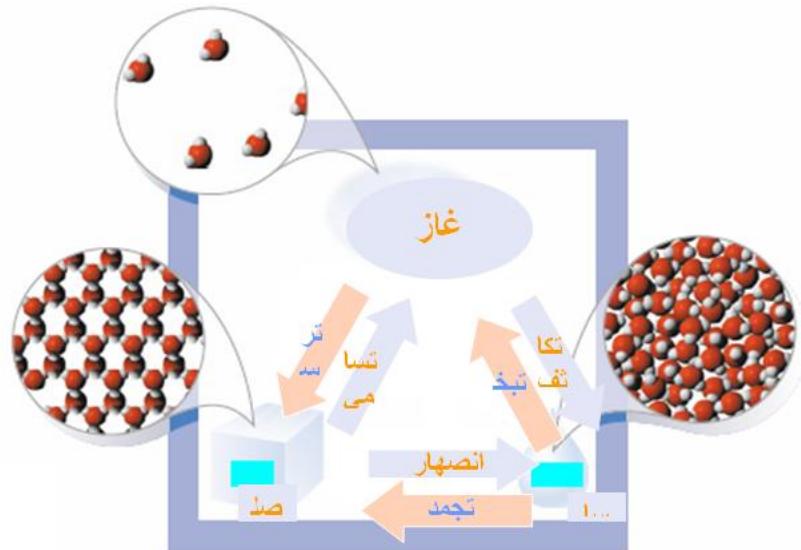
الحالة الفيزيائية 1 ≠ أو = الحالة الفيزيائية 2

الحالة الكيميائية 1 ≠ 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.





### القوانين الحجمية للمادة

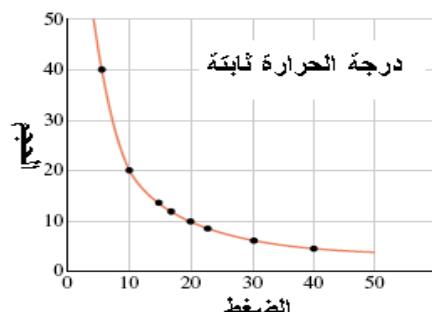
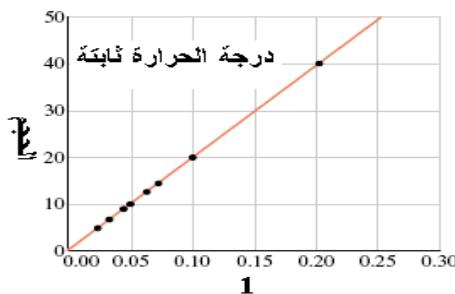
- **تعريف الغاز المثالي** : الغاز المثالي هو غاز تكون القوى المتبادلة بين جزيئاته معدومة. يقترب ابغاز الحقيقي من الحالة المثالية لما يقترب ضغطه من الصفر.

- **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 و بويل تحت قانون واحد بحيث ان كمية غاز مثالي معينه توصف حالتها بالقانون التالي :

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

**قانون أفوغادرو و الحجم المولى 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 طردا 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 المولى لغاز مثالي**: الحجم المولى لغاز مثالي في الشروط القياسية يساوي 22,414 لتر/مول.

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

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

**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

أو درجة كلفين K

$$273,15^\circ C = 0^\circ K$$

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

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

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

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

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

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

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

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

### القوانين الكتالية للمادة

**قانون النسب المحددة** : كل جسم نقى يحتوى دائما على نفس العناصر و بنفي النسب الكتالية. 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 تتحدد بنفس الكتلة من الآخر في مختلف المركبات التي يكوناها مع بعضهما البعض أعدادا طبيعية بسيطة. مثل: يتحدد الأكسجين مع الأزوت لتشكيل مركبين هما :



$$\text{In } \text{N}_2\text{O}_3: \frac{\frac{2}{3} \text{ g O}}{\text{g N}} = \frac{48.0 \text{ g O}}{28.0 \text{ g N}} = 1.71 \text{ g O/g N}$$

$$\text{In NO: } \frac{\frac{2}{3} \text{ g O}}{\text{g N}} = \frac{16.0 \text{ g O}}{14.0 \text{ g N}} = 1.14 \text{ g O/g N}$$

النسبة هي :

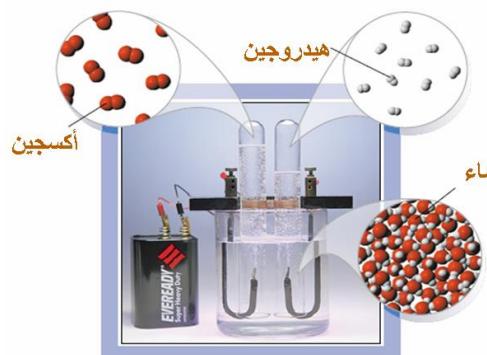
$$\left\{ \begin{array}{l} \frac{\text{g O}}{\text{g N}} (\text{in } \text{N}_2\text{O}_3) \\ \frac{\text{g O}}{\text{g N}} (\text{in NO}) \end{array} \right. \rightarrow \frac{1.71 \text{ g O/g N}}{1.14 \text{ g O/g N}} = \frac{1.5}{1.0} = \boxed{\frac{3}{2}}$$

### الخلط

الخلط 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 متجانساً 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 إلى مواد أخرى باستعمال طرق الفصل الكيميائية مثل الترشيح و الطرد المركزي و التقطير و باستعمال مغناطيس. الخ....

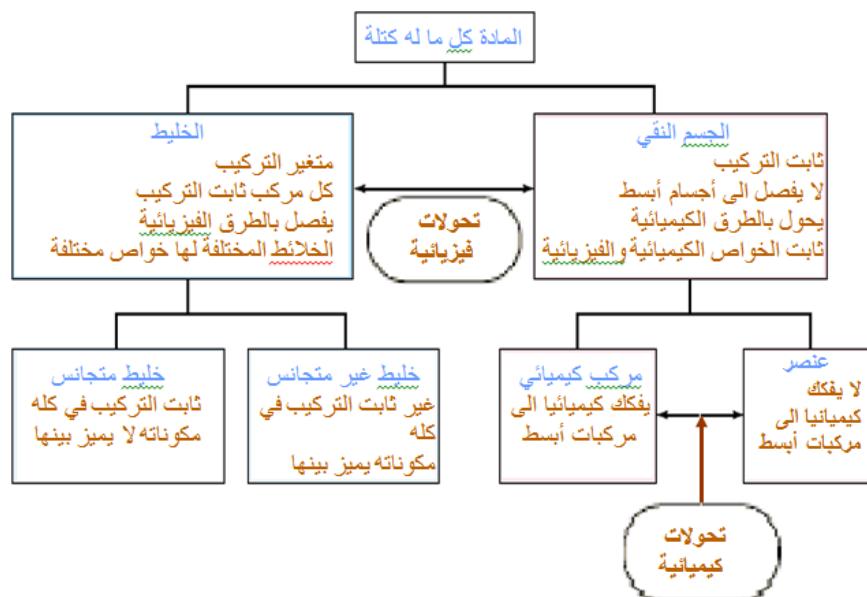


التحليل الكهربائي للماء

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

### تلخيص الفروق 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 الجسم الأصلي في بعض خواصها أو كل خواصها	* لا تختلف الأجسام الناتجة عن الأجسام الأصلية في الخواص

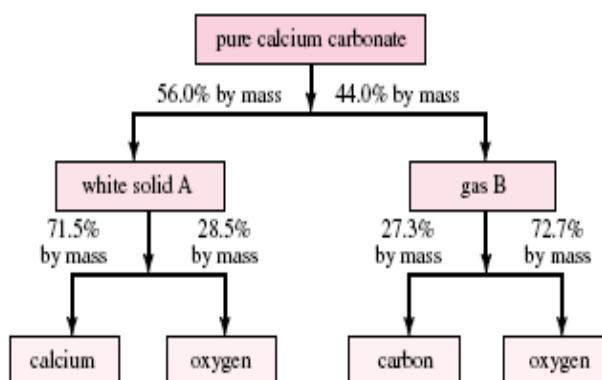


### المركب الكيميائي

المركب الكيميائي هو جسم نقى يمكن تفكيكه إلى أجسام نقية أخرى أكثر بساطة باستعمال الطرق الكيميائية بحيث تكون النسبة الكتالية بينها دوما ثابتة.

### العنصر

العنصر هو جسم نقى لا يمكن تفكيكه إلى أجسام أبسط باستعمال الطرق الكيميائية. العينات المختلفة لأى جسم نقى تحتوي على نفس العناصر وبنفس النسب الكتالية.



### 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	%	العنصر	الرمز	%
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

البادئ المستعملة في النظام المترى و في النظام الدولي للتعبير عن المقادير

## البادئ المستعملة في النظام المترى و في النظام الدولي

البادئة	الشكل المختزل	المعنى	مثل
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 والجزيئات

- 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 (مثلاً الغازات النادرة).

### أسماء و الصيغة الكيميائية لبعض المركبات الكيميائية

الاسم	الصيغة	الاسم	الصيغة	الاسم	الصيغة
water	$H_2O$	sulfur dioxide	$SO_2$	butane	$C_4H_{10}$
hydrogen peroxide	$H_2O_2$	sulfur trioxide	$SO_3$	pentane	$C_5H_{12}$
hydrogen chloride*	$HCl$	carbon monoxide	$CO$	benzene	$C_6H_6$
sulfuric acid	$H_2SO_4$	carbon dioxide	$CO_2$	methanol (methyl alcohol)	$CH_3OH$
nitric acid	$HNO_3$	methane	$CH_4$	ethanol (ethyl alcohol)	$CH_3CH_2OH$
acetic acid	$CH_3COOH$	ethane	$C_2H_6$	acetone	$CH_3COCH_3$
ammonia	$NH_3$	propane	$C_3H_8$	diethyl ether (ether)	$CH_3CH_2-O-CH_2CH_3$

تحديد الصيغة المجملة للمركبات الكيميائية

مثال : لنحدد الصيغة المجملة للغلوكوز علماً أن كتلته المولية تساوي 180 غ/مول.

العنصر	كتلة العنصر	عدد مولات العنصر النقيمة على الكتلة الذرية	النقيمة على الأصغر	الصيغة المجملة الأبسط
C	0.04055 g	$\frac{0.04055}{12.01} = 0.003376 \text{ mol}$	$\frac{0.003376}{0.003376} = 1.00 \text{ C}$	
H	0.00681 g	$\frac{0.00681}{1.008} = 0.00676 \text{ mol}$	$\frac{0.00676}{0.003376} = 2.00 \text{ H}$	$CH_2O$
O	0.0540 g	$\frac{0.0540}{16.00} = 0.00338 \text{ mol}$	$\frac{0.00338}{0.003376} = 1.00 \text{ O}$	

الصيغة المجملة الأبسط هي :  $(CH_2O)_n$

حساب n	حساب الصيغة المجملة	الصيغة المجملة
$n = \frac{180}{30.03} = 6.00$	$6 \times (CH_2O) = C_6H_{12}O_6$	$C_6H_{12}O_6$

الكتلة الذرية ووحدة الكتلة الذرية

آلاف التجارب أجريت على التركيب العنصري للمركبات الكيميائية أدى إلى اعتماد سلم لكتل الذرية النسبية بناءً 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	الكتلة الذرية
Mg	
Na	
H	

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 حالياً هي :

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

يسمى هذا العدد عدد أفوغادرو نسبة إلى العالم Amedeo Avogadro ويرمز 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
الكريون	12.0 g C	$6.02 \times 10^{23}$ C atoms or 1 mol of C atoms
التيتان	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>

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

## 1 مول لبعض المركبات الكيميائية

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

## الكتل المولية لبعض المركبات الكيميائية

المركب	الكتلة حسب الصيغة	كتلة 1 مول بغرام	تحتوي على
كلوريد الصوديوم	58.4	58.4 g NaCl	$6.02 \times 10^{23} \text{ Na}^+$ ions or 1 mol of $\text{Na}^+$ ions $6.02 \times 10^{23} \text{ Cl}^-$ ions or 1 mol of $\text{Cl}^-$ ions
كلوريد البوتاسيوم	111.0	111.0 g $\text{CaCl}_2$	$6.02 \times 10^{23} \text{ Ca}^{2+}$ ions or 1 mol of $\text{Ca}^{2+}$ ions $2(6.02 \times 10^{23}) \text{ Cl}^-$ ions or 2 mol of $\text{Cl}^-$ ions
كربونات البوتاسيوم	342.1	342.1 g $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	$2(6.02 \times 10^{23}) \text{ Al}^{3+}$ ions or 2 mol of $\text{Al}^{3+}$ ions $3(6.02 \times 10^{23}) \text{ SO}_4^{2-}$ ions or 3 mol of $\text{SO}_4^{2-}$ ions

المعادلات الكيميائية و ستوكيمترية 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 المستوكيمترية التي تبين النسبة التي يظهر بها كل مركب في التفاعل.
- (4) سهما يفصل بين المتفاعلات والنواتج وينطلق في اتجاه هذه الأخيرة.
- (5) احترام مبدأ انحصار الذرات خلال التفاعل.



### الكتلة الذرية ووحدة الكتلة الذرية

آلاف التجارب أجريت على التركيب العنصري للمركبات الكيميائية أدى إلى اعتماد سلم للكتل الذرية النسبية بنى 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	الكتلة الذرية	الهيدروجين H	الصوديوم Na	المغنيزيوم Mg
1.00794 uma	22.989768 uma	1.00794 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  $N_A$

يسمى هذا العدد أفوغادرو نسبة إلى العالم Amedeo Avogadro:

## كتلة 1 مول من ذرات بعض

العنصر	كتلة عينة من	تحتوي على
الكريون	12.0 g C	$6.02 \times 10^{23}$ C atoms or 1 mol of C atoms
التيتان	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)
الكريت	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

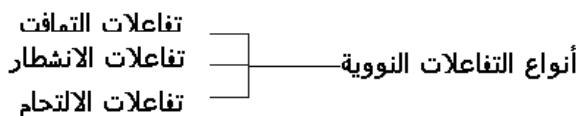
المركب	الكتلة المولية	عينة كتلتها	تحتوي على
hydrogen	2.0	2.0 g H <sub>2</sub>	$\left\{ \begin{array}{l} 6.02 \times 10^{23} \text{ H}_2 \text{ molecules or} \\ 1 \text{ mol of H}_2 \text{ molecules} \\ (\text{contains } 2 \times 6.02 \times 10^{23} \text{ H} \text{ atoms or } 2 \text{ mol of H atoms})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

## الكتل المولية لبعض المركبات الكيميائية

المركب	الكتلة حسب الصيغة	كتلة 1 مول بغرام	تحتوي على
كلوريد الصوديوم	58.4	58.4 g NaCl	$6.02 \times 10^{23}$ Na <sup>+</sup> ions or 1 mol of Na <sup>+</sup> ions $6.02 \times 10^{23}$ Cl <sup>-</sup> ions or 1 mol of Cl <sup>-</sup> ions
كلوريد الكالسيوم	111.0	111.0 g CaCl <sub>2</sub>	$6.02 \times 10^{23}$ Ca <sup>2+</sup> ions or 1 mol of Ca <sup>2+</sup> ions $2(6.02 \times 10^{23})$ Cl <sup>-</sup> ions or 2 mol of Cl <sup>-</sup> ions
كبريتات الألومنيوم	342.1	342.1 g Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	$2(6.02 \times 10^{23})$ Al <sup>3+</sup> ions or 2 mol of Al <sup>3+</sup> ions $3(6.02 \times 10^{23})$ SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> ions or 3 mol of SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> ions

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

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



### تعريف النشاط الإشعاعي

يقال عن نواة عنصر ما أنها غير مستقرة لما تتفاوت 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 عنصر أو النكليد إلى نواة عنصر جديد. حيث يمكن أن يتغير عدد البروتونات و عدد النيوترونات أو كلاهما.



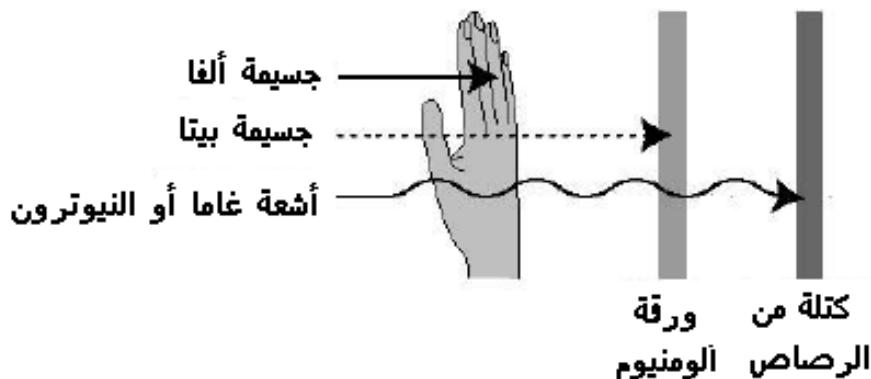
كلمة نكليد تعني ذرة نظير من نظائر عنصر كيميائي ما أي معروف لدينا عدد بروتوناتها و نيوتروناتها.

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

## الأنواع الرئيسية للأشعة النووية

النفاذة	الطبيعة	الرمز	الاسم
تحرك لبعضه سنيعيرات في الهواء و توقف من طرف ورقه رقيقة	أنوية الهليوم	${}_{2}^{4}\text{He}^{2+}$ or $\alpha$	جسيمة ألفا
تسافر ل حوالي 5 سم في الهواء و توقف من طرف صفيحة لفيقة من المعدن	الكترونات سالبة أو نيفاتونات	${}_{-1}^{0}\text{e}^{-}$ or $\beta$	جسيمة بيتا
مثل جسيمة بيتا	الكترونات موجبة او نيفاتونات	${}_{-1}^{0}\text{e}^{+}$ or $\beta^{+}$	بوزيترون
تخترق صفيحة سميكة من الرصاص	أمواج ذات طول موجة قصير جدا تتحرك	$\gamma$	أشعة غاما
تخترق صفيحة سميكة من الرصاص في الكتلة	جسيم نووي معندي يساوي البروتون	${}_{8n}^{+}$	نيوترونات

\* يتشكل خلال تفاعل الامتصاص



تفاعل انباع أشعة ألفا



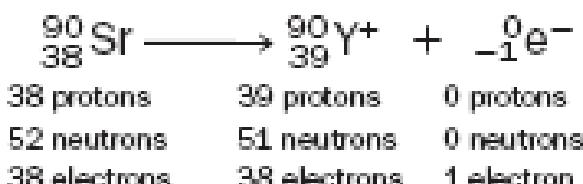
مثال :



تفاعل انباع أشعة بيتا



مثال :



ملاحظة : انباع أشعة غاما لا يغير من طبيعة العنصر لأنها لا كتلة لها و لا شحنة.



قانون التفكك الإشعاعي من الدرجة الأولى

$N$  : عدد الأنوبي المتبقية

$N_0$  : عدد الأنوبي الابتدائي

$\lambda$  : ثابت التفكك الإشعاعي

$m$  : الكتلة المتبقية

$m_0$  : الكتلة الابتدائية

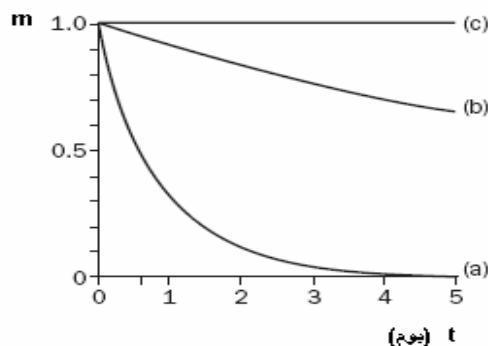
$n$  : عدد المولات المتبقية

$n_0$  : 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)

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

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

زمن نصف العمر أو الدور الإشعاعي  
زمن نصف العمر هو اللازم لتفتكك نصف عدد الأنوبي الابتدائي أي يتبقى نصف عدد الأنوبي الابتدائي. نلاحظ أنه مستقل عن عدد الأنوبي 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

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

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

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

$$\text{طاقة الربط} = (\Delta m)c^2$$

$C$  : سرعة الضوء

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)



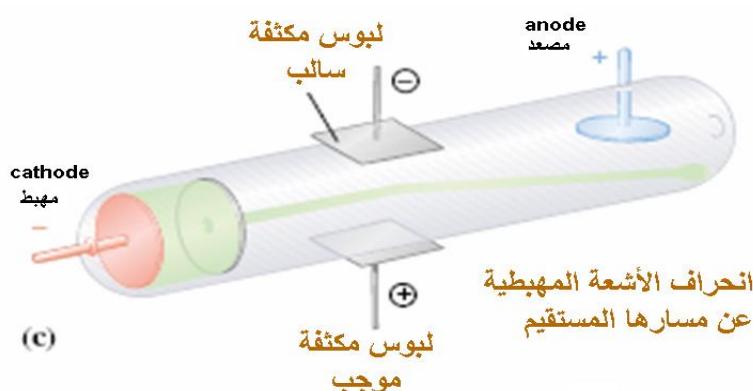
(a)

تشكل أشعة تطلق من المهدط و تسمى الأشعة المهبطية تكشف بواسطة الشاشة المستشعنة التي تصبح مشعة باصطدام هذه الأشعة بها.



(b)

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

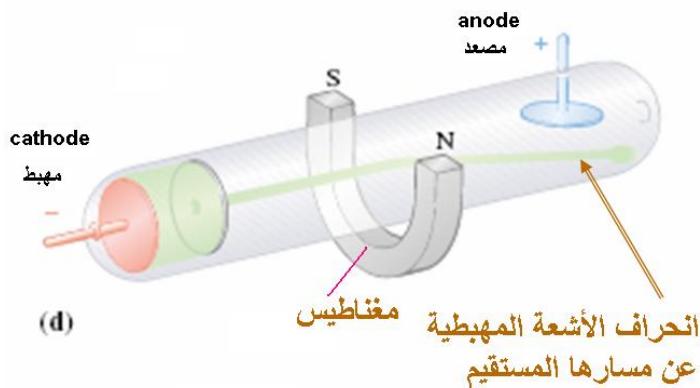


انحراف الأشعة المهبطية  
عن مسارها المستقيم

انحراف الأشعة المهبطية نحو الibus الموجب (تحت تأثير حقل كهربائي) يدل على أن :

- الأشعة المهبطية تحمل شحنة كهربائية.

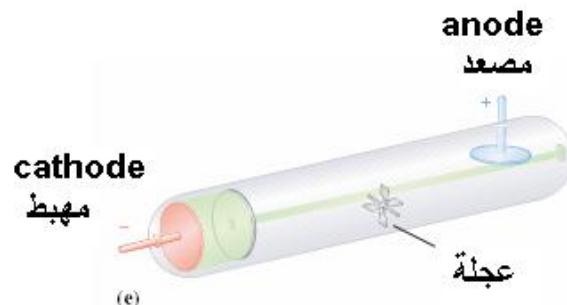
- الأشعة المهبطية تحمل شحنة كهربائية سالبة.



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

- الأشعة المهبطية تحمل شحنة كهربائية.

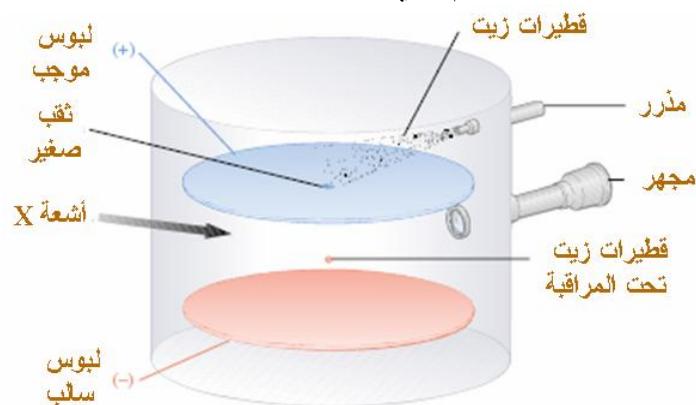
- الأشعة المهبطية تحمل شحنة كهربائية سالبة.



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

#### تجربة قطرة الزيت لميليكان

استطاع ميليكان من خلال تتبع حركة قطرة 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.



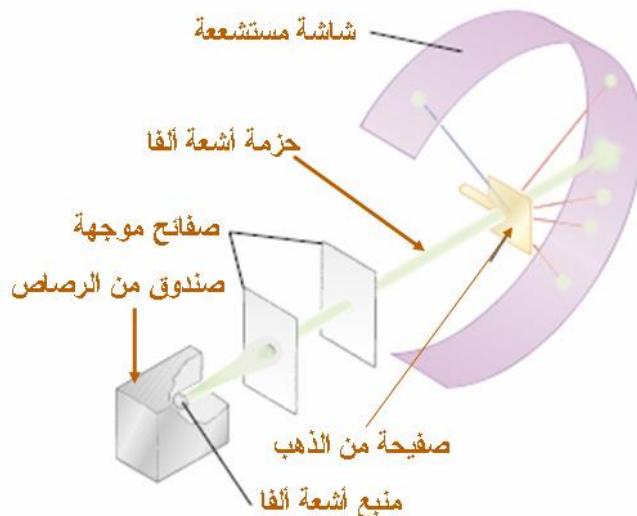
يشكل المذرر قطرات صغيرة من الزيت حيث تمر إداتها خلال الثقب الصغير و تدخل بين لبوسي المكثفة حيث يمكن ملاحظة حركتها بواسطة المجهر. تتعرض هذه القطرة للأشعة السينية التي تأينها فتكتسب شحنة كهربائية سالبة. حركة القطرة تتأثر بالحقل الكهربائي الموجود بين لبوسي المكثفة. من خلال تغيير طبيعة الزيت و قيمة الحقل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

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

تجربة روذرфорد – البنية الفراغية للذرة

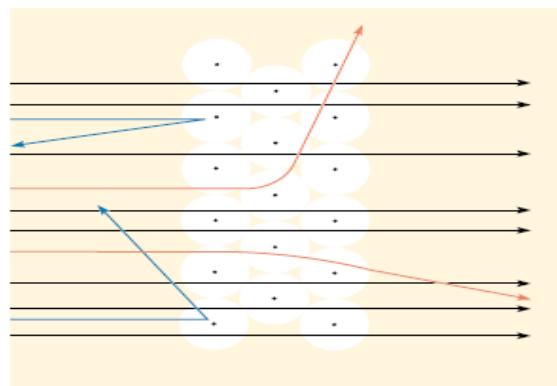
قام روذرфорد بتوجيه حزمة رفيعة جداً من جسيمات ألفا نحو صفيحة رقيقة جداً من الذهب النقى علماً أن جسيمات ألفا عبارة عن أنوية ذرات الهليوم التي تحمل شحنة كهربائية موجبة فلاحظ ما يلى :

- معظم جسيمات ألفا اخترقت رقاقة الذهب في خط مستقيم.
- جزء ضئيل آخر منها انحرف بزوايا صغيرة متقاولة عن المسار المستقيم.
- لكن جزءاً ضئيلاً جداً ارتد إلى الوراء وهذا يعتبر غير متوقع تماماً.
- وقد تحصل روذرфорد على نتائج مشابهة باستعمال رفاقات لمعادن أخرى.



#### استنتاجات روذرфорد

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



#### 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 متعادلة كهربائياً 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	${}^1H$	1.007825	99.985%	1	0	1
deuterium	D	${}^2H$	2.01400	0.015%	1	1	1
tritium	T	${}^3H$	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 المعنـى.

$X_i$  هي النسبة المئوية للنظير في العنصر المعنـى.

$M_i$  هي الكتلة الذرية للنظير في العنصر المعنـى.

### بعض العناصر و نظائرها في الطبيعة

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

مثال : حساب الكتلة الذرية المتوسطة للمغنىـيـوم

Isotope	% Abundance	Mass (amu)
${}^{24}Mg$	78.99	23.98504
${}^{25}Mg$	10.00	24.98584
${}^{26}Mg$	1.01	25.98259

$$\text{الكتلة الذرية المتوسطة} = 0.7899(23.98504 \text{ amu}) + 0.1000(24.98584 \text{ amu}) + 0.0101(25.98259 \text{ amu})$$

$$= 18.946 \text{ amu} \quad + 2.4986 \text{ amu} \quad + 2.8607 \text{ amu}$$

$$= 24.30 \text{ amu}$$

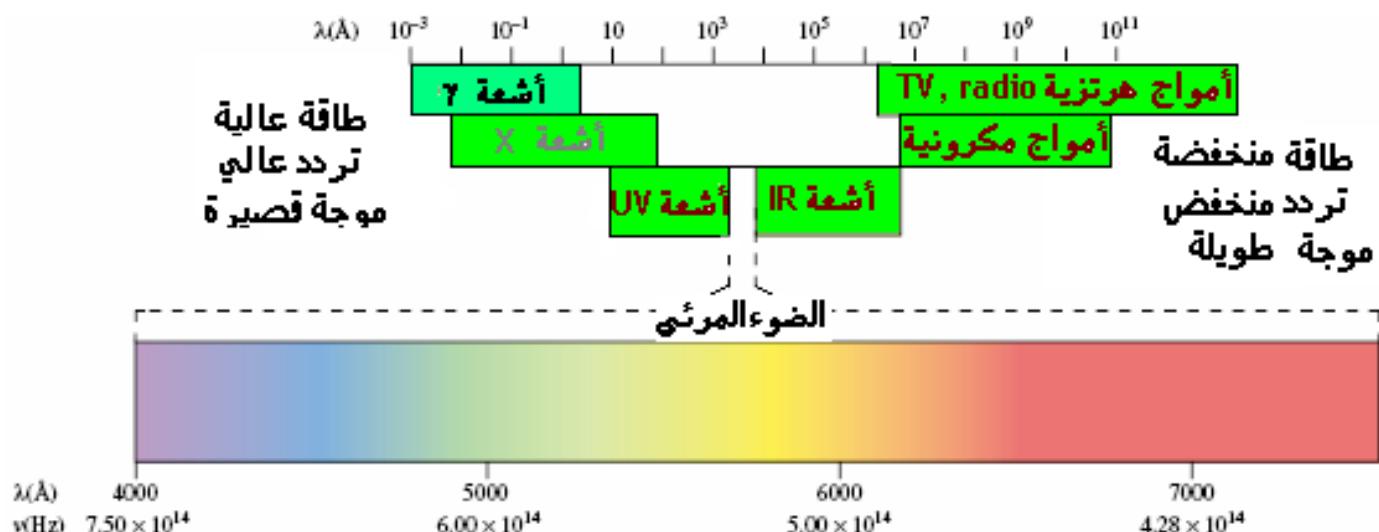


## البنية الإلكترونية للذرة

إن للنمذاج القديمة للذرة عيوب كثيرة بحيث لم تستطع تفسير الكثير من الخواص الكيميائية و الفيزيائية للمادة و من بينها النمذاج الكوكبي لروذرфорد 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.

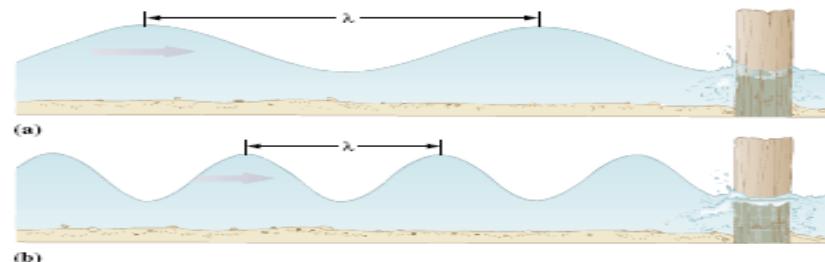
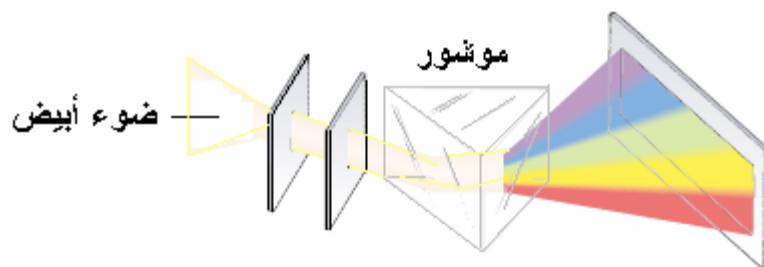
## الأشعة أو الأمواج الكهرومغناطيسية

الشعاع الكهرومغناطيسي عبارة عن موجة تتميز بطول موجة و بتوافر وبعد موسي كما تحمل مقدارا من الطاقة.



## وحدات طول الموجة الأكثر إستعمالا

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

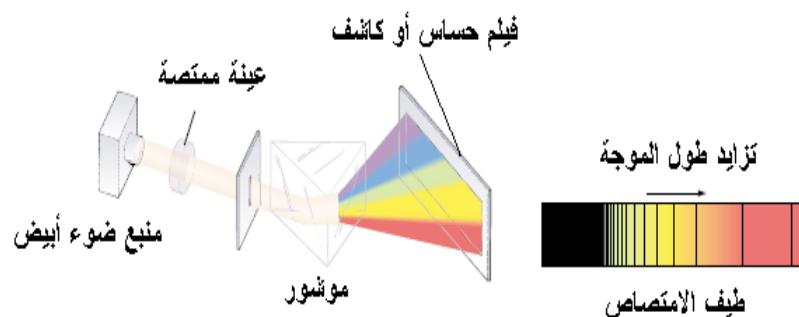
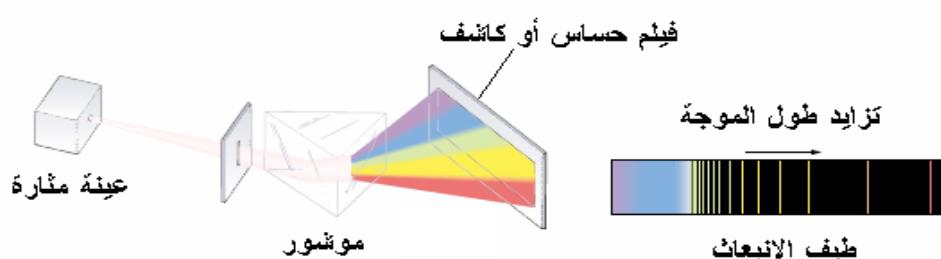


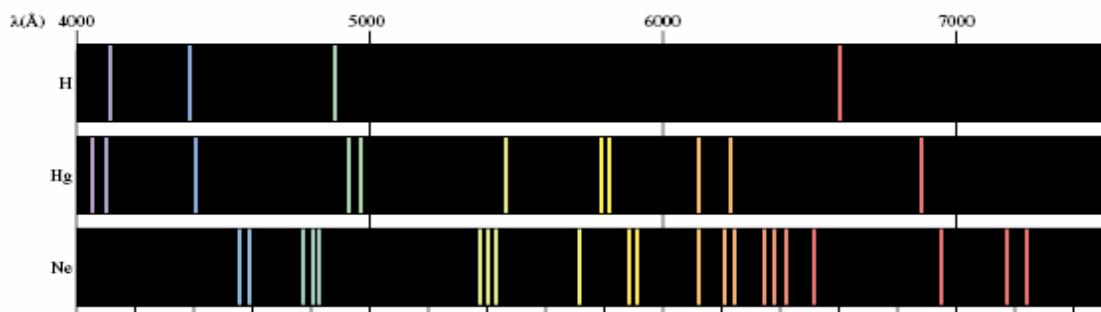
طول الموجة	$\lambda$
العدد الموجي	$\gamma$ ou $\sigma = 1/\lambda$
التوافر أو التردد	$\gamma = C/\lambda = C \gamma$
الطاقة	$E = h \gamma = hC/\lambda = hC \gamma$

C: سرعة الضوء  
h: ثابت بلازك

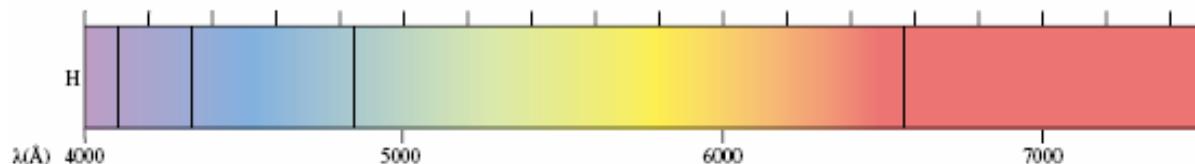
$$h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ Js}$$

طيف الانبعاث و طيف الامتصاص لذرة الهيدروجين (الدراسة التجريبية)





طيف الانبعاث لذرة الهيدروجين



طيف الامتصاص لذرة الهيدروجين

العلاقة التجريبية لطول الموجة

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

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

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

$n_1$ قيمة	$n_2$ قيمة	اسم السلسلة	المنطقة الطيفية
1	2..... $\infty$	ليمان	فوق البنفسجية
2	3..... $\infty$	بالمير	المرئية
3	4..... $\infty$	باشن	تحت الحمراء
4	5..... $\infty$	بفوند	تحت الحمراء

قيمة الطاقة

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

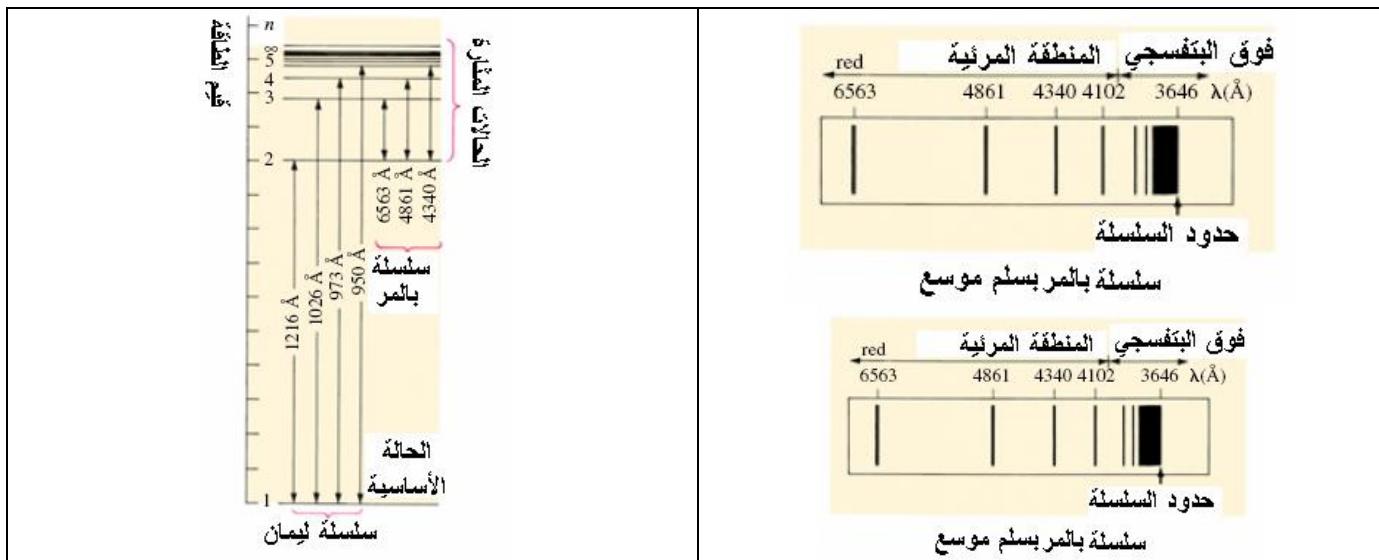
$$E = h \gamma = hC/\lambda$$

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

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 قيمًا محددة تماماً و تتغير بصورة متقطعة و غير مستمرة. نقول أن الطاقة مكممة.



### طيف الانبعاث و طيف الامتصاص لذرة الهيدروجين (الدراسة النظرية - نظرية بوهر)

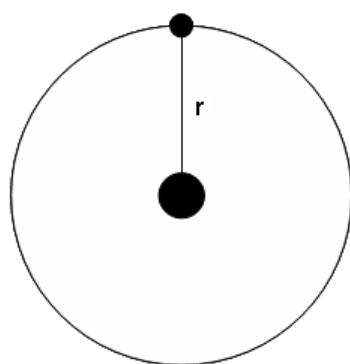
نموذج روذرфорد للذرة يشبهها بالنظام الشمسي حيث أن النواة تمثلها الشمس والإلكترونات تمثلها الكواكب. لكن هذا النموذج وجهت إليه انتقادات كثيرة حيث أنه حسب قوانين الكهرومغناطيسية لماكسويل مال الإلكترونات هو السقوط على النواة و انتهاء الذرة. إذن هذا النموذج غير صالح لتقسيير خواص المادة و من بينها تقسيير طيف الانبعاث و طيف الامتصاص لذرة الهيدروجين و يجب إيجاد نموذج آخر. حينئذ قام الفيزيائي الدانماركي نيلز بوهر بوضع نظريته المبنية على الفرضيات التالية:

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

- 1- تملك الذرة عددا محدودا تماما من المدارات الإلكترونية الدائرية ذات قيم محددة تماما من الطاقة تدور ضمنها إلكتروناتها حول النواة (تمكيم الطاقة).
- 2- كل إلكترون يحتل أحد المدارات المسموح بها أعلى قيمة طاقته ثابتة طالما بقي فيه و لا يشع وبالتالي أي مدار من الطاقة.
- 3- يقع امتصاص أو انبعاث للطاقة فقط لما ينتقل الإلكترون من مدار أقل طاقة إلى آخر أكثر طاقة منه.
- 4- يقع امتصاص 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 دائريه 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 معروف.
- 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 مستوى نهائي هي :

$$\Delta E = E_f - E_i = E_{\text{photon}} = h\nu$$

$$K = \frac{e^4 m_0}{8\epsilon_0^2 h^2}$$

تشبه هذه العلاقة النظرية العلاقة التجريبية السابقة.

$$\Delta E = -\frac{K}{n_f^2} + \frac{K}{n_i^2} = K \left( \frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

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

بحساب قيمة الثابت النظري 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.

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

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

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

$$r = \text{constante } n^2$$

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



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

### الطبيعة الموجية للإلكترون

لما طرح أنسτاين 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 الخصائص تحت ظروف معينة. حيث تنبأ في رسالته للدكتوراه في سنة 1925 أن جسيما ذا كتلته 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 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 و جداً أن القيمة التجريبية لطول الموجة يطابق القيمة النظرية المتحصل عليها بعلاقة دوبروغلي.

تطبيق:

أحسب طول الموجة المصاحب للإلكترون حيث:

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

$$\lambda = \frac{h}{mv} \rightarrow \lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6,626 \times 10^{-34} \frac{\text{kg} \cdot \text{m}^2}{\text{s}}}{(9,11 \times 10^{-31} \text{ kg}) \left( 1,24 \times 10^7 \frac{\text{m}}{\text{s}} \right)} = 5,87 \times 10^{-11} \text{ m}$$

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

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 جداً بحيث لا يمكن قياسه و بالتالي الأجسام الكبيرة لا تملك طبيعة موجية على العكس من الأجسام الصغيرة جداً مثل الإلكترون الذي تملك طبيعة موجية بالإضافة إلى طبيعتها المادية.

### النموذج الكمي للذرة

من خلال أعمال دو بروغلي و دافيسون و جيرمير و آخرين، نعرف حالياً أن الإلكترونات في الذرة يمكن أن يعاملوا كأمواج 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 المتوافق لموقع جسم ميكروسكوبى و لسرعته بدقة عالية.

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

الصيغة الرياضية لمبدأ هايزنبرغ هي:

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

حيث:

$\Delta x$  الارتكاب على الموضع

$\Delta p = m \Delta v$

$\Delta p$  الارتكاب على كمية الحركة

أفكار الميكانيك الكمي الجديدة هي:

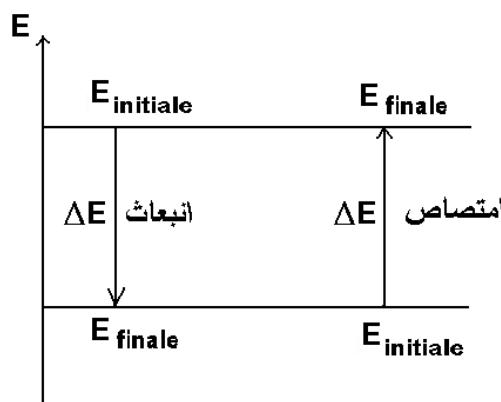
1- الذرات و الجزيئات تتواجد فقط في بعض الحالات الطاقوية. في كل حالة، الذرة أو الجزيء تملك قيمة محددة تماماً من الطاقة.

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 شعاعاً ضوئياً، تتغير طاقتها. 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 تماماً من مستويات الطاقة حيث تتغير الطاقة بالانتقال من مستوى طاقوي إلى آخر عبر عملية 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:

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

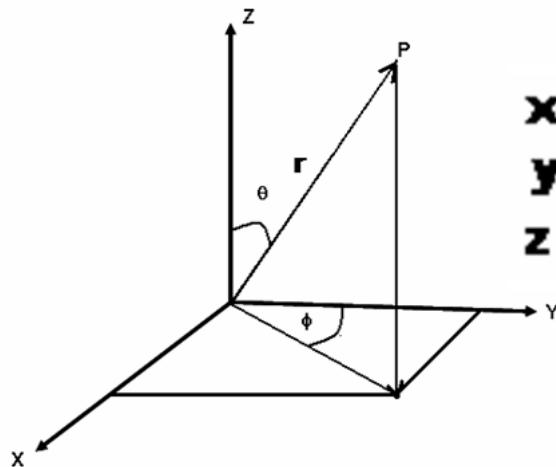
الطاقة الكامنة  $V$

الطاقة الكلية أو القيمة الذاتية  $E$

الدالة الموجية أو الدالة الذاتية  $\psi$

$$\Psi(r,0,\phi) = R(r)Y(0,\phi)$$

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



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

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

$\int \psi^2 \, d\mathbf{V} = 1$	$\mathbf{P} = \psi^2$ <b>كثافة احتمال الوجود</b>
----------------------------------	-----------------------------------------------------

## الأعداد الكمية

حل معادلة شرودينغر لذرة الهيدروجين تعطينا الدالة الموجية التي تصف مختلف حالات الإلكترونات. 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 دوراً مهماً وأساسياً 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 الكبير.

## العدد الكمي الرئيسي

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

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

## العدد الكمي الثانوي أو العدد الكمي للعزم الزاوي

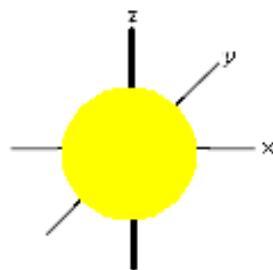
هو العدد الكمي الذي يحدد شكل المدارات التي تحتلها الكترونات كل طبقة الكترونية رئيسية. فهو إذن يميز الطبقات الإلكترونية الثانوية التي تتكون منها كل طبقة الكترونية رئيسية. هذا يعني أن قيم هذا العدد تتعلق بقيم العدد الكمي الرئيسي. حسب العلاقة المقابلة هذا العدد يأخذ عدداً من القيم يساوي  $n$ .

$$e = 0, 1, 2, 3, \dots, (m-1)$$

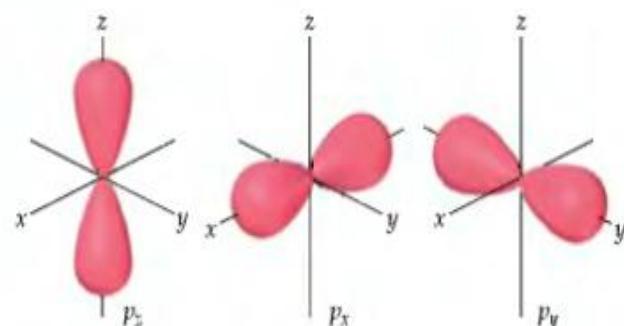
كل طبقة تحتوي على  $n$  طبقة تحتية و كل طبقة تحتية تحتوي على عدد معين من المدارات الذرية.

**الطبقة التحتية**

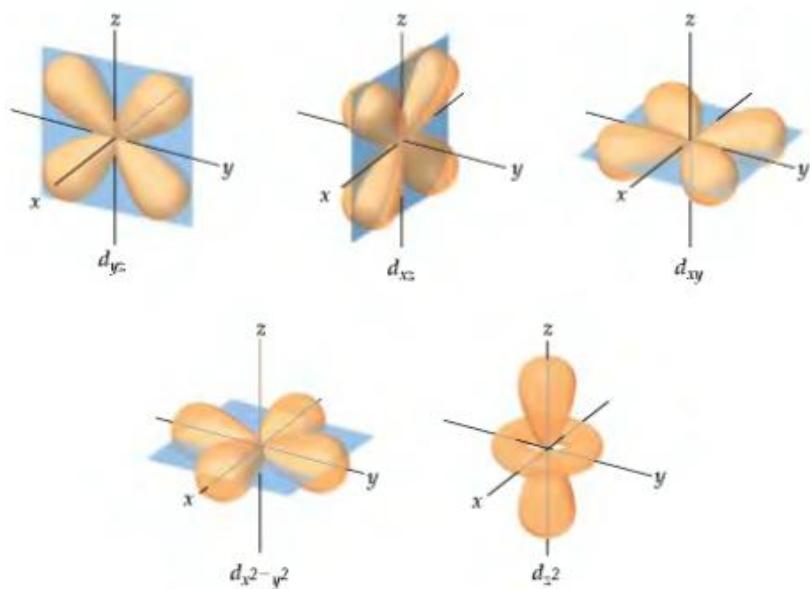
$\ell$	
0	s
1	p
2	d
3	f



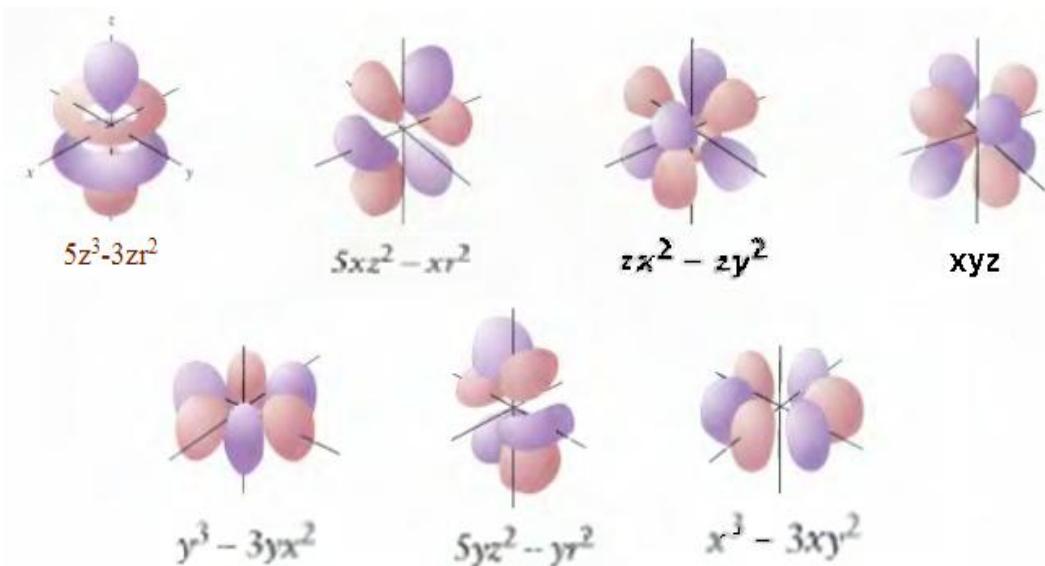
المدار **s** كروي الشكل ومركزه النواة



كل مدار **p** يتكون من شبه كرتين متلقيتين في النواة



المدارات **d**



## المدارات $f$

العدد الكمي المغناطيسي  $m_s$

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 الثنوي حيث أن :

$$-\ell \leq m_\ell \leq +\ell \quad \text{أو} \quad m_\ell = -\ell, \dots, 0, \dots, +\ell$$

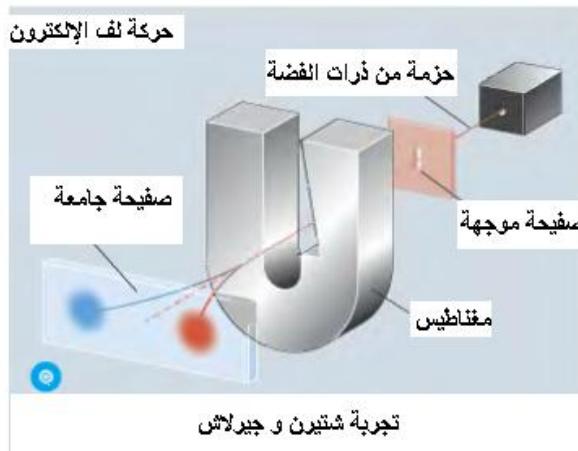
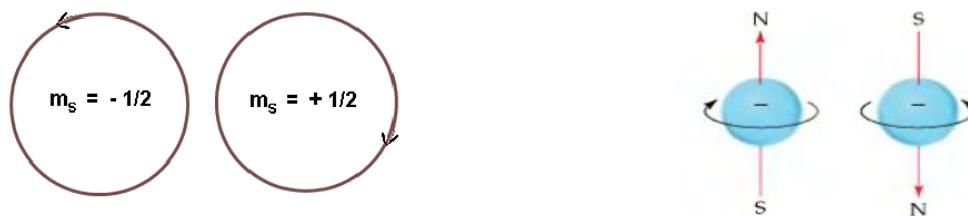
إذن العدد الكمي المغناطيسي يأخذ عدداً من القيم يساوي عدد المدارات التي تحتويها كل طبقة تحتية و هو :

$$2\ell + 1$$

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

العدد الكمي اللافي  $m_s$

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



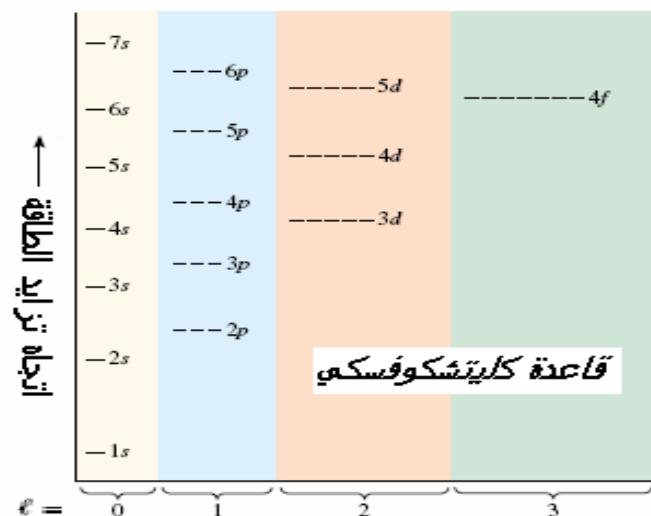
بما أن للإلكترون اتجاهين ممكnlين للدوران حول نفسه فإن كل مدار إلكتروني يمكنه احتواء إلكترونين على الأكثر وبالنالي يمكن استنتاج عدد الإلكترونات الذي يمكن أن تحتويه كل طبقة تحتية وكل طبقة رئيسية كما هو مبين في الجدول التالي :

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 ( $2s$ )	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	8
		1 ( $2p$ )	-1, 0, +1	$\pm\frac{1}{2}$ for each value of $m_\ell$	6	
L	3	0 ( $3s$ )	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	18
		1 ( $3p$ )	-1, 0, +1	$\pm\frac{1}{2}$ for each value of $m_\ell$	6	
		2 ( $3d$ )	-2, -1, 0, +1, +2	$\pm\frac{1}{2}$ for each value of $m_\ell$	10	
M	4	0 ( $4s$ )	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	32
		1 ( $4p$ )	-1, 0, +1	$\pm\frac{1}{2}$ for each value of $m_\ell$	6	
		2 ( $4d$ )	-2, -1, 0, +1, +2	$\pm\frac{1}{2}$ for each value of $m_\ell$	10	
		3 ( $4f$ )	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	$\pm\frac{1}{2}$ for each value of $m_\ell$	14	

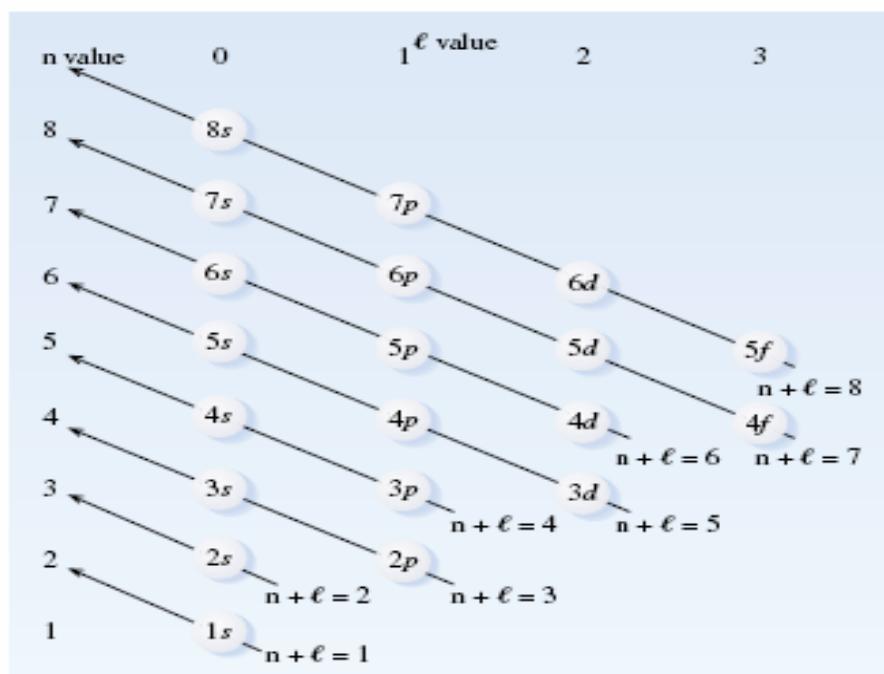
## التوزيع الإلكتروني للعناصر الكيميائية

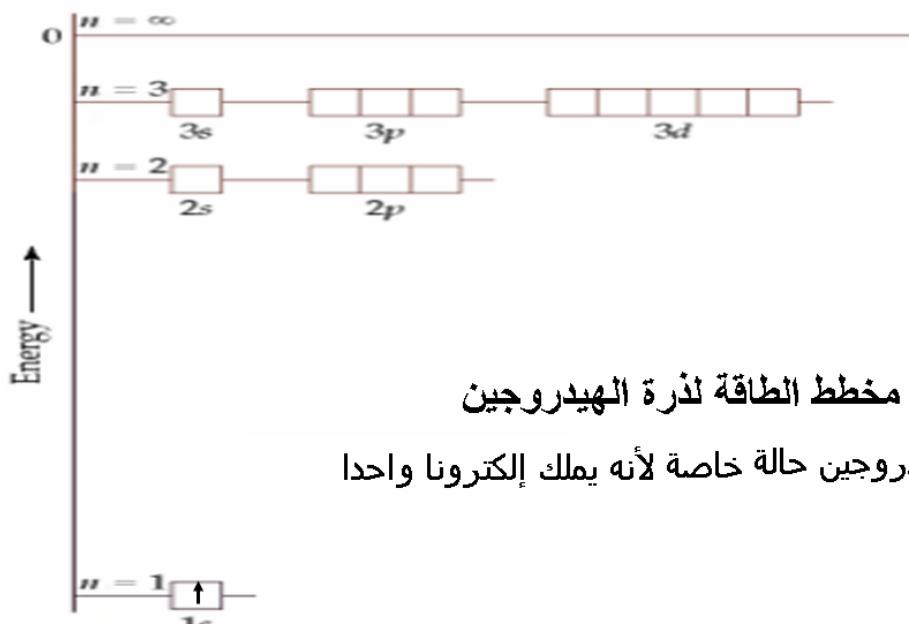
إنه من الأهمية بمكان معرفة كيفية ترتيب و تنظيم الكترونات كل عنصر كيميائي حول النواة في مختلف الطبقات الإلكترونية و خاصة الإلكترونات الخارجية لأنها المسؤولة عن تحديد الخواص الكيميائية والفيزيائية له. يسمى هذا الترتيب التوزيع الإلكتروني للعناصر الكيميائية حيث توجد عدة قواعد أساسية لتحديد و هي :

- 1- يتم امتلاء الطبقات الإلكترونية بالإلكترونات بحيث تكون طاقة الذرة أصغر ما يمكن.
- 2- تمتلئ المدارات الإلكترونية حسب القيم المتزايدة للعدد  $n + \ell$ .
- 3- بالنسبة للطبقات التحتية التي لها نفس القيمة للعدد الطبقات التحتية ذات العدد الكمي الرئيسي الأصغر.  $n + \ell$  يتم ملء
- 4- مبدأ الاستبعاد لبلاوي : لا يوجد في الذرة إلكترونان لهما نفس الأعداد الكمية الأربع 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 بإلكترون واحد فقط قبل تشكيل أزواج إلكترونية.



## قاعدة كليتشكوفسكي





### مخطط الطاقة لذرة الهيدروجين

الهيدروجين حالة خاصة لأنه يملك إلكترونا واحدا

تم كتابة التوزيع الإلكتروني لعنصر ما بترتيب الطبقات التحتية من اليسار إلى اليمين باحترام القواعد المذكورة أعلاه بحيث يسبق رمز كل طبقة تحتية قيمة العدد الكمي الرئيسي لها من اليسار إلى اليمين باحترام القواعد المذكورة أعلاه بحيث يسبق رمز كل طبقة تحتية قيمة العدد الكمي الرئيسي لها متبعاً بأس يرمز إلى عدد الإلكترونات التي تحتويها. كما يمكن استعمال تمثيل الخانات الكمية التي تبين وجود الإلكترونات العازبة أو المنفردة من عدمه. تمثيل الخانات الكمية التي تبين وجود الإلكترونات ذات البنية الإلكترونية المشبعة (عنصر خامل) و يوجد أيضاً تمثيل مختصر للتوزيع الإلكتروني يكون بدلالة أحد العناصر ذات البنية الإلكترونية المشبعة (عنصر خامل) و الطبقة الإلكترونية الخارجية.

### تمثيل الخانات الكمية

### التوزيع الإلكتروني

	1s	2s	2p		
<sub>1</sub> H	1				1s <sup>1</sup>
<sub>2</sub> He	11				1s <sup>2</sup>
<sub>3</sub> Li	11	1			1s <sup>2</sup> 2s <sup>1</sup>
<sub>4</sub> Be	11	11			1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup>
<sub>5</sub> B	11	11	1		1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>
<sub>6</sub> C	11	11	1 1		1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>
<sub>7</sub> N	11	11	1 1 1		1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>
<sub>8</sub> O	11	11	11 1 1		1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>
<sub>9</sub> F	11	11	11 11 1		1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>
<sub>10</sub> Ne	11	11	11 11 11		1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>

تمثيل الخانات الكمية			التوزيع الإلكتروني المختصر
	$1s$	$2s$	$2p$
${}_1H$			
${}_2He$			
${}_3Li$			$[He] 2s^1$
${}_4Be$			$[He] 2s^2$
${}_5B$			$[He] 2s^2 2p^1$
${}_6C$			$[He] 2s^2 2p^2$
${}_7N$			$[He] 2s^2 2p^3$
${}_8O$			$[He] 2s^2 2p^4$
${}_9F$			$[He] 2s^2 2p^5$
${}_{10}Ne$			$[He] 2s^2 2p^6$

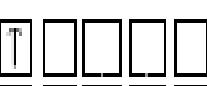
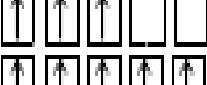
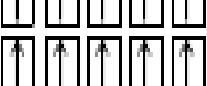
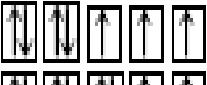
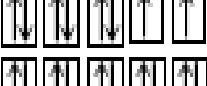
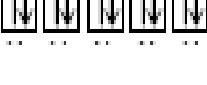
### التشكيل الإلكتروني للعناصر

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 والتشكيل بالنسبة للعناصر التي لا تملك طبقات تحتية  $d$  أو  $f$ .

${}_3\text{Li}$	[He] 2s <sup>1</sup>	[He] 2s <sup>1</sup>
${}_4\text{Be}$	[He] 2s <sup>2</sup>	[He] 2s <sup>2</sup>
${}_5\text{B}$	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>
${}_6\text{C}$	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>
${}_7\text{N}$	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>
${}_8\text{O}$	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>
${}_9\text{F}$	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>
${}_{10}\text{Ne}$	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>
${}_{24}\text{Cr}$	[Ar] 3d <sup>5</sup> 4s <sup>1</sup>	[Ar] 4s <sup>1</sup> 3d <sup>5</sup>
${}_{29}\text{Cu}$	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>1</sup>	[Ar] 4s <sup>1</sup> 3d <sup>10</sup>

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 يلى :

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

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

## الشكل حسب قاعدة كلينشوكوفسكي

## الشكل الحقيقي

$^{24}\text{Cr}$

[Ar]  $3d^4 4s^2$

[Ar]  $3d^5 4s^1$

$^{29}\text{Cu}$

[Ar]  $3d^9 4s^2$

[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 منديليف في 1868 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 منديليف سنة 1871  
مع عنصر الجيرمانيوم المكتشف سنة 1886

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

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

الخواص	Eka-Silicon	Germanium
الكتلة الذرية	72	72.59
الكتافة (g/cm <sup>3</sup> )	5.5	5.35
(J/g-K) الحرارة النوعية	0.305	0.309
(°C) درجة الانصهار	عالية	947
اللون	رمادي فاتح	رمادي
صيغة الأكسيد	XO <sub>2</sub>	GeO <sub>2</sub>
(g/cm <sup>3</sup> ) كثافة الأكسيد	4.7	4.70
صيغة الكلوريد	XCl <sub>4</sub>	GeCl <sub>4</sub>
(°C) درجة غليان الكلوريد	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	VIIB	VIIIB	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA															
Period	(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8) (9) (10)	(11)	(12)	(13)	(14)	(15)	(16)	(17)	(18)															
1	1 H															2 He															
2		1s Li	4 Be													1s He															
3			2s Na	12 Mg																											
4					3s 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									
5						4s Rb	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									
6						5s Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn								
7						6s Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 111 112				6p												
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																	4f 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														

	1A 1	2A 2	8B										8A 18			
Core	1H 1s <sup>1</sup>	2A 2											2He 1s <sup>2</sup>			
[He]	3Li 2s <sup>1</sup>	4Be 2s <sup>2</sup>											10Ne 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>			
[Ne]	11Na 3s <sup>1</sup>	12Mg 3s <sup>2</sup>	3B 3	4B 4	5B 5	6B 6	7B 7	8	9	10	1B 11	2B 12	13Al 3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>			
[Ar]	19K 4s <sup>1</sup>	20Ca 4s <sup>2</sup>	21Sc 3d <sup>1</sup> 4s <sup>2</sup>	22Ti 3d <sup>2</sup> 4s <sup>2</sup>	23V 3d <sup>3</sup> 4s <sup>2</sup>	24Cr 3d <sup>5</sup> 4s <sup>1</sup>	25Mn 3d <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup>	26Fe 3d <sup>7</sup> 4s <sup>2</sup>	27Co 3d <sup>7</sup> 4s <sup>2</sup>	28Ni 3d <sup>8</sup> 4s <sup>2</sup>	29Cu 3d <sup>10</sup> 4s <sup>1</sup>	30Zn 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup>	31Ga 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup>	32Ge 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup>		
[Kr]	37Rb 5s <sup>1</sup>	38Sr 5s <sup>2</sup>	39Y 4d <sup>1</sup> 5s <sup>2</sup>	40Zr 4d <sup>2</sup> 5s <sup>2</sup>	41Nb 4d <sup>3</sup> 5s <sup>2</sup>	42Mo 4d <sup>5</sup> 5s <sup>1</sup>	43Tc 4d <sup>5</sup> 5s <sup>2</sup>	44Ru 4d <sup>7</sup> 5s <sup>1</sup>	45Rh 4d <sup>8</sup> 5s <sup>1</sup>	46Pd 4d <sup>10</sup>	47Ag 4d <sup>10</sup> 5s <sup>1</sup>	48Cd 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup>	49In 5p <sup>1</sup>	50Sn 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup>		
[Xe]	55Cs 6s <sup>1</sup>	56Ba 6s <sup>2</sup>	71Lu 4f <sup>14</sup> 5d <sup>1</sup>	72Hf 4f <sup>14</sup> 5d <sup>2</sup>	73Ta 4f <sup>14</sup> 5d <sup>3</sup>	74W 4f <sup>14</sup> 5d <sup>4</sup>	75Re 4f <sup>14</sup> 5d <sup>5</sup>	76Os 4f <sup>14</sup> 5d <sup>6</sup>	77Ir 4f <sup>14</sup> 5d <sup>7</sup>	78Pt 4f <sup>14</sup> 5d <sup>8</sup>	79Au 4f <sup>14</sup> 5d <sup>9</sup>	80Hg 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup>	81Tl 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup>	82Pb 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup>		
[Rn]	87Fr 7s <sup>1</sup>	88Ra 7s <sup>2</sup>	103Lr 5f <sup>14</sup> 6d <sup>1</sup>	104Rf 7s <sup>2</sup>	105Db 5f <sup>14</sup> 6d <sup>2</sup>	106Sg 7s <sup>2</sup>	107Bh 5f <sup>14</sup> 6d <sup>5</sup>	108Hs 7s <sup>2</sup>	109Mt 5f <sup>14</sup> 6d <sup>7</sup>	110	111	112	114	116		
[Xe]	Lanthanide series		57La 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>	58Ce 4f <sup>1</sup> 5d <sup>1</sup>	59Pr 4f <sup>2</sup> 6s <sup>2</sup>	60Nd 4f <sup>3</sup> 6s <sup>2</sup>	61Pm 4f <sup>5</sup> 6s <sup>2</sup>	62Sm 4f <sup>6</sup> 6s <sup>2</sup>	63Eu 4f <sup>7</sup> 6s <sup>2</sup>	64Gd 4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup>	65Tb 4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup>	66Dy 4f <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup>	67Ho 4f <sup>11</sup> 6s <sup>2</sup>	68Er 4f <sup>12</sup> 6s <sup>2</sup>	69Tm 4f <sup>13</sup> 6s <sup>2</sup>	70Yb 4f <sup>14</sup> 6s <sup>2</sup>
[Rn]	Actinide series		89Ac 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>	90Th 6d <sup>2</sup> 7s <sup>2</sup>	91Pa 5f <sup>2</sup> 6d <sup>1</sup>	92U 5f <sup>3</sup> 6d <sup>1</sup>	93Np 5f <sup>4</sup> 6d <sup>1</sup>	94Pu 5f <sup>6</sup> 7s <sup>2</sup>	95Am 5f <sup>7</sup> 7s <sup>2</sup>	96Cm 5f <sup>7</sup> 6d <sup>1</sup>	97Bk 5f <sup>9</sup> 7s <sup>2</sup>	98Cf 5f <sup>10</sup> 7s <sup>2</sup>	99Es 5f <sup>11</sup> 7s <sup>2</sup>	100Fm 5f <sup>12</sup> 7s <sup>2</sup>	101Md 5f <sup>13</sup> 7s <sup>2</sup>	102No 5f <sup>14</sup> 7s <sup>2</sup>



Metals

Metalloids

Nonmetals

### تحديد موقع العنصر الكيميائي في الجدول الدوري

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 الإلكترونات التكافؤ حيث يرافق هذا الرقم حرف A ou B. يستعمل الأول لما تكون الإلكترونات التكافؤ من النوع s ou p أو منهما معا.

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

**رقم المجموعة   رقم الدورة   التوزيع الإلكتروني   المختصر**

<sup>3</sup> Li	[He] 2s <sup>1</sup>	<b>2</b>	<b>1A</b>
<sup>4</sup> Be	[He] 2s <sup>2</sup>	<b>2</b>	<b>2A</b>
<sup>5</sup> B	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	<b>2</b>	<b>3A</b>
<sup>6</sup> C	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	<b>2</b>	<b>4A</b>
<sup>7</sup> N	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	<b>2</b>	<b>5A</b>
<sup>8</sup> O	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	<b>2</b>	<b>6A</b>
<sup>9</sup> F	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	<b>2</b>	<b>7A</b>
<sup>10</sup> Ne	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	<b>2</b>	<b>8A</b>

## التوزيع الإلكتروني المختصر

رقم المجموعة	رقم الدورة	التصنيف
3B	4	d block
4B	4	d block
5B	4	d block
6B	4	d block
7B	4	d block
8B	4	d block
3p	4	p block
4p	4	p block
5p	4	p block
6p	4	p block
7p	4	p block
8p	4	p block

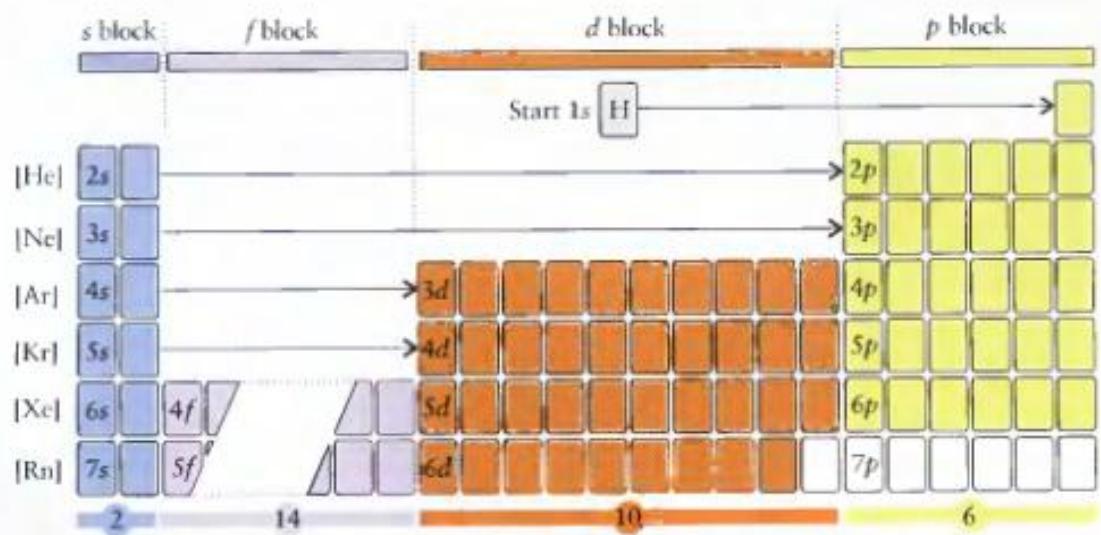
يمكن أن نحدد موقع أي عنصر كيميائي ضمن مجال أوسع من الدورة و المجموعة يسمى الكتلة أو القسم حيث :

- ينتمي إلى القسم 5 مجموعة العناصر التي إلكترونات التكافؤ لها تنتهي إلى الطبقة التحتية 5.

- ينتمي إلى القسم 6 مجموعة العناصر التي إلكترونات التكافؤ تنتهي إلى الطبقتين التحتيتين

- ينتمي إلى القسم 7 طبقة التكافؤ لها 7 إلكترونات ضمن طبقة التحتية 7.

- ينتمي إلى القسم 8 طبقة التكافؤ لها 8 إلكترونات ضمن طبقة التحتية 8.



Group	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB			IB	IIIB	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	H															1	2															
	1	1s															1s	He															
	2	3	Li	4	Be												5	6															
	2	2s															2p																
	3	11	Na	12	Mg												13	14															
	3	3s															15	16															
	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	17	18						
	4	4s															31	32	33	34	35	36	Kr	4p									
	5	37	Rb	38	Sr	39	Y	40	Zr	41	Nb	42	Mo	43	Tc	44	Rh	45	Pd	46	Ag	47	Cd	49	50	51	52	53	54	Xe	5p		
	5	5s															81	82	83	84	85	86	Rn	6p									
	6	55	Cs	56	Ba	57	La	72	Hf	73	Ta	74	W	75	Re	76	Os	77	Ir	78	Pt	79	Au	80	Hg								
	6	6s															87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
	7	7s															58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	Lu		
	6																58	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb				
	7																90	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		
																	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73		

s orbital block			GROUPS										p orbital block							
IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB			IB	IIIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA			
(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8)	(9)	(10)	(11)	(12)	(13)	(14)	(15)	(16)	(17)	(18)			
$s^1$	$s^2$																$g^2$			
$n = 1$	1 H																	2 He		
$n = 2$	3 Li	4 Be																		
$n = 3$	11 Na	12 Mg	$d^1s^2$																	
$n = 4$	19 K	20 Ca	21 Sc	$d^2s^2$	$d^3s^2$	$d^5s^1$	$d^6s^2$	$d^6s^2$	$d^7s^2$	$d^8s^2$	$d^9s^2$	$d^{10}s^1$	$d^{10}s^2$							
$n = 5$	37 Rb	38 Sr	39 Y	$f$ orbital block ↓	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	
$n = 6$	55 Cs	56 Ba	57 La		58 Ce	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At
$n = 7$	87 Fr	88 Ra	89 Ac	90 Th	103 Lr		104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110	111	112					
↓			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			
↓			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 والفيزيائية 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.

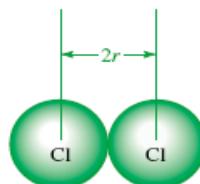
من بين هذه الخواص ذكر :

- نصف قطر الذري.
- نصف قطر الأيوني.
- الكهروسلبية.
- الألفة الإلكترونية.
- الخاصية المعدنية.
- الخاصية اللامعدنية.
- طاقة التأين.

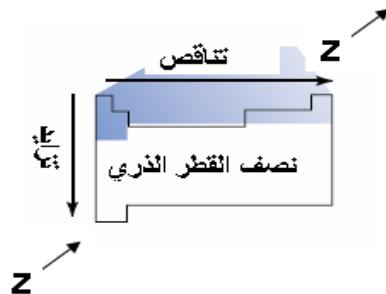
### نصف قطر الذري

نصف قطر الذري هو نصف المسافة بين نواتي ذريتين من نفس النوع تشكلان جزيئاً ثنائياً للذرة.

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



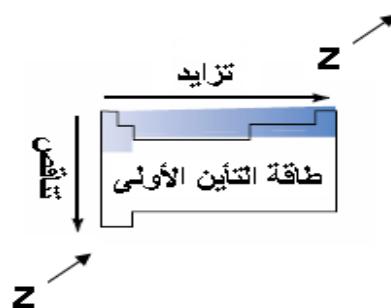
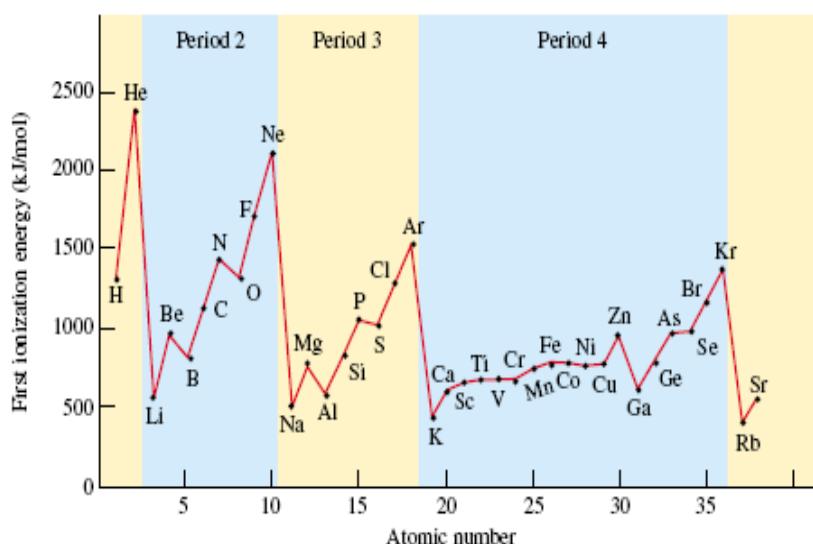
### طاقة التأين

طاقة التأين الأولى لعنصر كيميائي ما هي الكمية الدنيا من الطاقة اللازمة لنزع إلكترون واحد من ذرة معزولة لهذا العنصر في الحالة الغازية و في حالتها الأساسية لتشكيل أيون في الحالة الغازية وفي حالته الأساسية يحمل شحنة عنصرية واحدة.

يرمز لطاقة التأين الأولى بالرمز  $E_{i1}$ .



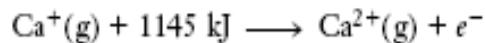
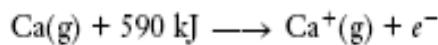
H 1312	طاقة التأين																		He 2372
Li 520	Be 899																		
Na 496	Mg 738																		
K 419	Ca 599	Sc 631	Ti 658	V 650	Cr 652	Mn 717	Fe 759	Co 758	Ni 757	Cu 745	Zn 906	Ga 579	Ge 762	As 947	Se 941	Br 1140	Kr 1351		
Rb 403	Sr 550	Y 617	Zr 661	Nb 664	Mo 685	Tc 702	Ru 711	Rh 720	Pd 804	Ag 731	Cd 868	In 558	Sn 709	Sb 834	Te 869	I 1008	Xe 1170		
Cs 377	Ba 503	La 538	Hf 681	Ta 761	W 770	Re 760	Os 840	Ir 880	Pt 870	Au 890	Hg 1007	Tl 589	Pb 715	Bi 703	Po 812	At 890	Rn 1037		



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

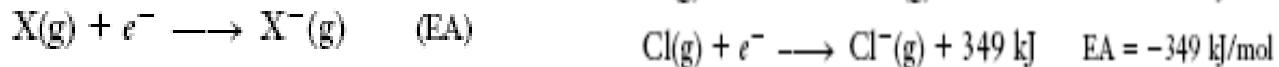
**ملاحظة :**

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

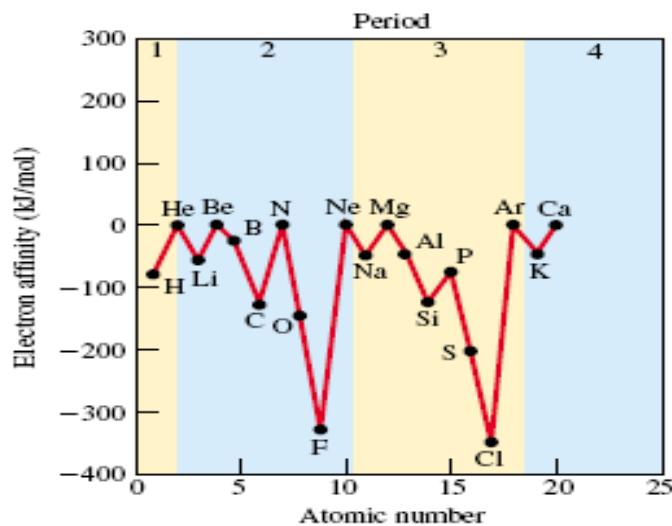


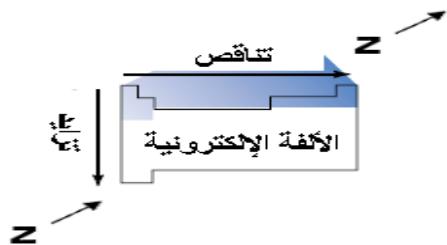
### الألفة الإلكترونية

الألفة الإلكترونية هي كمية الطاقة الممتصة لما يضم الكترون 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
4	K -48	Ca (-0)	✓	Ag -125	Ga -29	Ge -119	As -78	Se -195	Br -324
5	Rb -47	Sr (-0)	✓	Au -282	In -29	Sn -107	Sb -101	Te -190	I -295
6	Cs -45	Ba (-0)	✓		Tl -19	Pb -35	Bi -91		Xe 0





- العناصر ذات الألفة الإلكترونية السالبة تشكل أيونات سالبة.

- العناصر ذات الألفة الإلكترونية الموجبة تشكل أيونات موجبة.

### نصف قطر 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 ننزل في المجموعة.

### نصف قطر الأيوني

$\text{Li}^+$	$\text{Be}^{2+}$	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{Al}^{3+}$	$\text{N}^{3-}$	$\text{O}^{2-}$	$\text{F}^-$
0.90	0.59	0.85	0.68	1.71	1.26	1.19
$\text{Na}^+$			$\text{Ga}^{3+}$		$\text{S}^{2-}$	$\text{Cl}^-$
1.16			0.76		1.70	1.67
$\text{K}^+$	$\text{Ca}^{2+}$		$\text{In}^{3+}$		$\text{Se}^{2-}$	$\text{Br}^-$
1.52	1.14		0.94		1.84	1.82
$\text{Rb}^+$	$\text{Sr}^{2+}$		$\text{Ti}^{3+}$		$\text{Te}^{2-}$	$\text{I}^-$
1.66	1.32					
$\text{Cs}^+$	$\text{Ba}^{2+}$					
1.81	1.49					

2 Å



### سلسلة من الأيونات المتماثلة إلكترونياً

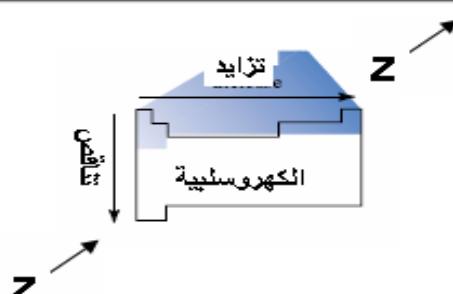
	$N^{3-}$	$O^{2-}$	$F^-$	$Na^+$	$Mg^{2+}$	$Al^{3+}$
نصف القطر الأيوني (Å)	1.71	1.26	1.19	1.16	0.85	0.68
عدد الإلكترونات	10	10	10	10	10	10
الشحنة النوية	+7	+8	+9	+11	+12	+13

## الكهروسلبية

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

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

قيمة الكهروستاتيكية لبعض العناصر الكيميائية حسب سلم موليكان



## الرابطة الكيميائية

## صيغة لويس للذرات

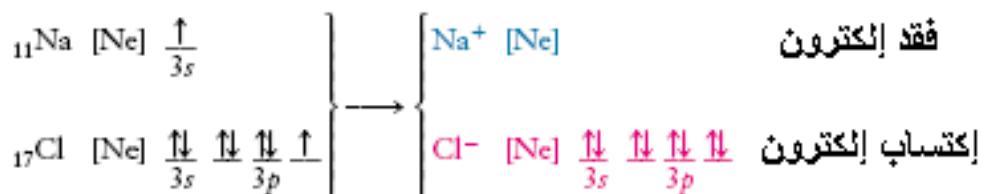
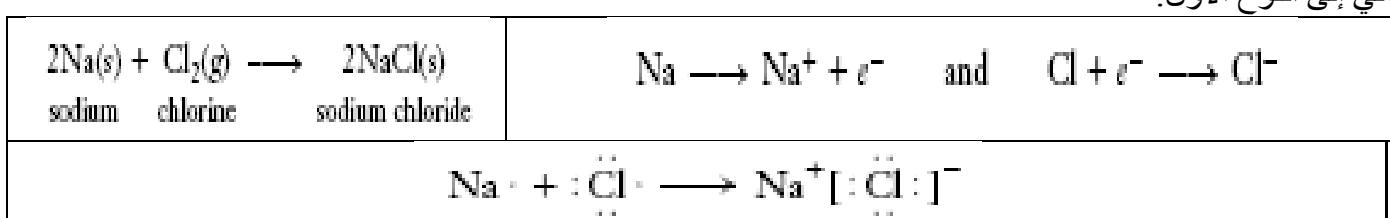
إن الإلكترونات طبقة التكافؤ هي المسئولة عن الخواص الكيميائية و الفيزيائية و للعناصر الكيميائية و أيضا نوع الروابط الكيميائية التي يشكلها مع العناصر الأخرى. اقترح لويس تمثيلاً لذرات العناصر حيث يحاط رمز العنصر بالكترونات التكافؤ التي يمثل فيه الإلكترون المنفرد بنقطة واحدة و الزوج الإلكتروني بزوج من النقاط.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

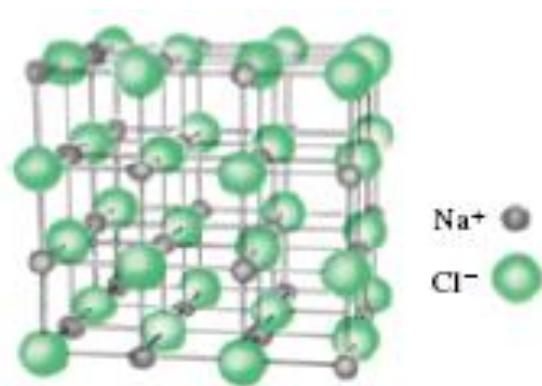
## صيغة أو تمثيل لويس لذرات العناصر الكيميائية

المجموعة	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
عدد الكترونات التكافؤ	1	2	3	4	5	6	7	8
ما عدا								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 من كبريتات مركباً صلباً يسمى الصلب الأيوني. تتشكل الرابطة الأيونية بين ذرات العناصر التي يكون الفرق بين كهروسلبيتها كبيراً حيث تتشكل ذرات العنصر العالي الكهروسلبية أيونات سالبة و ذرات العنصر ذو الكهروسلبية الضعيفة تتشكل أيونات موجبة فيقع نقل للإلكترونات من النوع الثاني إلى النوع الأول.

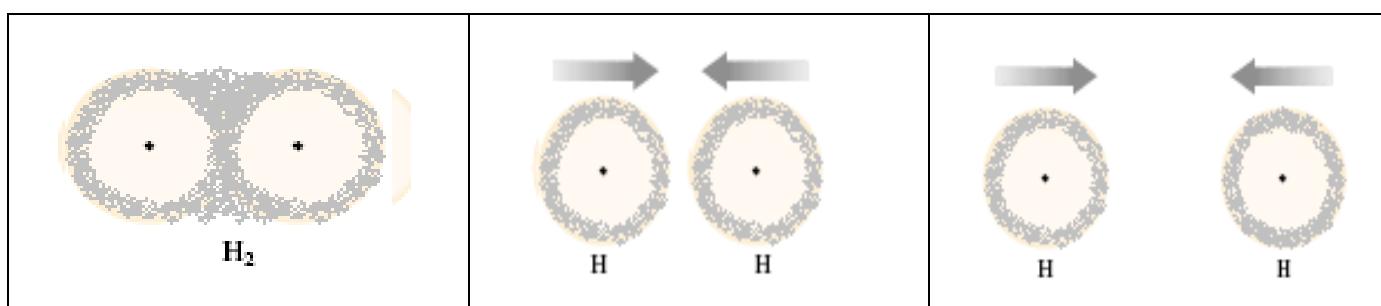


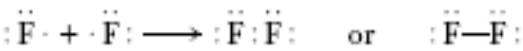
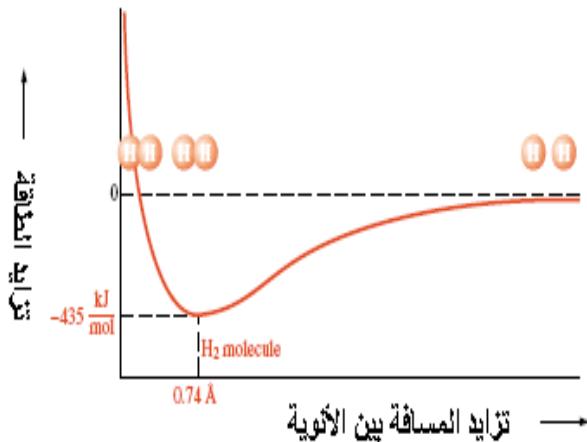


المعدن	اللامعدن	الصيغة العامة	الإيجونات المشكّلة	مثّل	درجة الانصهار (°C)	
IA*	+	VIIA	$\rightarrow$	$MX$ $(M^+, X^-)$	LiBr	547
IIA	+	VIIA	$\rightarrow$	$MX_2$ $(M^{2+}, 2X^-)$	MgCl <sub>2</sub>	708
IIIA	+	VIIA	$\rightarrow$	$MX_3$ $(M^{3+}, 3X^-)$	GaF <sub>3</sub>	800 (subl)
IA†	+	VIA	$\rightarrow$	$M_2X$ $(2M^+, X^{2-})$	Li <sub>2</sub> O	>1700
IIA	+	VIA	$\rightarrow$	$MX$ $(M^{2+}, X^{2-})$	CaO	2580
IIA	+	VIA	$\rightarrow$	$M_2X_3$ $(2M^{3+}, 3X^{2-})$	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	2045
IA*	+	VA	$\rightarrow$	$M_3X$ $(3M^+, X^{3-})$	Li <sub>3</sub> N	840
IIA	+	VA	$\rightarrow$	$M_3X_2$ $(3M^{2+}, 2X^{3-})$	Ca <sub>3</sub> P <sub>2</sub>	~1600
IIIA	+	VA	$\rightarrow$	$MX$ $(M^{3+}, X^{3-})$	AlP	

### الرابطة التكافؤية

تشكل الرابطة التكافؤية لما تتشارك ذرتين فيما بينهما في زوج الكتروني أو أكثر لتشكيل جزيء ما بحيث يكون الفرق بين كهروسلبيتهما منخفضاً نسبياً أو معدوماً.





تمثيل لويس للجزئيات وللأيونات المتعددة الذرات

يمكن تمثيل الجزيئات بصيغة لويس حيث تمثل كل رابطة كيميائية بسيطة بمد بين الذرتين المرتبطتين وكل إلكترون منفرد بنقطة واحدة وكل زوج الكتروني بمد. يضاف بالنسبة للأيونات الشحنة.

$\langle O:O:O \rangle$ or $\langle O=O=O \rangle$	$H:\ddot{O}:$ or $H-\bar{O}-$
$\left[ \begin{array}{c} H \\   \\ H:N:H \\   \\ H \end{array} \right]^+$	$\left[ \begin{array}{c} H \\   \\ H-N-H \\   \\ H \end{array} \right]^+$

#### قاعدة الثمانية

في معظم المركبات الكيميائية تكتسب الذرات المرتبطة البنية الإلكترونية للغاز الخامل الذي تنتهي به الدورة التي ينتمي إليها العنصر حيث تحاط بثمانية إلكترونات.

كتابية صيغة لويس للجزئيات أو الأيونات المتعددة الذرات تحتاج إلى معرفة عدد الأزواج الإلكترونية الحرة (غير الرابطة) و عدد الأزواج الإلكترونية الرابطة و عدد الإلكترونات المنفردة. يمكننا استعمال العلاقة البسيطة التالية لتحقيق ذلك :

$$S = N - A$$

$S \leftarrow$  عدد الإلكترونات الرابطة الكلي في الجزيء أو الأيون المتعدد الذرات.

هو عدد الإلكترونات الكلي التي تحتاجها ذرات الجزيء أو الأيون المتعدد

$N \leftarrow$  الذرات للحصول على بنية غاز خامل.

$A \leftarrow$  هو عدد الإلكترونات التكافؤ لجميع الذرات المشكلة للجزيء أو للأيون المتعدد الذرات. بالنسبة لهذه الأخيرة يجب الأخذ بعين الاعتبار شحنته في حساب A.

$$N = \text{عدد الذرات الأخرى} \times 8 - \text{عدد ذرات الهيدروجين} \times 2$$

$$A = \text{مجموع أرقام المجموعة لكل ذرات الجزيء أو الأيون المتعدد الذرات}$$

بالنسبة للأيونات يضاف عدد الشحنة السالبة وينقص عدد الشحنة السالبة من قيمة  $N$

أمثلة : جزيء الفلور



تمثيل لويس يكون :



جزيء فلوريد الهيدروجين

$$N = 2 \times 8 \text{ (for two F atoms)} = 16 e^-$$

$$A = 2 \times 7 \text{ (for two F atoms)} = 14 e^-$$

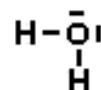
$$S = N - A = 16 - 14 = 2 e^-$$

تمثيل لويس يكون :



جزيء الماء :

تمثيل لويس يكون :



$$N = 2 \times 2 \text{ (for two H atoms)} + 1 \times 8 \text{ (for one O atom)} = 12 e^-$$

$$A = 2 \times 1 \text{ (for two H atoms)} + 1 \times 6 \text{ (for one O atom)} = 8 e^-$$

$$S = N - A = 12 - 8 = 4 e^-$$



جزيء ثانى أكسيد الكربون :

تمثيل لويس يكون :



$$N = 1 \times 8 \text{ (for one C atom)} + 2 \times 8 \text{ (for two O atoms)} = 24 e^-$$

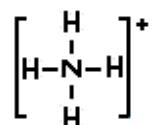
$$A = 1 \times 4 \text{ (for one C atom)} + 2 \times 6 \text{ (for two O atoms)} = 16 e^-$$

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



جزيء ثانى أكسيد الكربون :

تمثيل لويس يكون :



$$N = 1 \times 8 \text{ (for one N atom)} + 4 \times 2 \text{ (for four H atoms)} = 16 e^-$$

$$A = 1 \times 5 \text{ (for one N atom)} + 4 \times 1 \text{ (for four H atoms)} - 1 \text{ (for 1+ charge)} = 8 e^-$$

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

الخطوات الواجب إتباعها لكتابه صيغة لويس للجزئيات وللأيونات المتعددة الذرات

1- انتقاء هيكلًا معقولًا للجزيء أو الأيون المتعدد الذرات (متناظر).

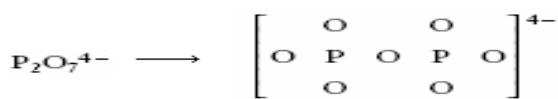
أ- توضع الذرة الأقل كهروسلبية في المركز ما عدا الهيدروجين (لا يمكنه تشكيل أكثر من رابطة واحدة) وهي عادة ذرة العنصر الذي يحتاج إلى أكبر عدد من الإلكترونات لاحترام قاعدة الثمانية.

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

ج- في الأكسيدات الثلاثية، يرتبط الهيدروجين عادة بالأكسجين وليس إلى لبنة المركزية. لكن هناك بعض استثناءات.

د- في الجزيئات والأيونات المتعددة الذرات التي تحتوي على أكثر من ذرة مركزية واحدة، تستعمل البنية المفصلة الأكثر تناظرًا.

2- أحسب قيمتي **S** و **A** و **N**



3- ضع الإلكترونات **S** ضمن البنية المفصلة على شكل أزواج مماثلة بد.

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  $\text{NO}_3^-$ ,

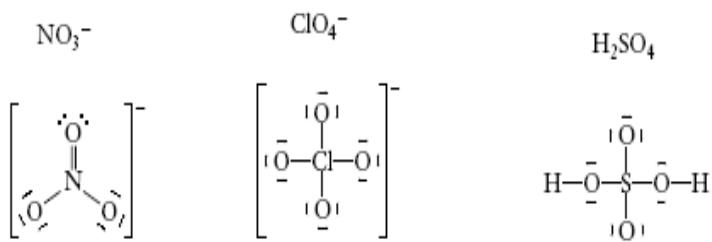
$$N = 1 \times 8 \text{ (N atom)} + 3 \times 8 \text{ (O atoms)} = 32 e^-$$

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

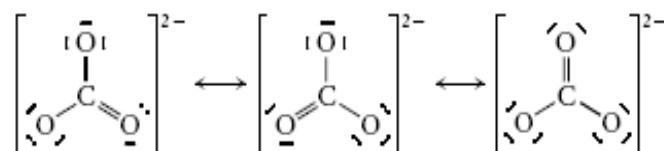
$$S = N - A = 32 - 24 = 8 e^-$$

الصيغة المجملة	الهيكل	صيغة لويس غير الكاملة
$\text{H}_2\text{SO}_4$	H O S O H O	H-O-S-O-H O
$\text{ClO}_4^-$	$\left[ \begin{array}{c} \text{O} \\   \\ \text{O} \text{ Cl} \text{ O} \\   \\ \text{O} \end{array} \right]^-$	$\left[ \begin{array}{c} \text{O} \\   \\ \text{O} \text{ Cl} \text{ O} \\   \\ \text{O} \end{array} \right]^-$
$\text{NO}_3^-$	$\left[ \begin{array}{c} \text{O} \\   \\ \text{O} \text{ N} \text{ O} \\   \\ \text{O} \end{array} \right]^-$	$\left[ \begin{array}{c} \text{O} \\   \\ \text{O} \text{ N} \text{ O} \\   \\ \text{O} \end{array} \right]^-$

4- ضع ما تبقى من الإلكترونات على شكل أزواج إلكترونية حرة لتشكيل 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 وللأيونات المتعددة الذرات يمكن كتابة صيغة لويس لبعض الجزيئات بأشكال متعددة تكون في بعض الأحيان منكافئة. يمكن أخذ أيون الكربونات كمثال كما يلي :



أمثلة  
أيون الكربونات  $\text{CO}_3^{2-}$   
الذرة المركزية هي ذرة الكربون

الهيكل هو :  $\text{O} \text{ C} \text{ O}$

$N = 1 \times 8 \text{ (for C)} + 3 \times 8 \text{ (for O)} = 8 + 24 = 32 e^-$ $A = 1 \times 4 \text{ (for C)} + 3 \times 6 \text{ (for O)} + 2 = 4 + 18 + 2 = 24 e^-$ $S = N - A = 32 e^- - 24 e^- = 8 e^-$	صيغة لويس هي : $\left[ \begin{array}{c} \text{O} \\   \\ \text{O} \text{ C} \text{ O} \\   \\ \text{O} \end{array} \right]^{2-}$
---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

جزيء ثانى كبريد الكربون  $\text{CS}_2$   
الذرة المركزية هي ذرة الكربون  
الهيكل هو :  $\text{S} \text{ C} \text{ S}$

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

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

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

صيغة لويس هي:

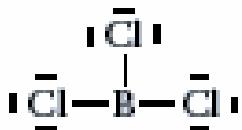


حدود صلاحية قاعدة الثمانية

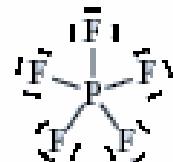
الكثير من العناصر الكيميائية تتحصل على بنية غاز خامل وتحترم قاعدة الثمانية لما تتحد مع بعضها البعض و يمكن بال التالي تطبيق العلاقة :

$$S = N - A$$

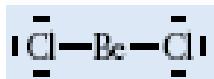
لكتابة صيغة لويس للجزئيات المشكّلة. لكن توجد عدة استثناءات لهذه القاعدة حيث أن بعض العناصر لا تحترمها وتكون محاطة بأقل أو بأكثر من ثمانية إلكترونات. في هذه الحالة يجب تعديل العلاقة أعلاه ليمكن كتابة صيغة لويس.



البور محاط ب 06 إلكترونات



الفوسفور محاط ب 10 إلكترونات



البيريليوم محاط ب 04 إلكترونات

توجد أربع حالات لا تحترم فيها قاعدة الثمانية وهي:

1- في معظم المركبات التكافؤية للبيريليوم: يملك البيريليوم الكترونين فقط في طبقة تكافؤه و بالتالي لا يمكنه تشكيل أكثر من رابطتين تكافؤتين مع عنصرتين آخرين. لهذا نستعمل أربعة إلكترونات بالنسبة لكل ذرة بيريليوم في حساب قيمة  $N$ . لكن في مرحلة توزيع الأزواج الإلكترونية على الهيكل المقترن نعطي لكل ذرة بيريليوم زوجين رابطين فقط.

2- في معظم المركبات التكافؤية لعناصر المجموعة 3A وخاصة عنصر البور. عناصر هذه المجموعة تملك ثلاثة إلكترونات تكافؤ فقط و بالتالي تشكّل ثلاثة روابط تكافؤية فقط مع العناصر الأخرى.

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

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

4- في المركبات أو الأيونات التي تحتاج فيها الذرة المركزية إلى الاشتراك في أكثر من ثمانية إلكترونات. في هذه المركبات إذا كانت قيمة  $S$  أصغر من عدد الأزواج الإلكترونية اللازم لربط جميع الذرات بالذرة المركزية نجعلها مساوية لهذا العدد كما يجب بعد ذلك احاطة الذرات المحيطة بالذرة المركزية بثمانية إلكترونات طبقاً لقاعدة الثمانية ما عدا ذرة الهيدروجين التي تحتاج الإلكترون. إذا تبقى عدد معين من الأزواج نحيط بها الذرة المركزية.

أمثلة

## جزيء سداسي فليوريد الفوسفور $\text{PF}_5$



الهيكل هو :

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

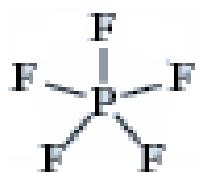
$$N = 5 \times 8 \text{ (for F)} + 1 \times 8 \text{ (for P)} = 48 e^-$$

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

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

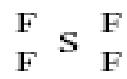
نلاحظ أن :  $S < 10$

لهذا نضع  $S = 10$



تمثيل لويس

## جزيء فليوريد الكبريت $\text{SF}_4$



الهيكل هو :

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

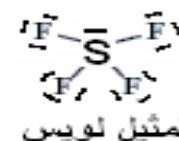
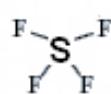
$$N = 1 \times 8 \text{ (S atom)} + 4 \times 8 \text{ (F atoms)} = 40 e^-$$

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

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

نلاحظ أن :  $S < 08$

لهذا نضع  $S = 08$

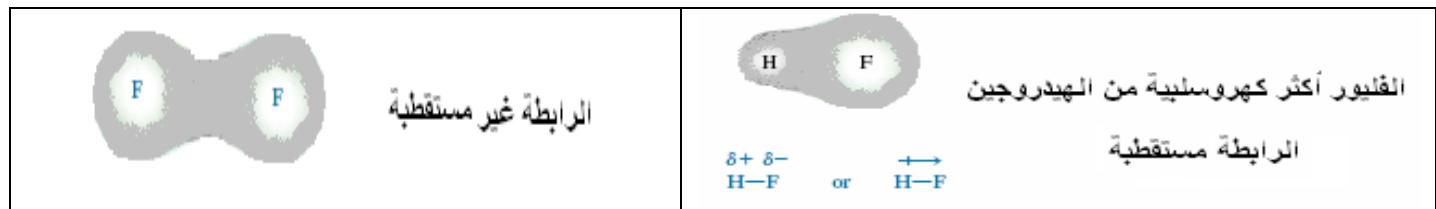


تمثيل لويس

## الرابطة الكيميائية المستقطبة وغير المستقطبة

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

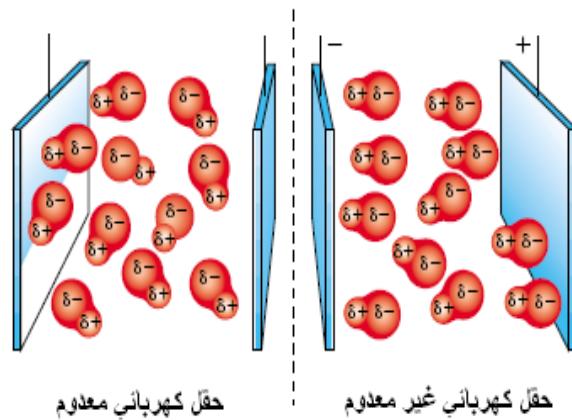
يزيد استقطاب الرابطة التكافئية المستقطبة بزيادة الفرق بين كهروسلبية الذرتين المرتبطتين بها.



عزم ثانٍ القطب الكهربائي للرابطة المستقطبة وللجزئيات القطبية  
في الرابطة المستقطبة تكون الكثافة الإلكترونية بجوار الذرة الأكثـر كهروـسلبية أكبر منها بجوار الذرة الأقل كهروـسلبية.  
أي أن الأولى سوف تحمل شحنة جزئية سالبة والثانية تحمل شحنة جزئية موجبة. بناءـا على هذا تـصبح الرابطة عـبارة  
عن ثـانـي قطب كـهـربـائـي يـمـثـلـ فـيـزـيـائـيا بـعـزمـ ثـانـيـ عـزمـ كـهـربـائـيـ الـذـيـ يـعـطـيـ تـعـريـفـاـ بـالـعـلـاقـةـ التـالـيـةـ:

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

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



## ملاحظات

1- عزم ثنائي القطب الكهربائي لجزيء ما يساوي المحصلة الشعاعية لعزم ثنايا القطب الكهربائي لجميع الروابط المستقطبة لهذا الجزيء وشدة واتجاهه هما شدة وطويلة هذه المحصلة.

$$\vec{\mu}_{\text{total}} = \sum_{i=1}^n \vec{\mu}_i \quad \text{عزم ثانٍ القطب الكهربائي للرابطة في الجزيء}$$

2- يمكن لجزء من ممتلكك وابط مستقطبة دون أن يكون قطبيا إذا كان متناهرا

3- وحدة عزم ثنائية القطب هي متراً كوليون (m.C).

كما يمكن استعمال وحدة الدوباري وهي:

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

4- كلما زاد الفرق بين كهر و سلبية الذرات المرتبطة كلما زادت قيمة عزم ثنائي القطب.

المركب	$\Delta(\text{EN})$	$\mu (\text{D})$
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



### الشكل الهندسي للجزئيات

#### نظريّة تناُف الأزواج الإلكترونيّة لطبقة التكافؤ (VSEPR)

هذه النظرية مبنية أهمية الأزواج الإلكترونيّة لطبقة التكافؤ للذرة المركزية حيث تقول أن هذه الأزواج تتناُف فيما بينها وتنتظم حول الذرة المركزية بحيث تكون قوى التناُف بينها أصغر ما يمكن و يكون بذلك الجزيء مستقراً. تسمى هذه الأزواج الإلكترونيّة لطبقة التكافؤ مناطق الكثافة الإلكترونيّة العالية للجزيء. الذرة المركزية هي ذرة مرتبطة بأكثر من ذرة واحدة وفي 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 يقابل الترتيب الذي يضمن قيمة دنياً لمناطق 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 المجمعة	$\text{CO}_2$	$\text{NH}_3$	$\text{CH}_4$	$\text{SO}_4^{2-}$
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 الإلكتروني لطبقة التكافؤ، تكون البنية أو الشكل الهندسي أكثر استقراراً مما 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.

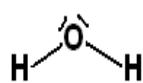
يمكن تمثيل الذرة المركزية وما يحيط بها من أزواج رابطة وأزواج حرة أو غير رابطة بتمثيل اصطلاحي كما يلي:



A الذرة المركزية  
X ذرة محاطة بالذرة المركزية  
E زوج إلكتروني حر  
n عدد الذرات المرتبطة بالذرة المركزية  
p عدد الأزواج الحرة

مثال: جزيء الماء

التمثيل الاصطلاحي هو:  $AX_2E_2$

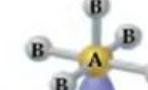
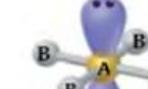


على هذا الأساس تلخص الأشكال الهندسية للجزيئات حسب هذه النظرية في الجدول التالي:

الشكل الهندسي	مثل	تمثيل الأزواج الإلكترونية غير الرابطة غير الأزواج الرابطة	الإضطراب	النطاق	النطاق	النطاق	النطاق	النطاق
$AX_3E_1$	هرم مثلثي اقاعدية		حرف V	مستوى		$AX_2$		$AX$
$AX_4$	رباعي وجود		حرف V	مستوى		$AX_3$		$AX_2E_1$
$AX_2E_1$	هرم مثلثي اقاعدية		حرف V	مستوى		$AX$		$AX_4$
$AX_3$	هرم مثلثي		حرف V	مستوى		$AX_2$		$AX_2E_1$
$AX_2$	هرم مثلثي		حرف V	مستوى		$AX$		$AX_3$
$AX$	هرم مثلثي		حرف V	مستوى		$AX_2$		$AX_2E_1$

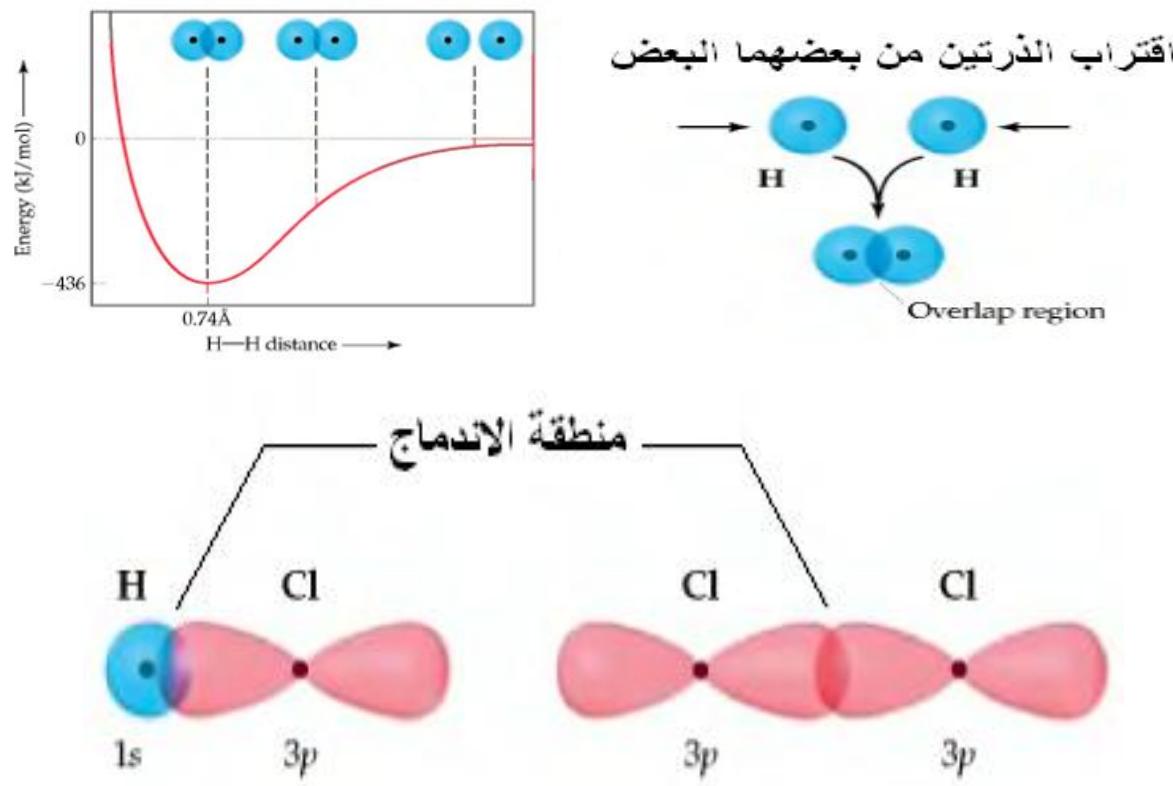
الإسطلاحي التمثيل	الرابطة غير الرابطة	الأزواج غير الاباطة	الإلكترونية	تمثيل الأزواج	الشكل الهندسي	مثال
$AX_2E_2$	2	2			V	

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

الإسطلاحي التمثيل	الرابطة غير الرابطة	الأزواج غير الاباطة	الإلكترونية	تمثيل الأزواج	الشكل الهندسي	مثال
$AX_6$	6	0				$SF_6$
				ثاني وجود	ثاني وجود	
$AX_5E_1$	5	1				$BrF_5$
				هرم مربع القاعدة	هرم مربع القاعدة	
$AX_4E_2$	4	2				$XeF_4$
				مرربع مستوي	مرربع مستوي	

نظريّة الرابطة التكافية

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.



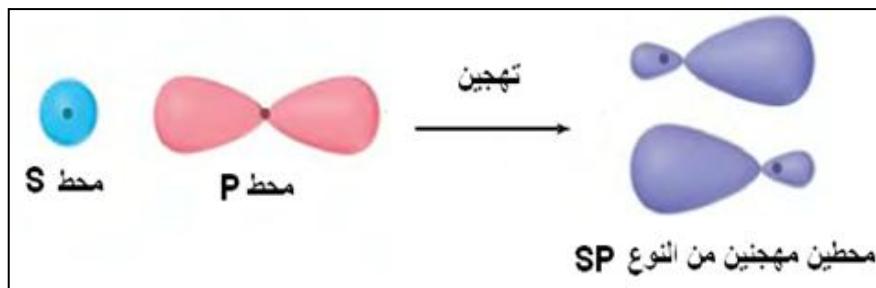
### تهجين المحطات الذرية

رغم أن نظرية اندماج المحطات الذرية تساعد على فهم تشكيل الرابطة الكيميائية، فمن الصعب توسيعها إلى الجزيئات المتعددة الذرات لأنها 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 لتنحد معها، تندمج بعض محطاتها الذرية لطبقة التكافؤ لتعطي محطات جديدة تسمى محطات هجينية، تختلف عن الأولى في الشكل وفي الاتجاه ثم تقع عملية الاندماج مع محطات الذرة الأخرى التي قد تكون هجينية أو غير هجينية.

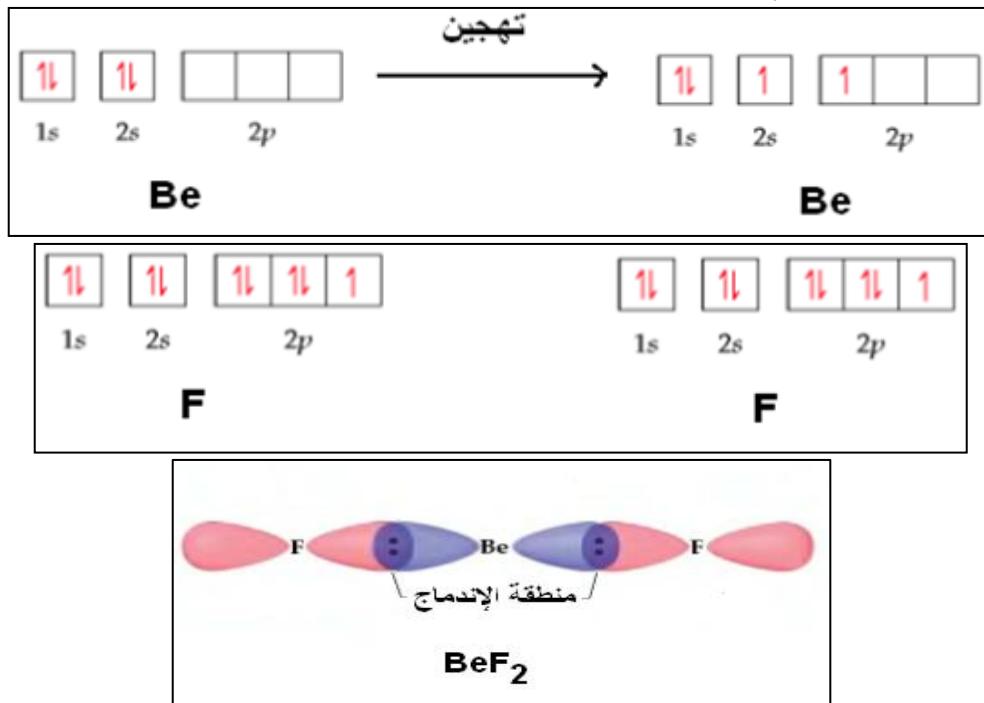
### التهجين من النوع SP

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

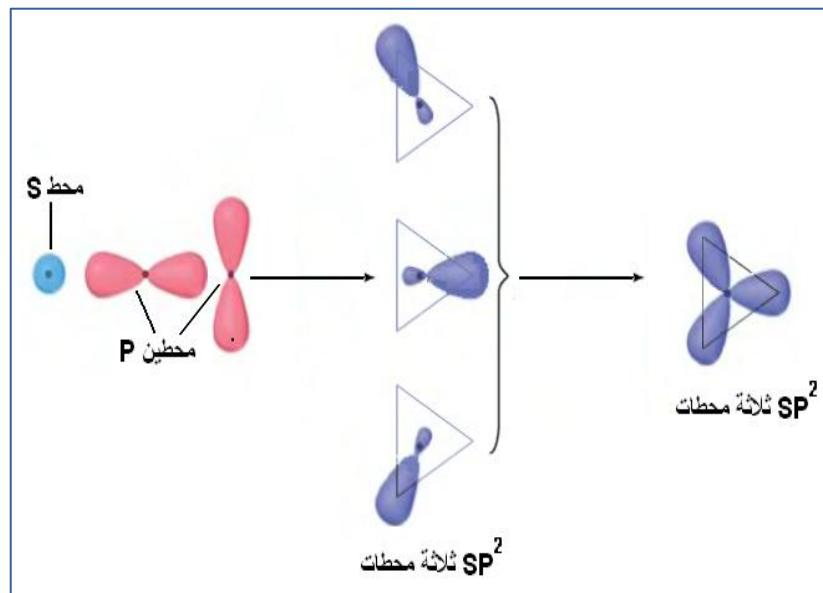
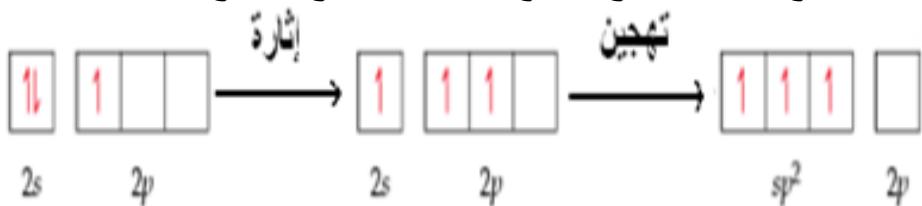




مثال: جزيء ثاني فلوريد البيريليوم  $\text{BeF}_2$

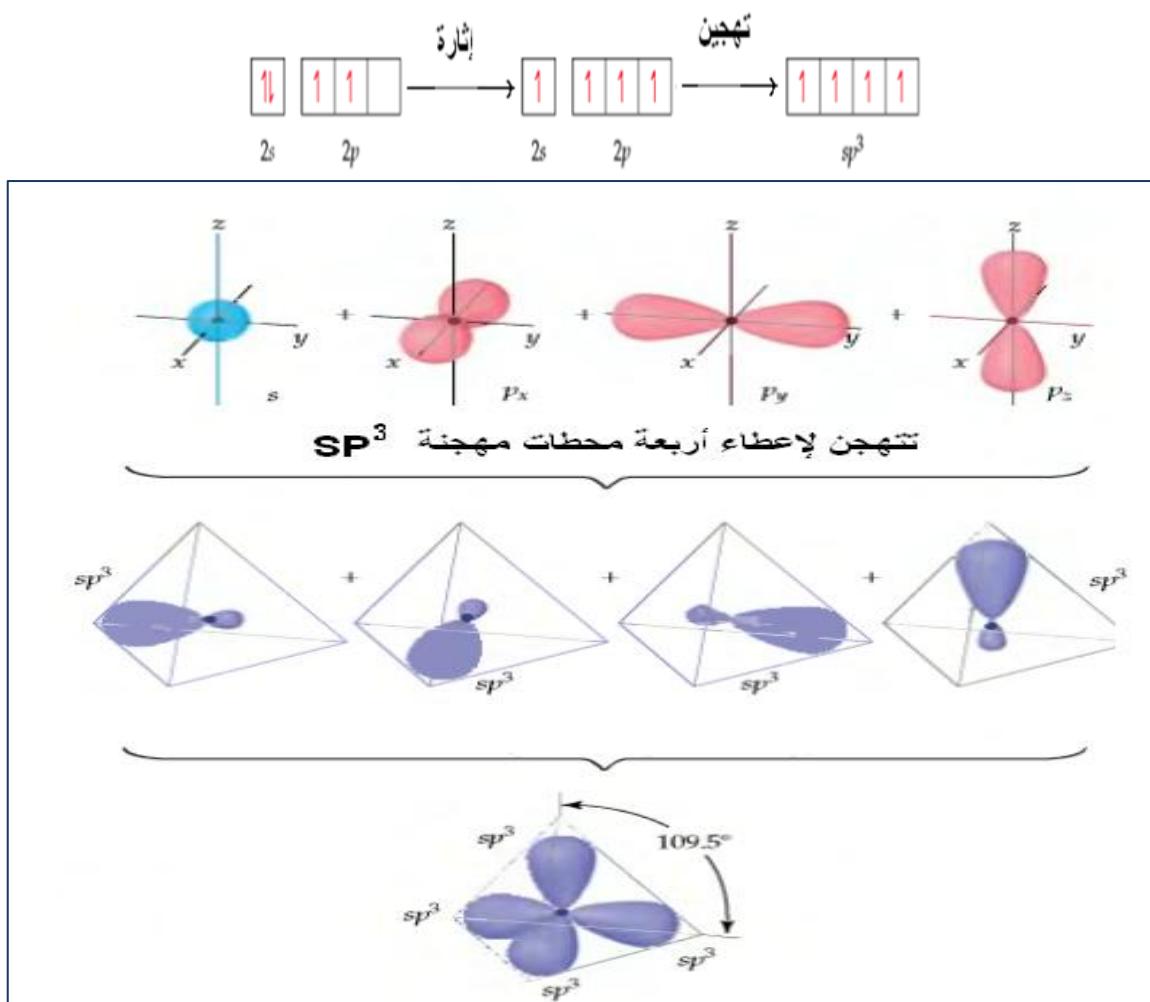


**التهجين من النوع  $\text{SP}^2$**   
في هذا النوع من التهجين يندمج محط من النوع S مع محطين من النوع P لـ إعطاء محطين من  $\text{SP}^2$ .



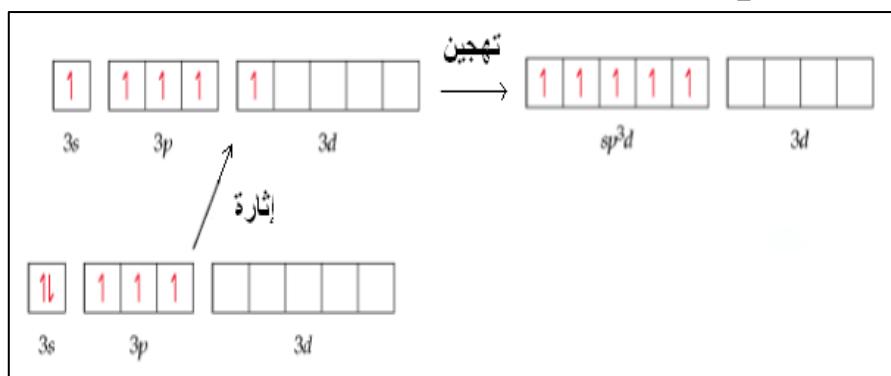
### التهجين من النوع $SP^3$

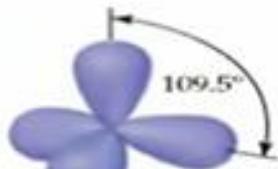
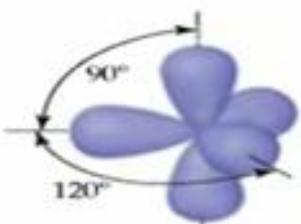
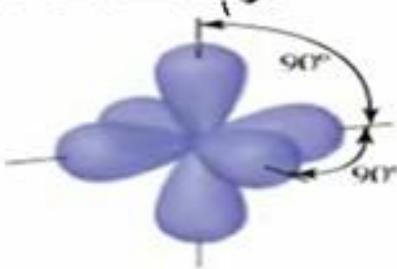
في هذا النوع من التهجين يندمج مهبط من النوع S مع ثلاثة مهبطات من النوع P لإعطاء أربعة مهبطات من النوع  $SP^3$ .



### التهجين من النوع $SP^3d$

في هذا النوع من التهجين يندمج مهبط من النوع S مع ثلاثة مهبطات من النوع P و مهبط من النوع d لإعطاء خمسة مهبطات من النوع  $SP^3d$ .

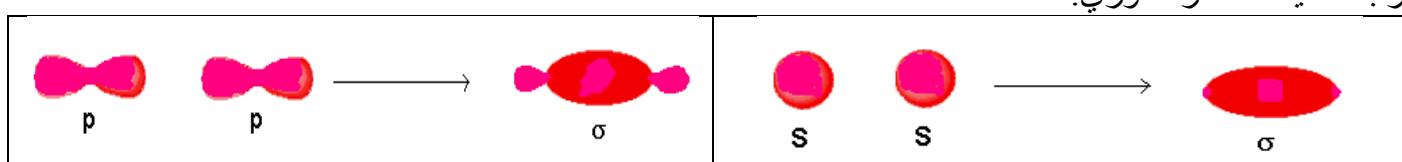


المحطات المهجنة	عدد المحطات المهجنة	الشكل الهندسي	مثال
$s,p$	$2 \text{SP}$	 خطي	$\text{BeF}_2, \text{HgCl}_2$
$s,p,p$	$3 \text{SP}^2$	 مثث مسلي	$\text{BF}_3, \text{SO}_3$
$s,p,p,p$	$4 \text{SP}^3$	 رباعي وجود	$\text{CH}_4, \text{NH}_3, \text{H}_2\text{O}, \text{NH}_4^+$
$s,p,p,p,d$	$5 \text{SP}^3 \text{d}$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

نوع التهجين	الشكل التهجيني	التمثيل $AX_nE_p$
$SP$	خطي 180°	$AX_2$
$SP^2$	مثلي مستوى 120°	$AX_3$ $AX_2E_1$
$SP^3$	رباعي وجوه 109.5°	$AX_4$ $AX_2E_2$ $AX_3E_1$
$SP^3d$	هرم مثلي القاعدة 90° 120°	$AX_5$ $AX_3E_2$ $AX_4E_1$ $AX_2E_2$
$sp^3 d^2$	شماسي وجوه 90° 90° 90°	$AX_6$ $AX_5E_1$ $AX_4E_2$

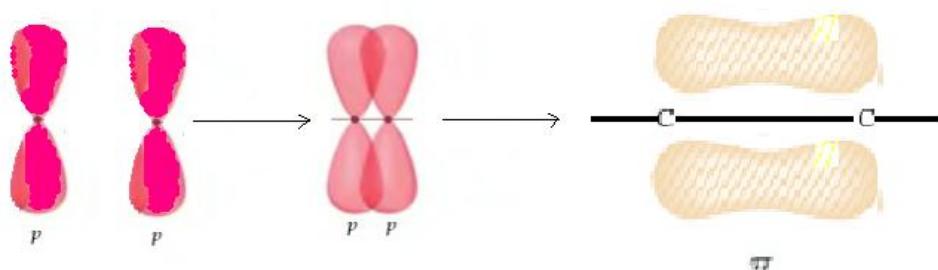
### الرابطة سيفما $\sigma$

الرابطة سيفما بين ذرتين هي رابطة تكافعية تكون فيها الكثافة الإلكترونية للكترونات الرابطة مركزة بصورة متوازنة على طول الخط الذي يربط بينهما وهي تنتج من اندماج مهبطين الكترونين بحيث يكون محورا هما على نفس الحامل. للرابطة سيفما تناظر محوري.



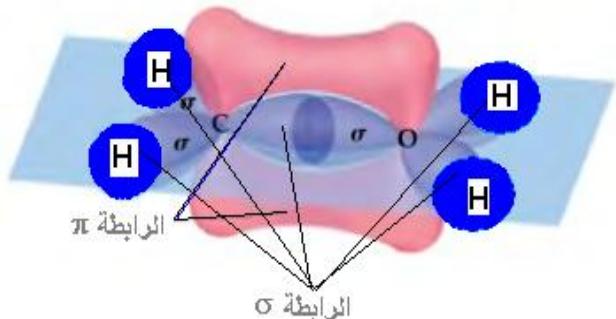
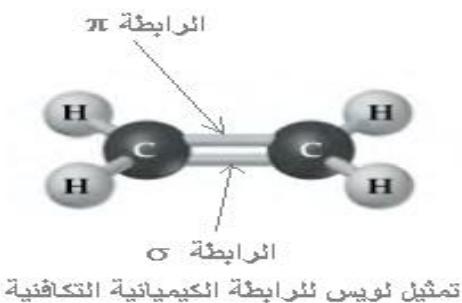
### الرابطة $\pi$

تشكل الرابطة بي بين مهبطين من النوع p. يجب أن يكون محورا المهبطين متوازيين، هذا يعني أن اندماج المهبطين يكون جانبيا.



### ملاحظات

- الرابطة البسيطة بين ذرتين هي دوما من النوع  $\sigma$ .
- الرابطة الثنائية مكونة من رابطة  $S$  و رابطة  $\pi$ .
- الرابطة الثلاثية مكونة من رابطة  $S$  و رابطتين  $\pi$ .
- الرابطة  $S$  أقوى من الرابطة  $\pi$ .



### نظريّة 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 الرئينية. 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 رياضيا، الاتحاد الخطي بين الدوال الموجية التي تصف المحطات الذرية فيما بينها لإعطاء دوال موجية جديدة تصف بدورها المحطات الجزيئية التي سوف تستقبل الكترونات الرابطة المتشكلة.

### الجزيئات الثانية المتتجانسة مثال جزيء الهيدروجين

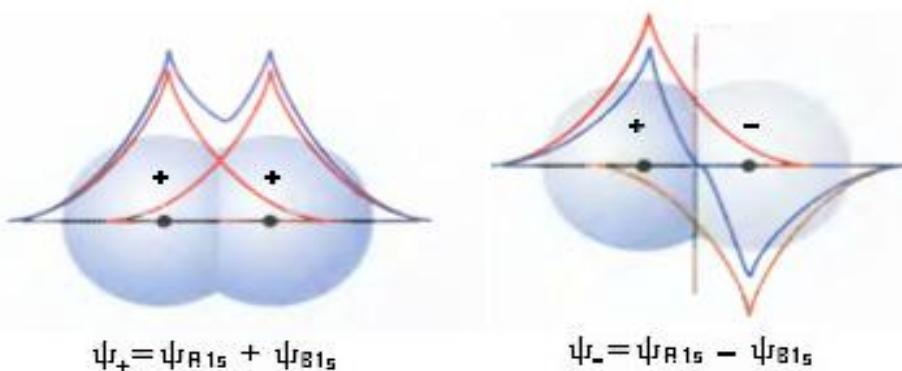
لتكن  $\psi_{1s}$  الدالة الموجية التي تصف المحظ الذري نذرة الهيدروجين A

لتكن  $\psi_{2s}$  الدالة الموجية التي تصف المحظ الذري نذرة الهيدروجين B

تقول نظرية المحطات الجزيئية أن الدالتين  $\psi_{1s}$  و  $\psi_{2s}$  تتحدا خطيا لإعطاء دالتين جديدين  $\psi_+$  و  $\psi_-$  تصفان المحطتين الجزيئتين لجزيء الهيدروجين بحيث:

$$\psi_+ = \psi_{1s} + \psi_{2s}$$

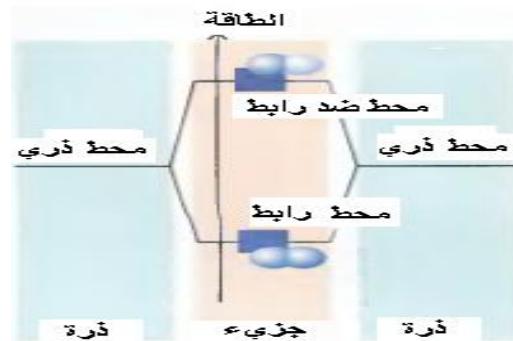
$$\psi_- = \psi_{1s} - \psi_{2s}$$



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

- نلاحظ أن الدالة  $\psi_+$  غير معدومة في المنطقة التي تفصل بين الذرتين و لذلك فهي تصف محطة جزيئية رابطا.

- نلاحظ أن الدالة  $\psi$  معدومة في المنطقة التي تفصل بين الذرتين ولذلك فهي تصف محطة جزيئيا ضد رابط. بناءاً على هذا يكون مخطط الطاقة لجزيء الهيدروجين هو :

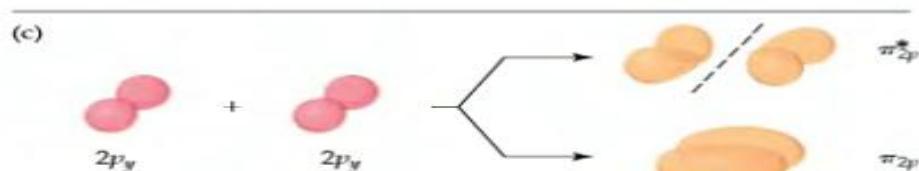
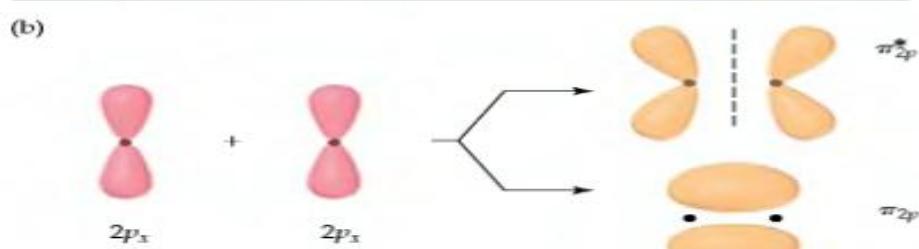
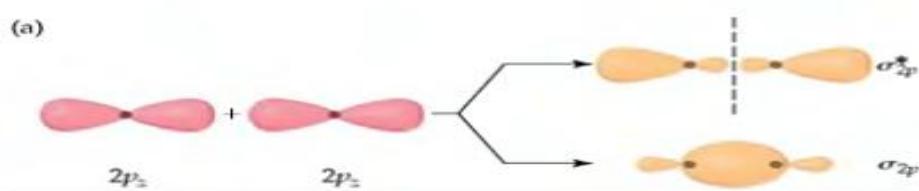
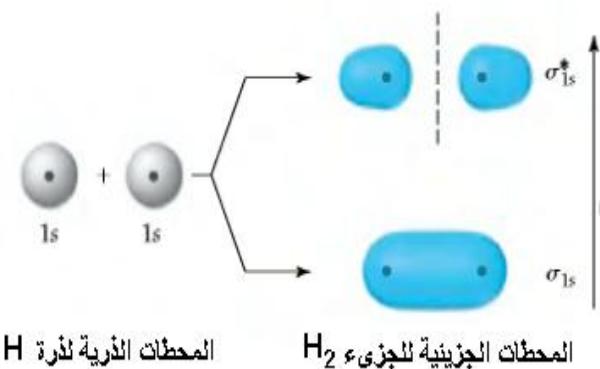


- إذا كان المحطة الجزيئي الرابط يصف رابطة بسيطة فيرمز له بالرمز :  $\sigma$ .

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

- إذا كان المحطة الجزيئي الرابط يصف رابطة  $\pi$  فيرمز له بالرمز :  $\pi$ .

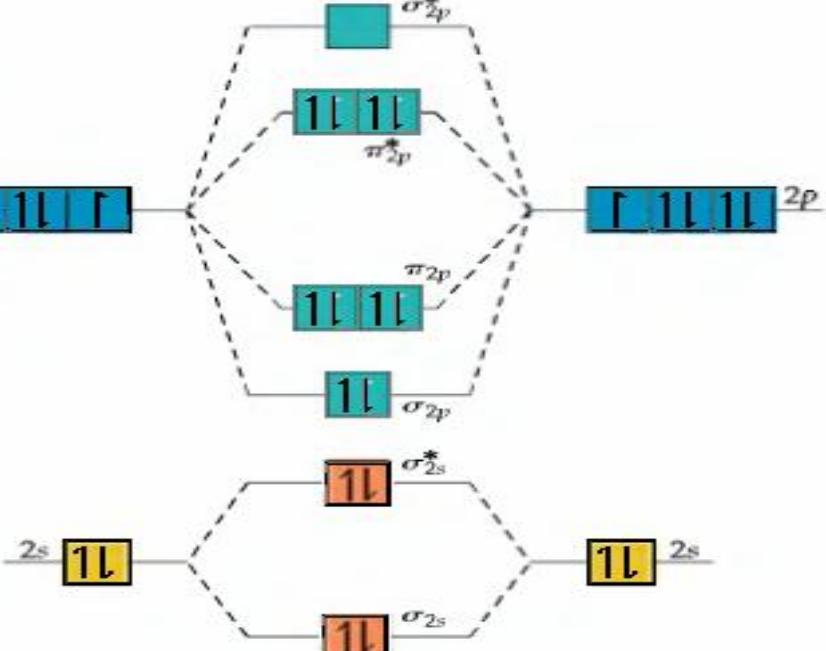
- إذا كان المحطة الجزيئي ضد الرابط يصف رابطة  $\pi$  فيرمز له بالرمز :  $\pi^*$ .

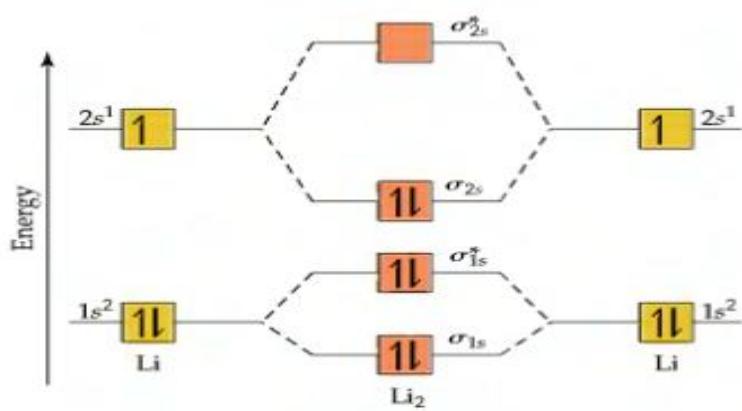


التوزيع الإلكتروني للجزيئات ثنائية الذرة

لكتابة التوزيع الإلكتروني للجزيئات ثنائية الذرة، يجب معرفة عدد الإلكترونات التكافؤ للذرتينتين سوف ترتبطان و من ثم عدد المحطات الذرية التي سوف تتحدد ومن ثم عدد المحطات الذرية التي سوف تحصل عليها بعد الإتحاد. بعد ذلك تتبع الخطوات التي اتبناها في كتابة التوزيع الإلكتروني الذرات من قبل، لتوزيع الإلكترونات على المحطات الذرية وهي:

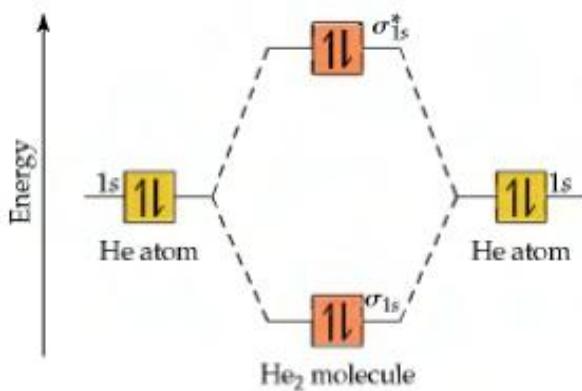
- 1- تملأ المحطات الذرية حسب القيم المتزايدة للطاقة.
- 2- يحتوي كل مهبط ذري على إلكترون على الأكثر يكونان على شكل زوج إلكتروني احترا ما لمبدأ الاستبعاد لباولي.
- 3- يجب تطبيق قاعدة هوند إذا كان عدد الإلكترونات المتوفرة في مستوى طاقوي أصغر من عدد المحطات الذرية المتساوية في الطاقة في هذا المستوى.

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



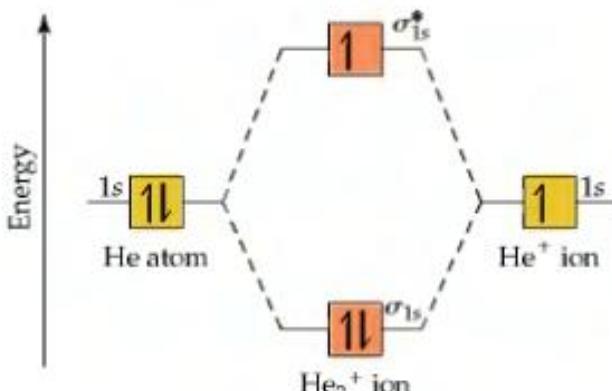
مثال جزيء  $\text{Li}_2$

التوزيع الإلكتروني هو :



مثال جزيء الهيليوم

التوزيع الإلكتروني هو :



مثال جزيء الهيليوم  $\text{He}_2^+$

التوزيع الإلكتروني هو :



رتبة الرابطة

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

$$\text{رتبة الرابطة} = \text{عد الأزواج الرابطة} - \text{عد الأزواج ضد الرابطة}$$

$$\text{رتبة الرابطة} = \frac{\text{عد الإلكترونات الرابطة} - \text{عد الإلكترونات ضد الرابطة}}{2}$$

- كلما كانت رتبة الرابطة كبيرة كلما كانت الرابطة قوية.
- إذا انعدمت رتبة الرابطة هذا يعني أن الجزيء غير مستقر و لا يمكن أن يوجد.

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

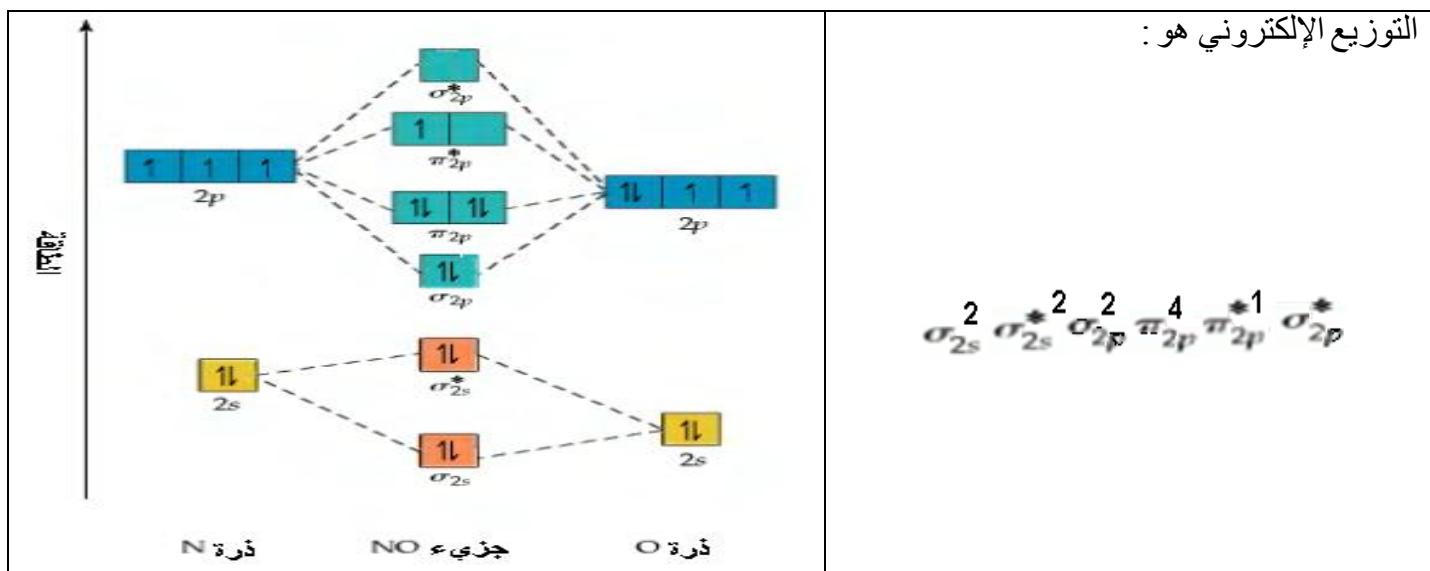
$$\text{رتبة الرابطة لجزيء الكلور} = \frac{6 - 8}{2} = 1$$

$B_2$	$C_2$	$N_2$	$O_2$	$F_2$	$No_2$
$\sigma_{B_2}$	$\sigma_{C_2}$	$\sigma_{N_2}$	$\sigma_{O_2}$	$\sigma_{F_2}$	$\sigma_{No_2}$
$\sigma_{B_2}$	$\sigma_{C_2}$	$\sigma_{N_2}$	$\sigma_{O_2}$	$\sigma_{F_2}$	$\sigma_{No_2}$
$\sigma_{B_2}$	$\sigma_{C_2}$	$\sigma_{N_2}$	$\sigma_{O_2}$	$\sigma_{F_2}$	$\sigma_{No_2}$
$\sigma_{B_2}$	$\sigma_{C_2}$	$\sigma_{N_2}$	$\sigma_{O_2}$	$\sigma_{F_2}$	$\sigma_{No_2}$
$\Delta E_f$ (kcal/mol)	1	2	3	2	1
$\Delta E_f$ (kcal/mol)	290	620	941	495	155
$\Delta E_f$ (kJ/mol)	1.59	1.31	1.10	1.21	1.43
$\Delta E_f$ (kJ/mol)	—	—	—	—	—

## 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).



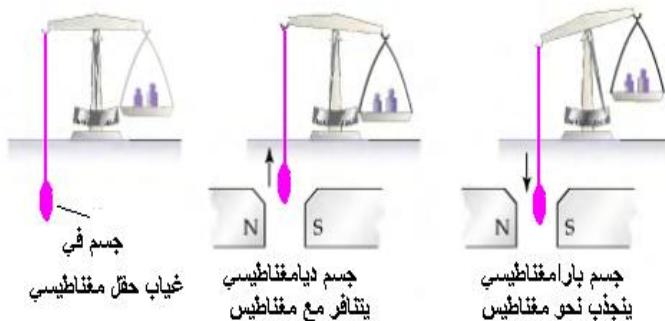
## التوزيع الإلكتروني للجزيئات والخواص الجزيئية

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 الكترونات منفردة.

- **الجزيئات البارامغناطيسية**: هي جزيئات تتجذب نحو مغناطيس لما يقرب منها. و هي الجزيئات التي تملك الكترونات منفردة.



الأكسجين مركب بارا مغناطيسى لأنه يملك إلكترونات منفردين.

