

القواعد الحديثة للعلوم الكيميائية

محمد حلمي علي النجدي

أستاذ زائر بقسم الكيمياء – كلية العلوم – جامعة الكويت

ديسمبر 2012

تركيب الذرة والروابط الكيميائية

مقدمة

ما هي الذرة؟

بعد أن أدرك العلماء في القرن التاسع عشر من أن المادة تتركب من ذرات متناهية الصغر لا يمكن أن تتفتت إلى جزيئات أصغر، وأن المواد المختلفة تختلف في شكل ذراتها. ووضع مندليف العناصر المعروفة آن ذاك والعناصر التي يتوقع اكتشافها في جدول سماه بالجدول الدوري للعناصر مرتبة حسب أوزانها الذرية (راجع الفصل الأول). وأجرى كل من طومسون وراذرفورد تجارب أدت إلى تصور مبدئي عن تركيب الذرة ووجود الإلكترونات والنواة بها وأن الذرة تتركب من نواة يوجد بها معظم وزن وكتلة الذرة تدور حولها الإلكترونات في شكل سحابة إلكترونية. أصبح من المهم وضع تعريف دقيق للذرة ومعرفة تركيبها الحقيقي. واجتمع العلماء على تعريف أن

الذرة هي أصغر جزء في العنصر يمكن أن يتواجد كوحدة مستقلة ويحمل جميع الصفات الكيميائية للعنصر. والعنصر هو أصغر وحدة في المادة والذي لا يمكن أن يجزءا بواسطة التفاعلات الكيميائية.

والآن بعد ما تعرفنا على تاريخ الكيمياء واكتشاف الذرة في الفصلين السابقين دعنا نتعرض أكثر لما هي الذرة بالضبط، ومما تتكون ولماذا تتفاعل العناصر الكيميائية مع بعضها البعض لتكون مواد جديدة ومركبات عديدة نراها حولنا وفي أنفسنا في كل لحظة.

ميكانيكا الكم

Quantum Mechanics

لاقت نظرية بوهر للذري العديد من الأنتقادات و ذلك لما يلي

1- لم يمكن بواسطتها تفسير تصرف الذرات عديده الألكترونيات

2- لم يمكن من خلالها تقديم تفسير لأطياف زرة الهيدروجين عند تعرضها

لمجال مغنطيسي

3- من خلال نظرية هيزنبرج فإنه لا يمكن تحديد مكان الجسم و عزمه

المغنطيسي في وقت واحد

معادلة شرودنجر

من خلال تحليل رياضي إعتقد شرودنجر أن الإلكترون يوجد علي هيئة سحابة إلكترونية وأن الإلكترونات تتواجد في مدارات حول الذرة حسب طاقتها و هذه

المدارات سميت **Quantums Numbers**

وهناك لكل إلكترون أربعة أرقام مميزة

1- الرقم الكمي الأساسي : هو رقم صحيح 1 & 2 & 3 و يعكس طاقة المدار

و يرمز له بالرمز n وكلما زادت n زادت المسافة من النواة

$$E = - R_H \left(\frac{1}{n^2} \right)$$

2- الرقم الكمي الزاوي (L) وهو يعكس شكل المدار ولكل n هناك من صفر

الي n-1 قيم لهذا الرقم

و لكل الكترون برقم زاوي هناك $2L+3$ لهذا الرقم و يمكن ذلك كما يلي

$$n = 1 \quad L = 0 \& 0$$

أي هناك مدار واحد وهو S

وفي حالة n=2

$$n = 2 \quad L = 0 \& (2-1) = 1 \quad S \& P$$

$$n = 3 \quad L = 0 \& (3-1) \& (3-2) \quad S \& P \& d$$

ومجموع الإلكترونات ذات رقم n واحد توضع في مجال يسمى Shell بينما

مجال n_1L موضوع في SubShell

3- الرقم الكمي المغنطيسي (m_l)

وهو يوضح وضع المدار في الفراغ و له قيم كما يلي

في حالة رقم زاوي L فإنه يساوي $-L, (-L+1), 0, (+L-1), L$

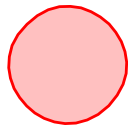
4- أخيراً هناك رقم الدوران Spin Quantum number N

وهي اما ان تكون $1/2$ او $-1/2$

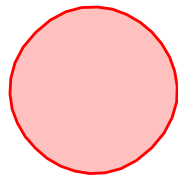
من خلال هذه القواعد يمكن أستنتاج الأتي

n	L	m_L	No of Orbital	Atomic Orbital
1	0	0	1	1S
2	0	0	1	2S
	1	-1, 0, 1	3	2P _x , 2P _y , 2P _z
3	0	0	1	3S
	1	-1, 0, 1	3	3P _x , 3P _y , 3P _z

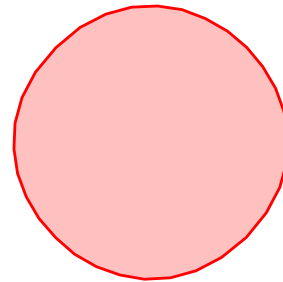
S Orbital



1S

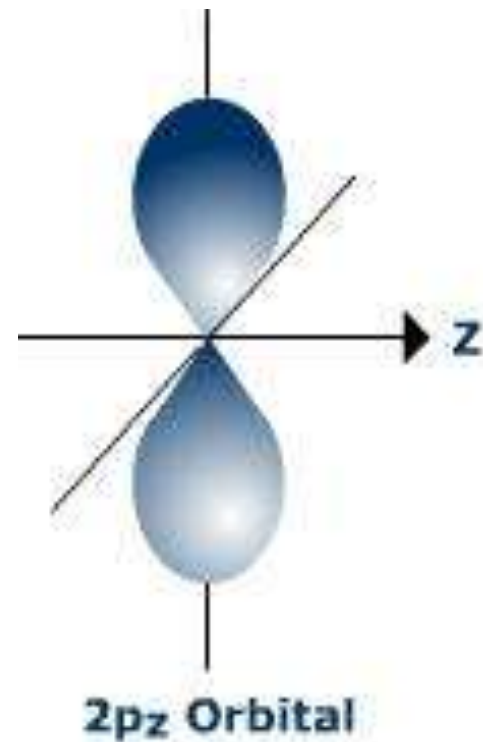
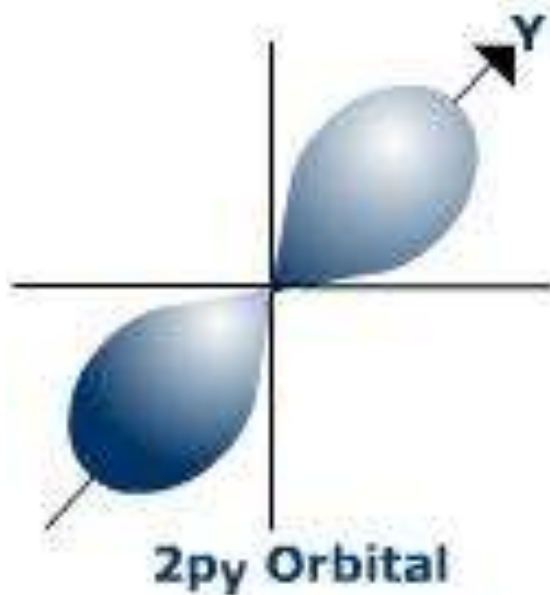
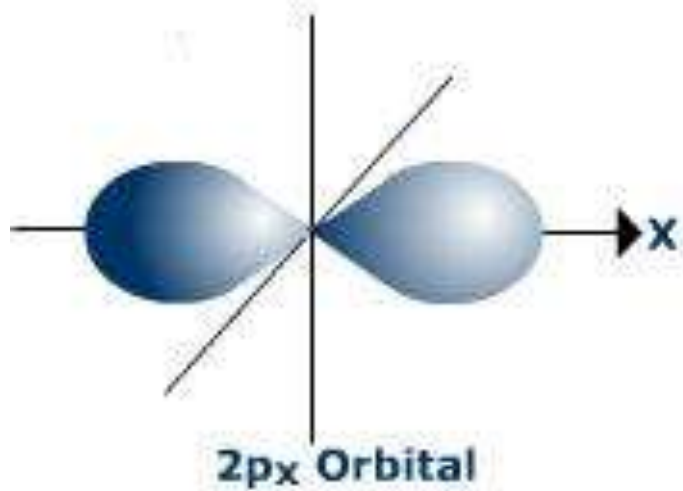


2S

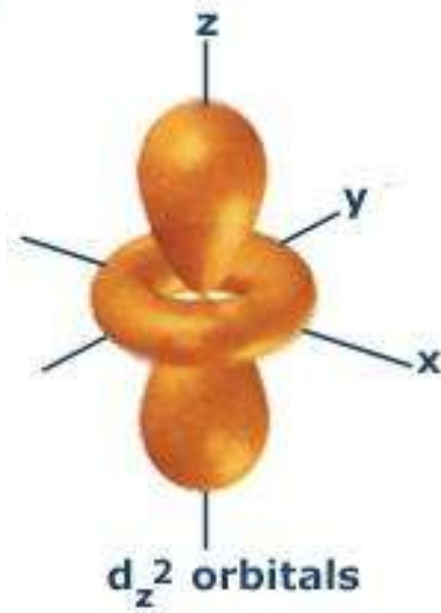
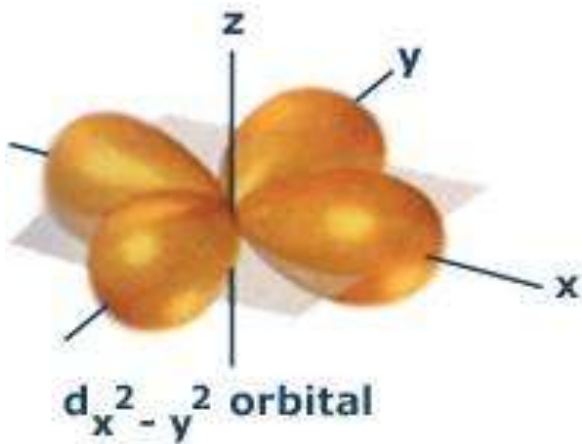
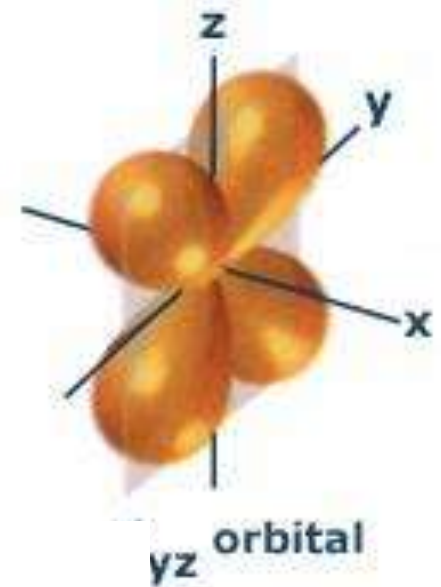
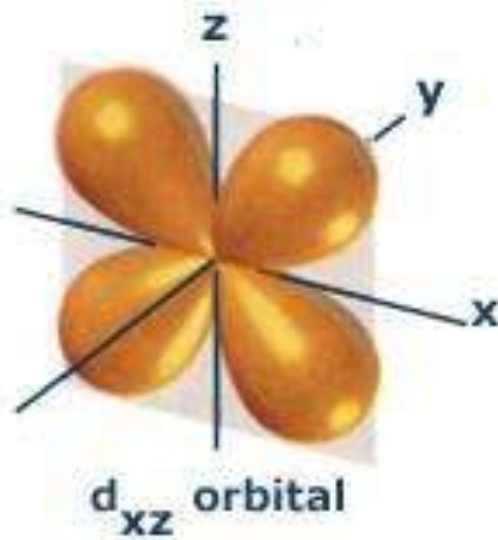
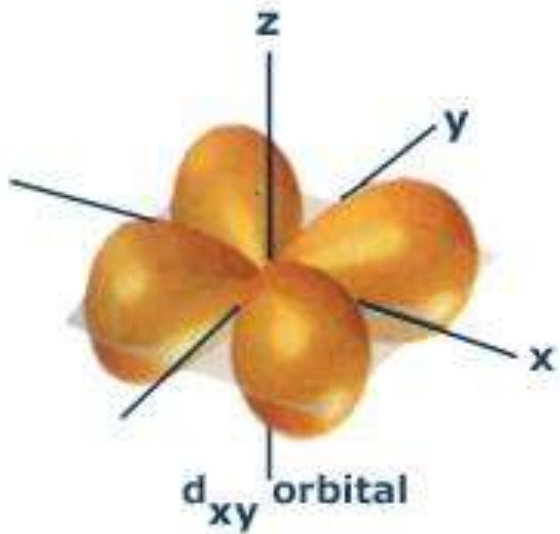


3S

P-Orbital

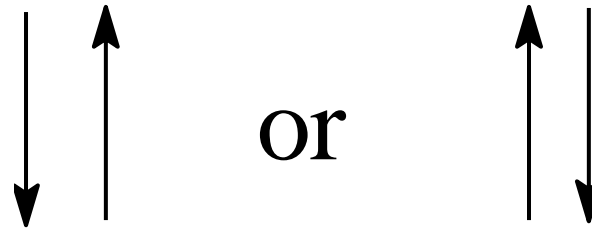


d-Orbital



نظرية باولي

تتص علي أن في الذرة الواحدة لا يمكن أن يحوز إلكترونات ذات الأرقام الكمية الأربعة. وبذا فإن إذا ما تزواج الألكترونات فإن الوضع الصحيح للألكترونان يكون كما يلي

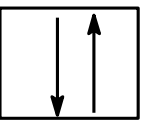


ولا يجوز

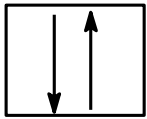


نظرية هوند

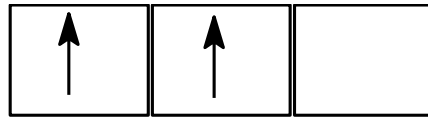
تنص علي أن أكثر أحوال الذرة ثباتاً هي تلك التي تشمل أكبر عدد من الألكترونات ذات الدوران المتوازي أي أن



$1s^2$

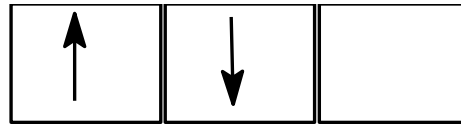
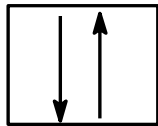
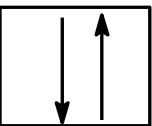


$2s^2$



$2p^2$

صحيح



غير صحيح

و ذلك تمثيل لذرة الكربون

والإلكترونات في المدار الأخير تسمى **إلكترونات التكافؤ** وهي التي تحدد أغلب خصائص العنصر وكيفية تصرف العنصر في التفاعلات الكيميائية. أما باقي الإلكترونات في الذرة تسمى **الإلكترونات الداخلية** وهي تتحكم بصورة أقل كثيرا في خصائص العنصر.

والإلكترونات تدور حول النواة حقيقة في شكل متعرج مثل الموجات، ولا تدور الإلكترونات في شكل دائري أو بيضاوي تماما، ولكن يظل لكل إلكترون حيز من الفراغ حول النواة هو فقط المسموح له فيه بالدوران. ولذلك الأدق أن نقول أن الإلكترونات تدور حول النواة في **سحابة إلكترونية**.

تمثيل الذرة والأغلفة التي تحتوي الإلكترونات في ذرات المجموعة
18 في الجدول الدوري من الهليوم إلى الكريبتون موضحة العدد
الأقصى للإلكترونات في كل دورة أو غلاف.

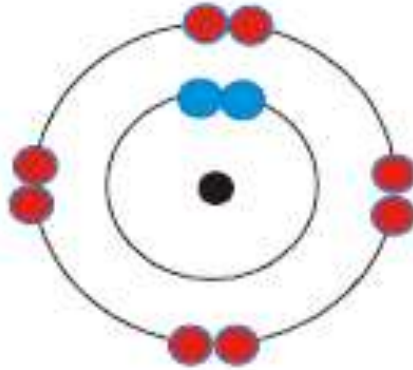
الدورة الأولى
(غلاف واحد يحوي إلكترونات)



الدورة الأولى
أقصى عدد للإلكترونات هو 2

هيليوم He

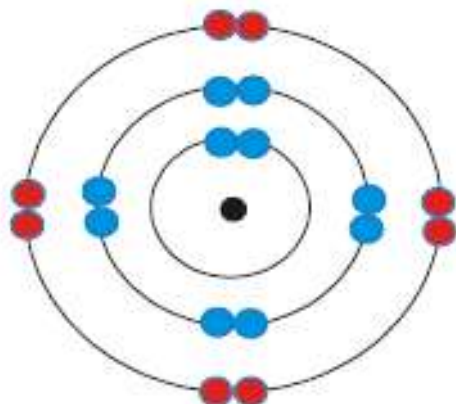
الدورة الثانية
(غلافان يحويان إلكترونات)



الدورة الثانية
أقصى عدد للإلكترونات هو 8

نيون Ne

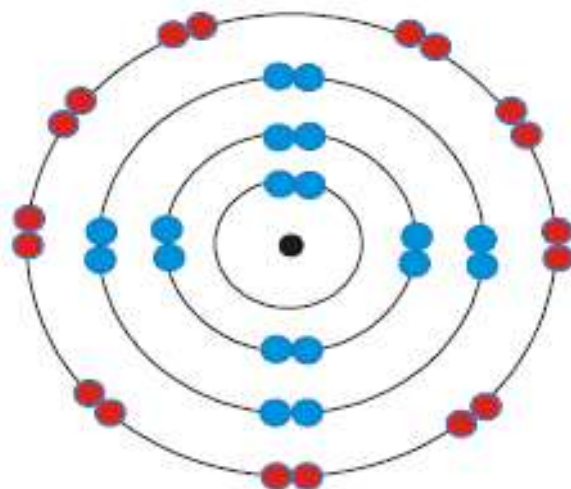
الدورة الثالثة
(ثلاثة أغلفة تحتوي إلكترونات)



أرجون Ar

الدورة الثالثة
أقصى عدد للإلكترونات هو 8

الدورة الرابعة
(أربعة أغلفة تحتوي إلكترونات)



كريبتون Kr

الدورة الرابعة
أقصى عدد للإلكترونات هو 18

ويمكن أيضا تمثيل شكل الذرة بما يعرف **بالتشبيد النقطي** الإلكتروني **electron-dot notation**. وفيه يوضع الرمز الكيميائي للذرة محاطا بالإلكترونات التكافؤ فقط، بحيث يرسم كل زوج من الإلكترونات متقاربا.

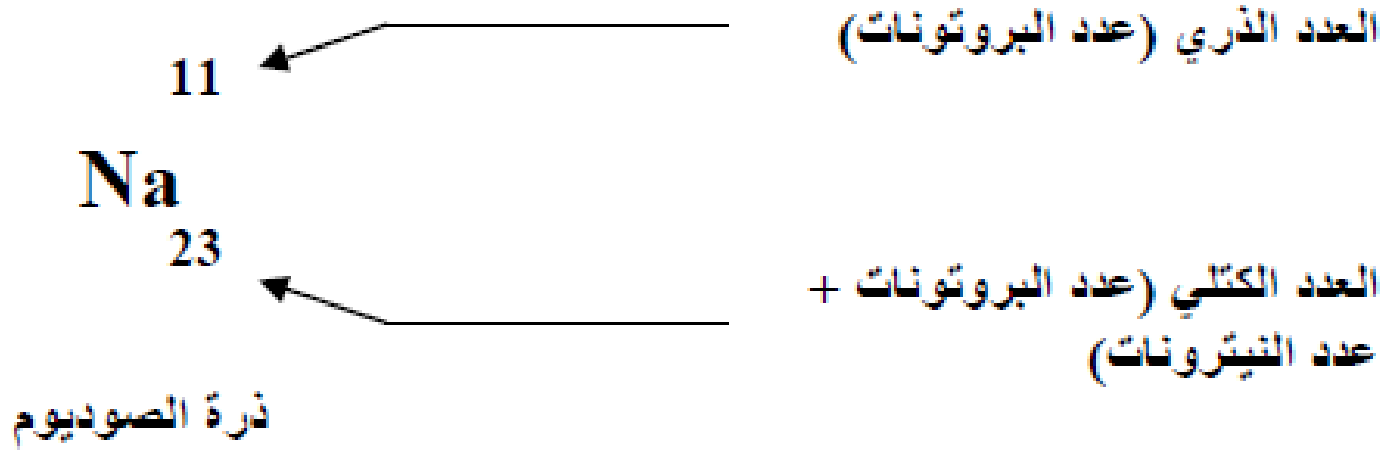


ذرة النيتروجين بها خمسة إلكترونات في المدار الخارجي



ذرة الأكسجين بها ستة إلكترونات في المدار الخارجي

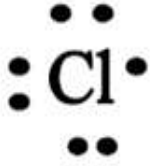
وكما أشرنا في الفصل الأول فإن العناصر الكيميائية تكتب في الجدول الدوري والمعادلات عامة بصورة رموز. ونرى في الجدول الدوري فوق كل رمز رقم، هذا الرقم هو العدد الذري للعنصر. والعدد الذري **atomic number (Z)** هو عدد البروتونات (وهو نفس عدد الإلكترونات) في الذرة المتعادلة الشحنة الكهربائية. نرى تحت كل رمز للعنصر رقما آخر، وهذا الرقم يسمى **العدد الكتلي (A) Mass number** للذرة وهو عدد البروتونات والنيوترونات الموجودة في نواة الذرة المتعادلة الشحنة الكهربائية.



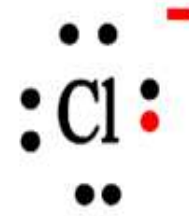
في ذرة الصوديوم نرى أن عدد البروتونات هو 11 وعدد البروتونات +
 النيوترونات هو 23 . من هنا يمكن حساب عدد النيوترونات فقط داخل النواة
 وهو $12 = 23 - 11$ نيوترونا.

$$\text{عدد النيوترونات في النواة} = \text{العدد الكتلي} - \text{العدد الذري}$$

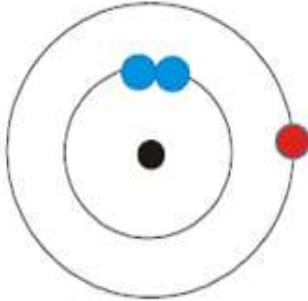
وعندما تفقد الذرة إلكترونًا أو أكثر من المدار الخارجي يصبح عدد البروتونات الموجبة داخل النواة أكثر من عدد الإلكترونات السالبة، وبذلك لا تصبح الذرة متعادلة كهربائياً، بل تصبح تحمل شحنة كلية موجبة. وفي حالة إذا ما اكتسبت الذرة إلكترونًا أو أكثر في المدار الخارجي؛ يصبح عدد الإلكترونات السالبة أكثر من عدد البروتونات الموجبة في الذرة، ولا تعد الذرة متعادلة كهربائياً بل تحمل شحنة موجبة. وفي كلا من الحالتين السابقتين تسمى الذرة أيونًا. والأيون هو ذرة غير متعادلة الشحنة تحمل شحنة كلية سالبة أو موجبة. والأيون الموجب يسمى كاتيون، والأيون السالب يسمى أنيون. مثال ذرة الكلور Cl^{17} .



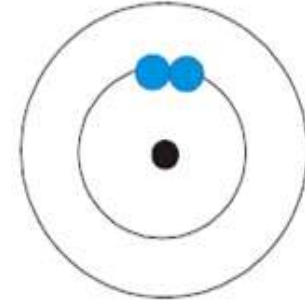
ذرة الكلور Cl^{17} بها سبعة عشر إلكترونات وسبعة عشر بروتوناً



أنيون الكلور Cl^{-1} به ثمانية عشر إلكترونات وسبعة عشر بروتوناً



ذرة الليثيوم Li^3 بها ثلاثة إلكترونات وثلاثة بروتونات



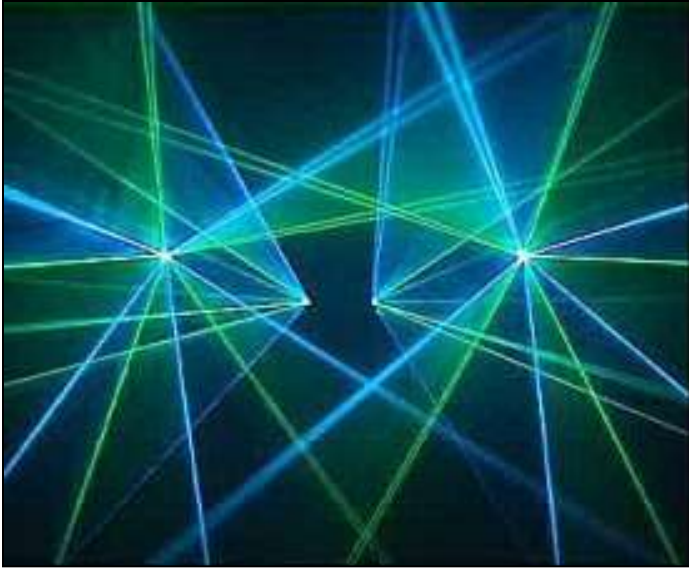
كاتيون الليثيوم Li^{+1} به إلكترونان وثلاثة بروتونات

تمثيل الأيونات

فوق: بالتمثيل لنقطي تحت: تمثيل المدارات في الذرة

لماذا تتفاعل العناصر الكيميائية؟

لكي نرد على هذا السؤال دعنا نلقي نظرة أخرى على خصائص العناصر في الجدول الدوري. إذا نظرنا إلى المجموعة الأخيرة في الجدول الدوري (المجموعة 18) نرى أنها تتكون من غازات تسمى الغازات الخاملة أو الغازات النبيلة Nobel gases، وهي مجموعة من الغازات التي لا تتفاعل بأي الطرق الكيميائية التقليدية.



أشعة الأرجون والليزر التي تستخدم في العروض المسرحية

والسبب في أن تلك الغازات الخاملة لا تتفاعل هو أن غلافها الأخير يحوي على عدد كامل من الإلكترونات؛ بمعنى أن الإلكترونات فيه مزدوجة، مكتملة، وغير قابلة للزيادة أو النقصان. فإذا نظرنا إلى الشكل 3.1 نجد أن ذرة الهيليوم وهي في الدورة الأولى لها غلاف إلكتروني واحد، وهذا الغلاف كما علمنا لا يمكن أن يحمل أكثر من إلكترونان لصغر قطره، والهيليوم كما هو موضح في الشكل يحمل إلكترونان؛ أي أنه لا يستطيع التفاعل بوضع أي إلكترونات أخرى لهذا الغلاف، كما أنه لا يستطيع أن يتفاعل بفقد أي من هذان الإلكترونان لأنه إذا تفقد الذرة اتزانها وتصبح الإلكترونات غير مزدوجة.



غاز الهيليوم



غاز النيون

وعامة تتفاعل الذرات حتى تصل للتمثيل الإلكتروني (عدد الإلكترونات في الغلاف الأخير) لأقرب ذرة غاز خامل لها في الجدول الدوري. بمعنى أن جميع ذرات الدورة الأولى تصبح أكثر استقرارا إذا ما وصلت للتمثيل الإلكتروني لذرة الهيليوم (إلكترونان في الغلاف الخارجي). وجميع ذرات الدورة الثانية تصبح أكثر استقرارا إذا ما وصلت للتمثيل الإلكتروني لذرة النيون (8 إلكترونات في الغلاف الخارجي) ... وهكذا.

الجدول الدوري وترتيب العناصر

العناصر مرتبة في الجدول الدوري بحسب خواصها الفيزيائية والكيميائية. وإذا ما نظرنا إلى الجدول الدوري نجد أن العناصر به تحمل نمطا خاصا يحدد إذا ما سوف تكون كاتيونا أم أنيونا عند التفاعل. وهذا النمط كالتالي:

المجموعة ؟
الدورة ؟

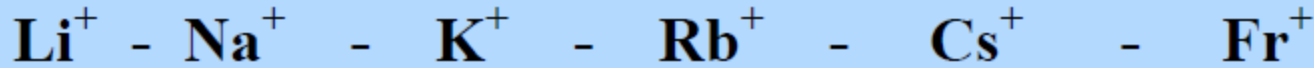
2																	1	1
He																	H	
10	9	8	7	6	5											4	3	2
Ne	F	O	N	C	B											Be	Li	
18	17	16	15	14	13											12	11	3
Ar	Cl	S	P	Si	Al											Mg	Na	
36	35	34	33	32	31	30	29	28	27	26	25	24	23	22	21	20	19	4
Kr	Br	Se	As	Ge	Ga	Zn	Cu	Ni	Co	Fe	Mn	Cr	V	Ti	Sc	Ca	K	
54	53	52	51	50	49	48	47	46	45	44	43	42	41	40	39	38	37	5
Xe	I	Te	Sb	Sn	In	Cd	Ag	Pd	Rh	Ru	Tc	Mo	Nb	Zr	Y	Sr	Rb	
86	85	84	83	82	81	80	79	78	77	76	75	74	73	72	*	56	55	6
Rn	At	Po	Bi	Pb	Tl	Hg	Au	Pt	Ir	Os	Re	W	Ta	Hf		Ba	Cs	
118	117	116	115	114	113	112	111	110	109	108	107	106	105	104	**	88	87	7
Uuo	Uus	Uuh	Uup	Uuq	Uut	Uub	Rg	Ds	Mt	Hs	Bh	Sg	Db	Rf		Ra	Fr	

71	70	69	68	67	66	65	64	63	62	61	60	59	58	57
Lu	Yb	Tm	Er	Ho	Dy	Tb	Gd	Eu	Sm	Pm	Nd	Pr	Ce	La
103	102	101	100	99	98	97	96	95	94	93	92	91	90	89
Lr	No	Md	Fm	Es	Cf	Bk	Cm	Am	Pu	Np	U	Pa	Th	Ac

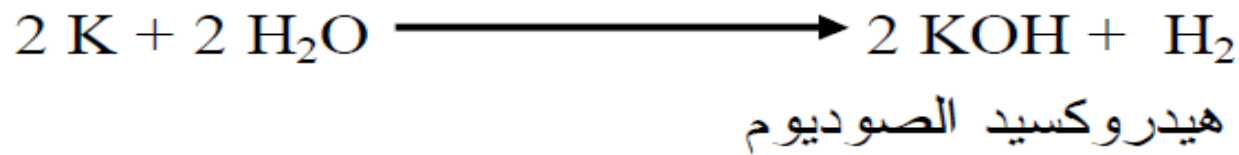
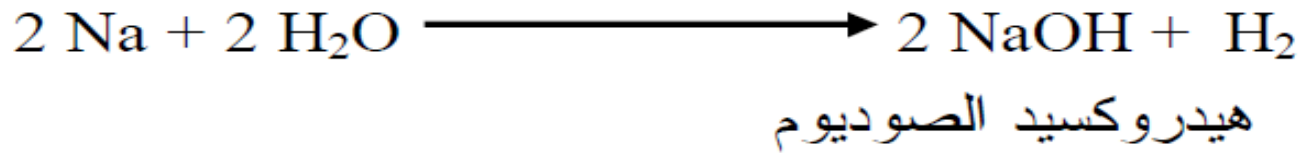
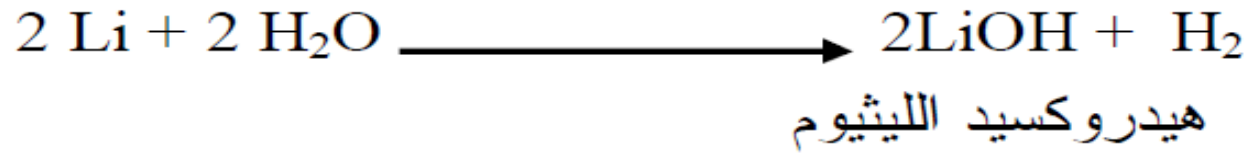
* لانشيدات

** اكتينيدات

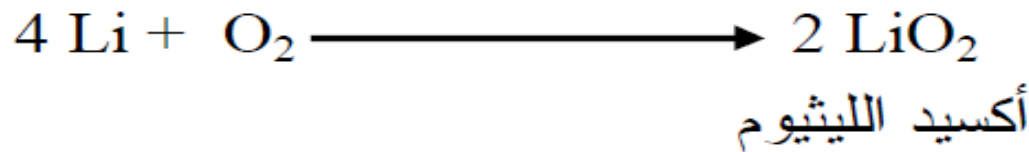
المجموعة الأولى: تسمى تلك المجموعة الفلزات القلوية *Alkali metals* وهي مجموعة من العناصر نشطة للغاية (في التفاعلات بالطبع). وعمامة يزيد نشاط العنصر كلما نزلنا في الدورة في الجدول الدوري. وتلك العناصر نشطة للغاية حتى أنها يجب أن تحفظ في المعمل تحت طبقة من الزيت حتى لا تتفاعل مع بخار الماء في الهواء مصدرة الحرائق في بعض الأحيان. وجميع عناصر المجموعة الأولى لها إلكترون واحد في الغلاف الأخير؛ لذا فجميع هذه العناصر تفقد ذلك الإلكترون لتصبح كاتيونا يحمل شحنة واحدة موجبة (فيما عدا الهيدروجين).



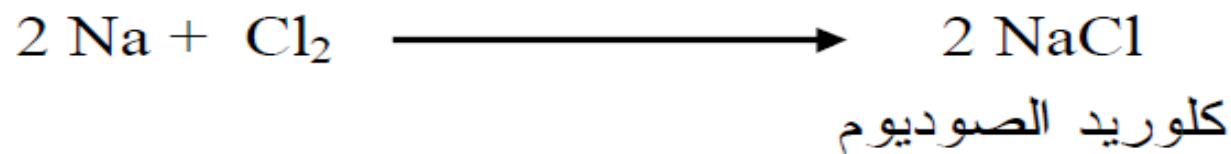
التفاعل مع الماء:



التفاعل مع الأكسجين:



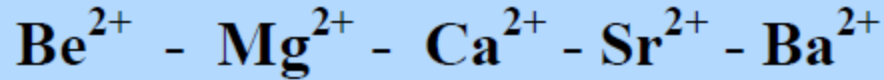
التفاعل مع الهالوجينات:



المجموعة الثانية: تسمى مجموعة الفلزات الأرضية القلوية *Alkaline Earth*

Metals وهي أيضا معادن نشطة، ولكنها ليس بنشاط معادن المجموعة الأولى.

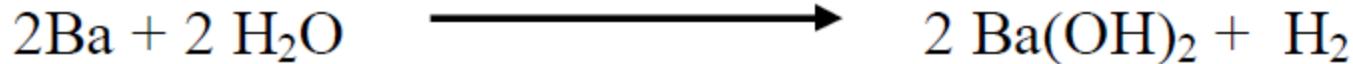
وسميت بالمعادن الأرضية القلوية لكثرة تواجدها في طبقات الأرض العلوية وفي الصخور، ولأنها أيضا عند التفاعل مع الماء تنتج هيدروكسيد العنصر القلوي.



التفاعل مع الماء:



هيدروكسيد الكالسيوم

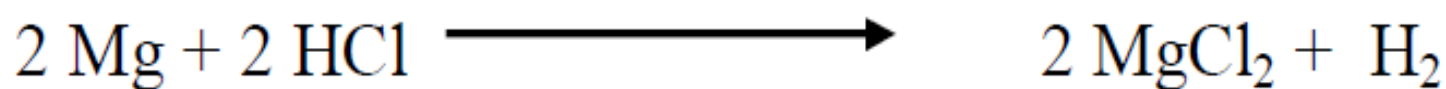


هيدروكسيد الباريوم



هيدروكسيد السترونشيوم

التفاعل مع الحوامض:



كلوريد الماغنيسيوم



كلوريد الكالسيوم

المجموعة الثالثة وحتى المجموعة الثانية عشر: عناصر المجموعة

الثالثة وإلى الثانية عشر تسمى العناصر الانتقالية، وذلك لأنها عناصر تتوسط الجدول الدوري وتفصل بين الفلزات واللافلزات. والعناصر في المجموعة الانتقالية معادن مثالية، فهي موصلات للحرارة والكهرباء، لامعة، يمكن سحبها وطرقها (فيما عدا الزئبق).

والمعادن في تلك المجموعات تميل إلى تكوين كاتيونات يحمل شحنة +2 .
Be²⁺ - Mg²⁺ - Ca²⁺ - Sr²⁺ - Ba²⁺ - Ra²⁺ - Sc²⁺ - Ti²⁺ -
Pb²⁺ - Mn²⁺ - Fe²⁺ - Co²⁺ - Ni²⁺ - Cu²⁺ - Zn²⁺
فيما عدا بعض الشواذ لتلك القاعدة مثل تكوين Fe³⁺ - V³⁺ - V⁴⁺ - Cu⁺ - Ag⁺ -
Cr³⁺ - Pb³⁺ - Pb⁴⁺ -

والعناصر الانتقالية لا تتفاعل بسهولة مع الماء مثل عناصر المجموعتين الأولى والثانية، ولكنها تتفاعل مع الأكسجين في وجود الحرارة لإنتاج الأكاسيد:



المجموعة الثالثة عشر: تسمى تحمل عناصرها 3 إلكترونات في الغلاف الأخير؛ لذا فهي تميل إلى فقد تلك الإلكترونات لتحمل شحنة $3+$.



المجموعة الرابعة عشر: تحمل أربعة إلكترونات في غلافها الأخير؛

وتتفاعل تلك الذرات في معظم الأوقات بالرابطة التساهمية.

المجموعة الخامسة عشر: تحمل عناصر هذه المجموعة خمسة إلكترونات

في غلافها الأخير؛ لذا فمن الأسهل لها أن تكتسب ثلاثة إلكترونات أخرى

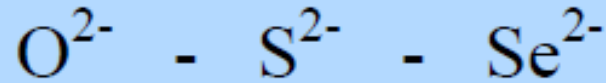
من الذرات المجاورة في التفاعل لتصبح أنيوناً يحمل ثلاث شحنات سالبة -3.



المجموعة السادسة عشر: تحمل العناصر ستة إلكترونات في المدار

الأخير؛ ولهذا فهي تكتسب إلكترونان إضافيان عند التفاعل لتكمل غلافها

الأخير بثمانية إلكترونات، وتصبح بذلك أنيونات -2



المجموعة السابعة عشر: وهي من أهم مجموعات الجدول الدوري

وتسمى الهالوجينات. والهالوجينات لها خواص فريدة وتتميز بأنها تتفاعل

بشكل واسع مع الكثير من العناصر الكيميائية.

وعناصر تلك المجموعة تحمل سبعة إلكترونات في الغلاف الأخير لها؛ لذلك نجد عناصر تلك المجموعة تواقفة جدا لاكتساب إلكترون واحد لتكمل غلافها الأخير بثمانية إلكترونات وتصل للاستقرار في الطاقة. ولأن هذه العناصر نشطة جدا في التفاعلات الأيونية سميت تسمية خاصة وهي الهاليدات. وللهااليدات خصائص عديدة تتفرد بها دون باقي عناصر الجدول الدوري وذلك أساسا بسبب التوزيع الإلكتروني لها.



المجموعة الثامنة عشر: هي مجموعة الغازات الخاملة. وعناصر تلك المجموعة لها غلاف إلكتروني أخير ممتلئ لا يستطيع اكتساب أو فقدان أية إلكترونات؛ ولهذا فتلك العناصر لا تتفاعل أبدا في ظروف التفاعلات الكيميائية العادية.

الأيونات متعددة الذرات

يمكن أيضا تكون أيون من ذرات متعددة؛ بمعنى أن تحمل مجموعة الذرات تلك شحنة إجمالية، ومعظم تلك الأيونات متعددة الذرات هي أيونات سالبة،

معدا الأمونيوم NH_4^+

اسماء بعض الأيونات الشائعة

-3	-2	-1
فوسفات PO_4^{3-}	كربونات CO_3^{2-}	أسيئات CH_3COO^-
	كرومات CrO_4^{2-}	برومات BrO_3^-
	سلفات SO_4^{2-}	سيانيد CN^-
	فوق أكسيد O_2^{2-}	نترات NO_3^-
		نيريت NO_2^-
		برمنجنات MnO_4^-
		هيدروكسيد OH^-
		بيكاربونات HCO_3^-

الروابط الكيميائية

الرابطه الكيميائية هي قوى تجاذب بين النواة وإلكترونات التكافؤ لذرة أو ذرات أخرى والتي تجعل تلك الذرات مرتبطة ببعضها البعض.

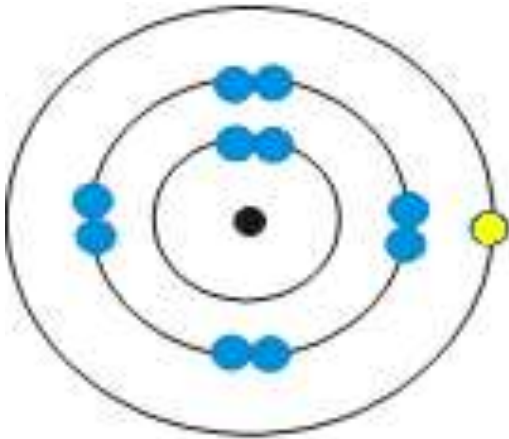
أنواع الروابط الكيميائية.

الروابط الكيميائية لا تتم كلها بنفس الطريقة، وإنما تختلف تبعاً لعدة عوامل أهمها عدد الإلكترونات في الغلاف الخارجي للذرة. وعلى أساس هذا العامل يمكن تقسيم أنواع الروابط إلى رابطة تساهمية ورابطة أيونية.

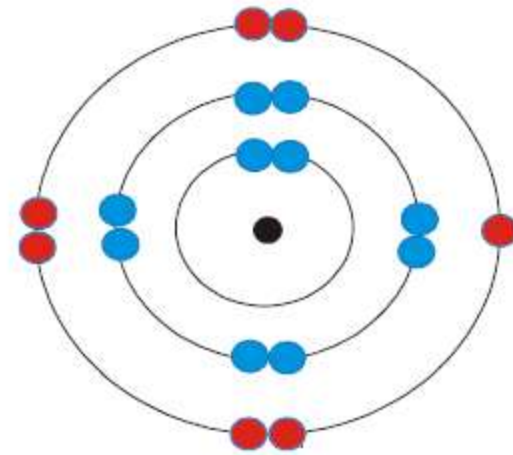
الرابطة الأيونية

الرابطة الأيونية يحدث فيها اتحاد بين أيونات موجبة وأيونات سالبة ليكونوا جزيء متعادل الشحنة الكهربائية.

مثال على الرابطة الأيونية هو ملح الطعام NaCl . الصوديوم Na^{11} يحتوي على 11 إلكترونًا مرتبين في المدارات الإلكترونية كالتالي (2 ، 8 ، 1). بينما الكلور Cl^{17} يحمل 17 إلكترونًا مرتبين في المدارات كالتالي (2 ، 8 ، 7)



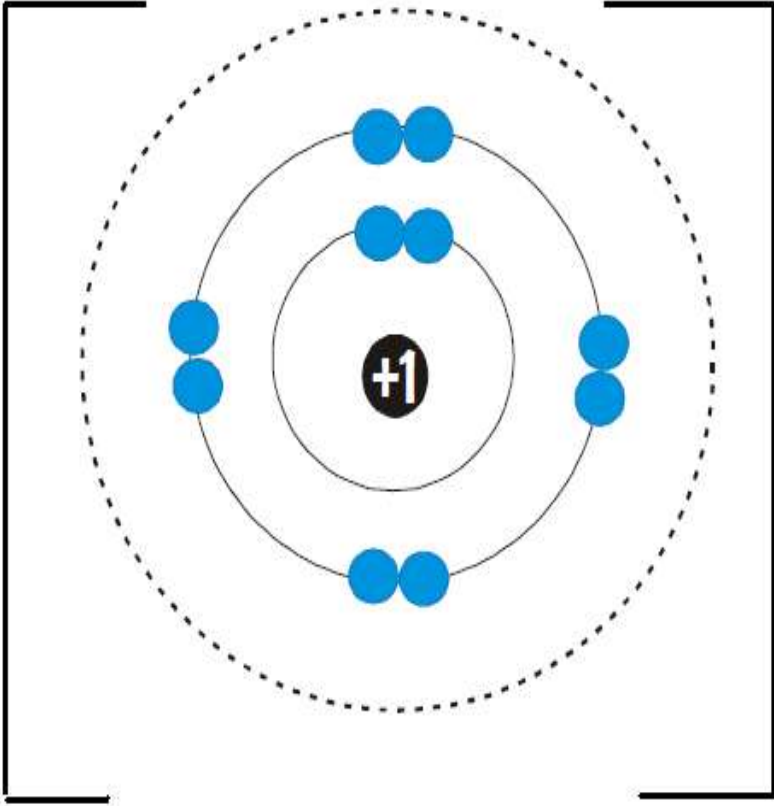
ذرة الصوديوم Na^{11}



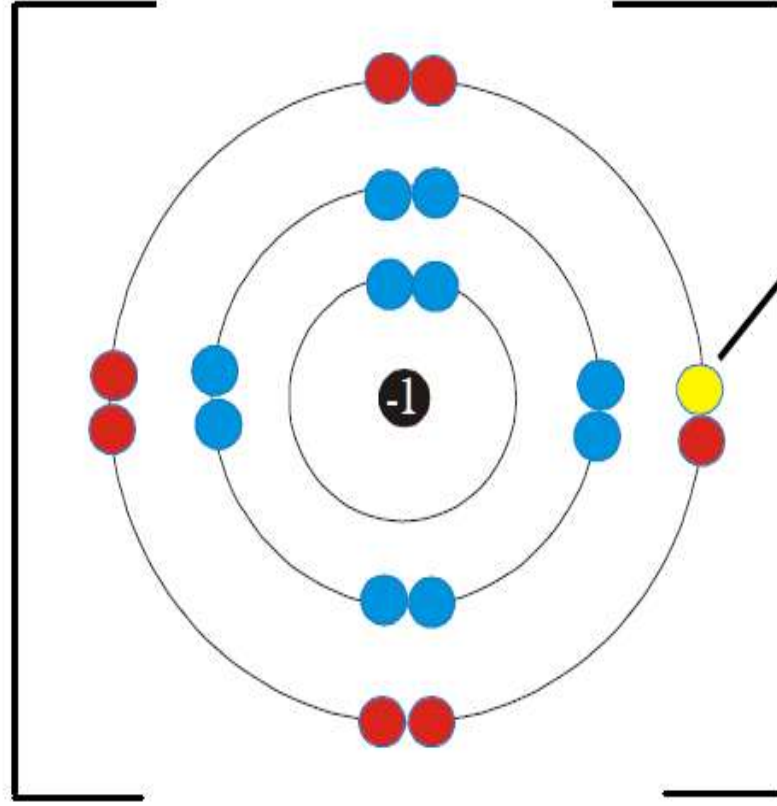
ذرة الكلور Cl^{17}

عند التفاعل نجد أن ذرة الصوديوم تفضل أن تفقد إلكترون بحيث يصبح عدد الإلكترونات في غلافها الخارجي 8 إلكترونات (مثل النيون)، وبذا تصبح ذرة الصوديوم أيونا يحمل شحنة واحدة موجبة Na^{+1} . ونجد أن الكلور في تفاعلاته يميل إلى أن يكتسب إلكترونات من الذرات التي تتفاعل معه بحيث يصبح عدد الإلكترونات في غلافه الأخير 8 إلكترونات (مثل الأرجون)، وبذا تصبح ذرة الكلور أيونا يحمل شحنة واحدة سالبة Cl^{-1} .

فإذا ما تقارب الأيون السالب والأيون الموجب فإن قوى تجاذب كهربائية تحدث بين نواتي الأيونان وتتكون رابطة كهربية تسمى بالرابطة الأيونية.



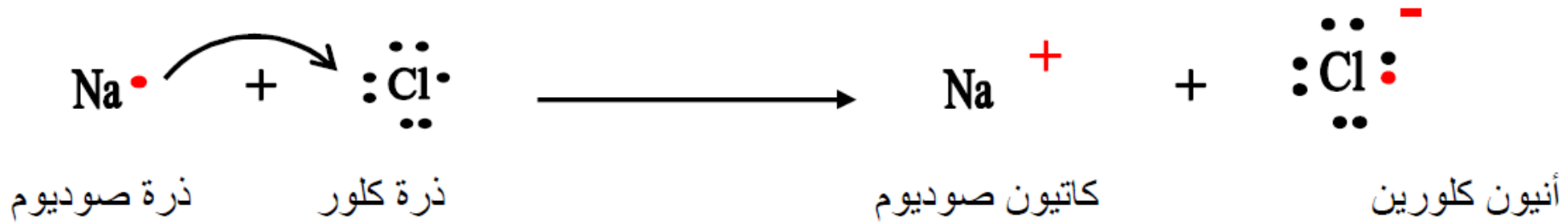
أيون الصوديوم
الغلاف الأخير خالي من الإلكترونات
شحنة واحدة موجبة



إلكترون انتقل من
ذرة الصوديوم
إلى ذرة الكلور

أيون الكلور
الغلاف الأخير مكتمل بثمانية إلكترونات
شحنة واحدة سالبة

والتمثيل النقطي لهذا التفاعل يكون كالتالي:



لكل المركبات الأيونية الشحنات السالبة والشحنات الموجبة
يجب أن تتعادل

مثال آخر هو تكون كلوريد الماغنيسيوم $MgCl_2$

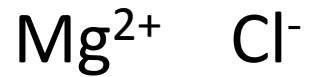
الماغنيسيوم يكون كاتيون Mg^{2+} لذا فهو يفقد إلكترونان للذرة التي يتفاعل معها. والكلور يكون أيون الكلوريد Cl^- ويكتسب إلكترون واحد من الذرة التي يتفاعل معها. فإذا ما وضعنا الأيونان بجانب بعضهما



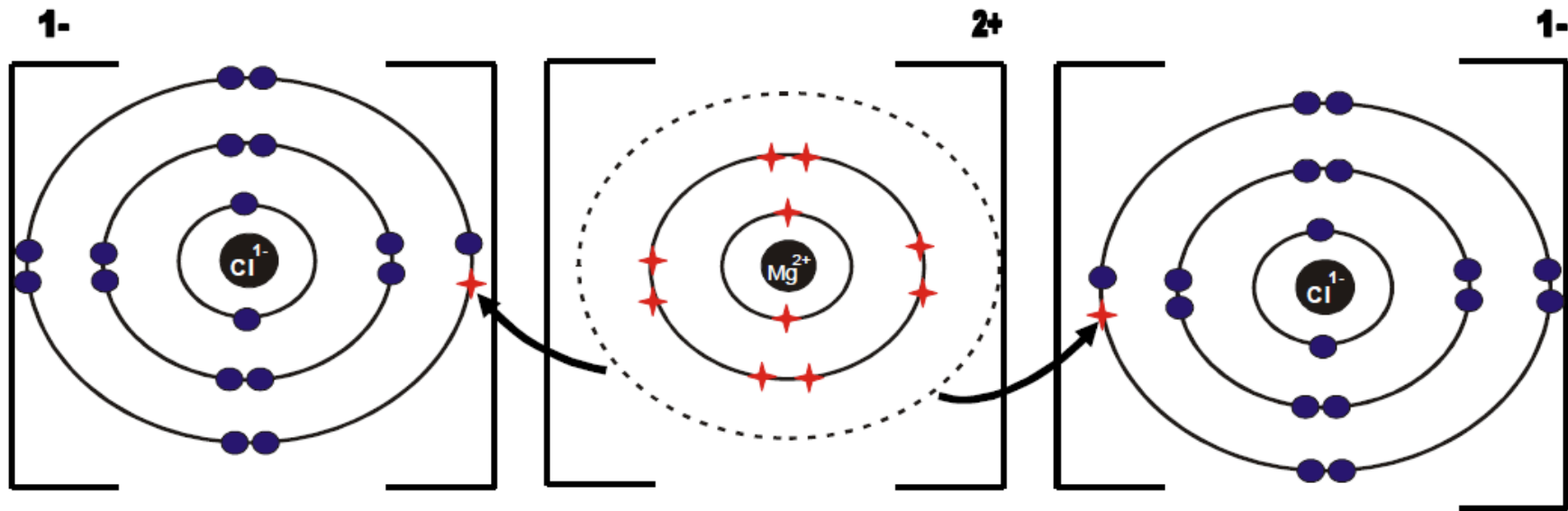
الشحنة الكلية للجزيء = $(+2) + (1-) = 1+$

سيتكون لدينا جزيء يحمل شحنة كلية $1+$ وهو الشيء الذي لا يمكن حدوثه أو بمعنى أصح لا يكون هذا الجزيء متوازن ومستقر.

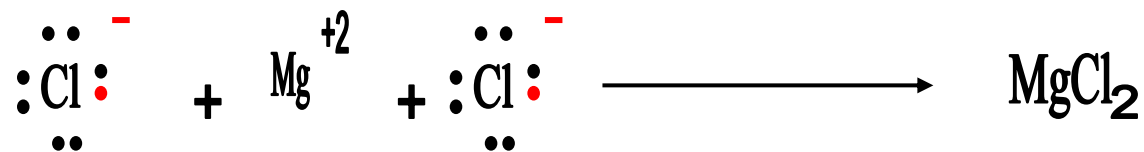
فإذا ما تفاعل أيون ماغنيسيوم واحد مع أيونان من الكلور بهذه الطريقة Cl^-



سوف تتعادل الشحنة الكهربائية للجزيء $MgCl_2$



وللتبسيط يمكن تمثيل التفاعل بالتمثيل النقطي للأيونات كالتالي:



Hybridization التهجين

sp^3

• Tetrahedral

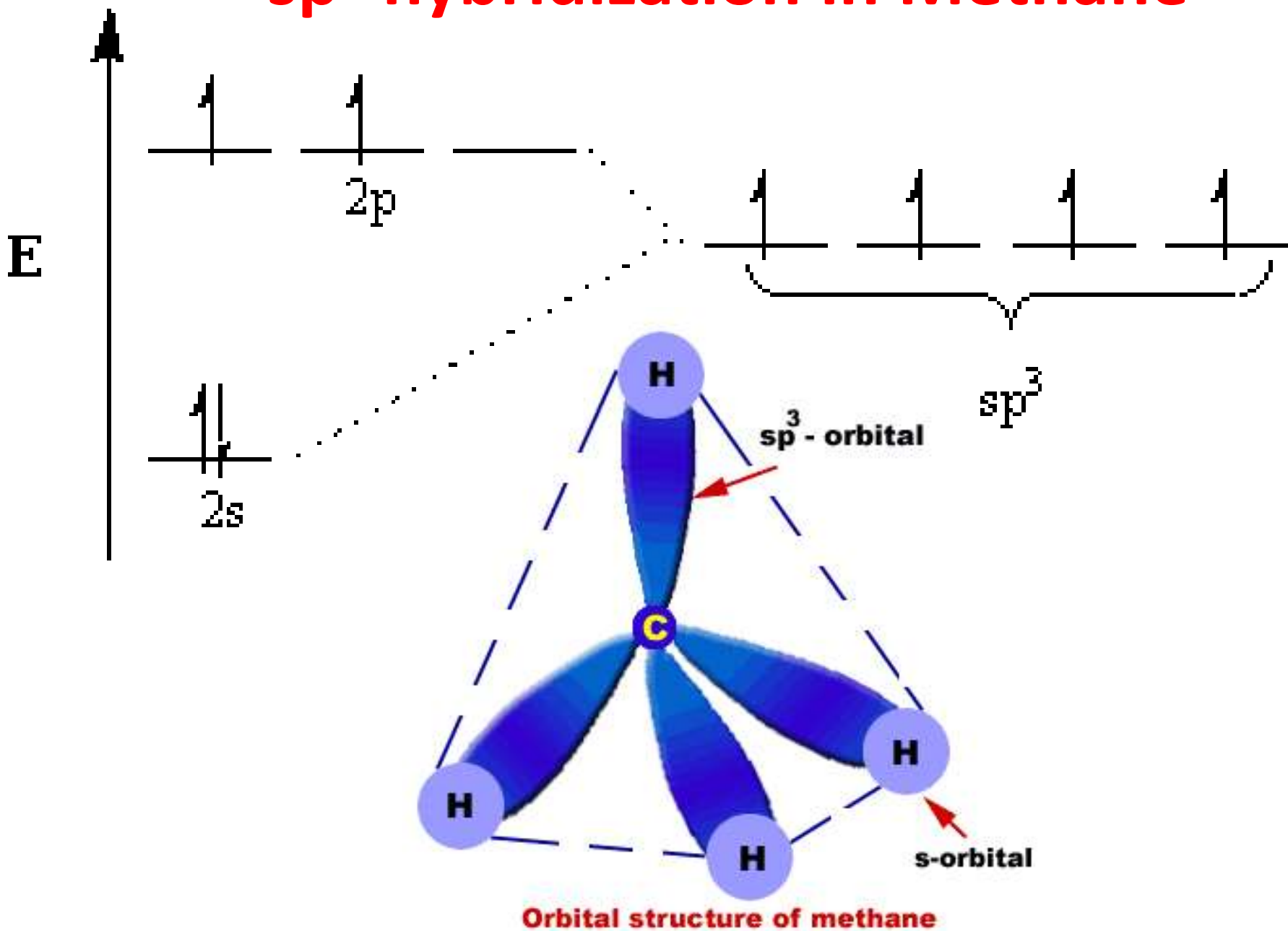
sp^2

• Trigonal Planar

sp

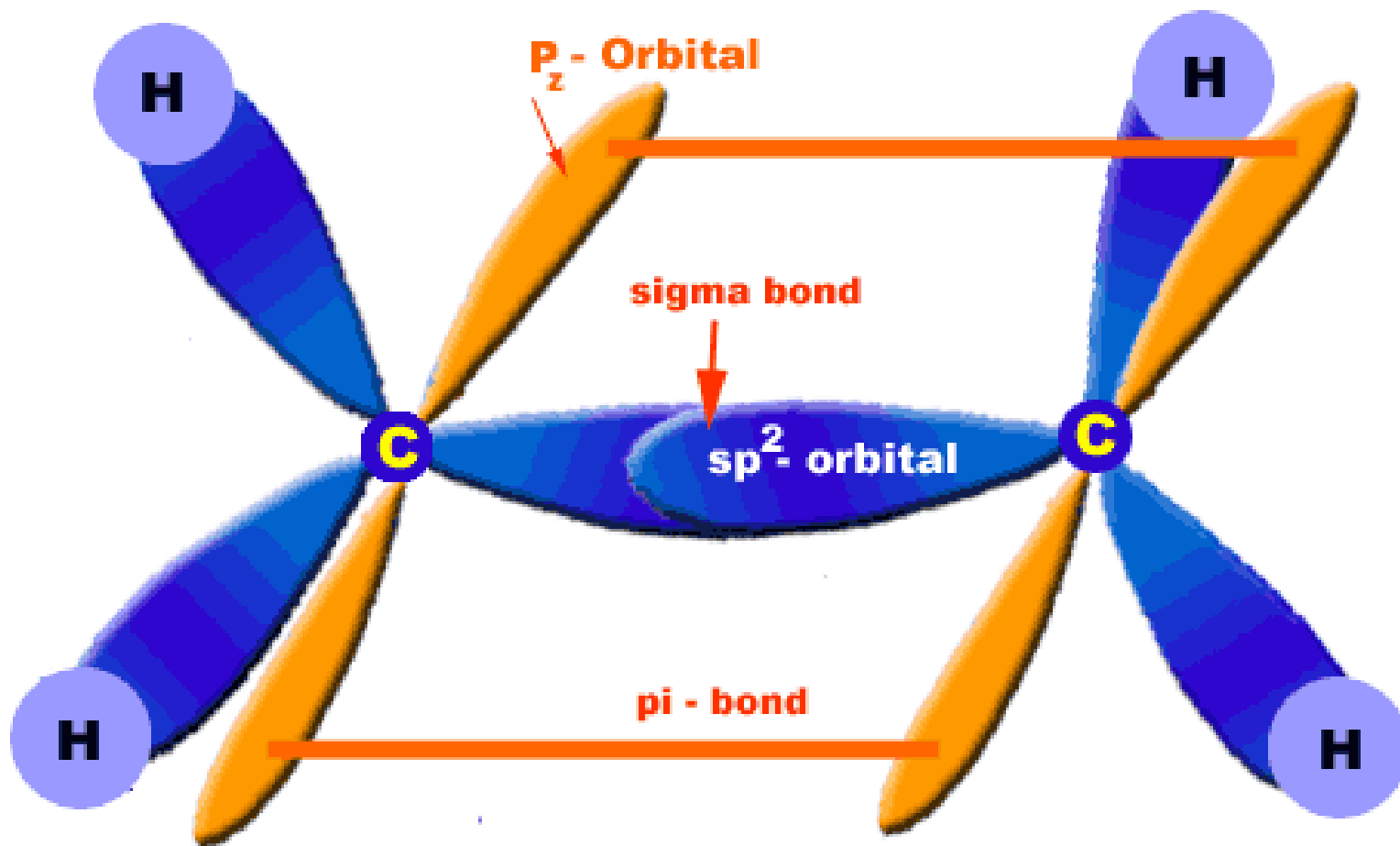
• Linear

sp^3 hybridization in Methane

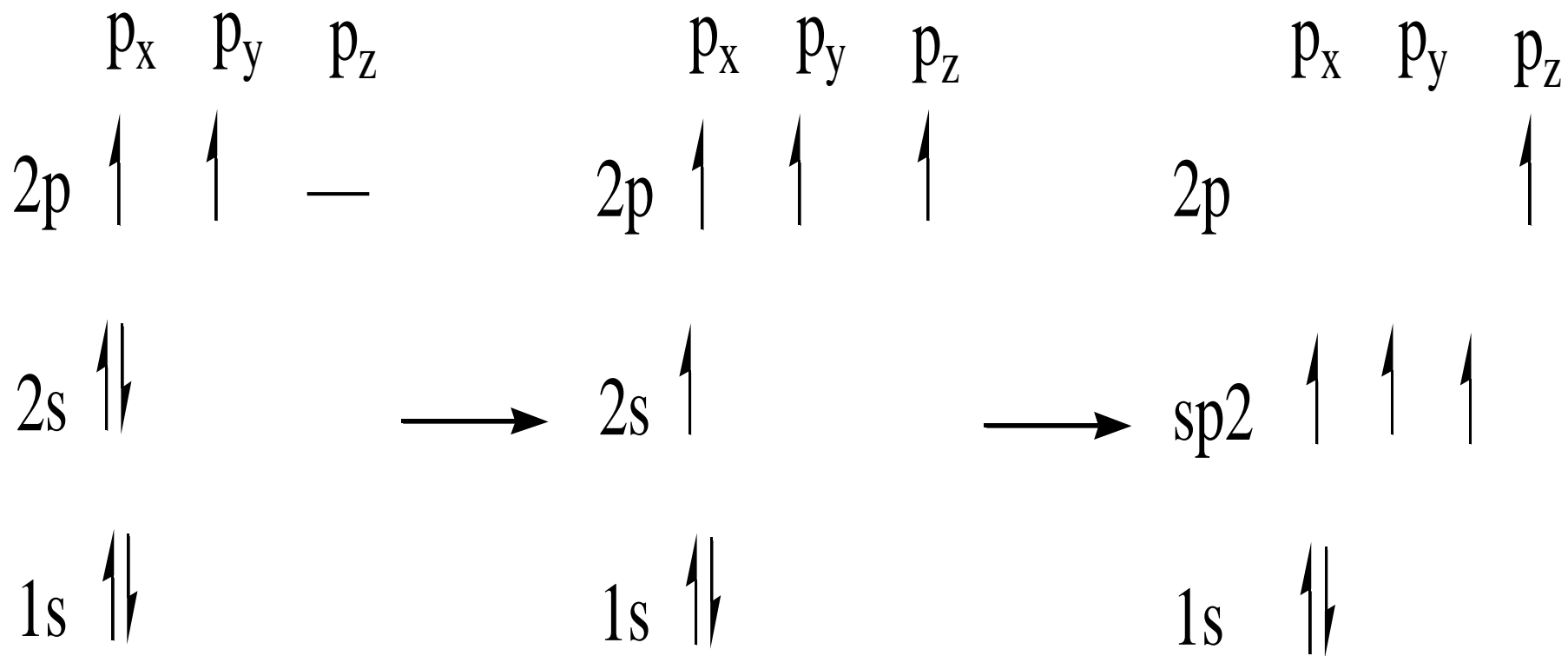


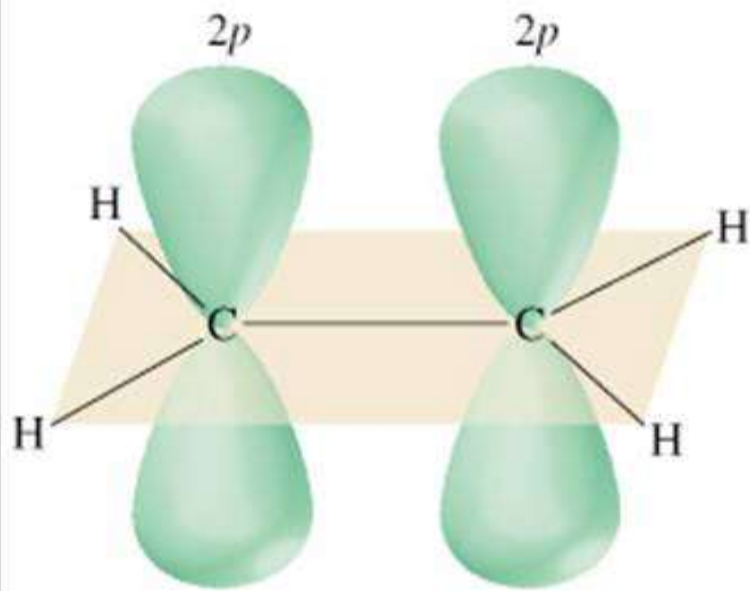
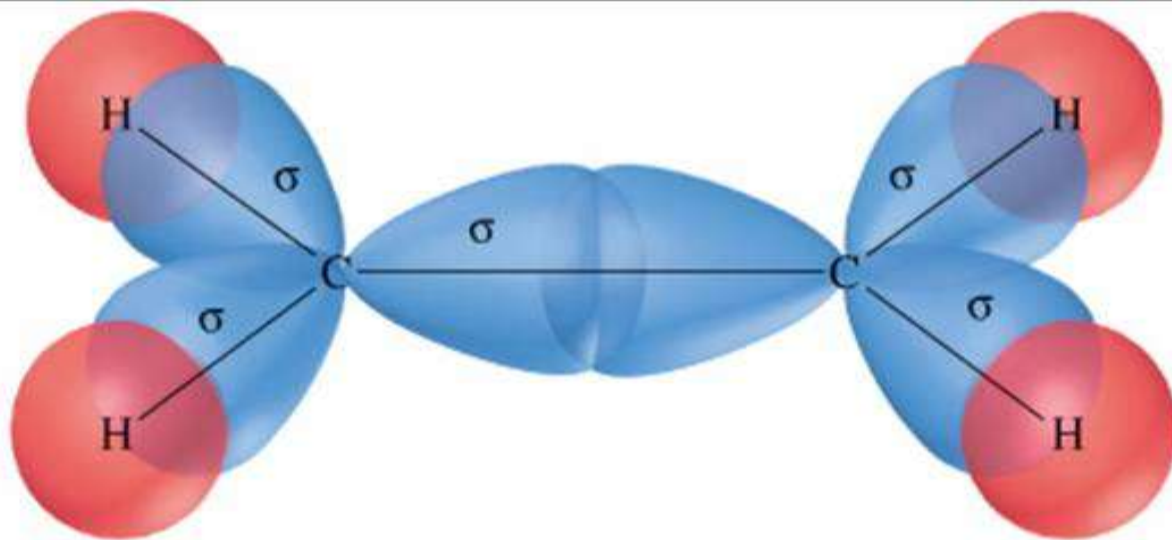
sp^2 hybridization in Ethene

www.citycollegiate.com

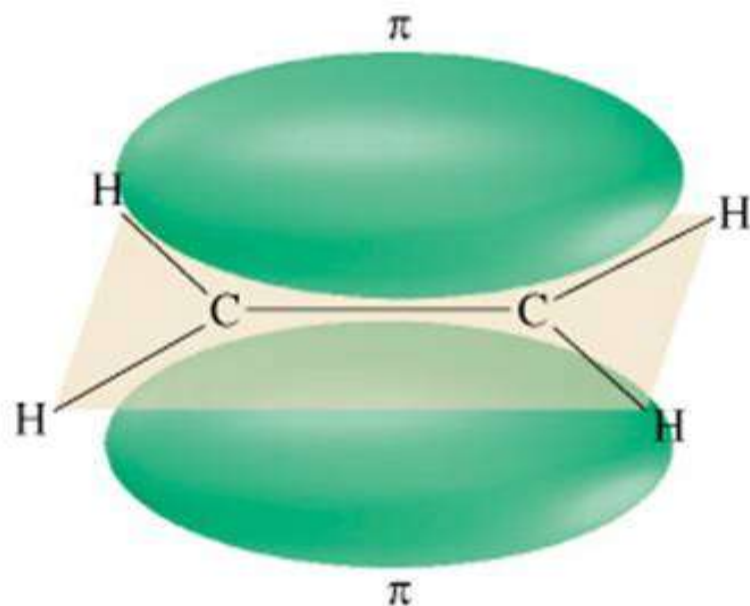


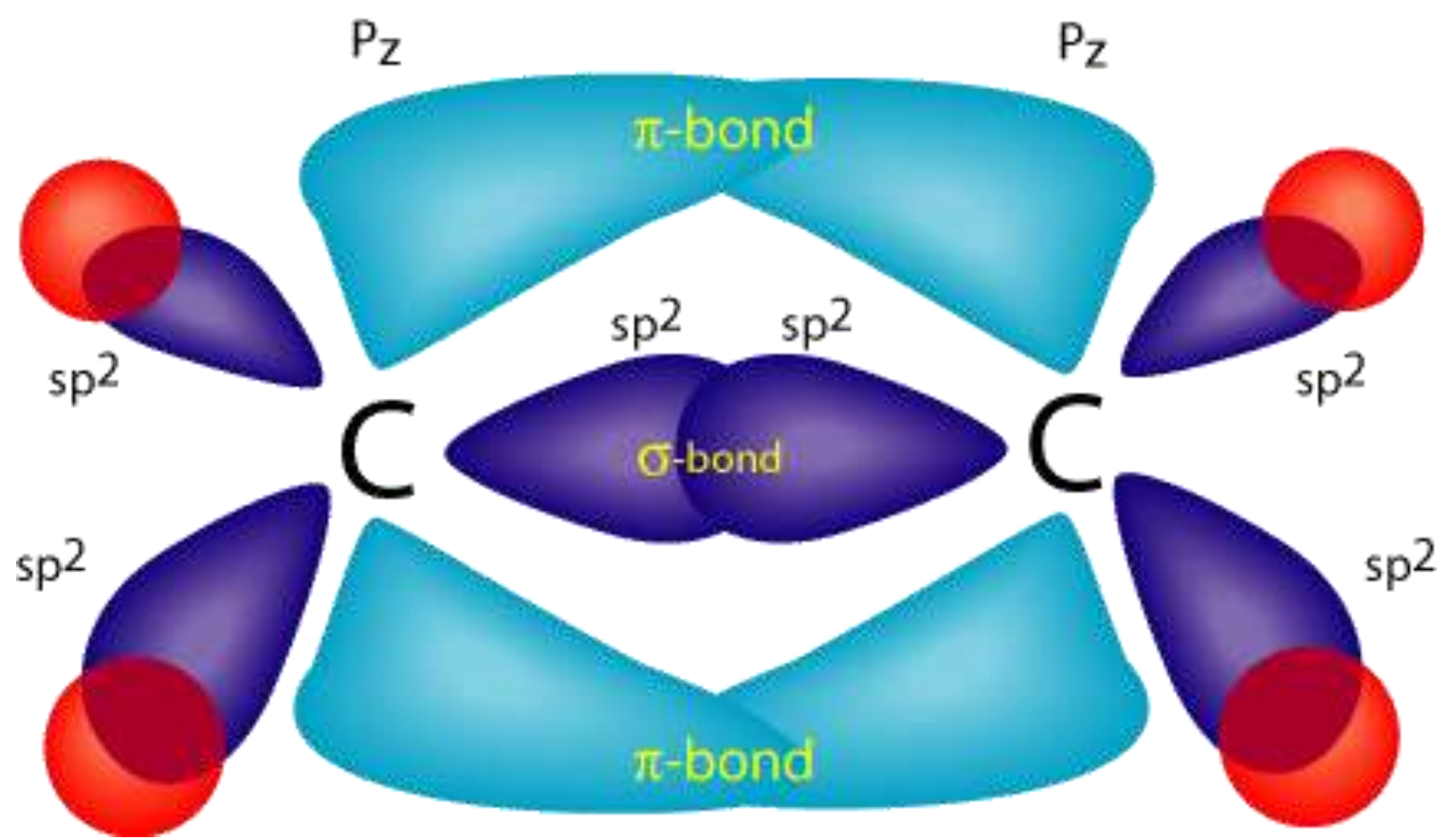
Orbital structure of ethene





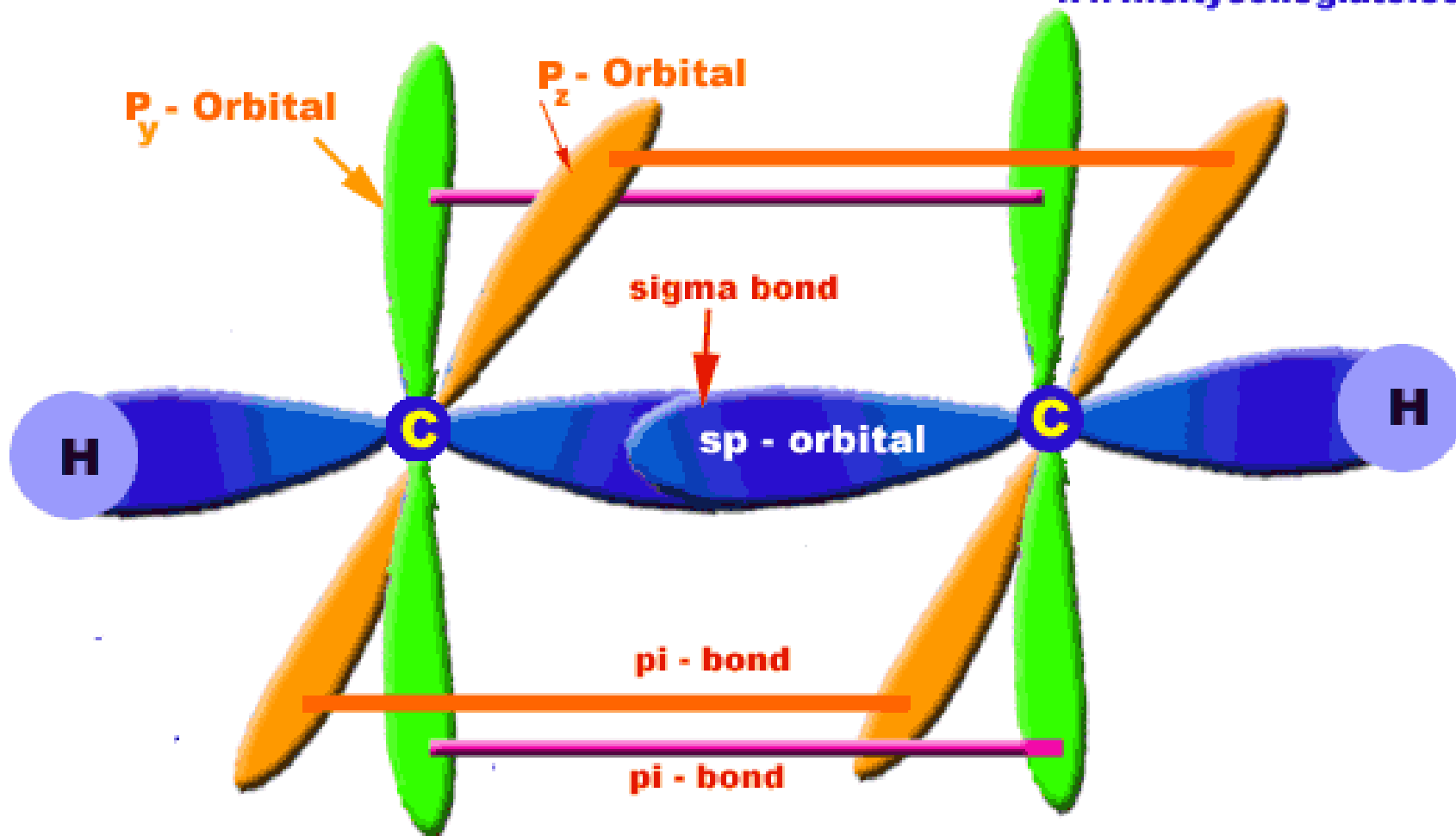
\longrightarrow



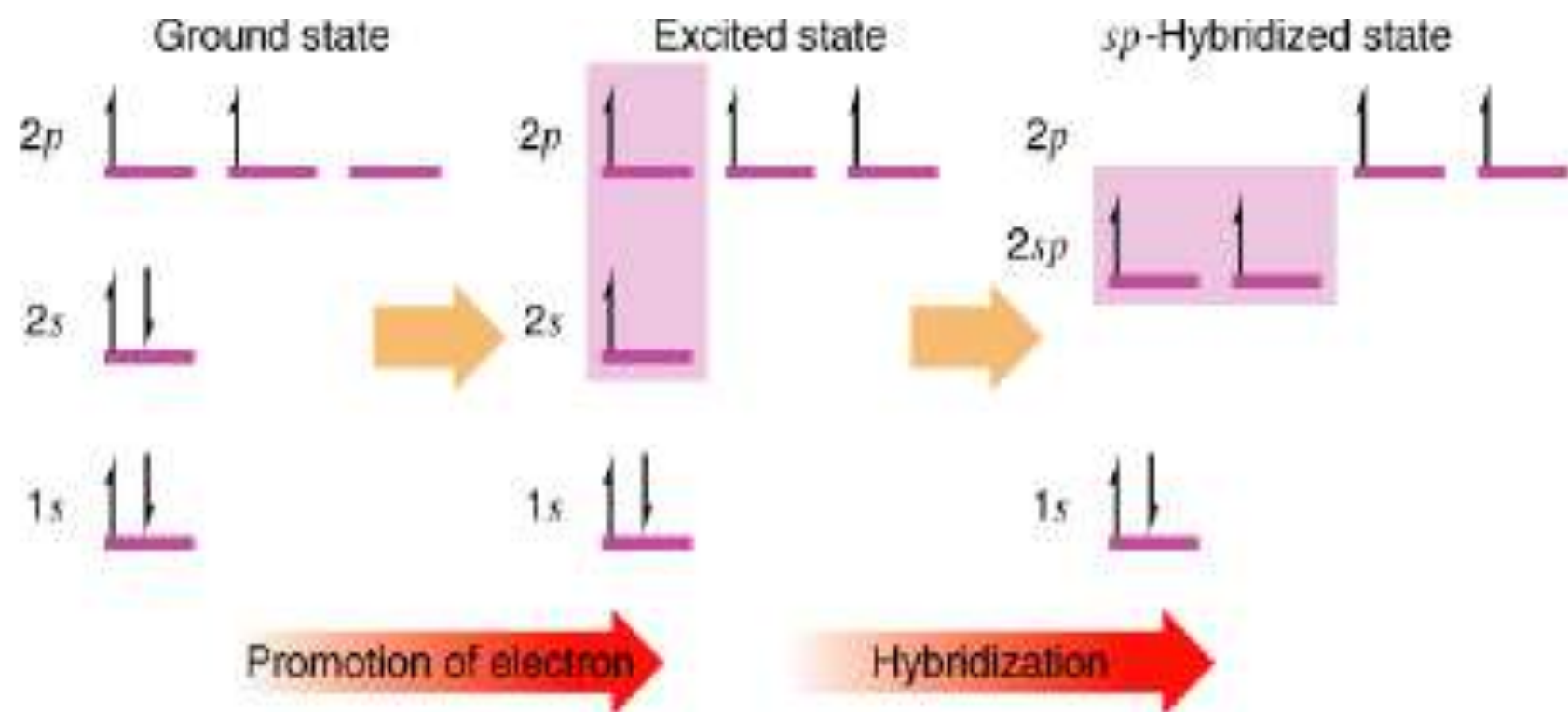


sp hybridization in Ethyne

www.citycollegiate.com



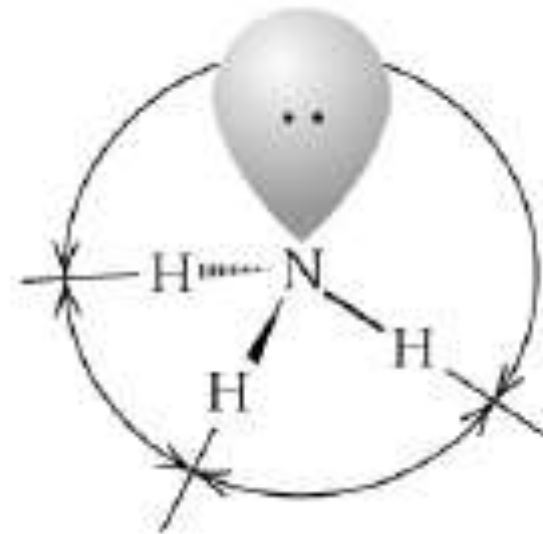
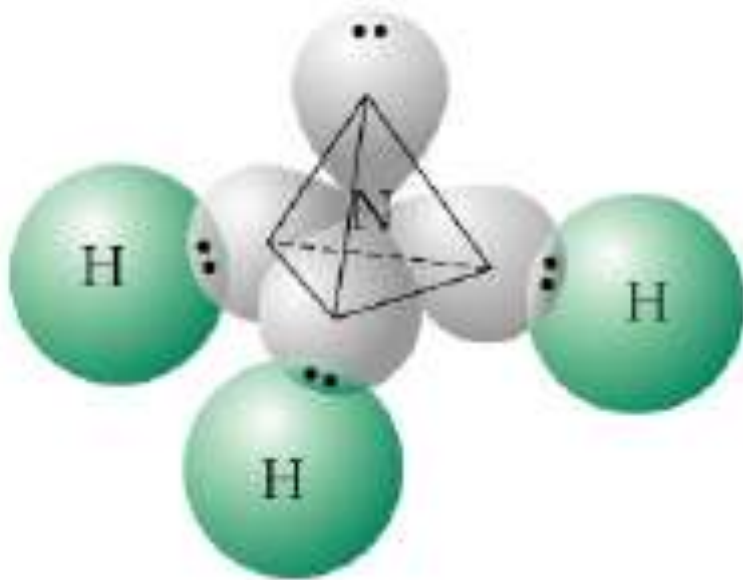
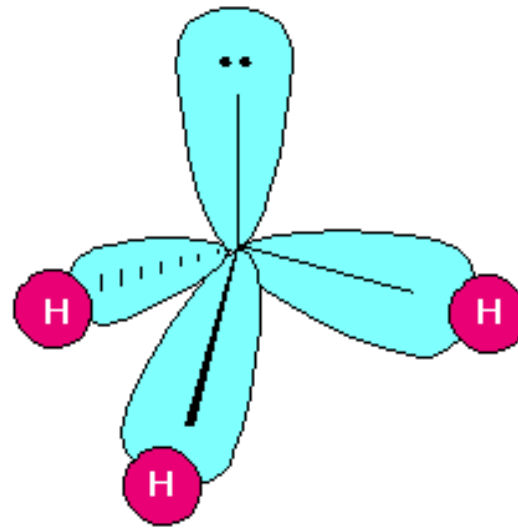
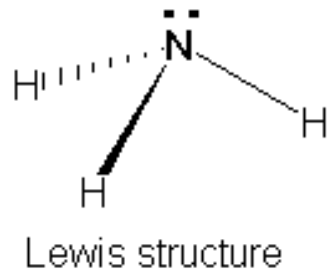
Orbital structure of ethyne



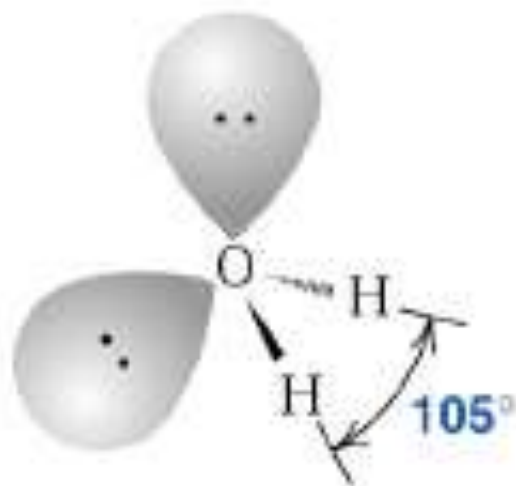
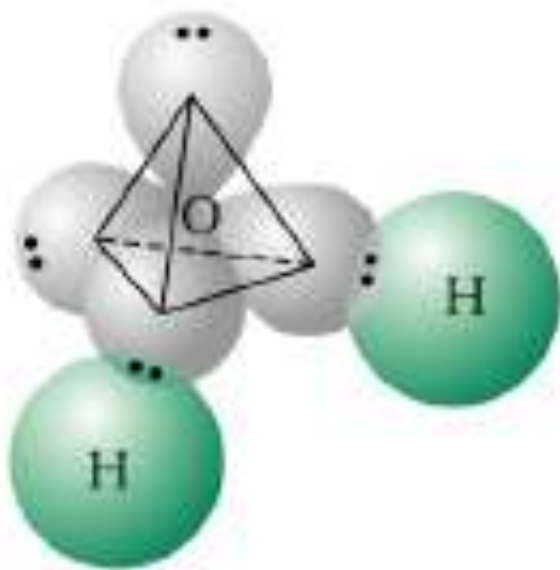
الروابط في الأمونيا والماء

كل من الأمونيا والماء تحتوي على sp^3 نيتروجين وأكسجين ويكمل زوج الإلكترونات غير المرتبط المداريات الرباعية غير أن الزاوية في الأمونيا هي 107,5 وليس 109,5 حيث أنه زوج الإلكترونات يشغل حيزاً أكبر في الفراغ وحيث أن للأكسجين زوج من هذه الإلكترونات فإن الزاوية تقل في الماء لتصبح 105 درجة.

Bonding molecule orbital picture for ammonia, NH_3



Water



دورية خواص العناصر

تم التعرف على العناصر النقية بعد استخلاصها من خاماتها على مدى طويل فبعضها عرف نقيا منذ قبل التاريخ و الآخر لم يميز إلا حديثا و قد لاحظ العلماء أن خواص العناصر تتكرر على دورات و قد قام العالم الروسى مندليف عام 1869 بوضع جدولا للعناصر طبقا لأوزانها الذرية و قد تضمن هذا الجدول 66 عنصرا و في عام 1900 أضيف 30 عنصر آخر غير أن هذا الجدول الذي رتب فيه العناصر طبقا لأوزنها الذرية صادف بعض المشاكل فمثلا الأرجون وزنه الذرى 39.1 بينما البوتاسيوم 39.95 و لو تم الترتيب طبقا للوزن الذرى لحل كل منهما محل الآخر و قد تم حل هذه المعضلة بإعادة الترتيب طبقا للرقم الذرى (Z) حيث اكتشف موسلى علاقة بين الطول الموجى لأشعة X الناتجة عند قذف العناصر بالكترونات عالية الطاقة اسمها Z

$$\sqrt{\nu} = a(z-b)$$

و يمكن بالتبسيط اعتبار الرقم الذرى تعبيرا عن عدد البروتونات فى النواة

وضع الهيدروجين في دورة وحده ثم تلاه الهليوم

1A

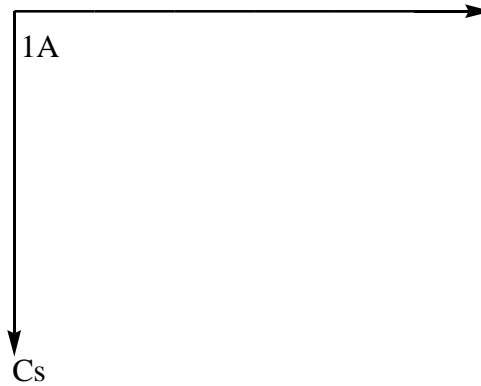


2A

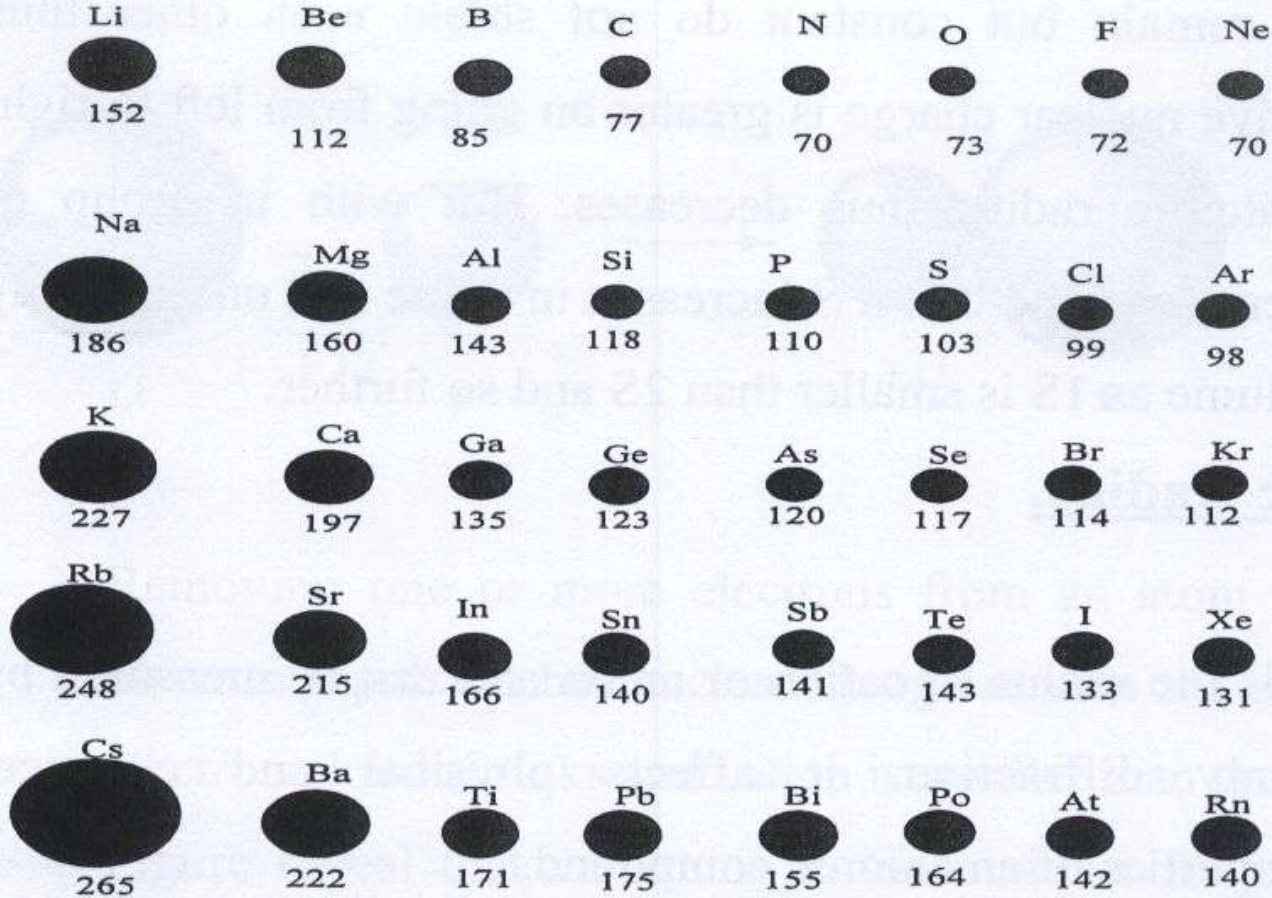


قطر الذرة

يبين أقطار الذرات المختلفة و منها نلاحظ ان قطر الذرة يتناقص من اليمين الى اليسار عاكسا زيادة الشحنة في النواة



كما يزيد قطر الذرة مع زيادة الرقم الذري في المجموعة الواحدة وذلك أمر طبيعي لاحتوائها على الكثرونات في مدارات أبعد عن النواة



تدرج الخواص الفيزيائية خلال الجدول الدوري

تتحول العناصر تدريجيا من معادن الى مواد غير معدنية فى اتجاه السهم تدريجيا



جدول مندلیف الدوري

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
H 1.01									
Li 6.94	Be 9.01	B 10.8	C 12.0	N 14.0	O 16.0	F 19.0			
Na 23.0	Mg 24.3	Al 27.0	Si 28.1	P 31.0	S 32.1	Cl 35.5			
K 39.1	Ca 40.1		Ti 47.9	V 50.9	Cr 52.0	Mn 54.9	Fe 55.9	Co 58.9	Ni 58.7
Cu 63.5	Zn 65.4			As 74.9	Se 78.0	Br 79.9			
Rb 85.5	Sr 87.6	Y 88.9	Zr 91.2	Nb 92.9	Mo 95.9		Ru 101	Rh 103	Pd 106
Ag 108	Cd 112	In 115	Sn 119	Sb 122	Te 128	I 127			
Ce 133	Ba 137	La 139		Ta 181	W 184		Os 194	Ir 192	Pt 195
Au 197	Hg 201	Tl 204	Pb 207	Bi 209					
			Th 232		U 238				

المجموعة ← 18 17 16 15 14 13 12 11 10 9 8 7 6 5 4 3 2 1
الدورة ↓

2 He																		1 H	1	
10 Ne	9 F	8 O	7 N	6 C	5 B													4 Be	3 Li	2
18 Ar	17 Cl	16 S	15 P	14 Si	13 Al													12 Mg	11 Na	3
36 Kr	35 Br	34 Se	33 As	32 Ge	31 Ga	30 Zn	29 Cu	28 Ni	27 Co	26 Fe	25 Mn	24 Cr	23 V	22 Ti	21 Sc	20 Ca	19 K			4
54 Xe	53 I	52 Te	51 Sb	50 Sn	49 In	48 Cd	47 Ag	46 Pd	45 Rh	44 Ru	43 Tc	42 Mo	41 Nb	40 Zr	39 Y	38 Sr	37 Rb			5
86 Rn	85 At	84 Po	83 Bi	82 Pb	81 Tl	80 Hg	79 Au	78 Pt	77 Ir	76 Os	75 Re	74 W	73 Ta	72 Hf	*	56 Ba	55 Cs			6
118 Uuo	117 Uus	116 Uuh	115 Uup	114 Uuq	113 Uut	112 Uub	111 Rg	110 Ds	109 Mt	108 Hs	107 Bh	106 Sg	105 Db	104 Rf	**	88 Ra	87 Fr			7

71 Lu	70 Yb	69 Tm	68 Er	67 Ho	66 Dy	65 Tb	64 Gd	63 Eu	62 Sm	61 Pm	60 Nd	59 Pr	58 Ce	57 La	* لانشيديات
103 Lr	102 No	101 Md	100 Fm	99 Es	98 Cf	97 Bk	96 Cm	95 Am	94 Pu	93 Np	92 U	91 Pa	90 Th	89 Ac	** اکتينيدات

السلاسل الكيميائية في الجدول الدوري

فلزات قلوية	فلزات قلويات ترابية	لانشيديات	أكتينيدات	فلزات إنتقالية
فلزات ضعيفة	أشباه الفلزات	اللافلزات	هالوجينات	غازات نبيلة

شكل 1.9: الجدول الدوري الحديث

عناصر المجموعة الاولى تختلف عن العناصر
المثالية في ذات الدورة وذلك كما يلي

Li	Be	B	C
Na	Mg	Al	Si

شَاكِر لَكُمْ حَسَن مَتَابِعَتِكُمْ

أَسْتَاذ دَكْتُور

مَحْمَد حَلْمِي النَّجْدِي