

المحاضرة الثانية

أستاذ المقرر

د. أحمد محمود

الكيمياء الغير عضوية
لطلاب المستوى الأول
شعبة عامة

أ.د. إيناس مكاوي

الكيمياء غير العضوية

Inorganic Chemistry

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

Table of Selected Radioactive Isotopes

Selected Radioactive Isotopes

Naturally occurring radioactive isotopes are designated by a mass number in blue (although some are also manufactured). Later m indicates an isomer of another isotope of the same mass number. Half-lives follow in parentheses, where s, min, h, d, and y stand respectively for seconds, minutes, hours, days, and years. The table includes mostly the longer-lived radioactive isotopes; many others have been prepared, isotopes known to be radioactive but with half-lives exceeding 10¹¹ y have not been included. Symbols denoting the principal mode (or modes) of decay are as follows (these processes are generally accompanied by gamma radiation):

- α alpha particle emission
- β beta particle (electron) emission
- β⁺ positron emission
- EC orbital electron capture
- IT isomeric transition from upper to lower isomeric state
- SP spontaneous fission

GROUP IA										GROUP VIII																									
1 1.0079 20.298 14.002 0.00099 ¹ H Hydrogen										2 4.00260 4.215 0.95 0.1787 ⁴ He Helium																									
3 6.941 6.941 6.941 ⁷ Li Lithium		4 9.01218 9.01218 9.01218 ⁹ Be Beryllium		11 22.98977 22.98977 22.98977 ²³ Na Sodium		12 24.305 24.305 24.305 ²⁴ Mg Magnesium		13 26.98154 26.98154 26.98154 ²⁷ Al Aluminum		14 28.0855 28.0855 28.0855 ²⁸ Si Silicon		15 30.97376 30.97376 30.97376 ³¹ P Phosphorus		16 32.06 32.06 32.06 ³² S Sulfur		17 35.453 35.453 35.453 ³⁵ Cl Chlorine		18 39.948 39.948 39.948 ⁴⁰ Ar Argon																	
19 39.0983 39.0983 39.0983 ³⁹ K Potassium		20 40.08 40.08 40.08 ⁴⁰ Ca Calcium		21 44.9559 44.9559 44.9559 ⁴⁵ Sc Scandium		22 47.90 47.90 47.90 ⁴⁸ Ti Titanium		23 50.9415 50.9415 50.9415 ⁵¹ V Vanadium		24 51.996 51.996 51.996 ⁵² Cr Chromium		25 54.9380 54.9380 54.9380 ⁵⁵ Mn Manganese		26 55.847 55.847 55.847 ⁵⁶ Fe Iron		27 58.9332 58.9332 58.9332 ⁵⁹ Co Cobalt		28 58.9332 58.9332 58.9332 ⁵⁸ Ni Nickel		29 63.546 63.546 63.546 ⁶³ Cu Copper		30 65.38 65.38 65.38 ⁶⁵ Zn Zinc		31 68.72 68.72 68.72 ⁶⁹ Ga Gallium		32 72.59 72.59 72.59 ⁷³ Ge Germanium		33 74.9216 74.9216 74.9216 ⁷⁵ As Arsenic		34 78.96 78.96 78.96 ⁷⁸ Se Selenium		35 79.904 79.904 79.904 ⁸⁰ Br Bromine		36 83.80 83.80 83.80 ⁸⁴ Kr Krypton	
37 85.4678 85.4678 85.4678 ⁸⁵ Rb Rubidium		38 87.62 87.62 87.62 ⁸⁸ Sr Strontium		39 88.9058 88.9058 88.9058 ⁸⁹ Y Yttrium		40 91.22 91.22 91.22 ⁹⁰ Zr Zirconium		41 92.9064 92.9064 92.9064 ⁹³ Nb Niobium		42 95.94 95.94 95.94 ⁹⁴ Mo Molybdenum		43 (99) 99 99 ⁹⁸ Tc Technetium		44 101.07 101.07 101.07 ¹⁰¹ Ru Ruthenium		45 102.9055 102.9055 102.9055 ¹⁰³ Rh Rhodium		46 106.4 106.4 106.4 ¹⁰⁶ Pd Palladium		47 107.868 107.868 107.868 ¹⁰⁸ Ag Silver		48 112.41 112.41 112.41 ¹¹² Cd Cadmium		49 114.82 114.82 114.82 ¹¹⁵ In Indium		50 118.69 118.69 118.69 ¹¹⁹ Sn Tin		51 121.75 121.75 121.75 ¹²² Sb Antimony		52 127.50 127.50 127.50 ¹²⁸ Te Tellurium		53 128.9045 128.9045 128.9045 ¹²⁹ I Iodine		54 131.29 131.29 131.29 ¹³² Xe Xenon	
55 132.9054 132.9054 132.9054 ¹³³ Cs Cesium		56 137.33 137.33 137.33 ¹³⁸ Ba Barium		57 138.9055 138.9055 138.9055 ¹³⁹ La Lanthanum		72 178.48 178.48 178.48 ¹⁷⁸ Hf Hafnium		73 180.9479 180.9479 180.9479 ¹⁸¹ Ta Tantalum		74 183.85 183.85 183.85 ¹⁸⁴ W Tungsten		75 186.207 186.207 186.207 ¹⁸⁷ Re Rhenium		76 190.2 190.2 190.2 ¹⁹¹ Os Osmium		77 192.22 192.22 192.22 ¹⁹³ Ir Iridium		78 195.09 195.09 195.09 ¹⁹⁶ Pt Platinum		79 196.9665 196.9665 196.9665 ¹⁹⁷ Au Gold		80 200.59 200.59 200.59 ²⁰¹ Hg Mercury		81 204.37 204.37 204.37 ²⁰⁵ Tl Thallium		82 207.2 207.2 207.2 ²⁰⁸ Pb Lead		83 208.9804 208.9804 208.9804 ²⁰⁹ Bi Bismuth		84 (209) 209 209 ²¹⁰ Po Polonium		85 (210) 210 210 ²¹¹ At Astatine		86 (222) 222 222 ²²² Rn Radon	
87 (223) 223 223 ²²³ Fr Francium		88 226.0254 226.0254 226.0254 ²²⁶ Ra Radium		89 227.0278 227.0278 227.0278 ²²⁷ Ac Actinium		104 (261) 261 261 ²⁶¹ Uuq Ununquadium		105 (262) 262 262 ²⁶² Uup Ununpentium		106 (263) 263 263 ²⁶³ Uuh Ununhexium		† The names and symbols of elements 104 - 106 are those recommended by IUPAC as systematic alternatives to those suggested by the purported discoverers. Berkeley (USA) researchers have proposed Rutherfordium, Rf, for element 104 and Dubnium, Db, for element 105. Dubna (USSR) researchers, who also claim the discovery of these elements have proposed different names (and symbols).		The A & B subgroup designations, applicable to elements in rows 4, 5, 6, and 7, are those recommended by the International Union of Pure and Applied Chemistry. It should be noted that some authors and organizations use the opposite convention in distinguishing these subgroups.		* Estimated Values																			

الجدول الدوري الحديث

KEY:

- ATOMIC NUMBER
- ATOMIC WEIGHT (2)
- BOILING POINT, K
- MELTING POINT, K
- DENSITY at 300 K (3) (g/cm³)
- OXIDATION STATES (Block most stable)
- SYMBOL (1)
- ELECTRON CONFIGURATION
- NAME

58 140.12 140.12 140.12 ⁵⁸ Ce Cerium	59 140.9077 140.9077 140.9077 ⁵⁹ Pr Praseodymium	60 144.24 144.24 144.24 ⁶⁰ Nd Neodymium	61 (145) 145 145 ⁶¹ Pm Promethium	62 150.4 150.4 150.4 ⁶² Sm Samarium	63 151.96 151.96 151.96 ⁶³ Eu Europium	64 157.25 157.25 157.25 ⁶⁴ Gd Gadolinium	65 158.9254 158.9254 158.9254 ⁶⁵ Tb Terbium	66 162.50 162.50 162.50 ⁶⁶ Dy Dysprosium	67 164.9304 164.9304 164.9304 ⁶⁷ Ho Holmium	68 167.26 167.26 167.26 ⁶⁸ Er Erbium	69 168.9342 168.9342 168.9342 ⁶⁹ Tm Thulium	70 173.04 173.04 173.04 ⁷⁰ Yb Ytterbium	71 174.967 174.967 174.967 ⁷¹ Lu Lutetium
90 232.0381 232.0381 232.0381 ⁹⁰ Th Thorium	91 231.0359 231.0359 231.0359 ⁹¹ Pa Protactinium	92 238.0289 238.0289 238.0289 ⁹² U Uranium	93 237.0462 237.0462 237.0462 ⁹³ Np Neptunium	94 (244) 244 244 ⁹⁴ Pu Plutonium	95 (243) 243 243 ⁹⁵ Am Americium	96 (247) 247 247 ⁹⁶ Cm Curium	97 (247) 247 247 ⁹⁷ Bk Berkelium	98 (251) 251 251 ⁹⁸ Cf Californium	99 (252) 252 252 ⁹⁹ Es Einsteinium	100 (257) 257 257 ¹⁰⁰ Fm Fermium	101 (258) 258 258 ¹⁰¹ Md Mendelevium	102 (259) 259 259 ¹⁰² No Nobelium	103 (260) 260 260 ¹⁰³ Lr Lawrencium

NOTES:

- (1) Black — solid; Red — gas; Blue — liquid; Outline — synthetically prepared.
- Based upon carbon-12. () indicates most stable or best known isotope.
- Entries marked with asterisks refer to the gaseous state at 273 K and 1 atm, and are given in units of g/l.

© Copyright Sargent-Welch Scientific Company 1979 All Rights Reserved. No portion of this work may be reproduced in any form or by any means without express prior written permission from Sargent-Welch Scientific Company.

SARGENT-WELCH SCIENTIFIC COMPANY
7300 NORTH LINDER AVENUE, SKOKIE, ILLINOIS 60077

Catalog Number 5-18606

• ديميتري إيفانوفيتش مندليف عالم كيميائي روسي
في عام 1869 قام بترتيب العناصر بالاعتماد على السلوك
(الدوري) للخصائص الكيميائية للعناصر.

➤ في البداية جعل لكل عنصر بطاقة دون عليها درجة الانصهار
والكثافة واللون والوزن الذري لذرة كل عنصر والقوة الترابطية
له.

➤ مندليف قد حاول تصنيف العناصر من خلال ملاحظاته ان بعض
العناصر لها خاصية كيميائية وفيزيائية متشابهة.



اعتمد مندلييف على صفتين في ترتيب العناصر:

1. ترتيب العناصر في السطر الواحد حسب الوزن الذري ترتيباً تصاعدياً من الأصغر إلى الأكبر.

2. ترتيب العناصر في العمود الواحد حسب صفات كيميائية فيزيائية مشتركة. (صفات العائلة الواحد).

• المشاكل في قائمة مندلييف الأولى:

(1) في زمن مندلييف كان عدد العناصر المكتشفة أقل بكثير من اليوم لذلك خلف 3 فراغات بجدوله وقال مندلييف أن هذه الفراغات ستتملاً بعناصر لم تكتشف بعد. وبعد 16 سنة من نشر جدول مندلييف استطاع الكيميائيون اكتشاف العناصر الثلاثة المفقودة من الجدول وهي اسكانيديوم scandium وجاليوم gallium وجرمانيوم germanium

• (2) الوزن الذري للتيلور أعلى من الوزن الذري لليود.

العنصر	Te تيلور	I يود
الوزن الذري	128.3	126.8

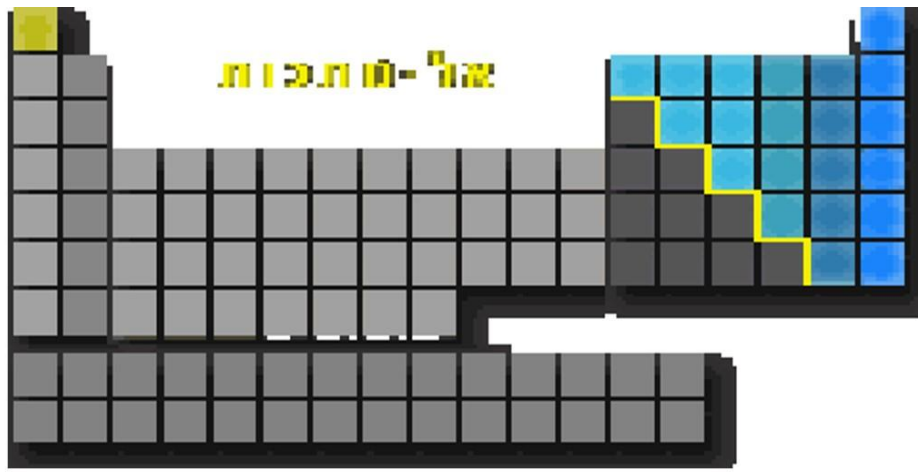
➤ في عام 1911 قام **هنري موزلي** بإعادة ترتيب العناصر بحسب العدد الذري.

➤ ومع مرور الوقت تم تعديل مخطط الجدول مرات عديدة، حيث أضيفت عناصر جديدة مكتشفة، كما أضيفت نماذج نظرية طورت لتفسير سلوك العناصر الكيميائية.

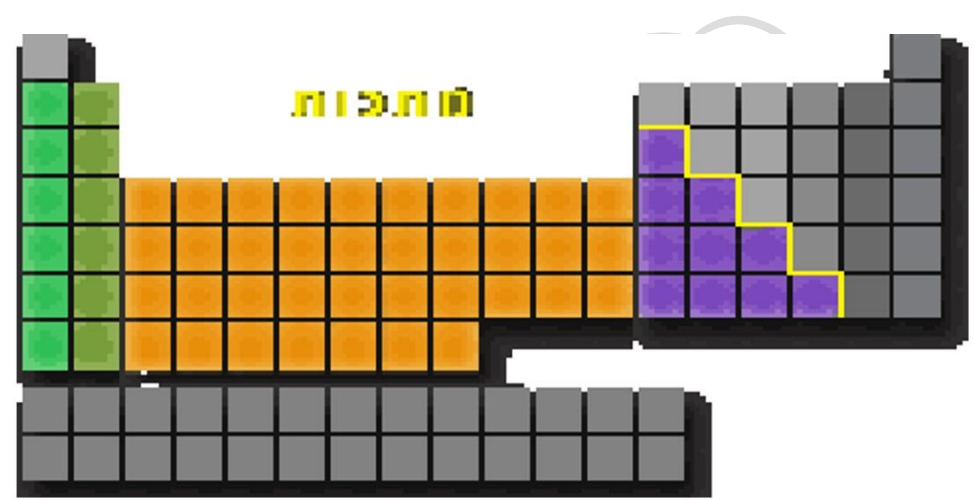
➤ تعتمد القائمة الدورية الحديثة على صفتين لترتيب العناصر:

1. الصفات المتشابهة في العناصر المتواجدة في العمود الواحد (صفات العائلة).

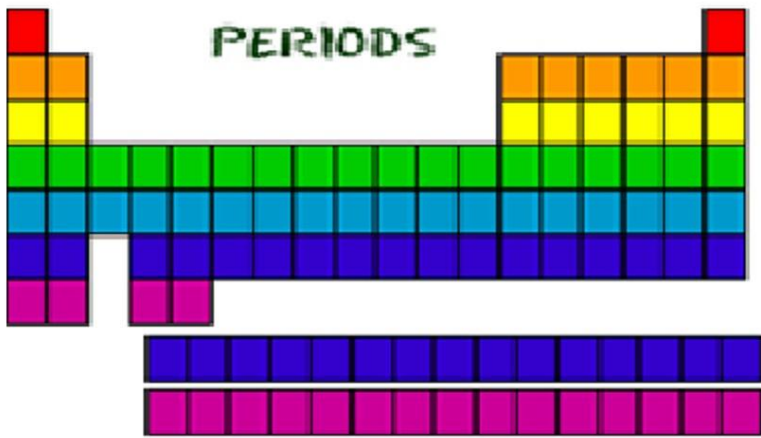
2. العناصر في الدور او السطر الواحد ترتب حسب العدد الذري وليس حسب الوزن الذري، من الصغر الى الاكبر.



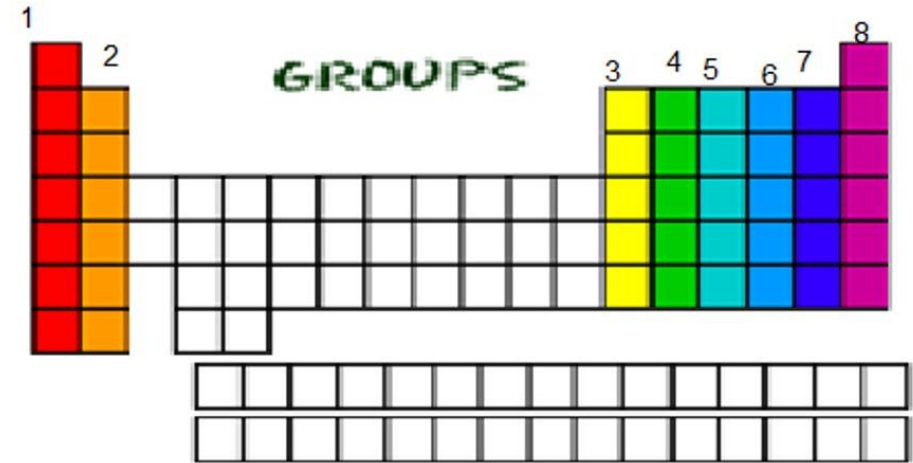
القسم الثاني العناصر اللا فلزية



تقسم الى قسمين: القسم الاول هو العناصر الفلزية



القائمة الدورية في شكلها المألوف تتكون من 7 دورات مختلفة الاطوال



ثمانى عائلات اساسيه

• الحالة الغازية:

➤ إذا كانت درجة انصهار المادة ودرجة غليان المادة اقل من 25 درجة م فإن المادة هي في الحالة الغازية في درجة حرارة الغرفة.

• الحالة السائلة:

➤ إذا كانت درجة انصهار المادة اقل من 25 درجة م ودرجة غليان المادة اكبر من 25 درجة م فإن المادة هي في الحالة السائلة في درجة حرارة الغرفة.

• الحالة الصلبة:

➤ إذا كانت درجة انصهار المادة ودرجة غليان المادة اكبر من 25 درجة م فإن المادة هي في الحالة الصلبة في درجة حرارة الغرفة.

اسم المادة/ العنصر	درجة الانصهار (درجة م)	درجة الغليان (درجة م)	حالة المادة في درجة حرارة الغرفة
الايوكسجين	-218.79	-182.96	غاز
الزئبق	-38.83	356.73	سائل
الحديد	1538	2861	صلب
النحاس	1084.4	2567	صلب
الهيدروجين	-259.14	-252.87	غاز
الماء	0	100	سائل

1. عدد مستويات الطاقة كعدد **period**:

مثال: الدور الاول له مستوى طاقة واحد

الدور الثاني مستويات الطاقة اثنان

الدور الثالث مستويات الطاقة ثلاثة

الدور الرابع مستويات الطاقة اربعة

2. عدد او رقم **Group** يساوي ويحدد عدد الكترونات التكافؤ.

3. كل دور من **Period** يبدأ بعنصر قلوي وينتهي بغاز خامل ما عدا الهيدروجين.

استنتاج من ترتيب العناصر في القائمة الدورية

العائلة الدور	العائلة الاولى 1 I	العائلة الثانية 2 II	العائلة الثالثة 3 III	العائلة الرابعة 4 IV	العائلة الخامسة 5 V	العائلة السادسة 6 VI	العائلة السابعة 7 VII	العائلة الثامنة 8 VIII
------------------	-----------------------------	-------------------------------	--------------------------------	-------------------------------	------------------------------	-------------------------------	--------------------------------	---------------------------------

الدور الاول 1	H 1							He 2
---------------------	--------	--	--	--	--	--	--	---------

الدور الثاني 2	Li 3	Be 4	B 5	C 6	N 7			
----------------------	---------	---------	--------	--------	--------	--	--	--

الدور الثالث 3	Na 11	Mg 12	Al 13	Si 14	P 15			
----------------------	----------	----------	----------	----------	---------	--	--	--

الدور الرابع 4	K 19	Ca 20	Ga 31	Ge 32	As 33			
----------------------	---------	----------	----------	----------	----------	--	--	--

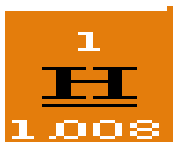
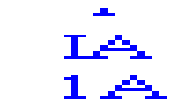
العائلة مستويات الطاقة	العائلة الاولى 1 I	العائلة الثانية 2 II	العائلة الثالثة 3 III	العائلة الرابعة 4 IV	العائلة الخامسة 5 V	العائلة السادسة 6 VI	العائلة السابعة 7 VII	العائلة الثامنة 8 VIII
المستوى الاول 1	H 1 <u>1312</u> 1							He 2 <u>2372</u> 2
المستوى الثاني 2	Li 3 <u>520</u> 2,1	Be 4 <u>900</u> 2,2	B 5 <u>801</u> 2,3	C 6 <u>1086</u> 2,4	N 7 <u>1402</u> 2,5	O 8 <u>1314</u> 2,6	F 9 <u>1681</u> 2,7	Ne 10 <u>2081</u> 2,8
المستوى الثالث 3	Na 11 <u>496</u> 2,8,1	Mg 12 <u>738</u> 2,8,2	Al 13 <u>578</u> 2,8,3	Si 14 <u>789</u> 2,8,4	P 15 <u>1012</u> 2,8,5	S 16 <u>1000</u> 2,8,6	Cl 17 <u>1251</u> 2,8,7	Ar 18 <u>1521</u> 2,8,8
المستوى الرابع 4	K 19 <u>419</u> 2,8,8,1	Ca 20 <u>590</u> 2,8,8,2	Ga 31 3	Ge 32 4	As 33 5	Se 34 6	Br 35 7	Kr 36 8

• تم ترتيب العناصر في الجدول الدوري حسب القانون
الدوري والذي ينص على:

• إذا تم ترتيب العناصر ترتيبا تصاعديا حسب العدد
الذري فإنه يلاحظ تدرج في الخواص الكيميائية
والفيزيائية.

• يتكون الجدول الدوري من 18 عمودا رأسي تسمى
بالمجموعات.

• وسبع صفوف افقية تسمى بالدورات.



• المجموعات هي الصفوف العمودية في الجدول.

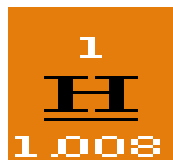
• تتفق عناصر المجموعة الواحدة في عدد الكثرونات التكافؤ.

• الكثرونات التكافؤ: هي الالكثرونات الموجودة في المستوى الرئيسي الخارجي.

• توجد في الجدول الدوري نوعان من المجموعات هما مجموعات A ومجموعات B.

• توجد هناك 8 مجموعات رئيسية وتسمى بمجموعات A.

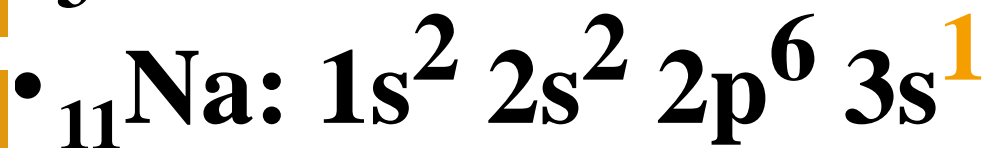
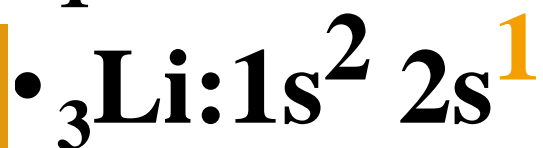
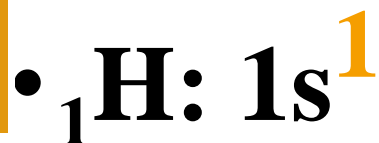
	1 IA 1A	2 IIA 2A														13 IIIA 3A	14 IVA 4A	15 VA 5A	16 VIA 6A	17 VIIA 7A	18 VIII A 8A	
1	<u>H</u> 1.008																<u>B</u> 10.81	<u>C</u> 12.01	<u>N</u> 14.01	<u>O</u> 16.00	<u>F</u> 19.00	<u>Ne</u> 20.18
2	<u>Li</u> 6.941	<u>Be</u> 9.012																				
3	<u>Na</u> 22.99	<u>Mg</u> 24.31	3 IIIB 3B	4 IVB 4B	5 VB 5B	6 VIB 6B	7 VIIB 7B	8 ----- -----	9 VIII ---	10 ----- -----	11 IB 1B	12 IIB 2B	<u>Al</u> 26.98	<u>Si</u> 28.09	<u>P</u> 30.97	<u>S</u> 32.07				<u>Cl</u> 35.45	<u>Ar</u> 39.95	
4	<u>K</u> 39.10	<u>Ca</u> 40.08																				
5	<u>Rb</u> 85.47	<u>Sr</u> 87.62																				
6	<u>Cs</u> 132.9	<u>Ba</u> 137.3	<u>La*</u> 138.9	<u>Hf</u> 178.5	<u>Ta</u> 180.9	<u>W</u> 183.9	<u>Re</u> 186.2	<u>Os</u> 190.2	<u>Ir</u> 190.2	<u>Pt</u> 195.1	<u>Au</u> 197.0	<u>Hg</u> 200.5	<u>Tl</u> 204.4	<u>Pb</u> 207.2	<u>Bi</u> 209.0	<u>Po</u> (210)				<u>At</u> (210)	<u>Rn</u> (222)	
7	<u>Fr</u> (223)	<u>Ra</u> (226)	<u>Ac~</u> (227)	<u>Rf</u> (257)	<u>Db</u> (260)	<u>Sg</u> (263)	<u>Bh</u> (262)	<u>Hs</u> (265)	<u>Mt</u> (266)	110 ---	111 ---	112 ---		114 ---		116 ---					118 ---	



• تسمى بالعناصر القلوية او الاقلاء

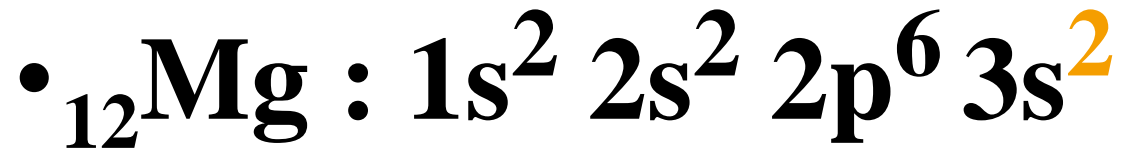
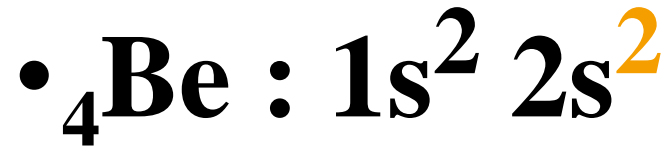
• هي عناصر نشطة يزداد نشاطها كلما انتقلنا الى اسفل.

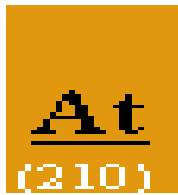
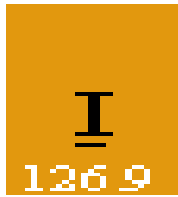
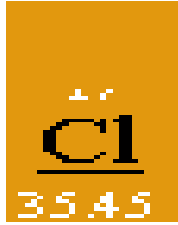
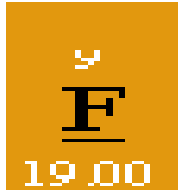
• تبدأ بعنصر الهيدروجين ويكون لها الكترون تكافؤ واحد فقط مثلاً:



2 IIA 2A
4 Be 9.012
12 Mg 24.31
20 Ca 40.08
38 Sr 87.62
56 Ba 137.3
88 Ra (226)

• تسمى بمجموعة القلويات الترابية.
• يوجد لها إلكترونان تكافؤ مثلًا:

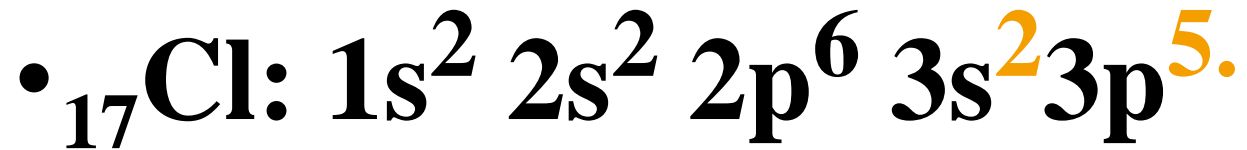
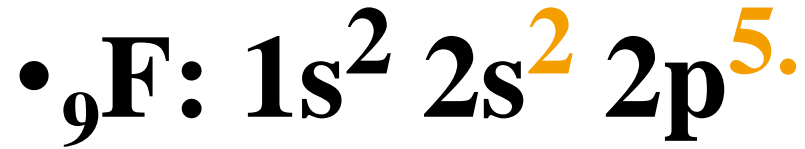




• تسمى عناصر هذه المجموعة **بأهالوجينات**.

• وهي عناصر نشطة واشهرها عنصر **الكلور**.

• تحتوي على **سبع الكترونات تكافوء** مثلا:

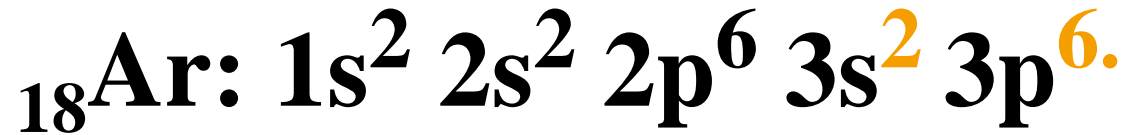
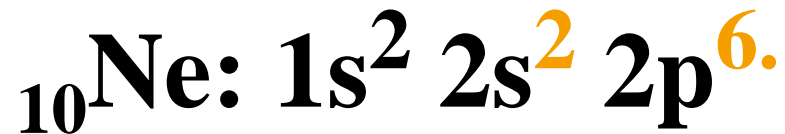
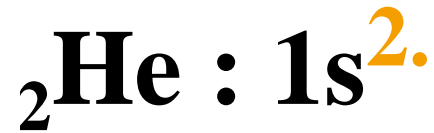




تسمى عناصر هذه المجموعة بالغازات الخاملة او النبييلة.

تملك هذه الغازات 8 الكترونات تكافؤ إذا هي عناصر مستقرة.

ماعدا عنصر الهليوم الذي يحتوي على الكترونان تكافوء.



- الدورات هي الصفوف الأفقية في الجدول.
- يوجد في الجدول 7 دورات.
- تتفق عناصر كل دوره في رقم المستوى الرئيسي ويعبر عن رقم الدورة مثلا.
- $_{19}\text{K} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- $_{20}\text{Ca} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

4	<u>K</u>	<u>Ca</u>	<u>Sc</u>	<u>Ti</u>	<u>V</u>	<u>Cr</u>	<u>Mn</u>	<u>Fe</u>	<u>Co</u>	<u>Ni</u>	<u>Cu</u>	<u>Zn</u>	<u>Ga</u>	<u>Ge</u>	<u>As</u>	<u>Se</u>	<u>Br</u>	<u>Kr</u>
	39.10	40.08	44.96	47.88	50.94	52.00	54.94	55.85	58.47	58.69	63.55	65.39	69.72	72.59	74.92	78.96	79.90	83.80

تصنيف العناصر حسب التوزيع الإلكتروني

1S	
2S	2S
3S	3S
4S	4S
5S	5S
6S	6S
7S	7S

4d	4d	4d	4d	4d	4d	4d	4d	4d	4d	4d	4d	4d
5d	5d	5d	5d	5d	5d	5d	5d	5d	5d	5d	5d	5d
6d	6d	6d	6d	6d	6d	6d	6d	6d	6d	6d	6d	6d
7d	7d	7d	7d	7d	7d	7d	7d	7d	7d	7d	7d	7d

اللانثانيدات
الاكتنيدات

4f	4f	4f	4f	4f	4f	4f	4f	4f	4f	4f	4f	4f	4f
5f	5f	5f	5f	5f	5f	5f	5f	5f	5f	5f	5f	5f	5f

المجموعات : الثالثة والرابعة والخامسة والسادسة والسابعة والثامنة ما عدا عنصر He

1S

2P	2P	2P	2P	2P	2P	2P
3P	3P	3P	3P	3P	3P	3P
4P	4P	4P	4P	4P	4P	4P
5P	5P	5P	5P	5P	5P	5P
6P	6P	6P	6P	6P	6P	6P
7P	7P	7P	7P	7P	7P	7P

1- عناصر الفئة S:

• المجموعة الاولى والثانية

2- عناصر الفئة P:

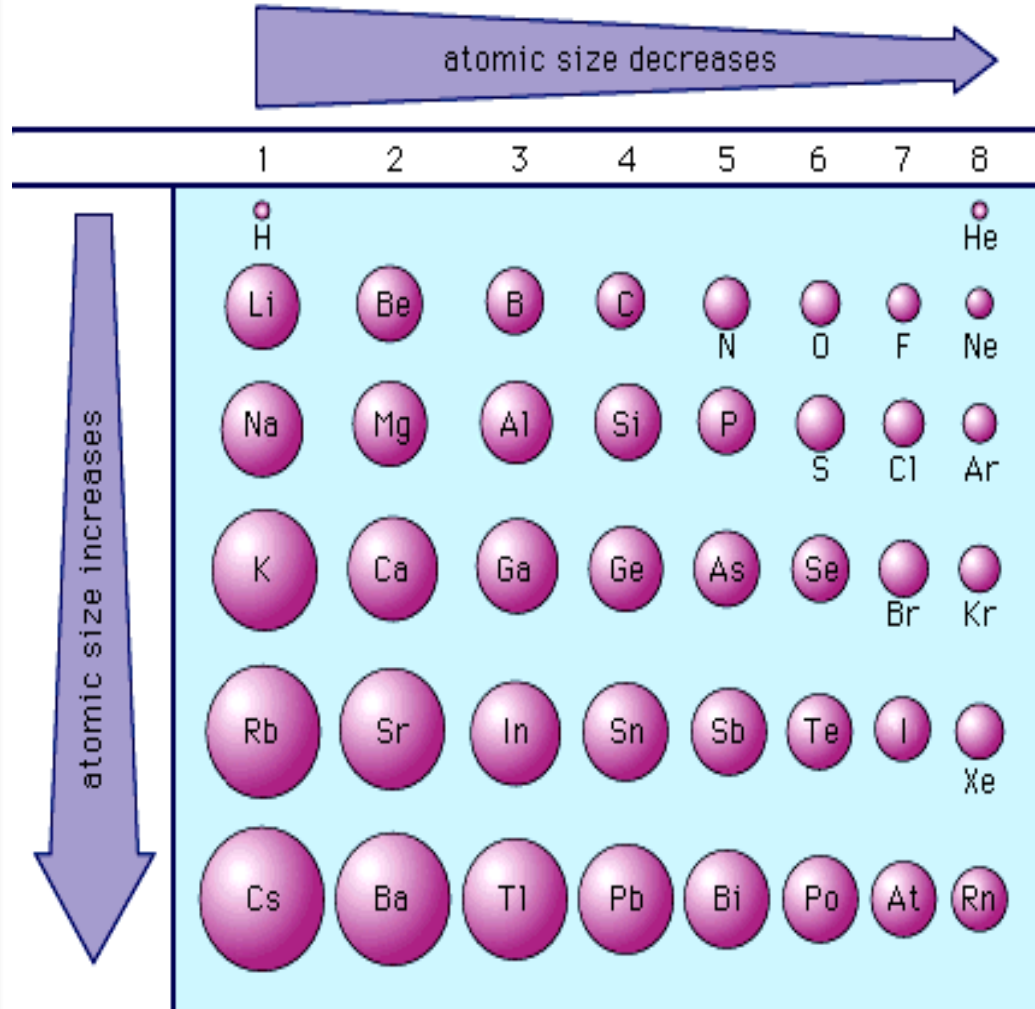
• عناصر الفئة d:

• جميع العناصر الانتقالية B

• عناصر الفئة F:

• اللانثانيدات والاكتنيدات

نصف القطر



• **نصف القطر** هو وسيلة لقياس حجم الذرة (وهو يساوي نصف البعد بين مركزي ذرتين متجاورتين من نفس العنصر).

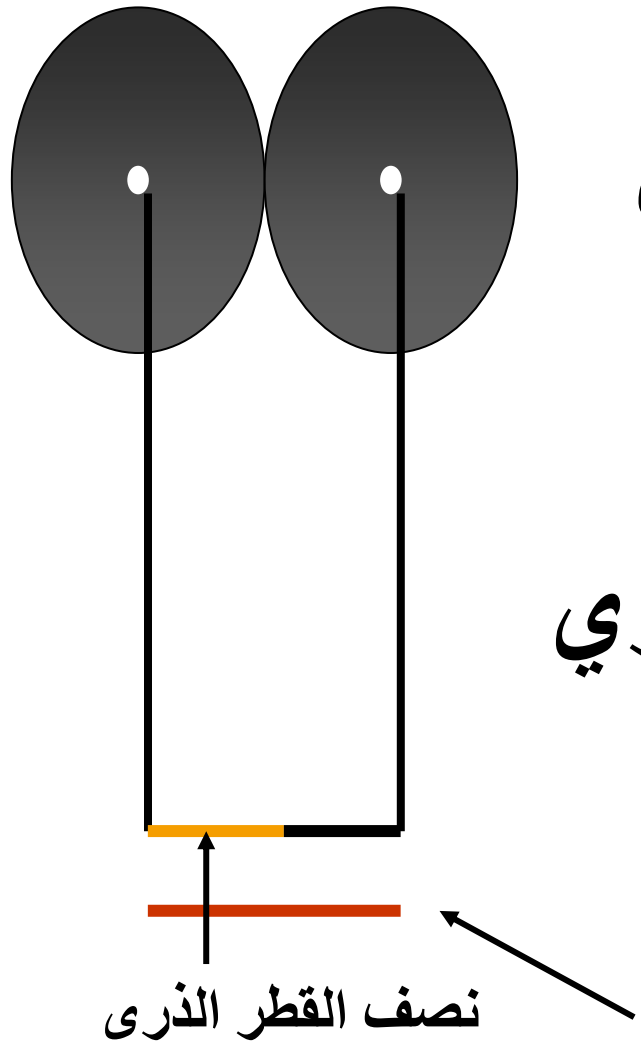
• نصف القطر يتأثر بعاملين وهما:

1. جذب النواة للإلكترونات.

2. وقوة التنافر بين هذه الإلكترونات.

الوحدة لقياس نصف القطر هي:
انجستروم A

$$1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ متر}$$



• نصف القطر الذري:

• وهو نصف المسافة بين مركزي ذرتين متماثلتان في جزئ ثنائي الذرة.

• طول الرابطة: المسافة بين مركزي الذرتين.

تدرج نصف القطر الذري

تدرج نصف القطر

يقبل نصف القطر

	IA 1A																	VIII A 8A	
1	1 <u>H</u> 1.008	2 IIA <u>He</u> 4.003																	
2	3 <u>Li</u> 6.941	4 IIA <u>Be</u> 9.012										5 <u>B</u> 10.81	6 <u>C</u> 12.01	7 <u>N</u> 14.01	8 <u>O</u> 16.00	9 <u>F</u> 19.00	10 <u>Ne</u> 20.18		
3	11 <u>Na</u> 22.99	12 IIA <u>Mg</u> 24.31	13 IIIB <u>Al</u> 26.98	14 IVB <u>Si</u> 28.09	15 VB <u>P</u> 30.97	16 VIB <u>S</u> 32.07	17 VIIB <u>Cl</u> 35.45	18 VIIIB <u>Ar</u> 39.95											
4	19 <u>K</u> 39.10	20 IIA <u>Ca</u> 40.08	21 <u>Sc</u> 44.96	22 IIIB <u>Ti</u> 47.88	23 IVB <u>V</u> 50.94	24 VB <u>Cr</u> 52.00	25 VIB <u>Mn</u> 54.94	26 VIIB <u>Fe</u> 55.85	27 VIII <u>Co</u> 58.47	28 VIII <u>Ni</u> 58.69	29 VIII <u>Cu</u> 63.55	30 VIII <u>Zn</u> 65.39	31 IIIB <u>Ga</u> 69.72	32 IVB <u>Ge</u> 72.59	33 VB <u>As</u> 74.92	34 VIB <u>Se</u> 78.96	35 VIIB <u>Br</u> 79.90	36 VIIIB <u>Kr</u> 83.80	
5	37 <u>Rb</u> 85.47	38 IIA <u>Sr</u> 87.62	39 <u>Y</u> 88.91	40 IIIB <u>Zr</u> 91.22	41 IVB <u>Nb</u> 92.91	42 VB <u>Mo</u> 95.94	43 VIIB <u>Tc</u> (98)	44 VIII <u>Ru</u> 101.1	45 VIII <u>Rh</u> 102.9	46 VIII <u>Pd</u> 106.4	47 VIII <u>Ag</u> 107.9	48 VIII <u>Cd</u> 112.4	49 IIIB <u>In</u> 114.8	50 IVB <u>Sn</u> 118.7	51 VB <u>Sb</u> 121.8	52 VIB <u>Te</u> 127.6	53 VIIB <u>I</u> 126.9	54 VIIIB <u>Xe</u> 131.3	
6	55 <u>Cs</u> 132.9	56 IIA <u>Ba</u> 137.3	57 <u>La*</u> 138.9	58 IIIB <u>Hf</u> 178.5	59 IVB <u>Ta</u> 180.9	60 VB <u>W</u> 183.9	61 VIIB <u>Re</u> 186.2	62 VIII <u>Os</u> 190.2	63 VIII <u>Ir</u> 190.2	64 VIII <u>Pt</u> 195.1	65 VIII <u>Au</u> 197.0	66 VIII <u>Hg</u> 200.5	67 IIIB <u>Tl</u> 204.4	68 IVB <u>Pb</u> 207.2	69 VB <u>Bi</u> 209.0	70 VIB <u>Po</u> (210)	71 VIIB <u>At</u> (210)	72 VIIIB <u>Rn</u> (222)	
7	87 <u>Fr</u> (223)	88 IIA <u>Ra</u> (226)	89 <u>Ae~</u> (227)	90 IIIB <u>Rf</u> (257)	91 IVB <u>Db</u> (260)	92 VB <u>Sg</u> (263)	93 VIIB <u>Bh</u> (262)	94 VIII <u>Hs</u> (265)	95 VIII <u>Mt</u> (266)	96 VIII --- (0)	97 VIII --- (0)	98 VIII --- (0)	99 IIIB --- (0)	100 IVB --- (0)	101 VB --- (0)	102 VIB --- (0)	103 VIIB --- (0)	104 VIIIB --- (0)	

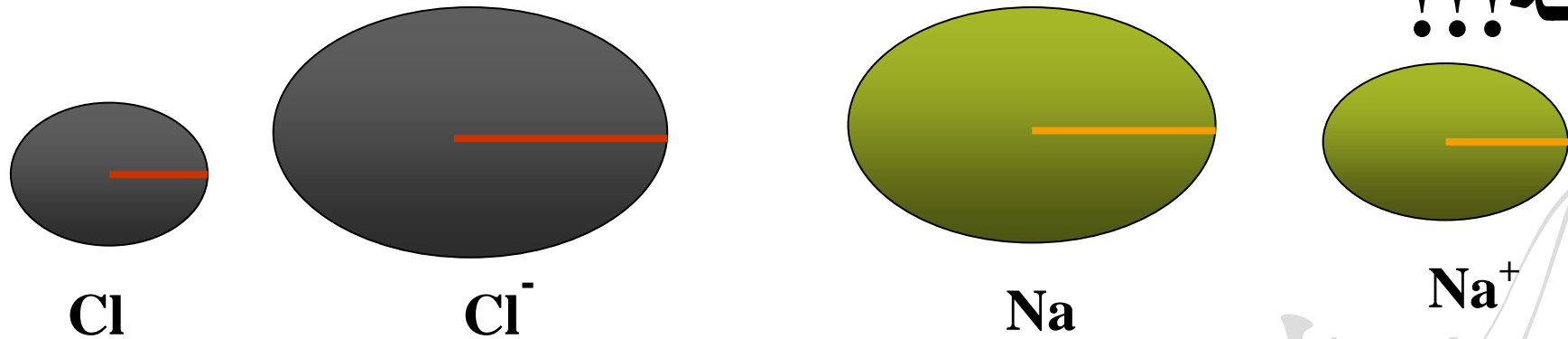
Lanthanide Series*	58 <u>Ce</u> 140.1	59 <u>Pr</u> 140.9	60 <u>Nd</u> 144.2	61 <u>Pm</u> (147)	62 <u>Sm</u> 150.4	63 <u>Eu</u> 152.0	64 <u>Gd</u> 157.3	65 <u>Tb</u> 158.9	66 <u>Dy</u> 162.5	67 <u>Ho</u> 164.9	68 <u>Er</u> 167.3	69 <u>Tm</u> 168.9	70 <u>Yb</u> 173.0	71 <u>Lu</u> 175.0
Actinide Series~	90 <u>Th</u> 232.0	91 <u>Pa</u> (231)	92 <u>U</u> (238)	93 <u>Np</u> (237)	94 <u>Pu</u> (242)	95 <u>Am</u> (243)	96 <u>Cm</u> (247)	97 <u>Bk</u> (247)	98 <u>Cf</u> (249)	99 <u>Es</u> (254)	100 <u>Fm</u> (253)	101 <u>Md</u> (256)	102 <u>No</u> (254)	103 <u>Lr</u> (257)

1- نصف القطر للأيون السالب:

حلل نصف قطر الأيون السالب **أكبر** من نصف قطر ذرته!!!

2- نصف قطر الايون الموجب:

حلل نصف قطر الأيون الموجب **اصغر** من نصف قطر ذرته!!!



تزداد طاقة التأين

• هي الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون من الذرة المفردة في الحالة الغازية.

• تتدرج طاقة التأين في الجدول حسب الآتي:
• فسر العناصر الخاملة لها أكبر طاقة تأين!!!

تقل طاقة التأين

	IA 1A																			VIII A 8A	
1	1 H 1.008	2 He 4.003																			
2	3 Li 6.941	4 Be 9.012																			10 Ne 20.18
3	11 Na 22.99	12 Mg 24.31	13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95													
4	19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.88	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.47	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.39	31 Ga 69.72	32 Ge 72.59	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80			
5	37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.1	45 Rh 102.9	46 Pd 106.4	47 Ag 107.9	48 Cd 112.4	49 In 114.8	50 Sn 118.7	51 Sb 121.8	52 Te 127.6	53 I 126.9	54 Xe 131.3			
6	55 Cs 132.9	56 Ba 137.3	57 La* 138.9	58 Hf 178.5	59 Ta 180.9	60 W 183.9	61 Re 186.2	62 Os 190.2	63 Ir 190.2	64 Pt 195.1	65 Au 197.0	66 Hg 200.5	67 Tl 204.4	68 Pb 207.2	69 Bi 209.0	70 Po (210)	71 At (210)	72 Rn 222			
7	87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 Ac~ (227)	90 Rf (257)	91 Db (260)	92 Sg (263)	93 Bh (262)	94 Hs (265)	95 Mt (266)	96 --- ()	97 --- ()	98 --- ()	99 --- ()	100 --- ()	101 --- ()	102 --- ()	103 --- ()	104 --- ()	105 --- ()	106 --- ()	

Lanthanide Series*

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ce 140.1	Pr 140.9	Nd 144.2	Pm (147)	Sm 150.4	Eu 152.0	Gd 157.3	Tb 158.9	Dy 162.5	Ho 164.9	Er 167.3	Tm 168.9	Yb 173.0	Lu 175.0

Actinide Series~

90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Th 232.0	Pa (231)	U (238)	Np (237)	Pu (242)	Am (243)	Cm (247)	Bk (247)	Cf (249)	Es (254)	Fm (253)	Md (256)	No (254)	Lr (257)

- هي الطاقة المطلوبة لنزع الإلكترون من الذرة في الحالة الغازية.
- الطاقة اللازمة لنزع إلكترون واحد من ذرة العنصر ليصبح عنصرًا ذا شحنة موجبة.
- وقيمة هذه الطاقة تدلنا على صعوبة نزع الإلكترون من ذرة العنصر فكلما كانت كبيرة كان تأين هذا العنصر صعبًا والعكس صحيح.
- الطاقة المطلوبة لنزع مول الكترونات من مول ذرات في الحالة الغازية.
- نعبر عن طاقة التأين بواسطة المعادلة التالية:



X: هو رمز لعنصر بشكل عام

E1: طاقة التأين الأولى

(g): يرمز الى الحالة الغازية

e-: رمز الإلكترون

➤ وحدات طاقة التآين هي:

➤ الكالوري أو الكيلوكالوري للمول (cal) (kcal)/mol

➤ كل كيلوكالوري واحد فيها 1000 كالوري

➤ الكالوري: هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة جرام واحد ماء مقطر درجة م واحدة.

➤ الجول أو الكيلو جول للمول (J) (kJ) /mol

➤ كل كيلو جول واحد فيه 1000 جول

➤ العلاقة بين الكالوري والجول هي: 1 كالوري = 4.18 جول

قيمة طاقة التأين تتعلق بعاملين:

1. البعد عن النواة \underline{r} .
2. الشحنة داخل النواة $\underline{q_2}$ وتساوي عدد البروتونات.

$$F = k \frac{|q_1 q_2|}{r^2}$$

$\underline{q_1}$ شحنة الالكترن المجذوب للنواة وتساوي -1

\underline{K} عدد ثابت

\underline{F} قوة الجذب

• الطاقة المنطلقة عند إضافة مول إلكترونات لمول ذرات في الحالة الغازية.

• نعبّر عنه بواسطة المعادلة:



• له نفس الوحدات كيدو جول للمول

➤ قيمة الميل الإلكتروني تتعلق بعاملين:

1. البعد عن النواة:

الى اي مدار يدخل الالكترون، كلما زاد عدد المدارات قل الميل الإلكتروني.

2. الشحنة داخل النواة:

كلما كبرت الشحنة داخل النواه زادت قيمة الميل الإلكتروني.

قيمة الميل الإلكتروني عكسية لقيمة طاقة التأين

الميل الإلكتروني في القائمة الدورية

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
الميل الإلكتروني يكبر ↑								
طاقة التأين تكبر ↑								
	2,8,1	2,8,2	2,8,3	2,8,4	2,8,5	2,8,6	2,8,7	2,8,8
	طاقة التأين تكبر →							
	الميل الإلكتروني يكبر →							

اغلب العناصر تحاول ان تشابه الغازات الخاملة بعدد الكترولونات التكافؤ.

1	2		3	4	5	6	7	8	
1+	2+	أيونات موجبة +1, +2, +3, +4			3+		2-	1-	0
						3-			
					2+				
					3+				
						3+			

السالبية الكهربية بالذات

تزداد السالبية الكهربية

The periodic table is color-coded to show electronegativity trends. A vertical arrow on the left points downwards, labeled 'تقل السالبية الكهربية' (Electronegativity decreases). A horizontal arrow at the top points to the right, labeled 'تزداد السالبية الكهربية' (Electronegativity increases). The table includes the following elements and their electronegativity values:

1	2											13	14	15	16	17	2	
IA	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIII	8A
1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A		
1	2											3	4	5	6	7	8	10
H	He											B	C	N	O	F	Ne	
1.008	4.003											10.81	12.01	14.01	16.00	19.00	20.18	
2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12								
Li	Be	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar									
0.941	1.012	0.93	1.31	1.61	1.90	2.19	2.55	3.16	3.99	3.99								
3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18			
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
0.82	0.99	1.36	1.54	1.63	1.66	1.74	1.83	1.88	1.91	1.91	1.91	1.91	2.01	2.02	2.02	2.20	2.20	
4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20		
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
0.79	0.85	1.36	1.54	1.63	1.66	1.74	1.83	1.88	1.91	1.91	1.91	1.91	2.01	2.02	2.02	2.20	2.20	
5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	
Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
0.79	0.85	1.36	1.54	1.63	1.66	1.74	1.83	1.88	1.91	1.91	1.91	1.91	2.01	2.02	2.02	2.20	2.20	
6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	
Fr	Ra	Ac~	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt										
0.79	0.85	1.36	1.54	1.63	1.66	1.74	1.83	1.88	1.91	1.91	1.91	1.91	2.01	2.02	2.02	2.20	2.20	
7																		
Lanthani de Series*																		
58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71					
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu					
1.12	1.13	1.14	(1.17)	1.20	1.22	1.23	1.24	1.25	1.26	1.27	1.28	1.29	1.30					
Actinide Series~																		
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103					
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr					
1.38	1.40	1.41	(1.42)	1.43	1.44	1.45	1.46	1.47	1.48	1.49	1.50	1.51	1.52					

• هي قدرة ذرة العنصر على جذب الإلكترونات المشتركة نحوها عندما ترتبط مع ذرة عنصر آخر.

• تتدرج طاقة التآين في الجدول حسب الآتي:

• ملحوظة: يعتبر عنصر الفلور F هو أكبر سالبية كهربائية.

تقل الخاصية الفلزية

الخواص الفلزية واللافلزية

ترداد الخاصية الفلزية

	1A 1A	2A 2A											III A 3A	IV A 4A	V A 5A	VI A 6A	VII A 7A	VIII A 8A
1	<u>1</u> <u>H</u> 1.008	<u>2</u> <u>He</u> 4.003																
2	<u>3</u> <u>Li</u> 6.941	<u>4</u> <u>Be</u> 9.012											<u>5</u> <u>B</u> 10.81	<u>6</u> <u>C</u> 12.01	<u>7</u> <u>N</u> 14.01	<u>8</u> <u>O</u> 16.00	<u>9</u> <u>F</u> 19.00	<u>10</u> <u>Ne</u> 20.18
3	<u>11</u> <u>Na</u> 22.99	<u>12</u> <u>Mg</u> 24.31	3 II B 3B	4 IV B 4B	5 V B 5B	6 VI B 6B	7 VII B 7B	8 VIII 8	9 VIII 8	10 VIII 8	11 I B 1B	12 II B 2B	<u>13</u> <u>Al</u> 26.98	<u>14</u> <u>Si</u> 28.09	<u>15</u> <u>P</u> 30.97	<u>16</u> <u>S</u> 32.07	<u>17</u> <u>Cl</u> 35.45	<u>18</u> <u>Ar</u> 39.95
4	<u>19</u> <u>K</u> 39.10	<u>20</u> <u>Ca</u> 40.08	<u>21</u> <u>Sc</u> 44.96	<u>22</u> <u>Ti</u> 47.88	<u>23</u> <u>V</u> 50.94	<u>24</u> <u>Cr</u> 52.00	<u>25</u> <u>Mn</u> 54.94	<u>26</u> <u>Fe</u> 55.85	<u>27</u> <u>Co</u> 58.47	<u>28</u> <u>Ni</u> 58.69	<u>29</u> <u>Cu</u> 63.55	<u>30</u> <u>Zn</u> 65.39	<u>31</u> <u>Ga</u> 69.72	<u>32</u> <u>Ge</u> 72.59	<u>33</u> <u>As</u> 74.92	<u>34</u> <u>Se</u> 78.96	<u>35</u> <u>Br</u> 79.90	<u>36</u> <u>Kr</u> 83.80
5	<u>37</u> <u>Rb</u> 85.47	<u>38</u> <u>Sr</u> 87.62	<u>39</u> <u>Y</u> 88.91	<u>40</u> <u>Zr</u> 91.22	<u>41</u> <u>Nb</u> 92.91	<u>42</u> <u>Mo</u> 95.94	<u>43</u> <u>Tc</u> (98)	<u>44</u> <u>Ru</u> 101.1	<u>45</u> <u>Rh</u> 102.9	<u>46</u> <u>Pd</u> 106.4	<u>47</u> <u>Ag</u> 107.9	<u>48</u> <u>Cd</u> 112.4	<u>49</u> <u>In</u> 114.8	<u>50</u> <u>Sn</u> 118.7	<u>51</u> <u>Sb</u> 121.8	<u>52</u> <u>Te</u> 127.6	<u>53</u> <u>I</u> 126.9	<u>54</u> <u>Xe</u> 131.3
6	<u>55</u> <u>Cs</u> 132.9	<u>56</u> <u>Ba</u> 137.3	<u>57</u> <u>La*</u> 138.9	<u>58</u> <u>Hf</u> 178.5	<u>59</u> <u>Ta</u> 180.9	<u>60</u> <u>W</u> 183.9	<u>61</u> <u>Re</u> 186.2	<u>62</u> <u>Os</u> 190.2	<u>63</u> <u>Ir</u> 190.2	<u>64</u> <u>Pt</u> 195.1	<u>65</u> <u>Au</u> 197.0	<u>66</u> <u>Hg</u> 200.5	<u>67</u> <u>Tl</u> 204.4	<u>68</u> <u>Pb</u> 207.2	<u>69</u> <u>Bi</u> 209.0	<u>70</u> <u>Po</u> (210)	<u>71</u> <u>At</u> (210)	<u>72</u> <u>Rn</u> (222)
7	<u>87</u> <u>Fr</u> (223)	<u>88</u> <u>Ra</u> (226)	<u>89</u> <u>Ac~</u> (227)	<u>90</u> <u>Rf</u> (257)	<u>91</u> <u>Db</u> (260)	<u>92</u> <u>Sg</u> (263)	<u>93</u> <u>Bh</u> (262)	<u>94</u> <u>Hs</u> (265)	<u>95</u> <u>Mt</u> (266)	<u>96</u> <u>---</u> ()	<u>97</u> <u>---</u> ()	<u>98</u> <u>---</u> ()	<u>99</u> <u>---</u> ()	<u>100</u> <u>---</u> ()	<u>101</u> <u>---</u> ()	<u>102</u> <u>---</u> ()	<u>103</u> <u>---</u> ()	
Lanthani de Series*		<u>58</u> <u>Ce</u> 140.1	<u>59</u> <u>Pr</u> 140.9	<u>60</u> <u>Nd</u> 144.2	<u>61</u> <u>Pm</u> (147)	<u>62</u> <u>Sm</u> 150.4	<u>63</u> <u>Eu</u> 152.0	<u>64</u> <u>Gd</u> 157.3	<u>65</u> <u>Tb</u> 158.9	<u>66</u> <u>Dy</u> 162.5	<u>67</u> <u>Ho</u> 164.9	<u>68</u> <u>Er</u> 167.3	<u>69</u> <u>Tm</u> 168.9	<u>70</u> <u>Yb</u> 173.0	<u>71</u> <u>Lu</u> 175.0			
Actinide Series~		<u>90</u> <u>Th</u> 232.0	<u>91</u> <u>Pa</u> (231)	<u>92</u> <u>U</u> (238)	<u>93</u> <u>Np</u> (237)	<u>94</u> <u>Pu</u> (242)	<u>95</u> <u>Am</u> (243)	<u>96</u> <u>Cm</u> (247)	<u>97</u> <u>Bk</u> (247)	<u>98</u> <u>Cf</u> (249)	<u>99</u> <u>Es</u> (254)	<u>100</u> <u>Fm</u> (253)	<u>101</u> <u>Md</u> (256)	<u>102</u> <u>No</u> (254)	<u>103</u> <u>Lr</u> (257)			

فى الصف الواحد:

- كلما زاد العدد الذري تزداد معه الشحنة داخل النواة.
- وعندما تزداد الشحنة داخل النواة قوة الجذب بين الإلكترونات والنواة تكبر لذلك الإلكترونات تقترب أكثر الى النواة فالحجم الكلي يقل اي ان نصف القطر ايضا يقل

فى العامود الواحد

كلما زاد العدد الذري يزداد عدد المدارات أي ان الحجم يكبر
ونصف القطر يكبر ايضا

طاقة التآين في القائمة الدورية

الشحنة داخل النواة تكبر . نصف القطر يصغر . F يكبر . طاقة التآين تزداد

نصف القطر يكبر
ولذلك F يصغر وطاقة
التآين تصغر

Periodic Table of the Elements

1	2											3	4	5	6	7	8	
1 H												5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
2 Li	4 Be											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
3 Na	12 Mg	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VII				IB	IIB						
4 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 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
6 Cs	56 Ba	*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 Fr	88 Ra	+Ac	104 Rf	105 Ha	106 Sg	107 Ns	108 Hs	109 Mt	110	111	112	113						

* Lanthanide Series

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu

+ Actinide Series

90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

استنتاجات

• يعرف التكافؤ بوجه عام على أنه مقياس لقدرة ذرة عنصر ما على الإتحاد كيميائياً بذرات أخرى.

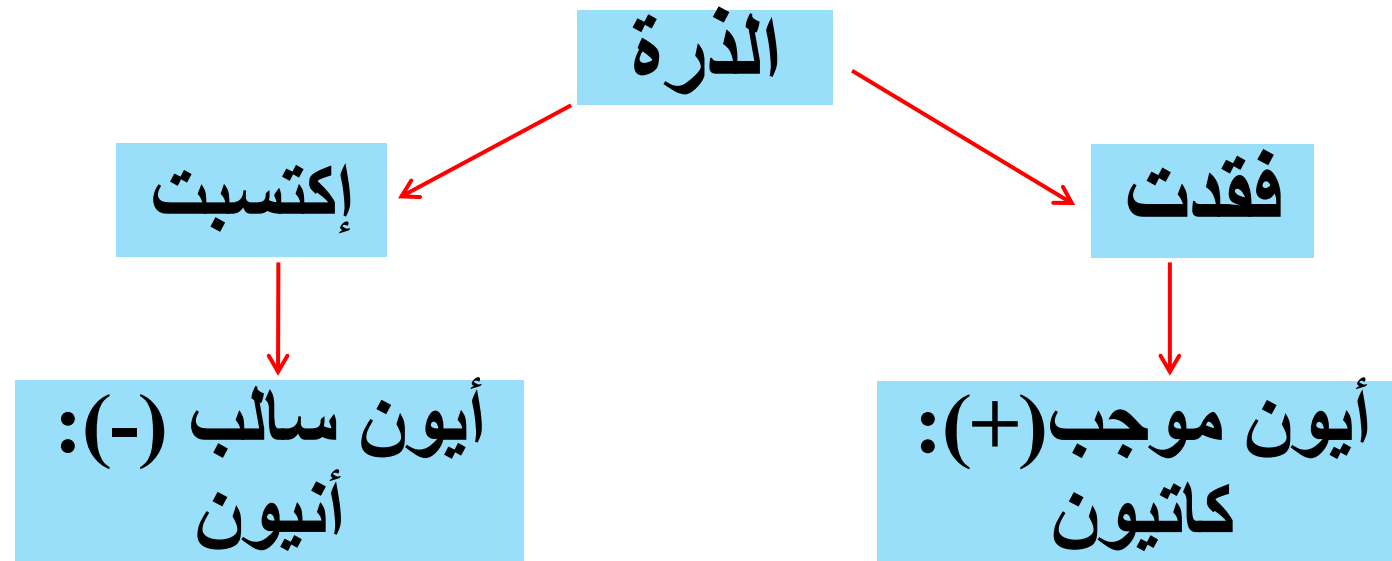
• التكافؤ وعلاقته بالإلكترونات:

• يمكن تقسيم الإلكترونات المحيطة بالنواة إلى نوعين:

(1) إلكترونات تدخل في التفاعلات الكيميائية.

(2) إلكترونات لا تدخل في التفاعلات الكيميائية.

• الرابطة الأيونية: • مفهوم الأيون:



• أيون أحادي الذرة:

• مثال:

Cu^{2+} أيون النحاس صيغته

Cl^- أيون الكلور صيغته

Na^+ أيون الصوديوم صيغته

• أيون متعدد الذرة:

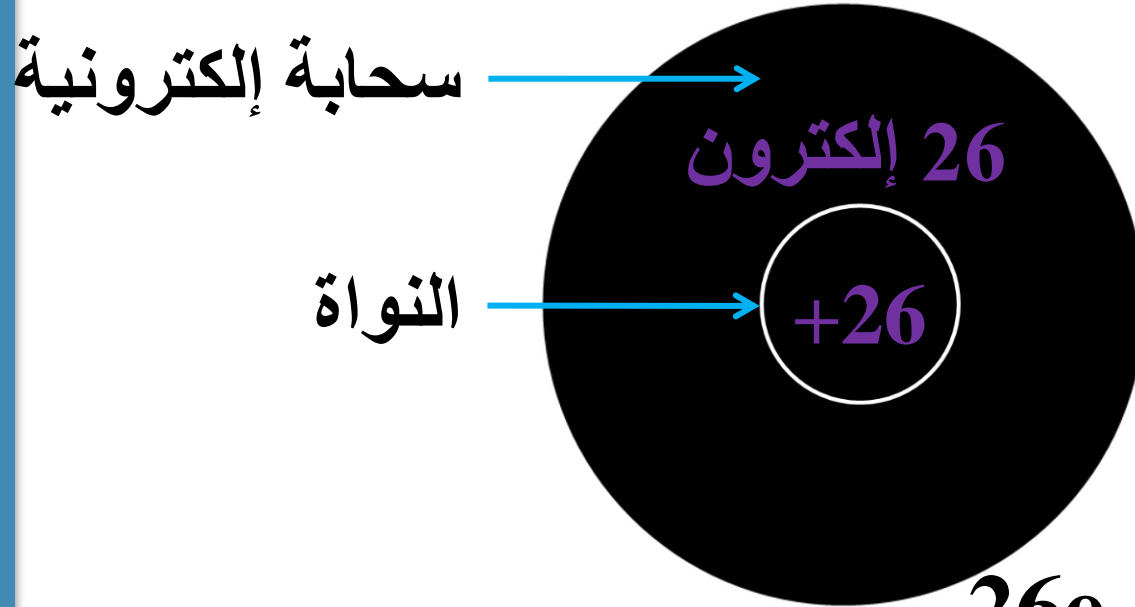
• مثال:

OH^- صيغة أيون الهيدروكسيد

NH_4^+ صيغة أيون الأمونيوم

• ملحوظة:

- عندما تفقد أو تكتسب الذرة إلكترونات لا يطرأ أي تغير على النواة.
- شحنة الأيون هي الشحنة التي تحملها صيغته.



• مثال: ذرة الحديد

✓ رمز الذرة: Fe

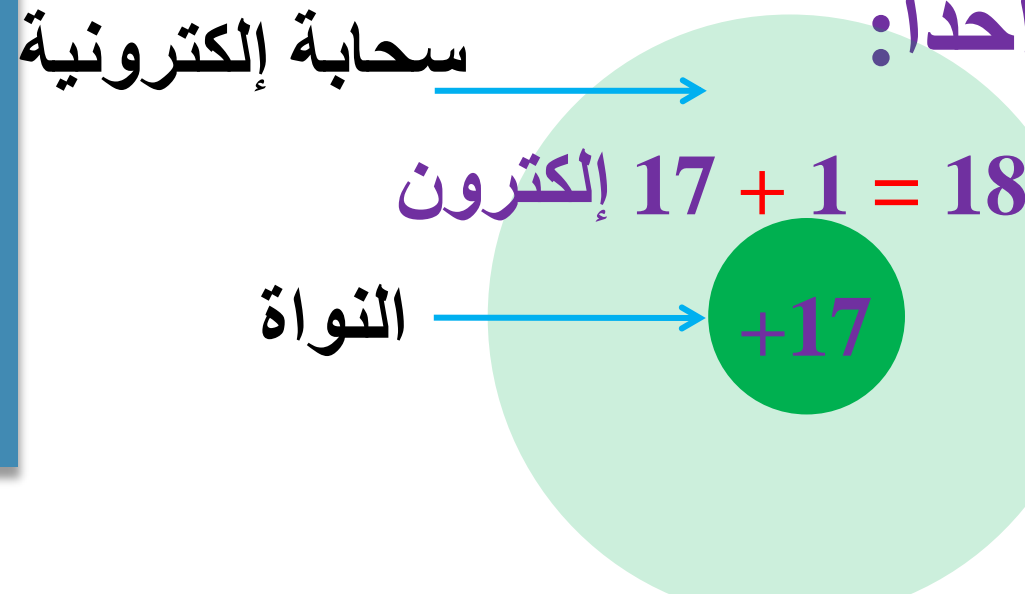
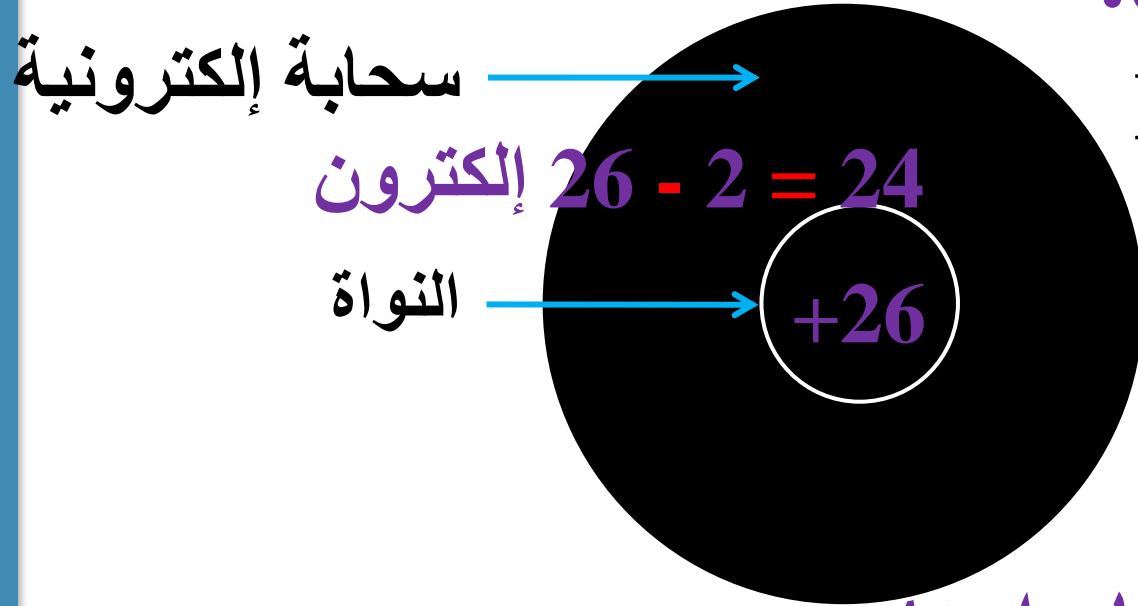
✓ العدد الذري: 26

• شحنة النواة هي $+26e$

• شحنة السحابة الإلكترونية هي $-26e$

• الذرة متعادلة كهربائياً.

• الشحنة الإجمالية للذرة منعدمة.



• فقدت ذرة الحديد إلكترونين:

• صيغة أيون الحديد هي Fe^{2+} :

• الشحنة الإجمالية غير منعدمة

• الشحنة الإجمالية تساوي

$$(+26e) + (-24e) = +2e$$

• اكتسبت ذرة الكلور إلكترونًا واحدًا:

• صيغة أيون الكلور هي Cl^- :

• الشحنة الإجمالية غير منعدمة

• الشحنة الإجمالية تساوي

$$(+17e) + (-18e) = -e$$

• هذه المركبات **تتفكك** أو **تتقسم** إلى أيوناتها عند إذابتها في **الماء** أو عند **صهرها** وبهذا تعمل على **توصيل التيار الكهربائي** وتوجد هذه المركبات تحت الظروف العادية في الحالة الصلبة.

• **الرابطة الأيونية** المميّزة لهذه المركبات قوية ولذلك فإن جميع هذه المركبات تمتاز **بارتفاع نقطة غليانها** وكذلك **نقطة انصهارها**.

• هذه المركبات تذوب في **المذيبات القطبية**.

• خواص المركبات الإيثراكية:

• لا توصل التيار الكهربائي.

• معظم المركبات التساهمية إما أن تكون غازات أو سوائل لها درجة غليان منخفضة أو مركبات صلبة ذات درجات انصهار وغليان منخفضة.

• المركبات التساهمية مركبات غير قطبية.

• هذا النوع من الإشتراك الإلكتروني هو عبارة عن رابطة تتكون من زوجان من الإلكترونات تقدمهما إحدى الذرات المتفاعلة بينما لا تقدم الذرات الأخرى شيئاً، وتسمى طريقة الإتحاد هذه بالإشتراك الإلكتروني الشاذ ويعبر عن الرابطة في هذه الحالة بسهم يتجه من الذرة المقدمة للإلكترونات إلى الذرة الأخرى.

• في حالة ارتباط ذرة الهيدروجين بذرة عنصر آخر
له درجة عالية من السالبية الكهربية، مثل
الأكسجين والنيتروجين والفلور نجد أن هذه
المركبات لها ميل إلى التجمع أو الإتحاد مع
بعضها ويحدث عن الإلتحام طريق ذرة
الهيدروجين التي تعمل كقنطرة وتسمى هذه
القنطرة بالرابطة الهيدروجينية. وهذه الرابطة قد
توجد بين جزيئات مركب واحد وقد تتكون الرابطة
الهيدروجينية بين جزيئات مركب وجزيئات مركب

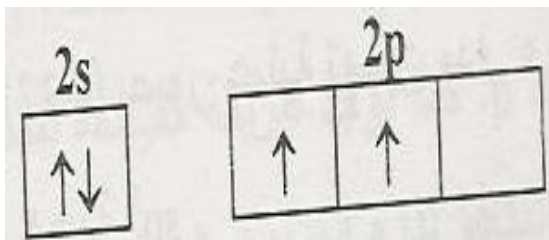
• هناك نظريات تفسر الروابط في
متراكبات العناصر الانتقالية

ومنها:

• التهجين (Hybridization)

• نظرية الربط التكافؤى Valence

Bond Theory (VBT)



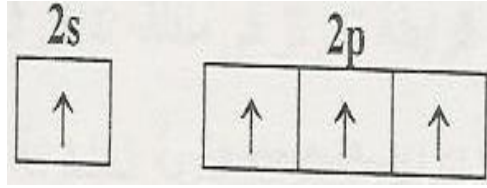
• التجهين:

• أ- الترابط في الميثان:

- فمثلا الكربون له التوزيع الإلكتروني (حالة الخمول) هو:
- وعليه نتوقع انه عندما يتفاعل مع الهيدروجين سيعطي جزئ (CH_2) وان الزاوية ستكون (90°) غير أن جزئ (CH_2) غير مستقر وأن أبسط مركب بين الكربون والهيدروجين هو الميثان (CH_4)

- وللحصول على هذه الصيغة الجزيئية وبطريقة رابطة التكافؤ فإننا نحتاج إلى مخطط مداري للكربون يحتوي على أربعة إلكترونات مفردة حتى يؤدي تداخل المدارات إلى تكوين أربع روابط ($C - H$)

- على مثل هذا المخطط تخيل أن أحد الإلكترونات من مدار ($2s$) في الكربون امتص كمية من الطاقة وارتقى إلى مدار ($2p$) الفارغ.



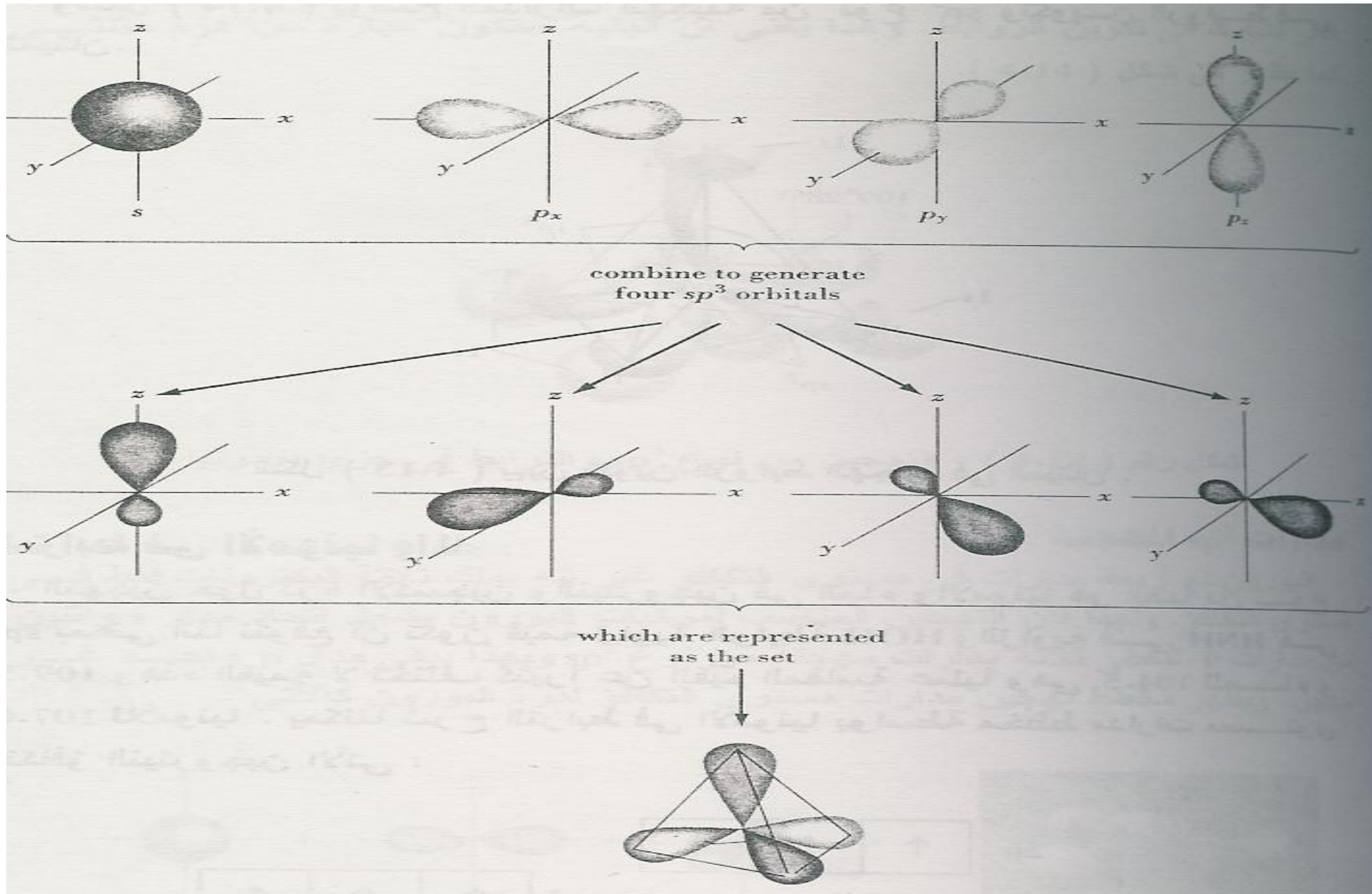
- التوزيع الاليكتروني الناتج هو الحالة المثارة:

- التوزيع الاليكتروني في الحالة المثارة لذرة الكربون يقترح أن له ثلاث روابط ($C - H$) متعامدة تبادليا أما الرابطة الرابعة تكون في أي اتجاه. هذا التصور يتناقض مع القيم المقاسة عمليا فقد وجد عمليا أن زوايا ($C - H$) الأربعة تساوي (109.28°) .

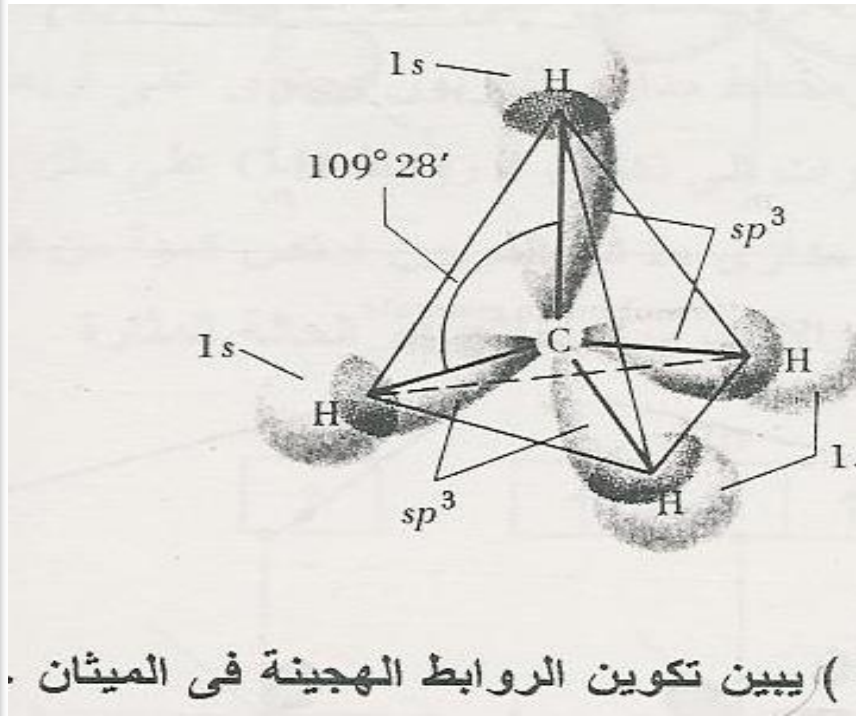
- وهذا يعني أنه حدث تهجين بين مدار (s) وثلاث مدارات من (p) مكونة أربع مدارات متطابقة والتي تتجه إلى زوايا هرم رباعي السطوح وطاقتها وسيطة بين طاقة المدار (s) والمدار (p).

- وهذه العملية الرياضية التي تحل فيها المدارات المستتبطة محل المدارات الذرية البحتة تسمى التهجين والمدارات الناتجة تسمى المدارات الهجينة والشكل يصور عملية تهجين مدار (s) ومدارات (p) لتعطي مجموعة من أربعة مدارات مهجنة من النوع (sp^3) لذرة الكربون.

مدارات مهجنة من النوع (sp^3)

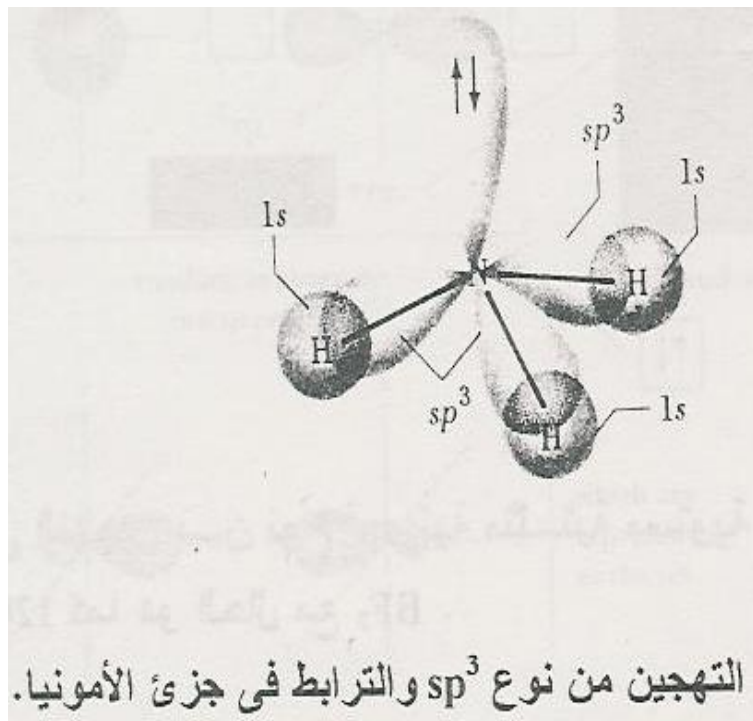
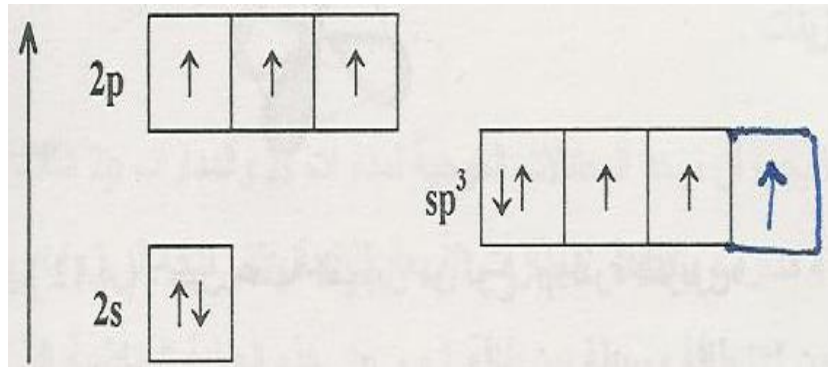


شكل (4.12) : يبين عملية التهجين من نوع sp^3 لذرة الكربون.



• في عملية التهجين عدد المدارات
الهجينة تساوي العدد الكلي
للمدارات الذرية المتحددة والرموز
تشير إلى عدد ونوع المدارات
المشتملة. كما توجد طريقة مفيدة
لتمثيل عملية التهجين من النوع
لمدارات مستوى التكافؤ لذرة
الكربون:

• الشكل يوضح المدارات المهجنة
من النوع (sp^3) وتكوين الروابط
في الميثان.

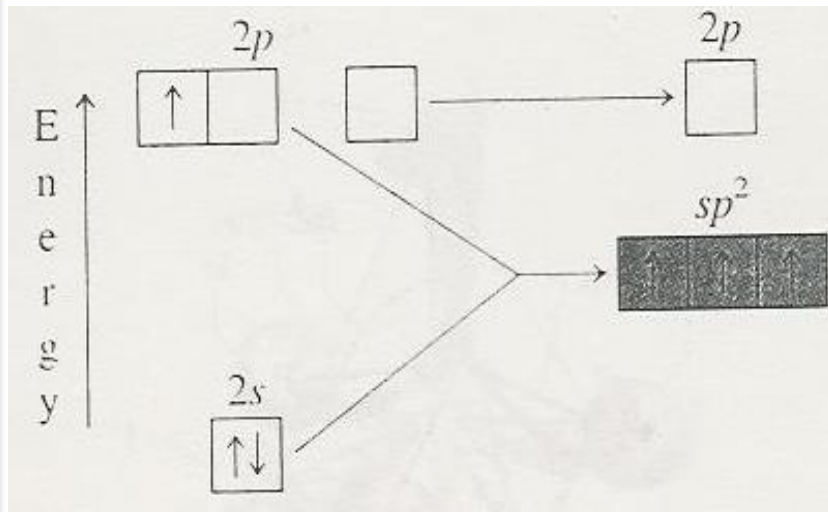
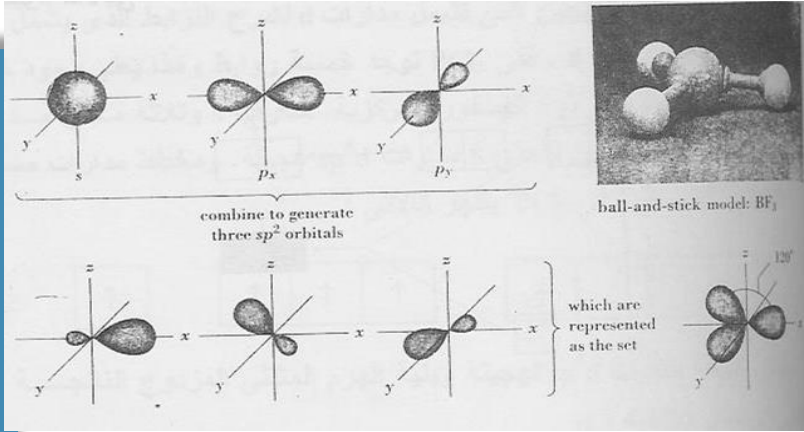


• الترابط في الأمونيا والماء:

• التهجين حول ذرة الأكسجين والنيتروجين في الماء والأمونيا هو أيضا من النوع (sp^3) بمعنى أننا نتوقع أن تكون قيمة زاوية الرابطة (HOH) والزاوية في (HNH) هي (109.5°) وهذه القيمة لا تختلف كثير عن القيم المقاسة عمليا وهي (104.5°) للماء و (107.0°) للأمونيا.

• يمكننا شرح الترابط في الأمونيا بواسطة مخطط مدارات مستوى التكافؤ النيتروجين الآتي:

• نلاحظ أحد المدارات المهجنة (sp^3) يحتوي زوج الكتروني غير رابط والمدارات المهجنة الثلاثة الباقية والمحتوية على إلكترونيات مفردة هي التي تشارك في تكوين الروابط وهذا يعني أن البنية ستكون عبارة عن هرم رباعي الأوجه كما في الشكل.



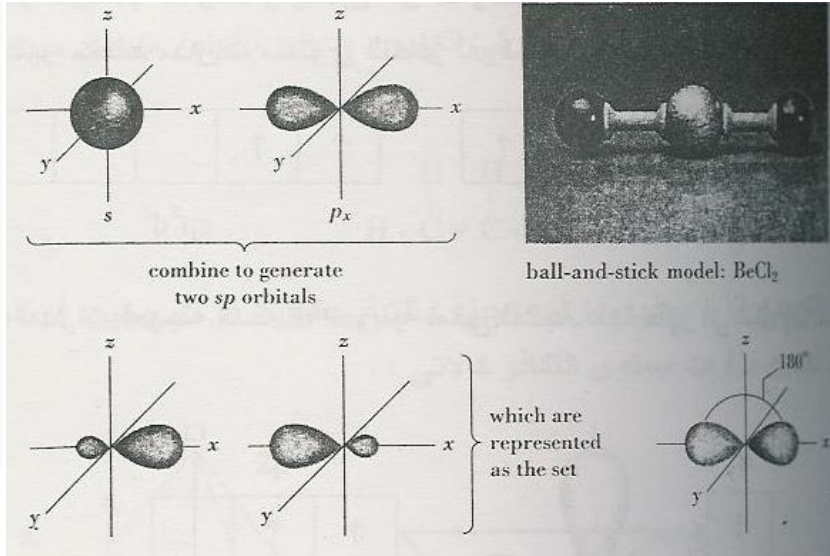
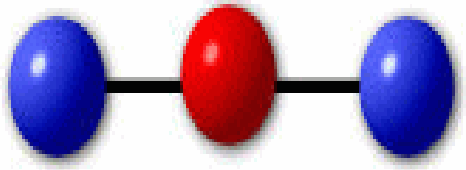
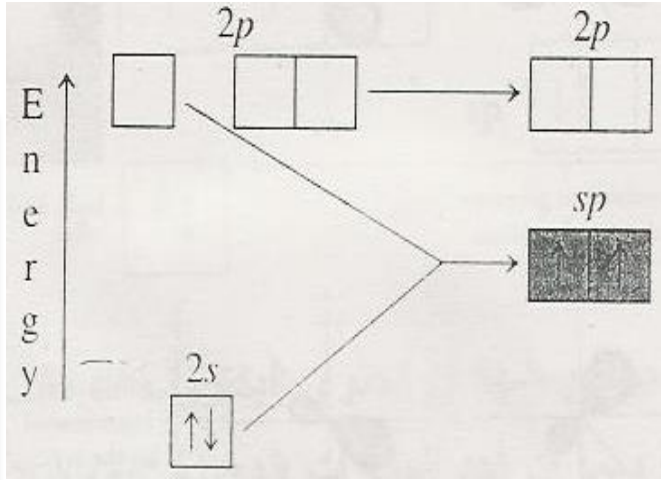
• الترابط في البورون:

• له أربع مدارات في مستوى التكافؤ غير أنه يمتلك ثلاثة إلكترونات فقط في مستوى التكافؤ. ولهذا فإن التهجين المناسب لمركبات البورون يشمل اتحاد مدار (s) ومدارين من (p) ليعطي ثلاث مدارات مهجنة من النوع (sp^2) وبهذا يبقى مدار (p) واحد غير مهجن.

• ويظهر مخطط تهجين مدارات مستوى التكافؤ لذرة البورون كالآتي:

• ويمكن تمثيل التهجين من النوع (sp^2) لذرة البورون كالآتي:

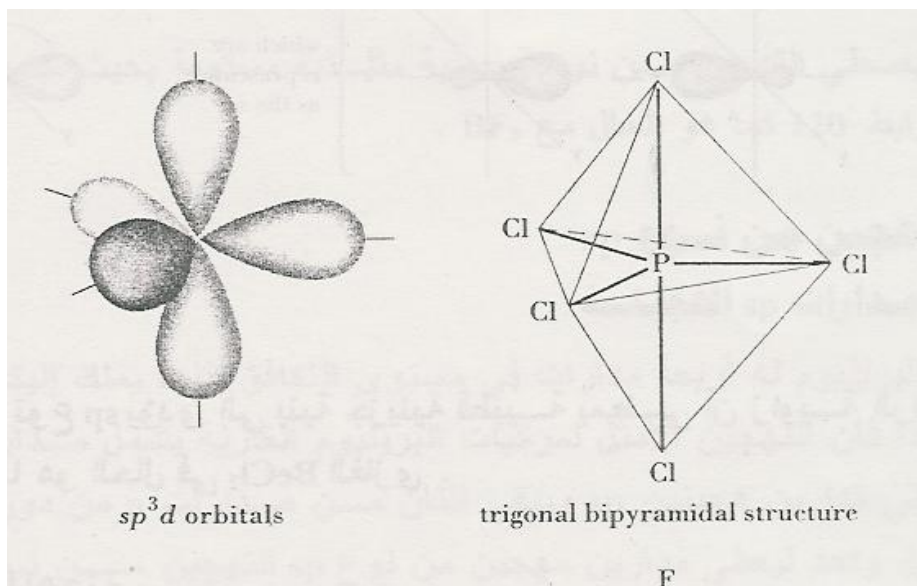
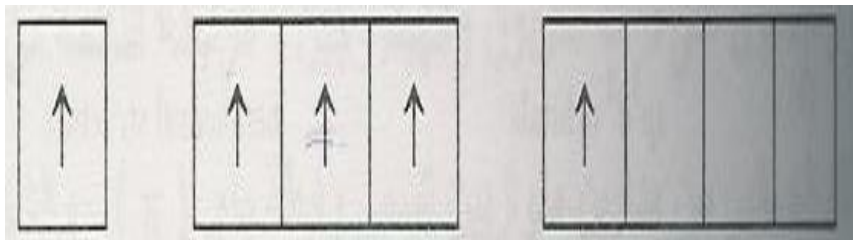
• يعطي التهجين من النوع (sp^2) بنية ثلاثي المستوى بحيث تكن الزوايا بين الروابط (120°) كما هو الحال في (BF_3).



• مدارات (sp) المهجنة:

- البريليوم له أربعة مدارات في مستوى التكافؤ بينما يملك إلكترونيين فقط، ولهذا فإن التهجين الأمثل لمركبات البريليوم الغازية يشمل مدار (s) ومدار (p) ليعطي مدارين مهجنة من النوع (sp) ويبقى اثنان من مدارات (p) دون تهجين ويمكن تمثيل ذلك كما في الشكل:
- التهجين من النوع يؤدي إلى بنية خطية بمعنى أن زاوية الرابطة تساوي (180°) كما هو الحال في (BeCl_2) .

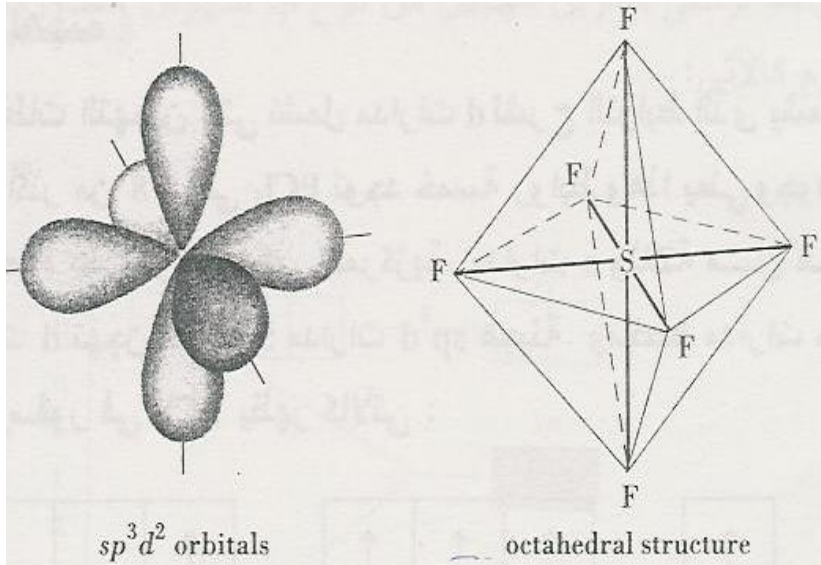
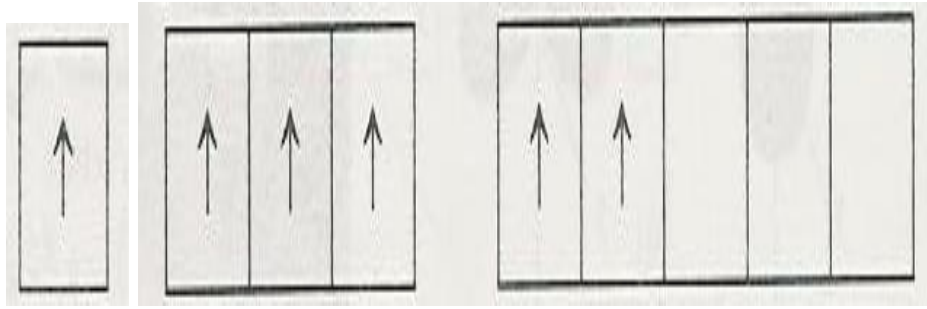
مدارات (d) المهجنة



• تستعمل مخططات التهجين التي تشمل مدارات (d) لشرح الترابط الذي يشمل عددا من الإليكترونات أكثر من (8). ففي (PCl₅) توجد خمسة روابط وهذا يعني وجود خمسة مدارات نصف معبأة على ذرة الفوسفور المركزية.

• يتم التهجين مدار من (s) وثلاثة مدارات من (p) وواحد من مدارات (d) لتعطي خمسة مدارات مهجنة من النوع (sp³d). ومخطط مدارات مستوى التكافؤ لذرة الفوسفور في (PCl₅) يظهر كالآتي:

• التهجين من النوع (sp³d) له البنية ثنائي الهرم المثلاثي أو الهرم المثلاثي المزدوج كما في الصورة:

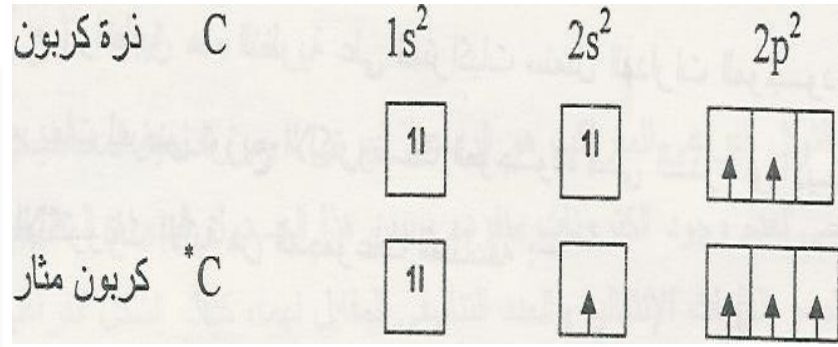


• لشرح الترابط في (SF_6) تحتاج
لستة مدارات نصف معبأة على ذرة
الكبريت حيث يتم التهجين بين مدار
(s) وثلاث مدارات (p) اثنين من
مدار (d) يعطي ستة مدارات مهجنة
من النوع (sp^3d^2) ويظهر مخطط
مدارات مستوى التكافؤ لذرة الكبريت
في (SF_6) كالآتي:

• كما أن المدارات المهجنة الستة من
النوع (sp^3d^2) لها البنية ثماني
الأوجه كما في الشكل:

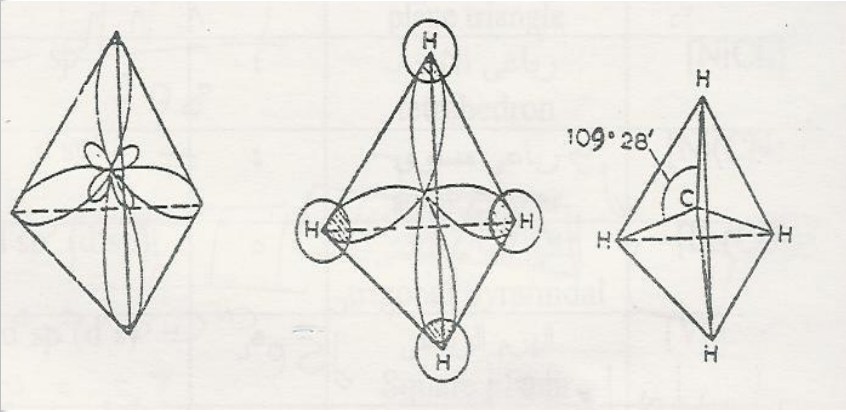
• يبين هذا الجدول أنواع التهجين المختلفة في عناصر الفلزات الانتقالية والعدد التناسقي المقابل لهما، والشكل الفراغي للمترابطات:

التهجين	عدد التناسق	الشكل الفراغي	مثال
sp	٢	خطي linear	HgCl ₂
sp ²	٣	ثلاثي مستوي plane triangle	BCl ₃
sp ³	٤	رباعي الواجهه tetrahedron	[NiCl ₄] ²⁻
d sp ²	٤	رباعي مستوي square planar	[Ni(CN) ₄] ²⁻
d sp ³ (d ³ sp)	٥	ثنائي الهرم الثلاثي trigonal pyramidal	[Fe(CO) ₅]
d ² sp ² (d ⁴ s)	٥	الهرم الرباعي Square planar	[V(acac) ₅] ³⁻
d ² sp ³ (sp ³ d ²)	٦	ثمانى الواجهه octahedron	[Fe(CN) ₆] ³⁻



• فسوف نقوم بتطبيق هذه النظرية على المركبات البسيطة مثل جزئ الماء وجزئ الأمونيا والميثان وغيرها ، ففي (CH_4) مثلا تقوم ذرة الكربون بتكوين أربعة مدارات مهجنة من النوع (sp^3) كما يلي:

• الترتيب الإلكتروني للكربون:



• تتحد الثلاث مدارات لتحت الغلاف ($2p$) مع المدار ($2s$) وتتهجن لتعطي أربعة مدارات متساوية في الطاقة ومتماثلة في الشكل الهندسي كل منها يسمى (sp^3) تأخذ في الفراغ شكلا رباعيا هرميا.

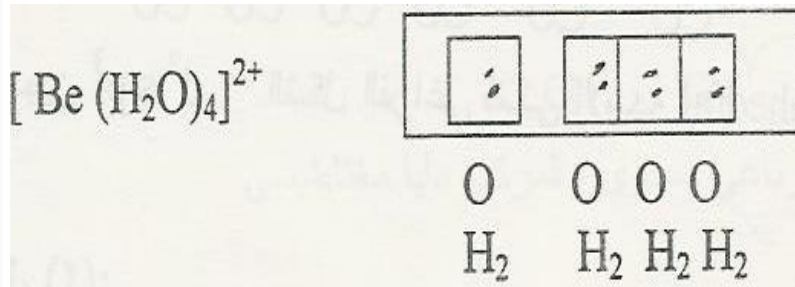
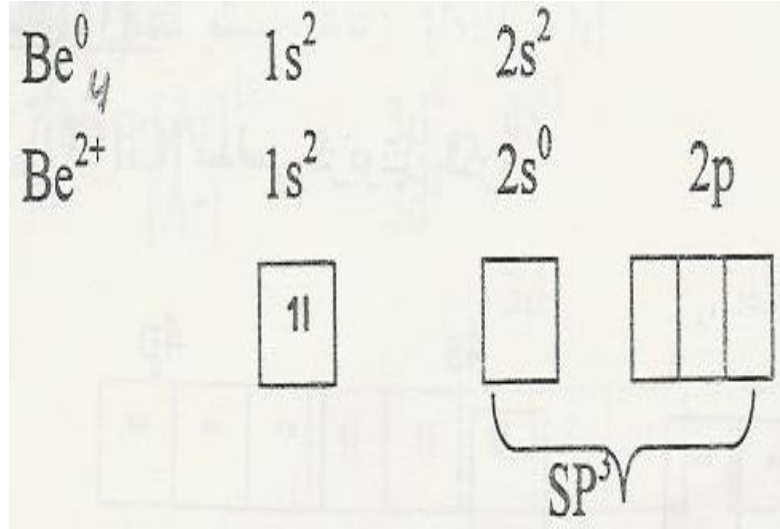
• كل مدار من هذه المدارات الجديدة يحتوي على إلكترون واحد يمكنه الإتحاد مع إلكترون من المدار ($1s$) كذرة الهيدروجين لتكوين رابطة تساهمية.

• أي أن هذه النظرية تعتمد أساساً على تهجين المدارات الذرية للذرة أو الأيون المركزي لتطبيق هذه النظرية على مترابطات العناصر الانتقالية أفترض باولنج الفروض التالية:

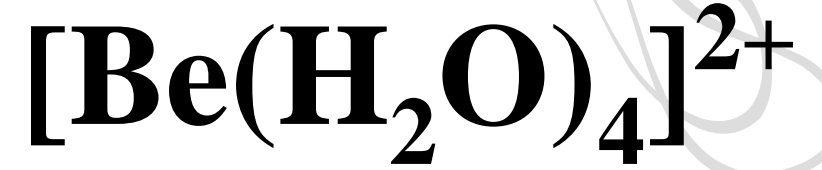
• ذرة العنصر المركزي (العنصر الانتقالي أو أيونه عبارة عن حمض): يمكنه تكوين مدارات مهجنة فارغة من الإلكترونات تستقبل فيه أزواج الإلكترونات من المجموعات التناسقية بمعنى آخر يمكن القول أنه ستتكون روابط (σ) بالتداخل الأوربييتالي بين المدارات الفارغة المهجنة للذرة المركزية وبين مدارات المجموعات التناسقية والمحتوية على زوج من الإلكترونات بذلك تتكون روابط تناسقية.

• الذرة المعطية أو المجموعة المعطية عبارة عن قاعد: يجب أن تحتوي ذرة يوجد فيها على الأقل زوج من الإلكترونات.

• بالإضافة إلى تكوين روابط (σ) هناك إمكانية لتكوين روابط (π) على أن تتوفر مدارات ذرية تحتوي على الإلكترونات منفردة في الذرة المركزية تتداخل مع المدارات الخالية للذرة المعطية.



في حالة المترابك



أو يتم وضع المدارات المهجنة والتي ستستقبل الأليكترونات في مستطيل.

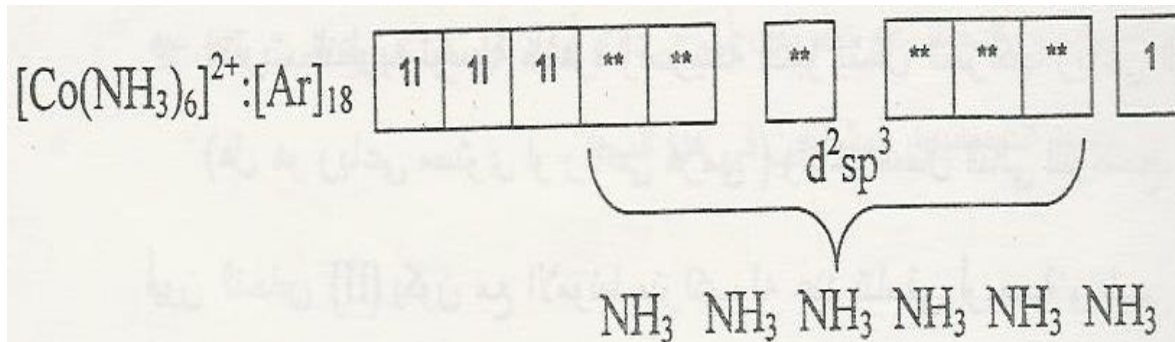
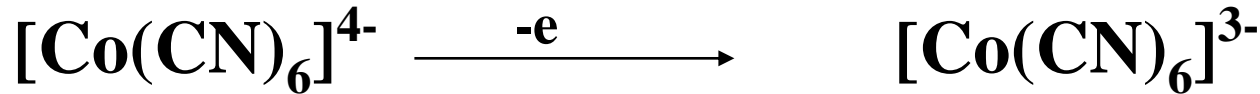
التهجين (sp³) والشكل الفراغي هو الهرم الرباعي ومن الناحية المغناطيسية هو دايامغناطيسي لعدم وجود اليكترونات منفردة.

• يبين هذا الجدول أنواع التهجين المختلفة في عناصر الفلزات الانتقالية والعدد التناسقي المقابل لهما ، كذلك الشكل الفراغي المتكون للمترابكات:

التهجين	عدد التناسق	الشكل الفراغي	مثال
sp	2	خطي	HgCl ₂
sp ²	3	ثلاثي المستوى	BCl ₃
sp ³	4	رباعي الأوجه	[NiCl ₂] ²⁻
d sp ²	4	رباعي المستوى	[Ni(CN) ₂] ²⁻
d sp ³ (d ³ sp ³)	5	ثنائي الهرم الثلاثي	[Fe(CO) ₅]
d ² sp ² (d ⁴ s)	5	الهرم الرباعي	[V(acac) ₅] ³⁻
d ² sp ³ (sp ³ d ²)	6	ثمانى الأوجه	[Fe(CN) ₆] ³⁻

• تعطينا هذه النظرية في بعض الحالات **تفسيرا جيدا** لزيادة استقرار حالة تأكسد معينة **لأيون فلزي** عندما يكون في **حالة مترابط**، فمثلا أملاح الكوبلت (III) البسيطة غير مستقرة نظرا لكونها عوامل مؤكسدة قوية بينما تعتبر معقدات الكوبلت (III) ذات استقرار ملحوظ وعلى العكس نجد أن أملاح الكوبلت (π) البسيطة مستقرة جدا بينما معقداتها تتأكسد بسهولة إلى الكوبلت (III) ويمكن تفسير ذلك عند تطبيق النظرية على مترابط (Co^{2+}) مع الأمونيا:

• الأيون ذات صفة بارامغناطيسية لوجود إلكترون منفرد الشكل ثماني الأوجه نلاحظ في هذا الترتيب انتقال الإلكترون من تحت الغلاف (3d) إلى (5s) ذي الطاقة العالية وهذا يعني سهولة انتزاع هذا الإلكترون من المعقد وبالتالي أكسدة المترابط من (Co^{2+}) إلى (Co^{3+}) وخصوصا في حالة المجموعات التناسقية القوية (CN).



• عيوب هذه النظرية في النقاط الآتية:

- (1) افترضت النظرية أن المدارات التي تحت الغلاف (3d) كلها لها الاختلاف الكبير في طاقتها.
- (2) لم تعطي تفسير نفس الطاقة في المتراكبات وهذا غير صحيح.
- (3) استخدمت النظرية المدارات (3d)، (4d) في تكوين الروابط على الرغم من أن اللطيف الإلكتروني للمتراكبات.
- (4) لم تعطي تفسيراً واضحاً ووافياً للقياسات المغناطيسية.

6- افتقرت النظرية لوسيلة ظاهرة وصريحة للتنبؤ بشكل المتراكب رباعي التناسق (هل هو هرم رباعي الأوجه أو مربع مستوي) "ولماذا يحدث ازدواج أو لا يحدث ازدواج في المدار (d)".

7- فشلت النظرية في توضيح السبب في عدم تكوين شكل ثماني السطوح منتظم في حالة متراكبات النحاس (π).

8- لم تعالج النظرية الحالة المثارة للمركبات، وهي من أهم الظواهر التي تستحق المعالجة في مركبات العناصر الانتقالية كل ذلك جعل من الضروري البحث عن نظريات أخرى تستطيع تفسير ذلك.

• مذكرة القسم.



**THANKS FOR
YOUR
ATTENTION**