اسهامات العالم أنتونى لافوازييه (1743 – 1794)

1. أول من وضع جدول يضم العناصر المعروفة وكانت 33 عنصرا
2. رتب هذه العناصر إلى 4 فئات حسب الصفات الكيميائية والفيزيائية

	جدول لافوازييه للمواد البسيطة
الغازات	
الفلزات	الأنتيمون – الفضة – الزرنيخ – الكوبالت – النحاس – القصدير – الحديد – المنجنيز – الزئيق – الموليبدنيوم – النيكل الذهب – البلاتينيوم – الرصاص – التنجستين – الخارصين
اللافلزات	الكبريت – الفوسفور – الكربون – حمض الهيدروكلوريك – حمض الهيدروفلوريك – حمض البوريك
العناصر الأرضية	الطباشير – الماغنسيا – البورات -

أسهم التطور العلمي والذي ساعد في اكتشاف عناصر جديدة

أ – الكهرباء باستخدام التحليل الكهربائي تمكن العلماء من تحديد مكونات المركبات واكتشاف عدد كبير من العناصر

ب – مقياس المطياف : ساعد في الكشف عن العناصر وتحديد طيف كل عنصر

جـ - اتفق العلماء على طريقة لتحديد الكتل الذرية للعناصر

جون نيولاندز

1. رتب العناصر تصاعديا حسب كتلها الذرية
2. أكتشف قانون الأوكتافات (الثمانيات) :عندما لاحظ أن الخواص تتكرر دوريا لكل ثمانية عناصر مثل الأوكتاف الموسيقي.
3. فشل قانون الثمانيات لتعذر تطبيقه على جميع العناصر المعروفة حينه

لوثر ماير

1. رتب العناصر حسب الكتلة الذرية التصاعدية
2. وضح وجود علاقة بين الكتلة الذرية وصفات العناصر

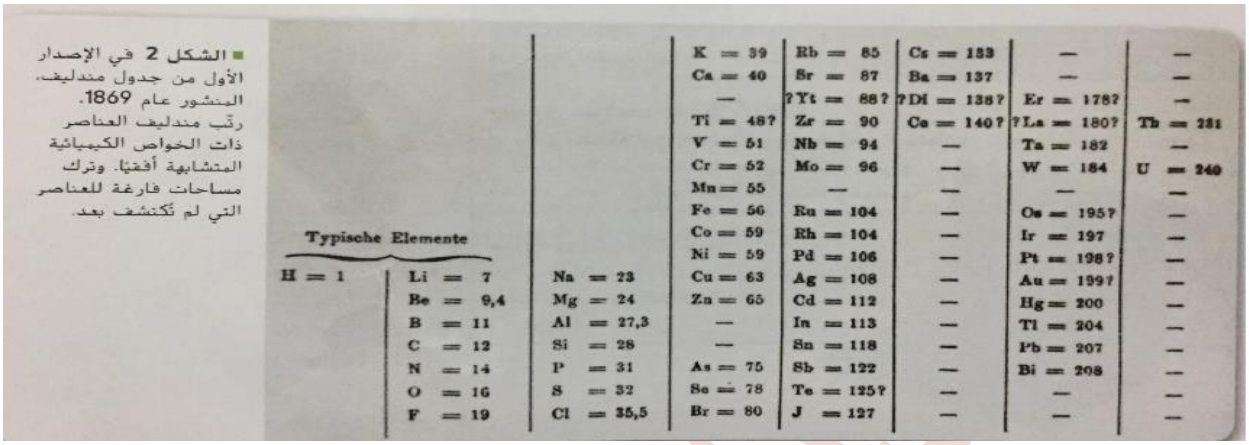
ديمتري مندلييف

1. رتب العناصر في جدول دوري حسب الكتلة الذرية التصاعدية
2. وضح أن صفات العناصر تتكرر بصورة دورية
3. وضح العلاقة بين الكتلة الذرية وخصائص العناصر
4. تنبأ بوجود العناصر وخصائصها لم تكن موجودة في ذلك الوقت وترك مساحة فارغة في الجدول الدوري

shadiaelshafie@yahoo.com
0508526523

مساوئ جدول مندلييف

1. أخل بالترتيب التصاعدي لبعض العناصر لوضعها في المجموعات التي تناسب خواصها
2. وضع أكثر من عنصر في خانة واحدة مثل النيكل والكوبالت
3. لم يستطع تحديد موقع الهيدروجين في الجدول



■ الشكل 2 في الإصدار الأول من جدول مندليف، المنشور عام 1869. رتّب مندليف العناصر ذات الخواص الكيميائية المتشابهة أفقيًا. وترك مساحات فارغة للعناصر التي لم تُكتشف بعد.

Typische Elemente								
H = 1	Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85	Cs = 133	—	—	
	Be = 9,4	Mg = 24	Ca = 40	Sr = 87	Ba = 137	—	—	
	B = 11	Al = 27,3	—	?Yt = 88?	?Di = 138?	Er = 178?	—	
	C = 12	Si = 28	Ti = 48?	Zr = 90	Ce = 140?	?La = 180?	Th = 231	
	N = 14	P = 31	V = 51	Nb = 94	—	Ta = 182	—	
	O = 16	S = 32	Cr = 52	Mo = 96	—	W = 184	U = 240	
	F = 19	Cl = 35,5	Mn = 55	—	—	—	—	
			Fe = 56	Ru = 104	—	Os = 195?	—	
			Co = 59	Rh = 104	—	Ir = 197	—	
			Ni = 59	Pd = 106	—	Pt = 198?	—	
			Cu = 63	Ag = 108	—	Au = 199?	—	
			Zn = 65	Cd = 112	—	Hg = 200	—	
			—	In = 113	—	Tl = 204	—	
			—	Sn = 118	—	Pb = 207	—	
			As = 75	Sb = 122	—	Bi = 208	—	
			Se = 78	Te = 125?	—	—	—	
			Br = 80	J = 127	—	—	—	

دور هنري موزلي في تطور الجدول الدوري

لاحظ أن ذرات كل عنصر لها عدد فريد من البروتونات (العدد الذري)

رتب العناصر حسب الزيادة في العدد الذري فأكتشف تكرار الخواص الفيزيائية والكيميائية بصورة دورية

(القانون الدوري)

القانون الدوري : تكرار خواص العناصر الفيزيائية والكيميائية بصورة دورية عند ترتيبها حسب العدد الذري

الجدول الدوري

1. يتكون من سبع (7) صفوف أفقية تسمى دورات و (18) عمود رأسي تسمى مجموعات
2. المجموعة الواحدة متشابهة في الخواص الفيزيائية والكيميائية وتنتهي بنفس الترتيب الإلكتروني
3. عناصر المجموعات (2,1) و(13-18)لها خصائص كيميائية كبيرة وتسمى العناصر الممثلة و عناصر المجمع(p , s)
4. يشار لعناصر المجموعات من 3 إلى 12 بالعناصر الانتقالية
5. تصنف العناصر إلى فلزات ولافلزات واشباه فلزات .

خصائص الفلزات

1. اللمعان والصلابة حيث يمكن أن تقطع بسكين ولا تكون هشة
2. توصل التيار الكهربائي والحرارة
3. قابلة للطرق (تكون صفائح) وقابلة للسحب (تكون سلاسل)

الفلزات القلوية:

1. هي عناصر نشطة كيميائيا لذا تحفظ تحت الكيروسين لتفاعلها مع الهواء

shadiaelshafie@yahoo.com
0508526523

2. والماء بشدة وعادة توجد في شكل مركبات وتمثل المجموعة 1 في الجدول الدوري من أمثلتها Li يستخدم في صناعة البطاريات Na أحد مكونات الملح

الفلزات القلوية الأرضية

فلزات نشطة كيميائيا تشغل المجموعة 2 في الجدول الدوري مثلCa , Mg يعد من المواد المفيدة لصحة الجسم . المغنسيوم صلب ووزنه خفيف يستخدم في تصنيع الأجهزة الإلكترونية والحواسيب .

العناصر الانتقالية

فلزات انتقالية (المجمع d)

فلزات انتقالية داخلية (f) **وتشمل** : اللانثنيدات والأكتينيدات توجد أسفل الجدول الدوري

فلزات انتقالية (المجمع d) :

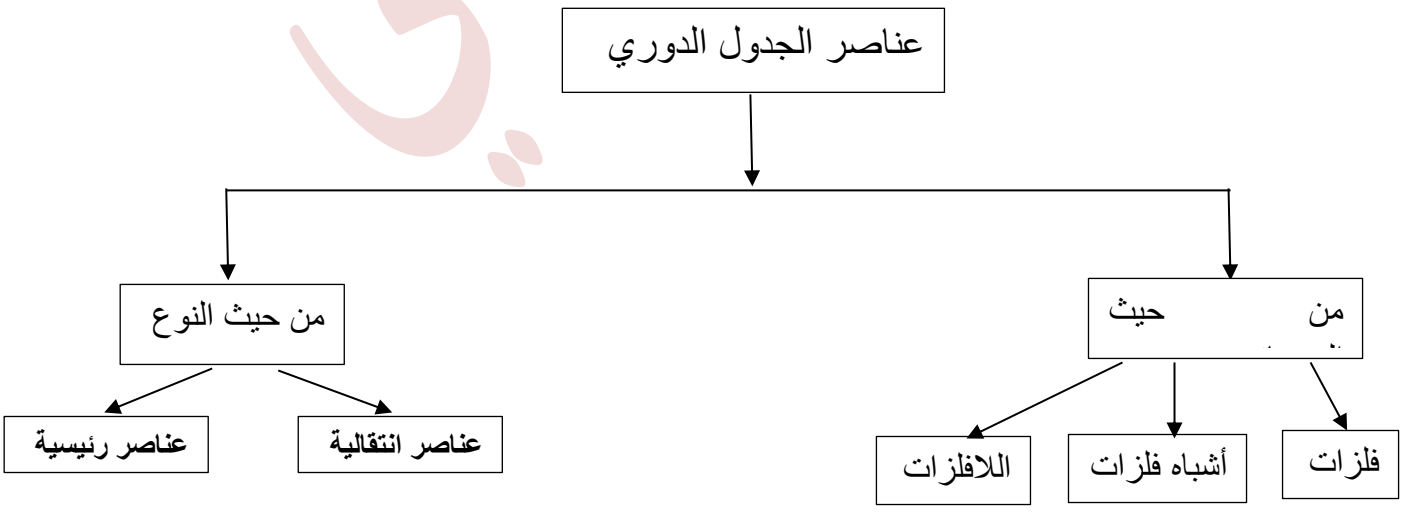
عناصر المجموعات 3 – 12 لها استخدامات عديدة ومركباتها ملونة منها مثلا التيتانيوم يستخدم في صنع إطارات الدرجات والنظارات .

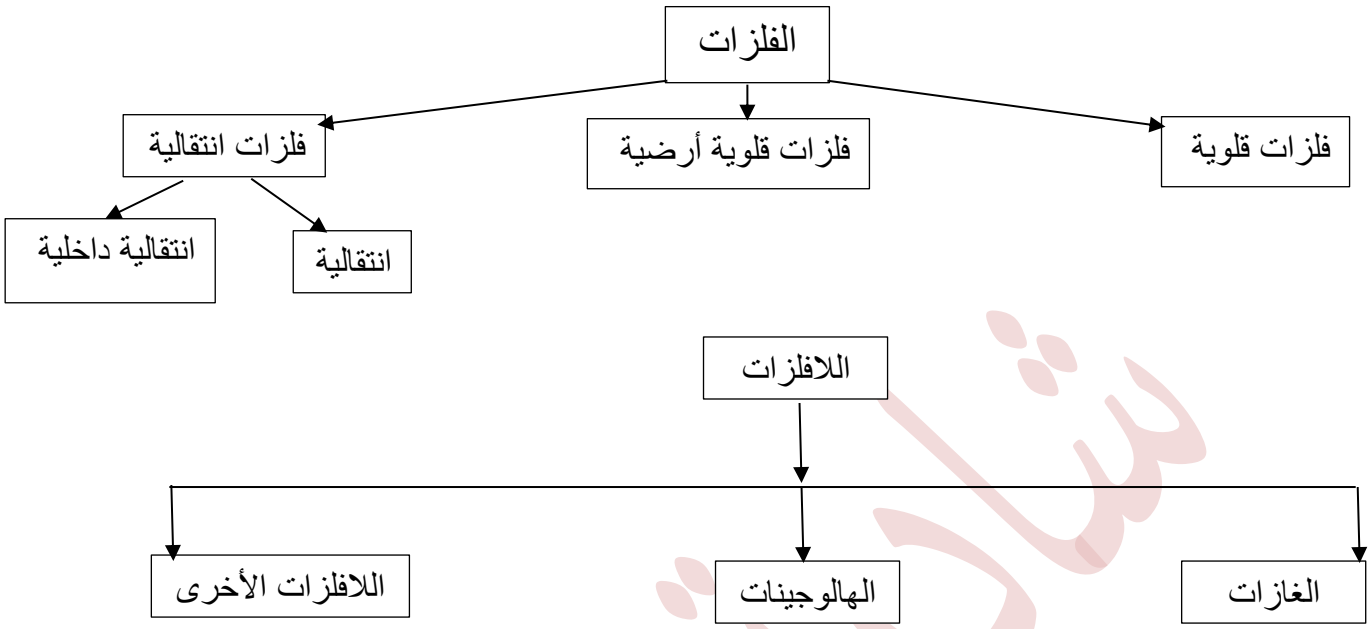
اللافلزات

1. عناصر غازات او مواد سائلة أو مواد صلبة
2. باهتة اللون وهشة أي يمكن هرسها
3. رديئة التوصيل للكهرباء والحرارة
4. السائل الوحيد منها البرومBr
5. اهم المجموعات المجموعة 17 والتي تسمى الهالوجينات (F , Cl , Br , I , ..) وتتميز بشدة نشاطها الكيميائي وحبها لتكوين الأملاح وتضاف المركبات المحتوية على الفلور لمعجون الاسنان وماء الشرب لحماية الاسنان من التسوس
6. المجموعة 16 والتي منها الأكسجين يمثل 65% من وزن جسم الإنسان
7. الغازات النبيلة في المجموعة 18 أو صفر وتستخدم في المصابيح وإشارات مثل الأرجون والنيون والبالونات مثل الهليوم .

اشباه الفلزات

- توجد في الخط المتعرج (السلم) بين الفلزات واللافلزات
- تستخدم على نطاق واسع في رقائق الكمبيوتر والخلايا الشمسية (Si , Ge)





اجابات القسم (1)

1.رتب لافوازييه قائمة بالعناصر المعروفة كأربع فئات

نيولاندز هو الأول في ترتيب العناصر وتنظيم الخصائص المتكررة بطريقة دورية

مندلييف وماير أشار أن للجداول دورية توضح وجود علاقة بين الكتلة الذرية والخصائص العنصرية

رتب موزلي العناصر وفقا للعدد الذري بدلا من الكتلة الذري

3.الفلزات براقة وصلبة وموصلة جيدة للحرارة والكهرباء . اللافلزات خاملة وموصل ضعيف للحرارة والكهرباء بينما أشباه الفلزات تجمع بين خصائص الفلزات واللافلزات

4. رئيسية - انتقالية - انتقال - رئيسية

نظرية الكم والذرة

الحالة الدنيا : أقل حالة طاقة مسموح بها للذرة

مستويات ذرة الهيدروجين

عدد الكم الرئيسي :

هو مستوى الطاقة الرئيس الذي يحتله الإلكترون . وكلما زادت قيمة (n) زادت طاقة الإلكترون

تم تحديد 7 مستويات طاقة لذرة الهيدروجين ويتكون كل مستوى رئيس من عدد من المستويات الفرعية

shadiaelshafie@yahoo.com
0508526523

وكل مستوى فرعي له عدد من الأفلاك الذرية

عدد الأفلاك الذرية لكل مستوى طاقة رئيس يعبر عنه بالرمز = n_2

مستويات الطاقة الثانوية (الفرعية)

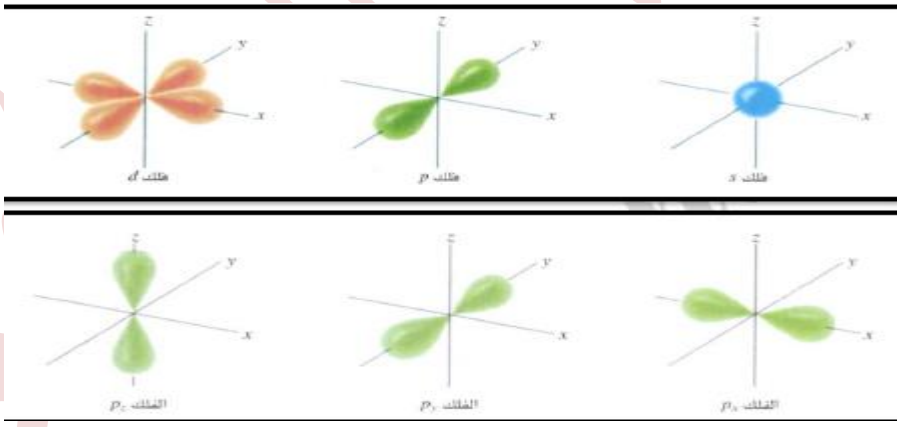
الأحرف التي تدل على المستويات الفرعية هي S وP و d و f

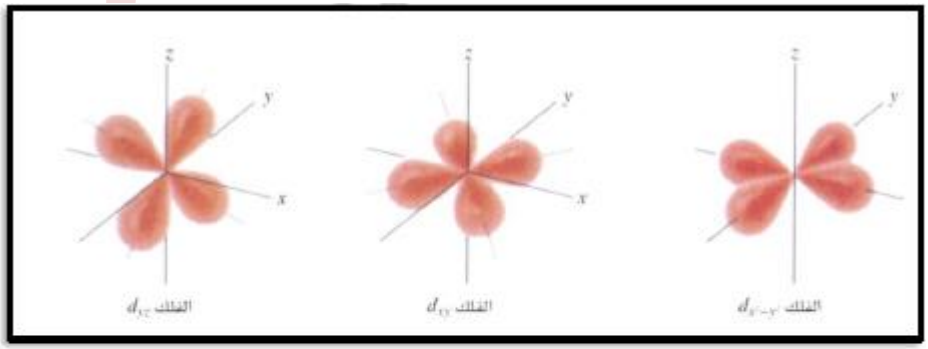
عدد الإلكترونات تحدد بالتعبير التالي : $2n^2$

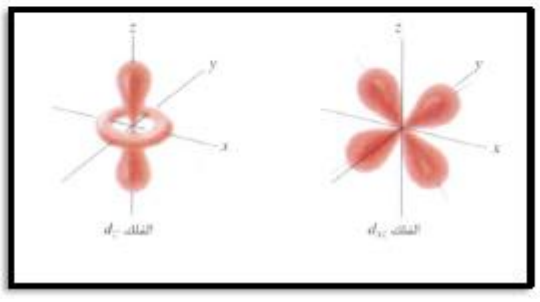
رقم الكم الرئيسي (n)	عدد تحت المستويات	أنواع الأفلاك	عدد الأفلاك(n^2)	عدد الإلكترونات($2n^2$)
1	1	S	1	2
2	2	P,s	4	8
3	3	d ,p ,s	9	18
4	4	F ,d , p , s	16	32

تزداد عدد المستويات الفرعية للطاقة في المستوى الرئيس للطاقة كلما ازدادت قيمة n

أشكال المستويات الفرعية :







0508526523

الترتيب الإلكتروني

الأنظمة ذات الطاقة المنخفضة أكثر استقرارا من الأنظمة ذات الطاقة العالية ولذلك تميل الإلكترونات لإتخاذ ترتيب يعطي الذرة اقل طاقة ممكنة .

لا تحتوي ذرات العناصر المختلفة على أعداد متساوية من الإلكترونات

التوزيع الإلكتروني : ترتيب الإلكترونات في الذرة

مبدأ أوفباو : يشغل الإلكترون المستوى ذو الطاقة المنخفضة (الأقل طاقة)

مبدأ الاستبعاد لباولي : الفلك الذري الواحد يشغله إلكترونان فقط كحد أقصى ولكن فقط إذا كانت الإلكترونات

قاعدة هوند : لا يحدث تزاوج بين إلكترونين في تحت مستوى معين إلا بعد أن تشغل أفلاكه فرادى أولاً

الترميز الإلكتروني :

يعبر عن مستوى الطاقة الرئيس والمستويات (الثانوية)الفرعية المرتبطة مع كل المستويات الفرعية في الذرة

المخطط المداري (الترميز بالفلك): يعبر عن عدد افلاك كل مستوى فرعي حيث فلك S يتسع لإلكترونان فقط

أفلاك P وهم 3 أفلاك تتسع لـ 6 الكترونات فقط

أفلاك d وهم 5 أفلاك تتسع لـ 10 الكترونات فقط

أفلاك f وهم 7 أفلاك تتسع لـ 14 الكترونات فقط

الجدول 4-1 الترميز الإلكتروني ورسم مربعات المجالات للعناصر من 1 إلى 10

العنصر / رمزه	العدد الذري	رسم مربعات المجالات	الترميز الإلكتروني
الهيدروجين H	1	↑	$1s^1$
الهيليوم He	2	↑↓	$1s^2$
الليثيوم Li	3	↑↓ ↑	$1s^2\ 2s^1$
البيريليوم Be	4	↑↓ ↑↓	$1s^2\ 2s^2$
البورون B	5	↑↓ ↑↓ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$
الكربون C	6	↑↓ ↑↓ ↑ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$
النيتروجين N	7	↑↓ ↑↓ ↑ ↑ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$
الأكسجين O	8	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
الفلور F	9	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
النيون Ne	10	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

ترميز الغاز النبيل (طريقة مختصرة):

shadiaelshafie@yahoo.com
0508526523

طريقة لتمثيل التوزيع الإلكتروني بالغازات النبيلة الموجودة في العمود الأخير(المجموعة 18) من الجدول الدوري

الجدول 5-1	التوزيع الإلكتروني للعناصر من 11 إلى 18		
العنصر/رمزه	العدد الذري	طريقة الترميز الإلكتروني	طريقة ترميز الغاز النبيل (الطريقة المختصرة)
الصوديوم Na	11	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$	$[Ne]\ 3s^1$
الماغنسيوم Mg	12	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$	$[Ne]\ 3s^2$
الألومنيوم Al	13	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6 3s^2\ 3p^1$	$[Ne]\ 3s^2\ 3p^1$
السليكون Si	14	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2 3p^2$	$[Ne]\ 3s^2\ 3p^2$
الفوسفور p	15	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$	$[Ne]\ 3s^2\ 3p^3$
الكبريت S	16	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$	$[Ne]\ 3s^2\ 3p^4$
الكلور Cl	17	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$	$[Ne]\ 3s^2\ 3p^5$
الأرجون Ar	18	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$	$[Ne]\ 3s^2\ 3p^6$ أو $[Ar]$

الكترونات التكافؤ : الكترونات المستوى الأخير للذرة (أعلى مستوى رئيسي عامة)و التي تحدد الخصائص الكيميائية للعنصر لذلك تشارك في تكوين الروابط الكيميائية

S $[Ne]\ 3s^2\ 3p^4$

عدد الكترونات المستوى الخارجي = 6 = عدد الكترونات التكافؤ وتوجد في المستوى الرئيس الثالث (3s, 3p)

Cs $[Xe]\ 6s^1$

عدد الكترونات المستوى الخارجي = 1 = عدد الكترونات التكافؤ وتوجد في المستوى الرئيس السادس (6s)

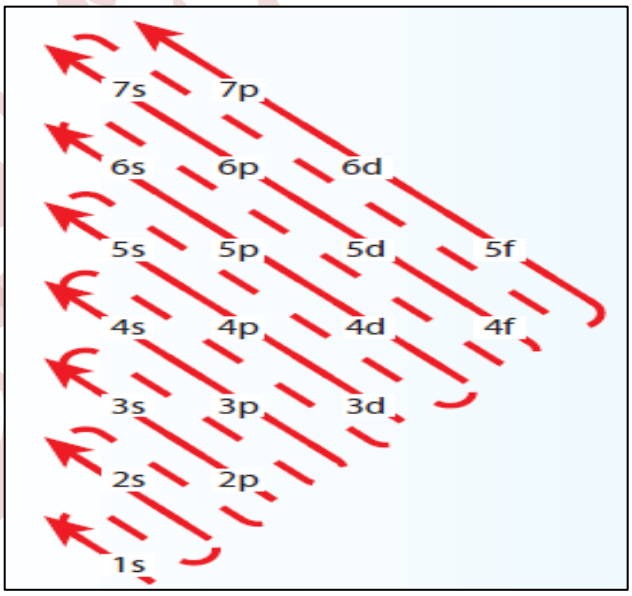
<u>التمثيل النقطي للإلكترونات (بني لويس)</u>

طريقة مختصرة حيث تمثل النقاط **عدد الكترونات التكافؤ** وتوضع هذه النقاط على الجوانب الأربعة للرمز

shadiaelshafie@yahoo.com
0508526523

الجدول 6-1 الترميز الإلكتروني والتمثيل النقطي للإلكترونات

العنصر/رمزه	العدد الذري	الترميز الإلكتروني	التمثيل النقطي للإلكترونات
الليثيوم Li	3	$1s^2\,2s^1$	Li·
البيريليوم Be	4	$1s^2\,2s^2$	·Be·
البورون B	5	$1s^2\,2s^2\,2p^1$	·$\dot{B}$·
الكربون C	6	$1s^2\,2s^2\,2p^2$	·$\dot{C}$·
النيتروجين N	7	$1s^2\,2s^2\,2p^3$	·$\ddot{N}$·
الأكسجين O	8	$1s^2\,2s^2\,2p^4$	:$\ddot{O}$·
الفلور F	9	$1s^2\,2s^2\,2p^5$	:$\ddot{F}$·
النيون Ne	10	$1s^2\,2s^2\,2p^6$	:$\ddot{Ne}$:



shadiaelshafie@yahoo.com
0508526523

العناصر الانتقالية

فلزات انتقالية (المجمع d)

فلزات انتقالية داخلية (f) **وتشمل** : اللانثنيدات والأكتينيدات توجد أسفل الجدول الدوري

فلزات انتقالية (المجمع d) :

عناصر المجموعات 3 – 12 لها استخدامات عديدة ومركباتها ملونة منها مثلا التيتانيوم يستخدم في صنع إطارات الدرجات والنظارات .

اللافلزات

8. عناصر غازات او مواد سائلة أو مواد صلبة
9. باهتة اللون وهشة أي يمكن هرسها
10. رديئة التوصيل للكهرباء والحرارة
11. السائل الوحيد منها البروم Br
12. اهم المجموعات المجموعة 17 والتي تسمى الهالوجينات (F , Cl , Br , I , ..) وتتميز بشدة نشاطها الكيميائي وحبها لتكوين الأملاح وتضاف المركبات المحتوية على الفلور لمعجون الاسنان وماء الشرب لحماية الاسنان من التسوس
13. المجموعة 16 والتي منها الأكسجين يمثل 65% من وزن جسم الإنسان
14. الغازات النبيلة في المجموعة 18 أو صفر وتستخدم في المصابيح وإشارات مثل الأرجون والنيون والبالونات مثل الهليوم .

اشباه الفلزات

- توجد في الخط المتعرج (السلم) بين الفلزات واللافلزات
- تستخدم على نطاق واسع في رقائق الكمبيوتر والخلايا الشمسية (Si , Ge)

تصنيف العناصر حسب التوزيع الإلكتروني القسم 2

إلكترونات التكافؤ:

هي الإلكترونات في مستوى الطاقة الرئيسي الخارجي

مثال ذلك $_{50}Sn : [Kr]5s^2 4d^{10} 5p^2$

مستوى الطاقة الخارجي =5 ، إلكترونات التكافؤ = 4

الذرات في المجموعة الواحدة تمتلك نفس الخصائص الكيميائية

يعتمد ترتيب العناصر في الجدول الدوري على إلكترونات التكافؤ

مثال $_{11}Na = [Ne]3s^1$: ، $_{19}K = [Ar]4s^1$ كلاهما في المجموعة الأولى

إلكترونات التكافؤ والدورة:

عدد الكترونات التكافؤ = الدورة

مثال $_3Li : 1s^2 2s^1$ ، $_9F : 1s^2 2s^2 2p^5$

كلاهما يقع في الدورة الثانية لكن

الليثيوم يقع في المجموعة = 1 حيث عدد الكترونات التكافؤ =1

shadiaelshafie@yahoo.com
0508526523

الفلور يقع في المجموعة = 7 حيث مجموع عدد الكترونات التكافؤ =7

إلكترونات التكافؤ للعناصر الرئيسية (المثلية)

المجموعة 2,1 الكترونات تكافؤها 2,1على الترتيب
المجموعة من (13: 18) : رقم المجموعة = عدد إلكترونات التكافؤ + 10

عناصر المجمعات f, d, p, s

عناصر مجمعS :
عناصر المجموعات 1, 2 مثل الهيدروجين والهيليوم حيث الكترونات التكافؤ هي nS^1, nS^2

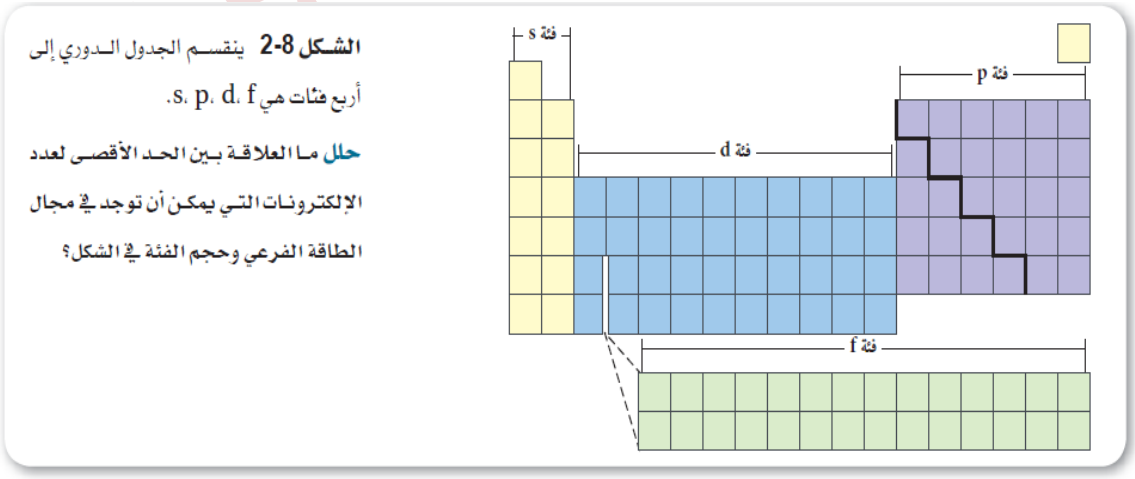
عناصر مجمع P :

لا يتواجد المستوى الفرعي p في المستوى الرئيسي1 = n
تبدأ عناصر المجمع p من الدورة الثانية
عناصر المجموعة 18 يكون فيها تحت المستوى p ممتليء np^6

عناصر مجمع d :
تحتوي على الفلزات الانتقالية وهو الأكبر بين المجمعات يتسع إلى 10 مجموعات
يتميز بامتلاء المستوى الفرعي s برقم كم رئيسي (n) والمستوى الفرعي d برقم (n-1) مثل :
$_{21}Sc = [Ar]4s^2 3d^1$ حيث n = 4 (s) و n – 1 = 3 (d)
تحت المستوى 4s أقل طاقة من تحت المستوى 3d لذا يتم ملأ 4s أولا
المستوى الفرعي d يكون اكثر لاستقرارا عندما يكون ممتلئا او نصف ممتلئا

عناصر المجمع: f

1. يضم الفلزات الانتقالية الداخلية
2. يمتليء فيه المستوى الفرعي s كليا أو جزئيا والمستوى الفرعي 4f , 5f كليا أو جزئيا
3. يتكون من 7 أفلاك تشغل بأربعة عشر إلكترونا
4. يضم عناصر سلسلة(اللانثنيدات) 4f (والأكتينيدات) 5f



الشكل 2-8 ينقسم الجدول الدوري إلى أربع فئات هي s. p. d. f.

حلل ما العلاقة بين الحد الأقصى لعدد الإلكترونات التي يمكن أن توجد في مجال الطاقة الفرعي وحجم الفئة في الشكل؟

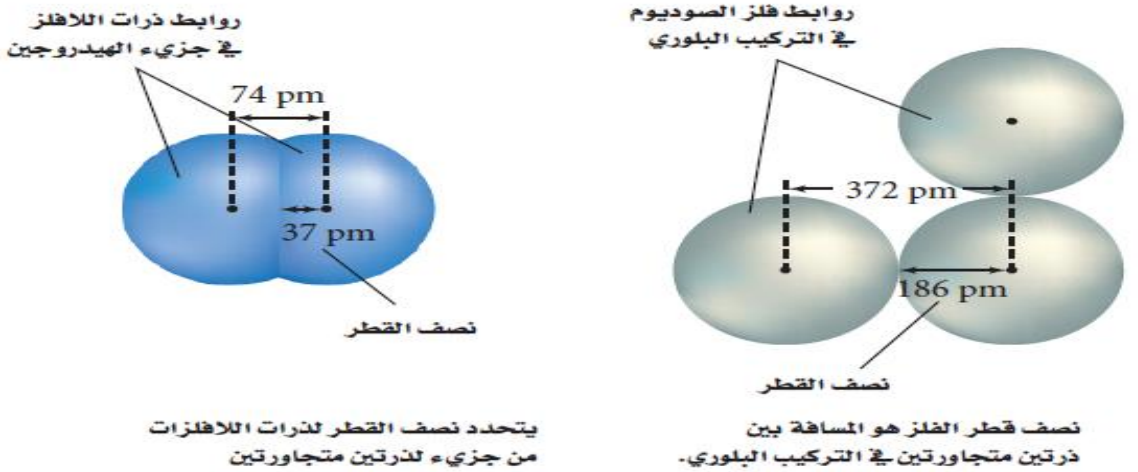
11.يحدد المستوى الفرعي للطاقة والذي تم ملأه الفرعي في الجدول الدوري
12. a المستوى الفرعي (تحت المستوى) p
B المستوى الفرعي (تحت المستوى) s
C. المستوى الفرعي (تحت المستوى)d
d. المستوى الفرعي (تحت المستوى) p
13. الغازات غير المعدنية هى غازات نبيلة في المجموعة 18 على الجانب الأيمن من الجدول الدوري
14. لأن لديهما نفس التوزيع الإلكتروني المتكافئ
15. لابد من رسم المخطط كما في الشكل رقم 8

القسم (2)

الاتجاهات الدورية

نصف القطر الذري:
نظرا لتغير طبيعة الذرات فقد يتغير سطحها وبالتالي حجمها من مادة لأخرى
قطر الفلز الدري : نصف المسافة بين النوية المجاورة في الشكل البلوري للعنصر
قطر اللافلز الدري: نصف المسافة بين أنوية الدرتين المتماثلتين المرتبطة مع بعضها كيميائيا .

الشكل 10-2 تعتمد أنصاف أقطار الذرات على نوع الروابط التي تكوّنها الذرات.



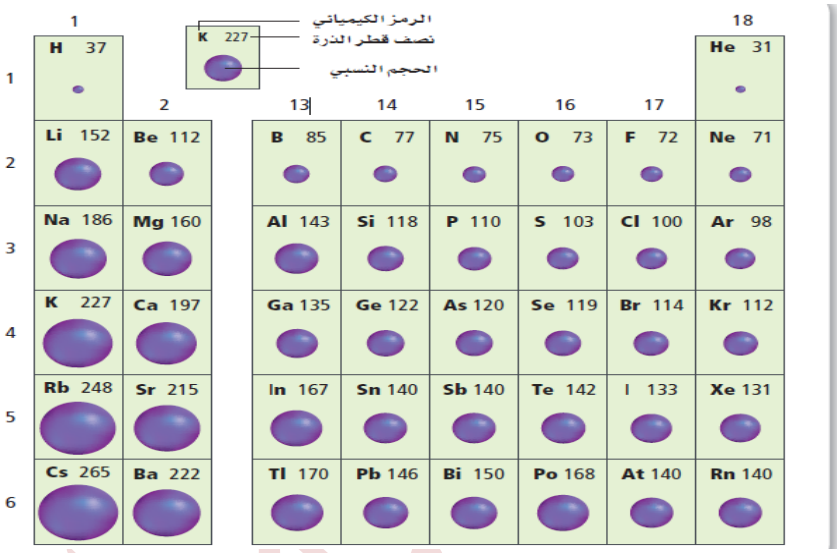
$$1\ \text{pm} = 10^{-12}\ \text{m}$$

دورية نصف القطر : يقل عبر الدورة من اليسار إلى اليمين .
تجذب الشحنة النووية الإلكترونات نحو النواة فيقل نصف القطر حيث تزداد مع ثبات مستوى الطاقة الرئيسي
يزداد نصف القطر عبر المجموعة من أعلى إلى أسفل

نتيجة زيادة مستويات الطاقة عبر المجموعة لأسفل فتصبح الذرة أكبر حجما

نصف القطر الأيوني:

الأيون : يتكون عندما تفقد أو تكتسب ذرة إلكترون أو أكثر وهو ذرة أو مجموعة من الذرات المرتبطة بشحنة موجبة أو سالبة



الشكل 2-11 تتغير أنصاف أقطار العناصر الممثلة والمحسوبة بالبيكوميتر ($10^{-12}m$) عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة وإلى أسفل المجموعة.

استنتج لماذا يزداد نصف القطر كلما انتقلنا من أعلى إلى أسفل في المجموعة الواحدة؟

أيونات الفلزات

من المجموعة الأولي وحتى المجموعة الرابعة عشر

عندما تفقد ذرة فلز إلكترون أو أكثر من إلكترونات التكافؤ تصبح أيون موجب .

مثال : ($_{11}Na - 1e \rightarrow {}_{11}Na^{+}$) عدد الإلكترونات = عدد البروتونات (وهو العدد الذري)

فيقل التنافر الإلكتروستاتيكي بين الإلكترونات المتبقية و نتيجة زيادة الشحنة النووية يتم يسحب تلك الإلكترونات نحو النواة فيقل نصف قطرها الأيوني .

أيونات اللافلزات

من المجموعة الخامسة عشر وحتى المجموعة السابعة عشر

عندما تكتسب ذرة لافلز إلكترون أو أكثر تصبح أيون سالب مثال $_{9}F + 1e \rightarrow {}_{9}F^{-}$

عند إضافة إلكترونات يزيد التنافر الإلكتروستاتيكي بينها مما يجعلها تنتقل بعيدا عن بعضها فيزيد نصف القطر الأيوني

التدرج الدوري

: يقل عبر الدورة من اليسار إلى اليمين حتى المجموعة **14** ثم يقل مرة أخرى حتى مجموعة 17لوجود شحنات إضافية

يزيد عبر المجموعة من أعلى إلى اسفل نتيجة زيادة مستويات الطاقة الرئيسية فيقل الشد لحجب الإلكترونات الخارجية عن النواة بالإلكترونات الداخلية.

طاقة التأين:

- الطاقة اللازمة لنزع إلكترون من ذرة في حالتها الغازية ($_{3}Li + Energy \rightarrow {}_{3}Li^{+} + 1e$)

طاقة التأين اللازمة لنزع الإلكترون من ذرة متعادلة تسمى طاقة التأين الأول

- الذرات التي لها طاقة تأين عالية أقل احتمالا لتكوين أيونات موجبة

تزيد طاقة التأين الاولي عبر الدورة من اليسار إلى اليمين لزيادة الشحنة النووية وتناقص نصف القطر الدري في المجموعة تقل طاقة التأين الأول من أعلى إلى اسفل لزيادة الحجم الذري(زيادة مستويات الطاقة الرئيس)

قاعدة الثمانية : تنص على أن الذرات تفقد أو تكتسب الإلكترونات أو تشارك بها بغرض الوصول لعدد كامل من إلكترونات التكافؤ الثمانية.

يشذ عن قاعدة الثمانية عناصر الدورة الأولي والتي تستقر بإلكترونين فقط .

السالبية الكهربائية:

قدرة ذرة على جذب الإلكترونات في رابطة كيميائية

تقل السالبية الكهربائية عبر المجموعة من أعلى لأسفل وتزيد عبر الدورة من اليسار إلى اليمين

عنصر الفلور هو الأعلى سالبية كهربائية بينما الأقل هو الفرانسيوم .

تكون الأيون

الكترونات التكافؤ والروابط الكيميائية

الرابطة الكيميائية : هي القوة التي تربط ذرتين سويا وتتكون بفعل قوة الجذب بين أيونات موجبة وأيونات سالبة

الذرات المترابطة تختلف عن الذرات الأساسية التى نتجت منها مثل

كلوريد الصوديوم (ملح الطعام) بينما ذرة الكلور غاز سام والصوديوم فلز لين يتفاعل بشدة مع الماء

الماء (سائل) مكون من H_2 وهو غاز يشتعل بفرقعة وO_2 غاز يساعد على الاشتعال

ترابط ذرات العناصر يجعلها أكثر استقرارا كيميائيا

تميل الذرات للاتحاد معا بحيث يكون مستوى الطاقة الخارجي ممتلئ بالإلكترونات فتصبح أقل طاقة وأكثر استقرارا

قاعدة الثمانية : تميل الذرات لتكوين مركبات كيميائية وذلك بفقد أو اكتساب أو مشاركة بإلكترونات بحيث يصبح مستوى الطاقة الخارجي يحتوى على ثمانية الكترونات

الرابطة الأيونية : تحدث نتيجة تجاذب كهربائي بين أيونات موجبة (كاتيونات) وأيونات سالبة (أنيونات)

الأيونات الموجبة ناتجة عن ذرة فلز فقدت الكترونات التكافؤ من المستوى الخارجي

الأيونات السالبة ناتجة عن ذرة لافلز اكتسبت الكترونات للمستوى الخارجي لتصبح ثمانية

الميل الإلكتروني : مقدار جذب الذرة للإلكترونات

طاقة التأين : مدى سهولة فقد الذرة للإلكترونات (أي طاقة تلزم لنزع الإلكترونات)

ارتفاع طاقة التأين لعنصر : هي صعوبة دخوله في تفاعلات مثل الغازات النبيلة

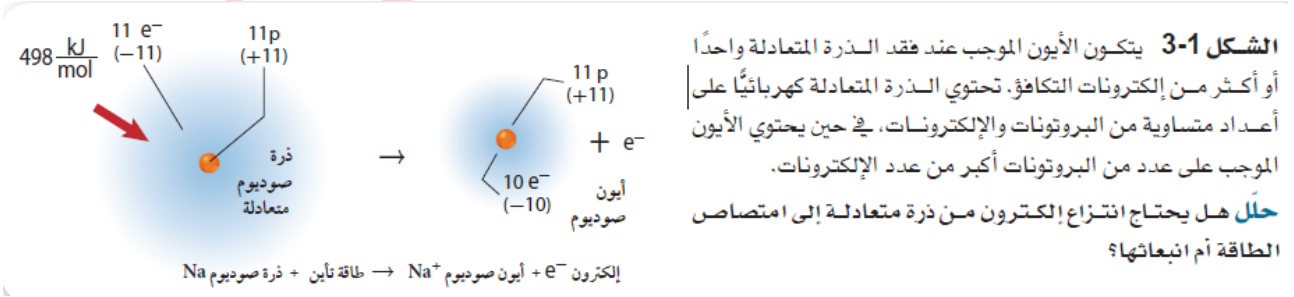
تكون المواد عند أقل طاقة ومستقرة عندما يكتمل مستوى طاقتها الخارجي بثمان إلكترونات لتصل لترتيب الغاز النبيل

تكوين الأيون الموجب (الكاتيون)

تفقد ذرة الفلز إلكترون أو أكثر من إلكترونات التكافؤ لتصل للترتيب الإلكتروني للغاز النبيل

لتكوين الأيون الموجب (الكاتيون) يلزم طاقة وهي طاقة التأين

مثال :



الشكل 3-1 يتكون الأيون الموجب عند فقد الذرة المتعادلة واحدًا أو أكثر من إلكترونات التكافؤ. تحتوي الذرة المتعادلة كهربائيًّا على أعداد متساوية من البروتونات والإلكترونات، في حين يحتوي الأيون الموجب على عدد من البروتونات أكبر من عدد الإلكترونات.

حلّل هل يحتاج انتزاع إلكترون من ذرة متعادلة إلى امتصاص الطاقة أم انبعاثها؟

أيونات الفلزات :

فلزات المجموعة الأولى والثانية نشطة جدا لسهولة فقدها إلكترونات تكافؤها وتكون أيونات (+1 و+ 2) عن طريق فقد إلكترونات تحت المستوى (s) .
فلزات المجموعة 13 تكون أيونات (3 +) بفقد إلكترونات(s^2p^1) .

أيونات الفلزات الانتقالية

يمتلئ فيها تحت المستوى ns بالكامل و nd جزئيا أو تام الامتلاء
تفقد إلكترونات (ns) أولا مكونة أيونات (+2) ثم تفقد إلكترونات (nd) بدون قاعدة مكونة من +3 إلى +7
الغاز النبيل الكاذب أو الزائف :
هو اكتمال المستويات الفرعية d , p, s بالإلكترونات مما يعطي استقرار يشبه ترتيب الغاز النبيل

تكوين الأيون السالب (الأنيون)

تكتسب ذرة اللافلز إلكترون أو أكثر لتصل لترتيب الغاز النبيل المقابل
ينتج عن تكوين الأيون السالب طاقة

مثال: $_9F + 1e^- \rightarrow {}_9F^- + energy = [Ne]$

$_{15}P : [Ne]3s^2 3p^3 + 3e^- \rightarrow [Ar] = {}_{15}P^{3-} + energy$

تكوين الرابطة الأيونية:

الرابطة الأيونية هي تجاذب كهروستاتيكي بين أيونات الفلز الموجبة مع أيونات اللافلز السالبة
تتكون المركبات الأيونية من أيون فلز أو مجموعة ذرية بشحنة موجبة مع لافلز أو مجموعة ذرية بشحنة سالبة.
يجب أن تتعادل الشحنات في المركب لنحصل على مركب أيوني متعادل الشحنة (تساوي صفر)
يجب أولا تكوين الأيون الموجب والسالب ثم تبدأ في تكوين المركب لمعرفة عدد الأيونات منهما
عملية تكوين المركب الأيوني طاردة للطاقة
تمثيل طرق التكوين: بالمعادلة الكيميائية ، الترتيب الإلكتروني ، ترميز الفلك ، الترميز النقطي ، النماذج الذرية

مثال : تكوين المركب : كلوريد المغنسيوم $MgCl_2$

$$1Mg\ ion\ \left(\frac{2+}{Mg\ ion}\right) + 2Cl\ ions\ \left(\frac{1-}{Cl\ ion}\right) = 1(2+) + 2(1-) = 0$$

الخصائص الفيزيائية للمركبات الأيونية

التركيب الفيزيائي

1. تترتب الأيونات الموجبة والسالبة مع بعضها البعض بنسبة يحددها عدد الإلكترونات المنتقل من ذرة الفلز إلى اللافلز (أي عدد الأيونات)
2. تترتب الأيونات في نمط متكرر منتظم صلب يعرف بالشبكة البلورية
3. الشبكة البلورية هي ترتيب هندسي ثلاثي الأبعاد يتضمن الأيونات المكونة للبلورة الأيونية
4. تتميز الشبكة البلورية بتوازن قوى الجذب والتنافر بين الأيونات المختلفة والمتشابهة مما يجعل شحنتها صفرا ولا توصل التيار الكهربائي في حالتها الصلبة .

من خلال دراسة الطبيعة البلورية يمكن التعرف على الخواص العامة مثل الصلابة ودرجة الانصهار والغليان والخواص الكيميائية والمغناطيسية والكهربائية

مثال على ترتيب الأيونات في الشبكة البلورية لملحNaCl تتكون الشبكة من مكعب مكون من 6 أيونات كلوريد و 6أيونات صوديوم بحيث يحاط كل أيون Na^+بعدد 6 أيونات Cl^- ، ويحاط كل أيون Cl^- بعدد 6 أيونات Na^+ تكون الأيونات في مواقع ثابتة.

الخاصية	تعتمد على
الغليان والانصهار	تعتمد على مدى قوة التجاذب بين الأيونات وتتطلب كمية عالية من الطاقة نتيجة تماسك الأيونات في الشبكة البلورية
التوصيل الكهربائي	في الحالة الصلبة لا توجد حركة للأيونات فهى لا توصل التيار أما في حال ذوبان المركب في الماء (محلول) أو مصهور تتواجد الأيونات حرة الحركة مما يؤدي إلى توصيلها التيار الكهربائي
الألوان	تعتمد على وجود أيون فلز انتقالي في الشبكة البلورية والتي يؤدي انتقال إلكتروناتها في المستوى الفرعي d لامتصاص ضوء وعكس لون معين
الصلابة	المركبات الأيونية منها الهش والصلب حسب قوة التجاذب بين الأيونات في الشبكة البلورية

تتكسر البلورة الأيونية عند التأثير عليها بقوة نتيجة **التنافر الكهروستاتيكي** بين الأيونات متشابهة الشحنة (مهم)

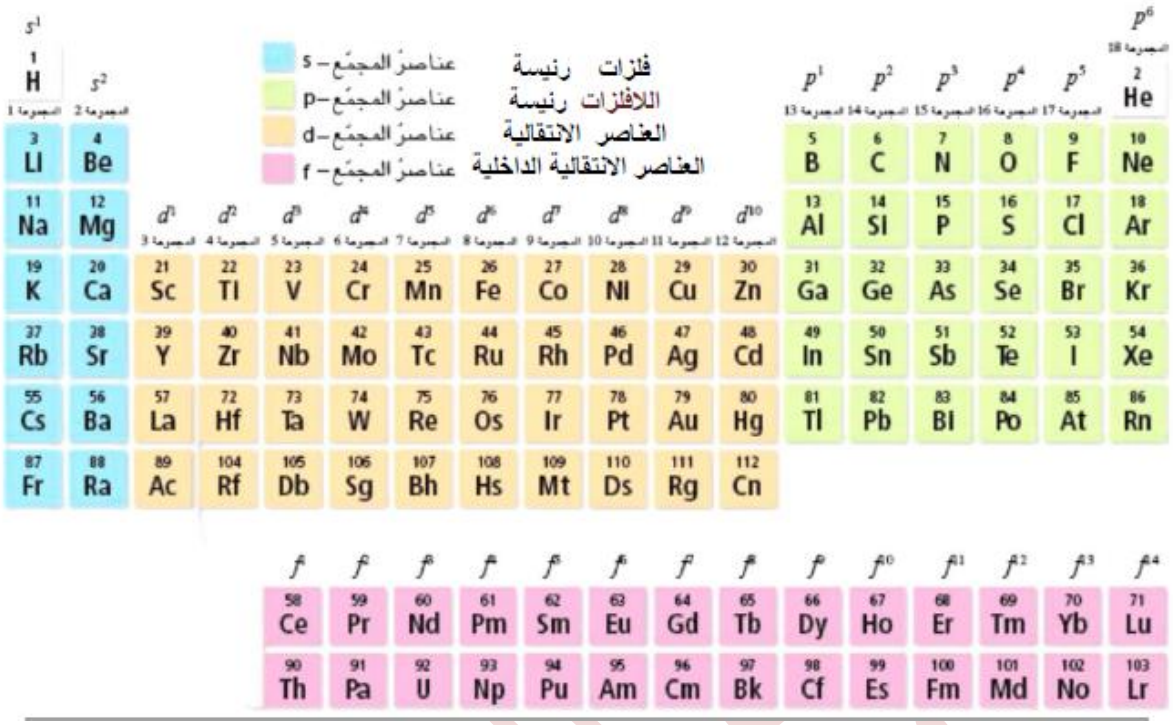
الطاقة والرابطة الأيونية :

1. عملية تكوين الرابطة طاردة للطاقة وحيث أنها طاردة فتأخذ إشارة سالبة
2. تسمى الطاقة التي تربط الأيونات ببعضها في الشبكة البلورية **بطاقة الشبكة**
3. تعتمد طاقة الشبكة على حجم الأيونات بحيث تكون أكبر للأيونات الصغيرة والعكس صحيح عند تساوي الشحنة.
4. تعتمد أيضا على شحنة الأيونات فتكون أكبر عندما تكون الشحنة أكبر

مثال : 2 NaF=(1+),(1-) = 3 < $SrCl_2$ = (2+) , (1-) = 4 < MgO = (2+) , (2-)

المركب الأيوني	NaF	>	$SrCl_2$	>	MgO
طاقة الشبكة (kJ/mol)	1030	>	2142	>	3795

عليك أولا مقارنة حجم الأيونات عند تساوي الشحنة مثل (LiI , KI) نلاحظ أن Li^+ اصغر من K^+ ومنها تكون طاقة شبكة LiI أكبر من شبكة KI



رمز لوبس النقطي: كتابة الرمز الكيمائي لأي عنصر محاط بنقط تمثل الكترونات التكافؤ في المستوي الخارجي

طول الرابطة : المسافة الفاصلة بين نواتي ذرتين مترابطتين في أدنى طاقتهما الكامنة

<u>طاقة الرابطة وطاقة تفكك الرابطة :</u>

الطاقة الضرورية لكسر الرابطة الكيميائية وتكوين ذرات منفصلة متعادلة
حساب الطاقة اللازمة لكسر روابط جزئ = عدد روابط طاقة الرابطة × الجزيء
تكون الرابطة طارد للطاقة أي ينتج عنها طاقة أما كسر الرابطة ماص للطاقة أي تتطلب طاقة.
بزيادة عدد الالكترونات في الرابطة يقل طولها (Pm) وتزيد طاقتها (Kj/mol)
عندما تكون طاقة الأيونات في حالة المركب أقل من طاقة الأيونات في حالة الدرات المنفردة يكون التفاعل طارد للحرارة حيث تنطلق الطاقة فيكون المركب في حالة الاستقرار
عند اكتساب البلورة نفس القدر من الطاقة التي اطلقتها تتفكك إلى مكوناتها الأساسية

نوع الرابطة التساهمية	عدد الألكترونات	شكل الرابطة	الأمثلة	الطول (pm)	الطاقة (kj/mol)
الأحادية	2e-	—	CH_4 , CH_3-CH_3	154	٣٤٦
الثنائية	4e-	=	O = O , CH_2=CH_2	١٣٤	٦١٢
الثلاثية	6e-	≡	CH≡CH , N≡N	١٢٠	٨٣٥

shadiaelshafie@yahoo.com
0508526523

تسمية المركبات الجزيئية الثنائية للذرات :

تتكون من لافلزين فقط

1. يظهر أسم العنصر الأول كاملا
2. يسمي العنصر الثاني(يكتب جذر العنصر الثاني + يد)
3. تستخدم البادئات لتحديد عدد ذرات كل عصر في الصيغة الجزيئية

الجدول 3-4	بادئات أسماء المركبات التساهمية		
عدد الذرات	البادئة	عدد الذرات	البادئة
1	أول (أحادي)	6	سادس (سداسي)
2	ثاني (ثنائي)	7	سابع (سباعي)
3	ثالث (ثلاثي)	8	ثامن (ثماني)
4	رابع (رباعي)	9	تاسع (تساعي)
5	خامس (خماسي)	10	عاشر (عشاري)

الجدول 5-4	صيغ بعض المركبات التساهمية وأسماؤها	
الصيغ الجزيئية	الاسم الشائع	اسم المركب الجزيئي
H_2O	ماء	أكسيد ثنائي الهيدروجين
NH_3	أمونيا	نيتريد ثلاثي الهيدروجين
N_2H_4	هيدرازين	ثنائي النيتروجين رباعي الهيدروجين
HCl	حمض الميوريتيك	حمض الهيدروكلوريك

shadiaelshafie@yahoo.com
0508526523

الروابط الفلزية وخصائص الفلزات

الرابطة الفلزية:

يسمح بانتقال الإلكترونات الخارجية للذرات بالتنقل بحرية في الفلز

الحركة الحرة للإلكترونات يجعلها تشبه بحر من الإلكترونات الدي تحيط بذرات الفلز في الشبكة البلورية

الرابطة الفلزية : التجاذب بين أيونات الفلز وبحر الإلكترونات المحيط

تعتمد قوة الرابطة الفلزية على عدد الإلكترونات الحرة بين الأيونات داخل الشبكة الفلزية

الإلكترونات غير المتموضعة : هي الإلكترونات المحيطة بأيونات الفلز

خصائص الفلزات

1. **درجات الغليان والانصهار:**

تفاوت درجات الانصهار للفلزات : تتميز الفلزات بدرجة غليان مرتفعة

فلز الزئبق يوجد في الحالة السائلة

التنجستين صلب يتميز بدرجة انصهار عالية و لذلك يستخدم في المصباح الكهربي

علل : درجة غليان الفلزات أعلى من درجة انصهارها

جـ : بسبب الحركة الحرة للكاتيونات والالكترونات في الفلز فلا تحتاج لطاقة كبيرة لتتحرك وتنصهر

بينما في الغليان تنفصل الذرات عن بعضها فتحتاج لطاقة كبيرة .

2. **قابلية الطرق والسحب:**

يمكن أن تشكل الفلزات إلى رقائق أو ألواح كما يمكن سحبها لتكون سلاسل واسلاك.

علل : بالرغم من أن الكاتيونات متحركة في الفلز إلا أن الفلزات متينة

جـ : لأن الكاتيونات المتحركة تنجذب بقوة إلى الإلكترونات المحيطة بها فلا يسهل إزالتها من الفلز

3. **التوصيل الكهربائي والحراري:**

الفلزات موصلة جيدة للكهرباء نتيجة حركة الإلكترونات حول الكاتيونات
تنقل الإلكترونات غير المتموضعة بسبب الحرارة بسرعة من مكان لآخر

4. **اللمعان والبريق**

بسبب وجود أفلاك للفلز لها فروق في الطاقة فتمتص مدي كبير من الضوء فتثار الإلكترونات وعند هبوطها تبعث ضوء يسبب اللمعان

5. **الصلابة والقوة:** تزداد خاصية الصلابة والقوة لزيادة عدد الإلكترونات غير المتموضعة

علل :الفلزات القلوية تتميز بالليونة بينما تتميز الفلزات الانتقالية بالصلابة

shadiaelshafie@yahoo.com
0508526523

لأنها تمتلك إلكترون واحد غير متموضع ns^1 (حر الحركة)

الاختلافات الرئيسية في الفلزات والمركبات الأيونية

الفلزات الموصلة جيدة للكهرباء في الحالة الصلبة بسبب حركة الكترونات التكافؤ العالية للفلزات

علل : المركبات الأيونية الصلبة لا توصل التيار الكهربائي

لأن الكترونات التكافؤ توجد في مواقع ثابتة غير حرة بسبب ارتباط أنوية الأيونات في البناء البلوري

السبيكة : فلزين أو اكثر بنسب معينة ودلك لتحسين الخواص

السبائك الفلزية :

السبيكة هي خليط من عناصر لها خصائص فلزية يكسبها خصائص مختلفة عن الفلزات التي تكونت منها مثل في الفولاذ أو الليونة

يمكن أن تنتج خصائص أخرى للسبائك حسب عمليات التبريد والتسخين

ب : سبائك بديلة (استباليه) :

وفيها تستبدل بعض من ذرات الفلز الأصلي بذرات فلز آخر مشابه له في الحجم الذري مثل
(الفضة الخالصة 92.5 % Ag , 7.5 % Cu)

جـ : سبائك فراغية (بينية) :

تملأ فراغات في البلورة الفلزية بذرات أصغر حجما مثل الفولاذ بعد معالجة في افران ومحولات خاصة
(97 % Fe , 3 % C)

علل : تكون السبيكة أقوى من الفلز نفسه
جـ . عند إضافة فلز بكميات قليلة لفلز أخر فتمنع ذرات الفلز من الانزلاق فتعطي السبيكة أقوى وأصلب وأقل عرضة للاعوجاج

الرابطة التساهمية

الغازات النبيلة لا تميل لتكوين مركبات جديدة لان جميع الغازات النبيلة لها ترتيبات الكترونية مستقرة

اكتساب حالة الاستقرار : مستويات الطاقة الأقل تكون أكثر استقرارا . ان الفلزات واللافلزات تكتسب حالة استقرار عن طريق نقل الالكترونات بالفقد أو الاكتساب للإلكترونات لتكوين أيونات . تمتلك الأيونات الناتجة توزيعات إلكترونية مستقرة للغاز النبيل محققة بدلك قاعدة الثمانية

ما المقصود بالرابطة التساهمية :

رابطة كيميائية تنتج عن مشاركة درتين داخلتين في تكوين الربطة بزوج الكترونات أو أكثر .

الجزيء : يتكون عند ارتباط درتان أو اكثر برابطة تساهمية والالكترونات المشتركة في الرابطة جزءا من الكترونات مستويات الطاقة الخارجي

جزيئات ثنائية الذرة : H_2 , O_2 , N_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 تتكون الروابط التساهمية عند تشارك درتان من نفس العنصر في الكترونات التكافؤ

الجزيء المكون من ذرتين أكثر استقرارا من الذرة في حالتها الفردية

س: كيف يرتبط استقرار الرابطة مع القوى التي تؤثر في الذرات؟

جـ : تتكون رابطة مستقرة عندما تكون محصلة قوى التجاذب أكبر ما يمكن

المجموعة 17 والتساهمية الأحادية :

هي عناصر الهالوجينات منها الفلور – الكلور – البروم .. ألخ . تكون عدد الكترونات التكافؤ لهذه العناصر = 7 الكترونات فهي تحتاج لاكتساب الكترون واحد مكونة رابطة تساهمية مع اللافلزات الأخرى أو تكون رابطة تساهمية مع نفس اللافلز مثل F_2 , Cl_2 .

المجموعة 16 والتساهمية الأحادية :

ذرات عناصر المجموعة تشترك بـ 2 الكترون مكونة رابطتين تساهميتين مثل الأكسجين $1S^2\ 2S^2\ 2P^4$

الدي يتحد مع ذرتي هيدروجين مكونا الماء

$$2H. + .O. \longrightarrow H - O - H$$

المجموعة 15 والتساهمية الأحادية :

تكون هذه المجموعة 3 روابط تساهمية مع ذرات اللافلزات مثل النيتروجين وتوزيعه الإلكتروني $1S^2\ 2S^2\ 2P^3$

نموذج لويس لجزي الأمونيا (النشادر) $3H. + .N. \longrightarrow H - N - H$

كما يكون النيتروجين مركبات مشابهة مثل ثلاثي فلوريد النيتروجين NF_3 و ثلاثي كلوريد النيتروجين NCl_3 و ثلاثي بروميد النيتروجين NBr_3

المجموعة 14 والتساهمية الأحادية

تكون هذه المجموعة 4 روابط تساهمية مع ذرات اللافلزات مثل الكربون وتوزيعه الإلكتروني $1S^2\ 2S^2\ 2P^2$ (عدد الكترونات التكافؤ =4) لذلك يحتاج 4الكترونات ليصل لحالة الاستقرار المشابهة لغاز نبيل محققا قاعدة الثمانيات مثل الميثان

س: كيف يرمز تركيب لويس للرابطة التساهمية

ج : توضح الرابطة التساهمية باستعمال – أو النقطتين الرأسيتين

س: كيف يتم الوصول لحالة الثمانية لكل ذرة مركزية ؟

ج : الماء – تحصل الذرة المركزية على الكترونين من كل رابطة مع الهيدروجين وزوجين من الإلكترونات غير المشتركة

الأمونيا - تحصل الذرة المركزية على الكترونين من كل رابطة مع الهيدروجين وزوج من الإلكترونات غير المشتركة

الميثان - تحصل الذرة المركزية على الكترونين من كل رابطة مع الهيدروجين

الرابطة التساهمية الأحادية : رابطة تتكون من تشارك ذرتين في زوج واحد من الإلكترونات مثل

$$H..H \rightarrow H-H \rightarrow H_2$$

خواص الرابطة التساهمية والتساهمية القطبية :

تتم بين اللافلزات المتشابهة مثل (H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2) أو المختلفة (HCl , H Br)
حيث تساهم كل ذرة بعدد متساو من الالكترونات في كل رابطة. و يمكن تمثيل الروابط بواسطة (بني لويس) كما بلي:

الرابطة التساهمية غير قطبية أو الصرفة	رابطة تساهمية قطبية
عندما يكون فرق السالبية الكهربائية لإلكترونات الرابطة بين ذرتين متماثلتين صفرا او صغير اي أن الإلكترونات موزعة بالتساوي بين الذرتين	عندما يكون هناك فرق كبير في السالبية الكهربائية بين الذرات المترابطة اي أن الإلكترونات لا يتوزع بالتساوي بين الذرتين

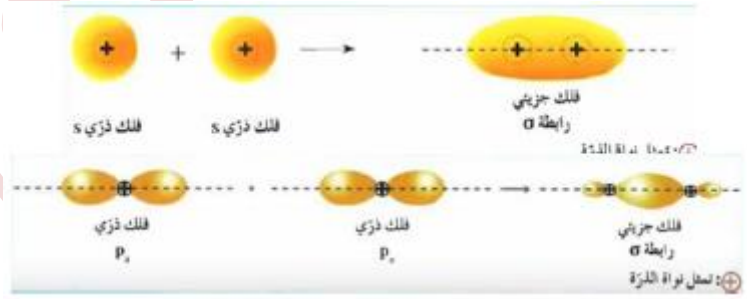
فرق السالبية الكهربائية	نوع الرابطة
< 1.7	أيونية غالبا
0.4 : 1.7	تساهمية قطبية
< 0.4	تساهمية غالبا
0	تساهمية غير قطبية

الرابطة سيجما σ

- روابط تساهمية احادية
- تتكون عندما تتداخل المدار s مع مدار s او مدار P مع مدار P حيث يتم التداخل رأس برأس

أمثلة : الأمونيا NH_3 - الميثان CH_4 - الماء H_2O

- هي أقوي رابطة عندما يكون التداخل أكبر
- تعتمد طاقة الرابطة على : المسافة بين الذرتين و عدد الروابط التي تكونها هده الذرة



الرابطة التساهمية الثنائية : رابطة تتكون من مشاركة ذرتين كل منها بـ 2الإلكترون مثل

$$O::O \rightarrow O=O \rightarrow O_2$$

الرابطة التساهمية الثلاثية: رابطة تتكون من مشاركة ذرتين كل منها بـ 3الإلكترونات مثل

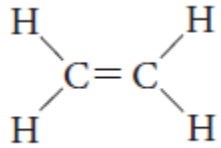
$$N::N \rightarrow N\equiv N \rightarrow N_2$$

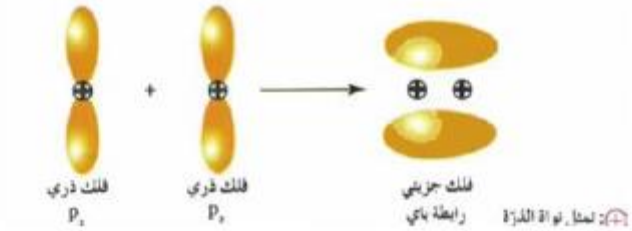
shadiaelshafie@yahoo.com
0508526523

بناء لويس : نموذج يستخدم الترميز النقطي لتوضيح ترتيب الالكترونات في الجزيئات بحيث يمثل كل زوج مرتبط بزوج النقاط أو بخط .

الرابطة باي π

- (تتكون من الرابطة التساهمية المتعددة)وهى رابطة سيجما ورابطة باي
- تتكون بتداخل المدارات الذرية متوازية ويتم التداخل بالجنب (P- P) وأضعف من سيجما
- تتكون بعد تكون الرابطة سيجما





تتكون الرابطة باي من رابطة سيجما علي الأقل مع رابطة باي واحدة و تتداخل المدارات بالجنب وهي اضعف من سيجما مثل الإيثلين أو الإيثين (C_2H_4)

قوة الرابطة التساهمية :

طول الرابطة : المسافة الفاصلة بين نواي ذرتين مترابطتين في أدنى طاقتهما الكامنة

طاقة تفكك الرابطة : الطاقة الضرورية لكسر رابطة كيميائية وتكوين ذرات منفصلة متعادلة (ذات قيمة موجبة)

تعتمد قوة الرابطة التساهمية على

1. طول الرابطة وقوة التجاذب بين الذرتين.
2. عدد أزواج الإلكترونات المشتركة (عدد الروابط)
3. حجم الذرتين المترابطتين

نوع الرابطة التساهمية	عدد الألكترونات	شكل الرابطة	الأمثلة	الطول (pm)	الطاقة (kj/mol)
الأحادية	2e-	—	CH_4 , CH_3-CH_3	154	٣٤٦
الثنائية	4e-	=	O = O , CH_2=CH_2	١٣٤	٦١٢
الثلاثية	6e-	≡	CH≡CH , N ≡N	١٢٠	٨٣٥

الطاقة والروابط

- كلما زادت عدد الروابط زادت طاقة تفكك الرابطة
- كلما زادت عدد الالكترونات في الرابطة قل طول الرابطة (Pm) وزادت طاقتها (Kj/mol)
- الطاقة الكيميائية : مجموع الطاقات الداخلية المختزنة في المادة

التفاعل الماص حرارة : مقدار الطاقة المطلوبة لتفكيك الروابط الموجودة في المواد المتفاعلة

عملية ماصة للطاقة : تفاعل كيميائي فيه كمية من الطاقة تلزم لكسر روابط المتفاعلات والتي تنطلق عند تكوين روابط جديدة

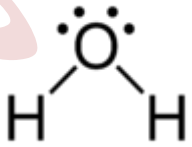
طاقة المواد المتفاعلة > طاقة المواد الناتجة والتفاعل الماص موجب الشحنة

التفاعل الطارد للطاقة : الطاقة المنبعثة في أثناء تكون روابط المواد الناتجة > الطاقة المطلوبة لتفكيك روابط المواد المتفاعلة.

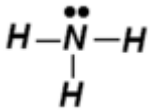
طاقة المواد المتفاعلة < طاقة المواد الناتجة وتكون سالبة الشحنة

س: كيف يتم الوصول لحالة الثمانية لكل ذرة مركزية ؟

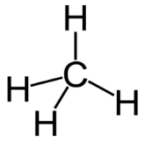
ج : الماء – تحصل الذرة المركزية على الكترونين من كل رابطة مع الهيدروجين وزوجين من الإلكترونات غير المشتركة



الأمونيا - تحصل الذرة المركزية على الكترونين من كل رابطة مع الهيدروجين وزوج من الإلكترونات غير المشتركة



الميثان ـ تحصل الذرة المركزية على الكترونين من كل رابطة مع الهيدروجين



س: كيف يرتبط استقرار الرابطة مع القوى التي تؤثر في الذرات؟

جـ : تكون رابطة مستقرة عندما تكون محصلة قوى التجاذب أكبر ما يمكن

تسمية المركبات الجزيئية الثنائية للذرات

تتكون من لا فلزين فقط

4. يظهر أسم العنصر الأول كاملا
5. يسمي العنصر الثاني(يكتب جذر العنصر الثاني + يد)
6. تستخدم البادئات لتحديد عدد ذرات كل عصر في الصيغة الجزيئية

	بادئات أسماء المركبات التساهمية		
عدد الذرات	البادئة	عدد الذرات	البادئة
1	أول (أحادي)	6	سادس (سداسي)
2	ثاني (ثنائي)	7	سابع (سباعي)
3	ثالث (ثلاثي)	8	ثامن (ثماني)
4	رابع (رباعي)	9	تاسع (تساعي)
5	خامس (خماسي)	10	عاشر (عشاري)

أسماء شائعة وعلمية لبعض المركبات الجزيئية :

shadiaelshafie@yahoo.com
0508526523

المركب	الاسم العلمي	الاسم الشائع
NH_3	ثلاثي هيدريد النيتروجين	الأمونيا
N_2H_4	رباعي هيدريد ثنائي النيتروجين	الهيدرازين
NO	أول أكسيد النيتروجين	أكسيد النيتريك
$NaHCO_3$	كربونات صوديوم هيدروجينية	صودا الخبيز
NaCl	كلوريد الصوديوم	ملح الطعام

تسمية الأحماض

أ . تسمية الأحماض الثنائية

كتابة كلمة حمض + هيدرو + أسم اللافلز + يك

ب. تسمية الأحماض الأكسجينية

أيون الأكسجين السالب : أيون عديد الدرات يحتوي على ذرة أو اكثر من ذرات الأكسجين

1. حمض + أسم اللافلز +يك حيث تضاف يك بدلا من مقطع الأنيوني الأكسجيني (ات)
2. حمض + أسم اللافلز +وز حيث تضاف يك بدلا من مقطع الأنيوني الأكسجيني (يت)

الجدول 4-4	تسمية الأحماض الأكسجينية		
المركب	الأنيون الأكسجيني	المقطع	اسم الحمض
$HClO_3$	كلورات	- يك	حمض الكلوريك
$HClO_2$	كلوريت	- وز	حمض الكلوروز
HNO_3	نترات	- يك	حمض النيتريك
HNO_2	نيتريت	- وز	حمض النيتروز

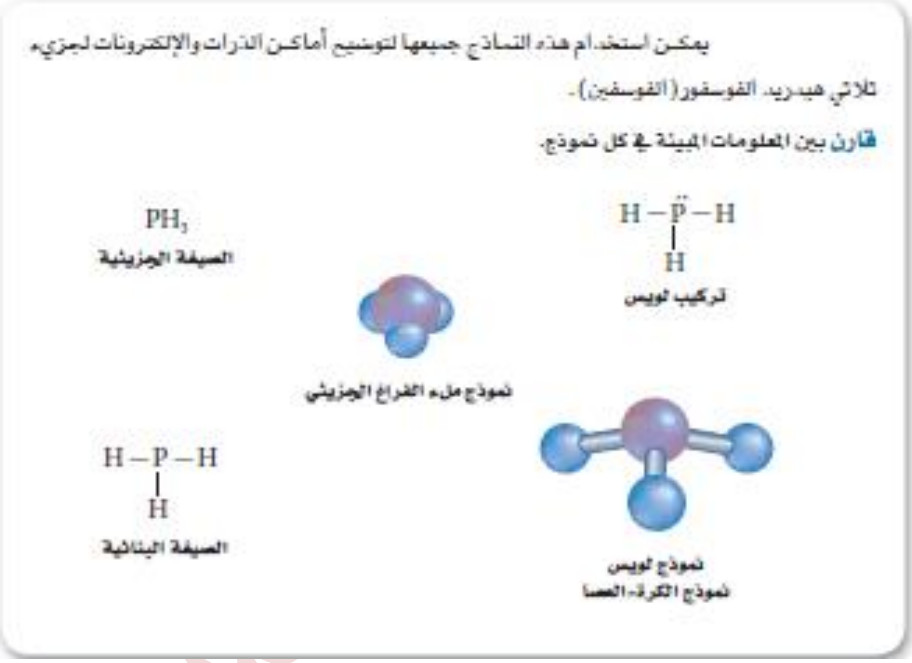
صيغ بعض المركبات التساهمية وأسماؤها

الصيغ الجزيئية	الاسم الشائع	اسم المركب الجزيئي
H_2O	ماء	أكسيد ثنائي الهيدروجين
NH_3	أمونيا	ثالث هيدريد النيتروجين
N_2H_4	هيدرازين	رابع هيدريد ثنائي النيتروجين
HCl	حمض الكلور	حمض الهيدروكلوريك

shadiaelshafie@yahoo.com
0508526523

الصيغ البنائية :

الصيغة البنائية : نموذج جزيئي يستخدم الرموز والروابط ليدل على نوع الذرات في الجزيء وعددها وترتيبها ونوع الروابط وعددها



1. **تنبأ موقع ذرات معينة.**
تكون الذرة الأقل سالبية كهربائية هي الذرة المركزية في الجزيء .
تقع الذرة المركزية العنصر في مركز الجزيء، كما أنه يحيط بها أكبر عدد من الذرات في الجزيء .وعليه فإن باقي الذرات في الجزيء هي ذرات طرفية.
يكون الهيدروجين دائمًا ذرة طرفية؛ لأنه يشارك بزوج واحد من الإلكترونات، ويتصل بذرة واحدة فقط.

2.حدد عدد الإلكترونات المتوافرة لتكوين روابط؛ حيث يساوي هذا العدد الكلي لإلكترونات تكافؤ الذرات الموجودة في الجزيء

3.حدد عدد أزواج إلكترونات الربط .بقسمة عدد الإلكترونات المتوافرة للربط على2

4.حدد أماكن أزواج الربط .ضع رابطة واحدة بين الذرة المركزية و كل ذرة طرفية.

5.حدد عدد أزواج إلكترونات الترابط المتبقية .بطرح عدد الأزواج المستخدمة في الخطوة الرابعة من العدد الكلي للأزواج في الخطوة الثالثة .
فتبين الأزواج المتبقية عدد الأزواج غير المترابطة والأزواج المستخدمة في الروابط الثنائية والثلاثية،
ضع الأزواج غير المترابطة حول كل ذرة طرفية(ما عدا الهيدروجين)مرتبطة مع الذرة المركزية لتحقق القاعدة الثمانية، ثم ضع أي أزواج إضافية على الذرة المركزية.

6. حدد ما إذا كانت الذرة المركزية تحقق القاعدة الثمانية.

7. عندما لا تكون الذرة المركزية محاطة بأربعة أزواج من الإلكترونات فإنها لا تحقق القاعدة الثمانية .ولتحقيق القاعدة الثمانية حول زوجا أو زوجين من الأزواج غير المترابطة في الذرات الجانبية إلى رابطة ثنائية أو ثلاثية بين الذرة الجانبية والذرة المركزية.

تبقى هذه الأزواج مرتبطة مع الذرة الطرفية، وكذلك مع الذرة المركزية .تذكر أن الكربون والنيتروجين والأكسجين والكبريت عادة ما تكون روابط ثنائية وثلاثية

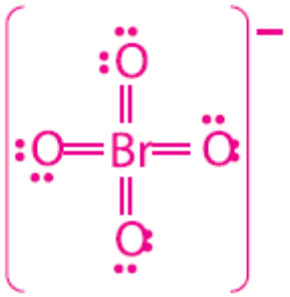
الأيون متعدد الذرات: (بنى لويس) مجموعة من الذرات التي تحمل شحنة وهي مترابطة تساهميا

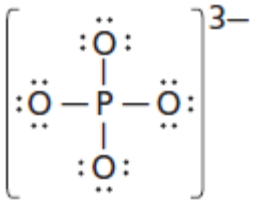
ملاحظة :

في الأيونات نتبع الخطوات السابقة لكن عند حساب مجموع إلكترونات التكافؤ اتبع التالي

1. في الأيونات الموجبة نحسب العدد الكلي للذرات الموجودة في الأيون ونحذف منها عدد يساوي الشحنة التي على الأيون الموجب
2. في الأيونات السالبة نحسب العدد الكلي للذرات الموجودة في الأيون ونضيف عدد يساوي الشحنة التي على الأيون السالب
3. ضع بنى لويس للأيون بين قوسين موضحا الشحنة أعلى يمين القوس

كما هو موضح بالجدول بالصفحة التالية

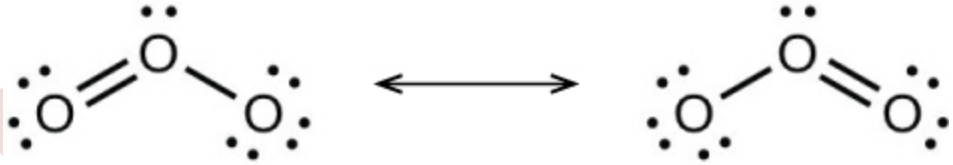




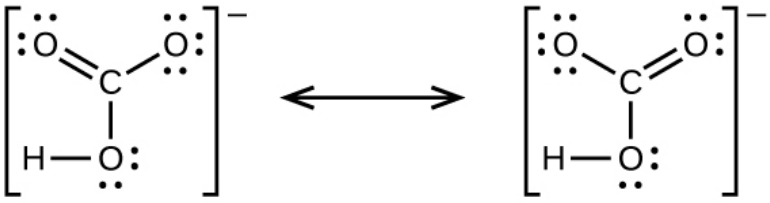
الـرنـيـن

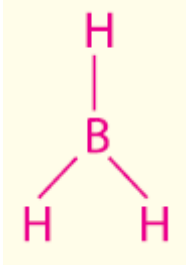
الرنين : يحدث عند وجود أكثر من بنية لويس واحدة صحيحة لنفس الجزيء

تراكيب الرنين : يستخدم بها بنية لويس أو اكثر للتعبير عن جزيء واحد موضحة الروابط بين الذرات في الجزيء و الأيون متعدد الذرات



Hydrogen carbonate ion



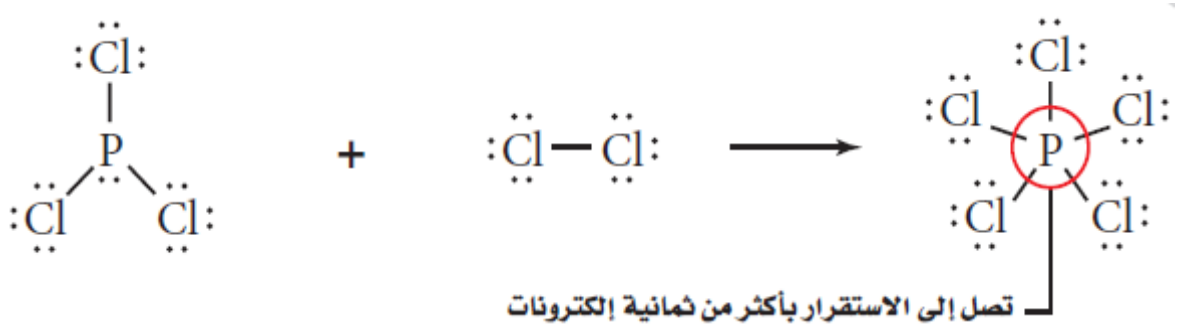


استثناءات قاعدة الثمانية :

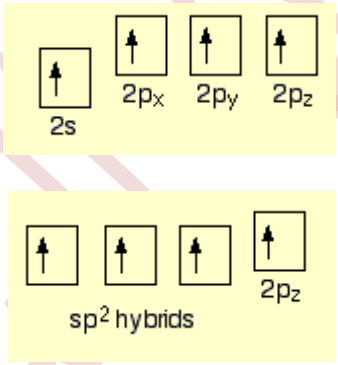
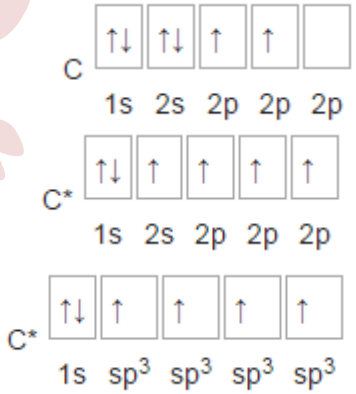
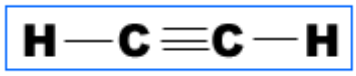
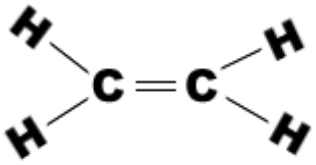
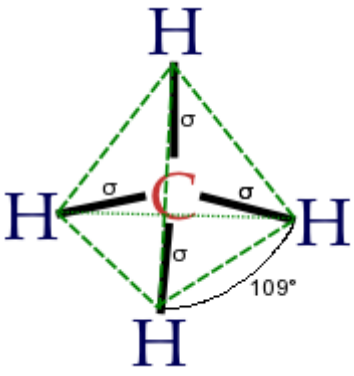
1. وجود عدد فردي لإلكترونات التكافؤ
2. بعض الدرات تحقق الاستقرار بأكثر من ثمانيات إلكترونات
3. بعض الدرات تحقق الاستقرار الإلكتروني باقل من ثمانية إلكترونات

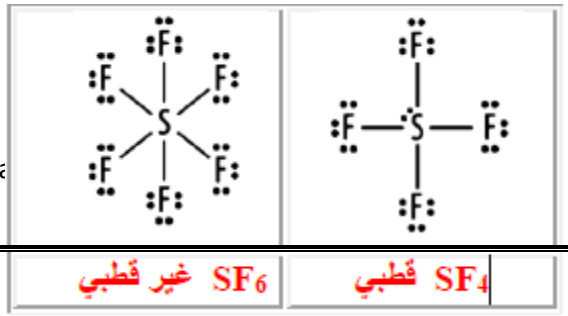
س: كيف يرمز تركيب لويس للرابطة التساهمية

ج : توضح الرابطة التساهمية باستعمال – أو النقطتين الرأسيتين

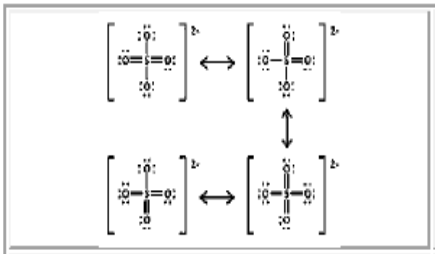
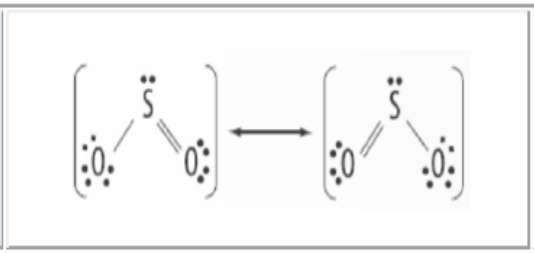
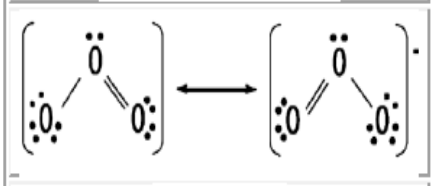
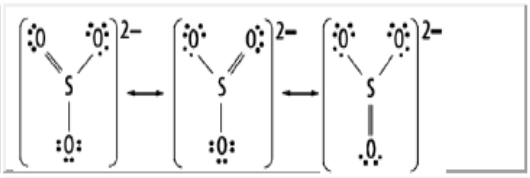
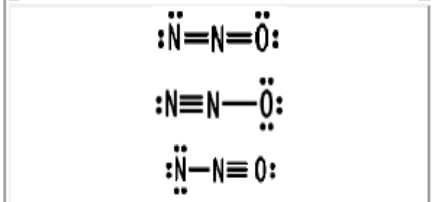
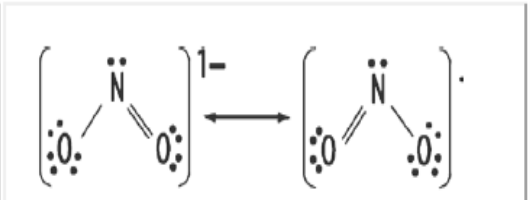


أنواع التهجين

SP	SP2	SP3
		
درة الكربون تكون رابطة تساهمية ثلاثية	درة الكربون تكون رابطة تساهمية ثنائية	درة الكربون تكون أربع روابط أحادية
الإيثاين (أسيتلين) 	الإيثين 	مثال : الميثان 
تكون روابط ثلاثية خطية	الأفلاك المهجنة تقع في نفس المستوى	رباعي الأوجه



تعتمد خصائص الجزيئات علي نوع الروابط و الشكل الهندسي للجزئ(ترتيب الذرات في فراغ ثلاث الأبعاد)حيث تعتمد علي (زوايا الروابط – ووصف الأفلاك)

	SO_4^{-2}		SO_2
	O_3		SO_3^{-2}
	N_2O		NO_2^-

حيث تتنافر الكترونات التكافؤ المحيطة بالذرة وتتباعد فيأخذ الجزئ الشكل الهندسي الذي يقلل من هذا التنافر (أكثر إستقرارا) ويتم التعامل مع الكترونات الروابط الثنائية والثلاثية

الأحماض الهيدروجينية (الثنائي)				الأحماض الاكسجينية			
تتكون من عنصرين مختلفين هما الهيدروجين وعنصر آخر أكثر سالبيه				تتكون من الهيدروجين والأكسجين وعنصر آخر لافلزي			
الحمض	الصيغة	الأنيون	الصيغة	الحمض	الصيغة	الأنيون	الصيغة
هيدرو لافلز + يك		لافلز + يد		الأقل + وز الأكثر + يك		الأقل + يت الأكثر + ات	
أحادية البروتون							
هيدروفلوريك	HF	فلوريد	F^-	نيتروز	HNO_2	نيتريت	NO_2^-
هيدروكلوريك	HCl	كلوريد	Cl^-	نيتريك	HNO_3	نيترات	NO_3^-
هيدروبروميك	HBr	بروميد	Br^-	يوديك	HIO_3	يودات	IO_3^-
هيدرويوديك	HI	يوديد	I^-				
				هيبوكلوروز	HClO	هيبوكلوريت	ClO^-
				كلوروز	$HClO_2$	كلوريت	ClO_2^-
				كلوريك	$HClO_3$	كلورات	ClO_3^-
				بيركلوريك	$HClO_4$	بيركلورات	ClO_4^-
ثنائية البروتون							
هيدروكبريتيك	H_2S	كبريتيد	S^{2-}	كبريتوز	H_2SO_3	كبريتيت	SO_4^{-2}
				كبريتيك	H_2SO_4	كبريتات	SO_4^{-2}
				كربونيك	H_2CO_3	كربونات	CO_3^{2-}
				ثلاثي البروتون			
				فسفوروز	H_3PO_3	فوسفيت	PO_3^{-3}
				فسفوريك	H_3PO_4	فوسفات	PO_4^{-3}

شادية الشافعي

رموز العناصر

اسم العنصر	الرمز	اسم العنصر	الرمز	اسم العنصر	الرمز
هيدروجين	H	كبريت	S	ذهب	Au
هيليوم	He	كلور	Cl	بلاتين	Pt
ليثيوم	Li	أرجون	Ar	زنبق	Hg
بريليوم	Be	بوتاسيوم	K	سترانشيوم	Sr
بورون	B	كالسيوم	Ca	يورانيوم	U
كربون	C	بروم	Br	قصدير	Sn
نيتروجين	N	باريوم	Ba	روبيديوم	Rb
أكسجين	O	فاناديوم	V	سكانديوم	Sc
فلور	F	كروم	Cr		
نيون	Ne	منجنيز	Mn		
صوديوم	Na	حديد	Fe		
ماغنيسيوم	Mg	كوبالت	Co		
ألومينيوم	Al	نيكل	Ni		
سيليكون	Si	نحاس	Cu		
فوسفور	P	خارصين	Zn		
كادميوم	Cd	سيزيوم	Cs		
سلينيوم	Se	يود	I		
رصاص	Pb	فضة	Ag		

shadiaelshafie@yahoo.com
0508526523

رموز وصيغ الأيونات

اسم الايون	الرمز	اسم الايون	الرمز	اسم الايون	الصيغة
ليثيوم	Li^+	نحاس(II)	Cu^{2+}	أمونيوم	NH_4^+
صوديوم	Na^+	نحاس(I)	Cu^+	أسيتات (خلات)	CH_3COO^-
بوتاسيوم	K^+	حديد(II)	Fe^{2+}	برومات	BrO_3^-
روبيديوم	Rb^+	حديد(III)	Fe^{3+}	هيبوكلوريت	ClO^-
سيزيوم	Cs^+	كروم(II)	Cr^{2+}	كلوريت	ClO_2^-
كالسيوم	Ca^{2+}	كروم(III)	Cr^{3+}	كلورات	ClO_3^-
ماغنسيوم	Mg^{2+}	كوبالت(II)	Co^{2+}	بيركلورات	ClO_4^-
باريوم	Ba^{2+}	كوبالت(III)	Co^{3+}	بيرمنجنات	MnO_4^-
سترنشيوم	Sr^{2+}	كاديوم	Cd^{2+}	سيانيد	CN^-
ألومنيوم	Al^{3+}	منجنيز (II)	Mn^{2+}	هيدروكسيد	OH^-
فضة	Ag^+	زئبق (II)	Hg^{2+}	نيترات	NO_3^-
خارصين	Zn^{2+}	فناديوم (II)	V^{2+}	نيتريت	NO_2^-
كلوريد	Cl^-	فناديوم (III)	V^{3+}	كربونات	CO_3^{2-}
فلوريد	F^-	بيروكسيد	O_2^{2-}	كربونات هيدروجينية	HCO_3^-
بروميد	Br^-	رصاص (II)	Pb^{2+}	كبريتات	SO_4^{2-}
يوديد	I^-	رصاص (IV)	Pb^{4+}	كبريتيت	SO_3^{2-}
أكسيد	O^{2-}	قصدير (IV)	Sn^{4+}	كرومات	CrO_4^{2-}
كبريتيد	S^{2-}	فوسفات	PO_4^{3-}	ثنائي كرومات	$Cr_2O_7^{2-}$
نيكل (II)	Ni^{2+}	فوسفات احادي الهيدروجين	HPO_4^{2-}	زرنيخات	AsO_4^{3-}
نيتريد	N^{3-}	فوسفات ثنائي الهيدروجين	$H_2PO_4^-$	ثيوكبريتات	$S_2O_3^{2-}$

shadiaelshafie@yahoo.com
0508526523

نظرية فيسبر : نموذج يبنى على اساس أن ترتيب الكترونات التكافؤ يحدث بحيث يكون تنافر الأزواج المشاركة وغير المشاركة في الترابط حول الذرة المركزية أقل ما يمكن

التهجين : عملية اندماج أكثر من فلك مختف في الشكل والطاقة في الذرة نفسها لتنتج أفلاكا مهجنة جديدة متماثلة في الشكل ومتساوية في الطاقة

الأفلاك المهجنة : أفلاك متساوية في الطاقة الناتجة من اندماج أكثر من فلكين للذرة

زاوية الرابطة : هي الزاوية التي شكلتها أي ذرتين طرفيتين مع الذرة المركزية

يؤثر زوج الإلكترونات الغير مرتبط (الحر) في المسافة بين أفلاك الروابط المشتركة حيث يحتل زوج الإلكترونات غير المرتبط مساحة أكبر من زوج الإلكترونات المرتبط فتؤدي وجود زوج إلكترونات غير مرتبط لدفع أزواج الترابط ليقترب بعضها من بعض

يحتل الفلك الذي يحتوي زوج إلكترونات غير مشارك حجما أكبر من الفلك الذي يحتوي زوج إلكترونات مشارك

- كلما زاد عدد الالكترونات الحرة في الذرة المركزية للجزيئ كلما زادت قوي التنافر بينها وبالتالي تقلل الزوايا بين ازواج الكترونات الرابطة

شادية الشافعي

الجدول 4.6 الأشكال الفراغية للجزيئات

الجزيء	العدد الكلي لأزواج الإلكترونات	الأزواج المشتركة	الأزواج غير المرتبطة	المستويات المهجنة	أشكال الجزيئات
$BeCl_2$	2	2	0	sp	180° خطي
$AlCl_3$	3	3	0	sp^2	120° مثلث مستوٍ
CH_4	4	4	0	sp^3	109.5° رباعي الأوجه منتظم
PH_3	4	3	1	sp^3	107.3° مثلثي هرمي
H_2O	4	2	2	sp^3	104.5° منحنٍ
$NbBr_5$	5	5	0	sp^3d	90° 120° ثنائي الهرم مثلثي المستوى الأوجه
SF_6	6	6	0	sp^3d^2	90° 90° ثماني الأوجه منتظم

تمثل الكرات الذرات، وتمثل العصي الروابط، وأما الفقاعات فتمثل أزواج الإلكترونات غير المرتبطة.

يتكون جزيء $BeCl_2$ على زوجين فقط من الإلكترونات المرتبطة مع ذرة Be المركزية. لذا تكون إلكترونات الرابطة على أبعد مسافة ممكنة بينهما، وزاوية الرابطة 180° وشكل الجزيء خطي.

تكون أزواج الإلكترونات الثلاثة المكونة للروابط في تركيب $AlCl_3$ على أكبر مسافة بينها عندما تكون على شكل مثلث مستوٍ والزوايا بين الروابط 120°.

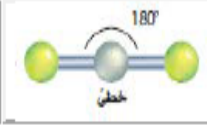
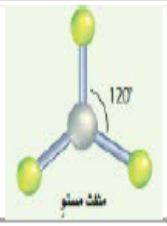
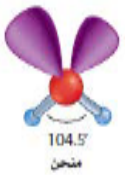
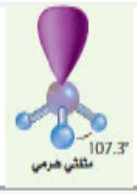
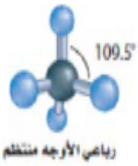
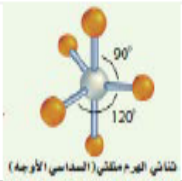
عندما تحتوي الذرة المركزية في جزيء على أربعة أزواج من إلكترونات الرابطة كزوج الميثان CH_4 يكون الشكل رباعي الأوجه منتظم والزوايا بين الروابط 109.5°.

جزيء PH_3 ثلاث روابط تساهمية أحادية وزوج غير مرتبط. يأخذ الزوج غير المرتبط حيزاً أكبر من الرابطة التساهمية. وتزداد قوة تنافر الزوج بين هذا الزوج والأزواج الرابطة مقارنة بما الأزواج الرابطة بعضها ببعض، لذا يكون الشكل الناتج مثلثي هرمي والزوايا بين الروابط 107.3°.

للماء رابطتان تساهميتان وزوجان غير رابطين، ويصنع التنافر بين الأزواج غير الرابطة زاوية مقدارها 104° مما يجعل شكل جزيء الماء منحنٍ.

جزيء $NbBr_5$ خمسة أزواج من الإلكترونات الرابطة، لذا يفضل الشكل التساهمي الهرم الثلاثي من التنافر بين أزواج الإلكترونات المشتركة.

ليس لجزيء SF_6 أزواج إلكترونات غير رابطة مع الذرة المركزية، ويتم ذلك عن طريق ستة أزواج رابطة موزعة حول الذرة المركزية لتكون شكلاً ثماني الأوجه.

الجزيء	شكل الجزيء		زاوية الرابطة	نوع التهجين
BeF_2	خطي		108°	sp
CS_2				
CH_2O	سطحي ثلاثي التماثل		120°	Sp^2 S P P
$AlCl_3$				
BF_3				
H_2Se	منحني		104.5°	Sp3 S p p p
H_2O				
OCl_2				
NH_3				
PF_3	هرمي ثلاثي الزوايا		107°	
NCl_3				
CCl_2F_4	رباعي السطوح		109°	
CF_4				
NH_4^+				
CH_4				
PF_5	هرم مزدوج ثلاثي رباعي السطوح		Cl-P-Cl = 90° وزاوية اخري Cl-P-Cl = 120°	$Sp^3 d$

shadiaelshafie@yahoo.com
0508526523

السالبية الكهربية : ميل درة لجدب الالكترونات في جزيء

الرابطة التساهمية غير القطبية (الصرفة)

عندما يكون الفرق في السالبية الكهربية لإلكترونات الرابطة بين ذرتين متماثلتين صفرا أو صغير تكون الالكترونات موزعة بالتساوي بين الذرتين

الرابطة التساهمية القطبية

عندما يكون الفرق في السالبية الكهربية لإلكترونات الرابطة بين ذرتين كبير أي تكون الالكترونات غير موزعة بالتساوي بين الذرتين

ملاحظة :

- لا يمكن أن تكون الرابطة الكيميائية بين ذرات العناصر المختلفة رابطة أيونية أو تساهمية بالكامل
- يعتمد نوع الرابطة على مقدار قوة جذب الذرات لإلكترونات الرابطة وتكون الرابطة أيونية إدا كانت نسبة الرابطة الأيونية > 50%

أنواع الروابط باستخدام الفرق في السالبية الكهربية

فرق السالبية الكهربية	نوع الرابطة
>1.7	أيونية غالبا
0.4 -1.7	تساهمية قطبية
<0.4	تساهمية غالبا
0	تساهمية غير قطبية

الخواص العامة الرئيسية للمواد الصلبة التساهمية الشبكية:

- هشة - غير موصلة للحرارة والكهرباء – شديدة الصلابة – درجة الانصهار عالية مثل الكوارتز والماس
- القوي بين الجزيئات أضعف من القوى بين الدرات

قوى تشتت لندن	الرابطة الهيدروجينية	ثنائية القطب – ثنائية القطب
قوى ضعيفة بين الجزيئات غير القطبية	تتكون بين درة هيدروجين ودرة أعلى سالبية كهربية (الأكسجين – النيتروجين الكلور) مثل الماء – غاز الأمونيا	الجزيئات تكون ثنائية الاقطاب بسبب عدم توزيع الشحنات السالبة والموجبة توزيعا متساويا فيها

الملح لا ينصهر لأن مادة أيونية صلبة بينما السكر ينصهر لأنه مادة تساهمية صلبة وقوى التجاذب بين الجزيئات ضعيفة

الكثير من المواد التساهمية تكون في الحالة الغازية عند درجات حرارة الغرفة لأن القوى بين الجزيئات ضعيفة

ملاحظات هامة جدا :

1. الرابطة الأقصر هي الأقوى
2. الروابط التساهمية الأحادية(سيجما) هي روابط تنشأ من تقابل الأفلاك الذرية بالرأس وتمثل بخط واحد
3. التراكب الجانبي للأفلاك الذرية (باي) : روابط تنشأ من تقابل الأفلاك الذرية بشكل متوازي في الترابط الثنائي والثلاثي
4. من خصائص الأفلاك المهجنة من نوع SP^2 عددها 3 والزاوية بينها 120◦C وتوجد في الأثيلين
5. زاوية الرابطة هي الزاوية بين الذرات الطرفية والذرة المركزية
6. الجزيئات المحتوية على الروابط التساهمية القطبية قد تكون قطبية أو لا تكون قطبية
7. من العوامل المحددة لقطبية الجزيء هي السالبية الكهربائية وهندسة الجزيئات
8. البريليوم لا يكمل قاعدة الثمانية لأن عدده الذري منخفض جدا
9. المركبات الشبكية التساهمية الصلبة هشة – قاسية – لا توصل التيار الكهربائي ولا الحرارة
10. الماء والأمونيا و الهيدرازين والاسبرين لا يشار بأسمائها الجزيئية لأنها وجدت بالأسماء الشائعة قبل وضع نظام التسمية الجزيئية
11. قوى التنافر تتدرج بين ازواج الالكترونات في ضوء نظرية فاسبر كالتالي
12. زوج غير مرتبط وزوج غير مرتبط > زوج غير مرتبط وزوج مرتبط > زوج مرتبط وزوج مرتبط
13. تقل السالبية الكهربائية عبر المجموعة من اعلى إلى أسفل وتزيد عبر الدورة من الفلزات إلى اللافلزات
14. تستخدم السالبية الكهربائية في تحديد هوية الرابطة
15. زوج الإلكترونات غير المترابطة تحتل مساحة اكبر من الالكترونات المترابطة فيؤدي وجودها إلى دفع ازواج الكترونات المترابطة لتتقارب ببعضها
16. يحتل الفلك الذي يحتوي زوج إلكترونات غير مشارك حجما أكبر من الفلك الذي يحتوي زوج إلكترونات مشارك
17. كلما زاد عدد الالكترونات الحرة في الذرة المركزية للجزيء كلما زادت قوي التنافر بينها وبالتالي تقلل الزوايا بين ازواج الكترونات الرابطة
18. القوى بين الجزيئات اضعف من القوى بين الذرات
19. ملح الطعام لا ينصهرعند درجات الحرارة المنخفضة بينما السكر ينصهر لأن الملح مادة ايونية صلبة بينما السكر مادة تساهمية صلبة قوي التجاذب بين الجزيئات بها ضعيفة
20. وجود الكثير من المواد التساهمية في الحالة الغازية عند درجة حرارة الغرف حيث القوي بين الجزيئات ضعيف

الرابطة التساهمية التناسقية

تتكون عندما تمنح احد الذرات زوج من الإلكترونات لتتشارك مع ذرة اخرى أو أيون يحتاج لزوج الالكترونات ليصبح مستقر

الرابطة التساهمية : رابطة كيميائية تنتج من تشارك الكترونات التكافؤ

الرابطة التساهمية القطبية : نوع من الروابط يتكون عندما يكون تشارك الالكترونات ليس متساويا

عملية طارد حرارة : تفاعل كيميائي يطلق كمية من الطاقة أكبر من الكمية اللازمة لكسر الروابط في المتفاعلات

التهجين : عملية تخلط بها الأفلاك الذرية لتكون أفلاك متماثلة في الطاقة كل فلك منها يحتوى على الكترون واحد يمكن المشاركة به مع ذرة اخرى

التهجين : اندماج أفلاك متعددة لتشكل أفلاكا مهجنة

الجزيء : يتكون من ترابط ذرتين أو أكثر تساهميا وتكون طاقة وضعه أقل من الذرات المكونة له

حمض أكسجيني : حمض يحتوى على هيدروجين وأكسجين في وجود ذرة مركزية

ماذا يعني n في نموذج بور الذري ؟
يعني رقم الكم n مدار إلكتروني محدد عند بور

ما الفرق بين ذرة في الحالة الأرضية وأخرى مثارة ؟
الذرة في الحالة الأرضية أي في مستوى أقل طاقة بينما أي مستوى طاقة أعلى من المستوى الأرضي هو حالة مثارة

ما هو الفلك الذري ؟
هو منطقة ثلاثية البعاد حول النواة تصف احتمالية تواجد الإلكترون

ماذا تعني n في نموذج ميكانيكية الكم لذرة ؟
يمثل n عدد الكم الرئيسي والذي يدل على الحجم والطاقة النسبية للفلك

ما عدد مستويات الطاقة الفرعية التي يحتوي عليها أول ثلاث مستويات طاقة في ذرة الهيدروجين ؟
مستوى الطاقة الأول : له تحت مستوى واحد 1s و مستوى الطاقة : 2 يمتلك 2 تحت مستوى2p, 2s و
مستوى الطاقة الثالث : له 3 تحت مستوى3d, 3p, 3s

ما عدد الأفلاك الذرية المرتبطة بتحت المستوى p ؟ ثلاث أفلاكpx , py , pz

ما الذي تحدده المستويات الفرعية (s,p,d,f) فيما يتعلق بأفلاك الذرة ؟ اشكال الأفلاك

كيف ترمز أفلاك d الخمسة لذرة ؟

$$xy,\ xz,\ yz,\ x^2 - y^2,\ z^2$$

ما أقصى عدد من الإلكترونات يمكن أن يحتويه فلك ؟ 2 إلكترون

صف الاتجاهات النسبية للأفلاك في المستوى الفرعي 2p ؟
على استقامة المحور x – y وقطريا مع المحور z وجميع تلك الأفلاك متعامدة

كم عدد الإلكترونات الكلي في كل أفلاك مستوى الطاقة الثالث لذرة الأرجون ؟ 8 إلكترونات

كيف يصف نموذج ميكانيكية الكم مسار الإلكترونات ؟
نموذج ميكانيكية الكم لا يعطي وصف لمسارات الإلكترونات

shadiaelshafie@yahoo.com
0508526523

لما لا تلاحظ الأطوال الموجية للاجسام المتحركة مثل السيارات ؟
اطوالهم الموجية صغيرة جدا لترى بالعين المجردة

لما يستحيل معرفة سرعة ومكان إلكترون ما بدقة في نفس الوقت ؟
لأن الفوتون اللازم لقياس سرعة أو موضع الإلكترون يغير كلا من موضع وسرعة الإلكترون

بأي تسلسل تملأ الافلاك الذرية بمستوى فرعي ما ؟
كل فلك يجب أن يحتوي إلكترون مفرد قبل البدء في تزاوج الإلكترونين في الفلك (قاعدة هوند)

اشرح لما يشغل إلكترون واحد في ذرة الروبيديوم الفلك 5s بدلا من 4d أو 4f ؟
فلك 5s أقل طاقة من أفلاك تحت المستوى4d , 4f

ما هي إلكترونات التكافؤ ؟ كم عدد إلكترونات التكافؤ في ذرة المغنسيوم من بين 44 إلكترون لها ؟
إلكترونات التكافؤ هي الإلكترونات في الأفلاك الخارجية للذرة (المستوى الخارجي$3s^2$ = [Ne] = 12Mg) = 2

يقال أن للضوء طبيعة موجية - مادية أي طبيعة مزدوجة فماذا يعني ذلك ؟
يسلك الضوء سلوك الموجة في بعض المواقف ويسلك سلوك الجسيم في مواقف أخرى

صف الفرق بين الكم والفوتون ؟
الكم هو أقل كمية من الطاقة يمكن أن تفقد أو تكتسب بذرة
. الفوتون هو جسيم ضوئي عديم الكتلة يحمل كم من الطاقة

كم عدد الإلكترونات الموضحة في الترميز النقطي لكل عنصر مما يلي ؟
(الكربون - اليود - الكالسيوم - الجاليوم)
ارسم عدد الكترونات التكافؤ لكل درة (الكربون 4 = ، اليود 7 = ، الكالسيوم 2 = ، الجاليوم= 3)

عند كتابة ترميز الترتيب الإلكتروني لذرة ما ما هي القواعد الثلاث التي يجب اتباعها ؟
مبدأ اوفباو (البناء التصاعدي) حسب الطاقة ، مبدا الاستبعاد لبولي (اقصى اشغال بإلكترونين في دوران متعاكس) ، قاعدة هوند (اشغال الأفلاك بإلكترونات مفردة قبل ازدواجها.)

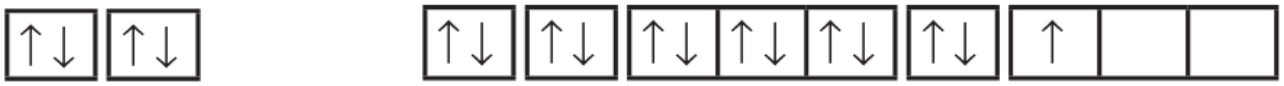
اكتب الترتيب الإلكتروني وارسم ترميز الفلاك لذرة الأكسجين والكبريت ؟
$_8O : 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ ، $_{16}S$: [Ne]$3s^2$ 3p4 وبنفس الطريقة ترميز الفلك المحتوي 9 مربعات

أذكر تتابع اوفباو للأفلاك من 1s حتى 7p ؟

1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p

اكتب ترميز الفلك والترتيب الإلكتروني الكامل للعناصر (البريليوم و الألمونيوم و النيتروجين والصوديوم) ؟

Be: $1s^2 2s^2$ **Al: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$**



1. حاول مندليف ترتيب العناصر الكيميائية اعتماداً على
أ - خواصها ب - ترتيبها الإلكتروني جـ - رموزها د - أعدادها الذرية

2. الأرجون و الكريبتون و الزينون هي:
أ - لانثانيدات ب - غازات نبيلة جـ - فلزات قلوية أرضية د – أكتينيدات

3. أي الأفلاك لعناصر اللانثانيدات مميزة:
أ – أفلاك P ب – أفلاك d جـ - أفلاك f د- أفلاك S

4. بالمقارنة مع الفلزات القلوية تكون الفلزات القلوية الأرضية
أ – أكثر نشاطية ب – لها درجات انصهار أقل جـ - أكثر صلابة د – أقل كثافة

5. تسمى عناصر المجمع d
أ – الفلزات القلوية ب – العناصر الانتقالية جـ - الهالوجينات د – الغازات النبيلة

6. أقصى عدد من الإلكترونات يمكن استيعابه في المستوى الفرعي f يساوي
أ – 2 ب – 6 جـ - 10 د – 14

7. عدد أفلاك المستوى الفرعي d يساوي
أ – 1 ب – 3 جـ - 5 د – 7

8. أهم مصدر للحصول على المعلومات الخاصة بالعناصر هو:
أ – الجدول الدوري ب – جدول النظائر جـ - الآلة الحاسبة د – جدول المكافئات المترية

9. تسمى عناصر المجموعة ذات الفلزات النشطة لامعة صلبة في درجة حرارة الغرفة ، المحتوية على إلكترون واحد في الفلك
أ - العناصر النبيلة ب - الفلزات القلوية الأرضية جـ - الفلزات القلوية د - عناصر الدورة1

10. اكتشف مولي أن العناصر ذات الخواص المتشابهة تقع على فترات منتظمة عندما يتم ترتيب العناصر تصاعديا حسب :

أ – الكتلة الذرية ب – الكثافة جـ - العدد الذري د – النشاط الاشعاعي

shadiaelshafie@yahoo.com
0508526523

11.يسمى الأيون الموجب

أ - نصف القطر الأيوني ب – الكاتيون جـ - الأنيون د - إلكترون تكافؤ

12. كلما ازداد العدد الذري في دورة من الجدول الدوري ..... عادة نصف القطر الذري

أ – يتزايد ب - يبقى نفسه جـ - يصبح غير قابل للقياس د – يتناقص

13. ضمن المجموعة من الجدول الدوري ..... نصف القطر الذري كلما ازداد العدد الذري

أ – يتزايد ب - يبقى نفسه جـ - يتناقص بدون انتظام د - يتناقص بانتظام

14. عدد إلكترونات التكافؤ في عناصر المجموعة 2 هو

أ – 2 ب – 12 جـ - 8 د – 18

15. توجد إلكترونات التكافؤ لعناصر المجموعة 2 في تحت المستوى

أ – s ب – P جـ - d د – f

16. تسمى عناصر المجمعd

أ - الفلزات القلوية ب - العناصر الانتقالية جـ - الهالوجينات د - الغازات النبيلة

17. يحتمل وجود إلكترونات التكافؤ للمجموعات من 13 إلى 18 في تحت المستويات

أ – f,S ب - d,S جـ - P,S د – P,S

18. يسمى نصف المسافة بين نوى الذرات المتماثلة والمترابطة فيما بينها

أ - نصف القطر الذري ب – إلكترون جـ - أيون د – النواة

19. يسمى الأيون السالب

أ - نصف القطر الأيوني ب - إلكترون تكافؤ جـ - الأنيون د – الكاتيون

20. العنصر ذو الترتيب الإلكتروني 1S2,2S2,2P1 هو ..... علما بان Z ترمز للعدد الدري

أ - B(Z=5) ب - C(Z=6) جـ - Ne(Z=10) د - Na(Z=11)

21. عنصر ينتهي توزيعه الإلكتروني بـ $3d^6$ فيكون عدد إلكتروناته

أ – 6 ب- 16 جـ - 26 د – 36

22. عدد الإلكترونات التي يمكن أن تشغل الفلك الذري الواحد
أ – 1 ب – 2 جـ - 3 د – 4

23. أي العناصر التي أضافت باكتشافها صفا رأسيا إلى جدول مندليف الدوري
أ - الغازات النبيلة ب - العناصر الانتقالية جـ - أشباه الفلزات د - العناصر المشعة

24. **تسمى الطاقة اللازمة لنزع إلكترون من ذرة متعادلة في الحالة الغازية**
أ - الميل الإلكتروني ب - طاقة الإلكترون جـ - طاقة التأيين د - السالبية الكهربائية

25. **تسمى قابلية الذرة في مركب كيميائي لجذب الإلكترونات**
أ - الميل الإلكتروني ب – الترتيب الالكتروني جـ - طاقة التأيين د - السالبية الكهربائية

26. **العنصر ذو السالبية الكهربائية الأعلى هو**
أ – الفلور ب – الأكسجين جـ - الصوديوم د – البروم

27. **طاقة التأيين هي الطاقة اللازمة لنزع ..... من ذرة عنصر**
أ - السحابة الإلكترونية ب- النواة جـ - أيون د – الكترون

28.

الذرة: أصغر جسيمات العنصر التي تحتفظ بكل خصائص ذلك العنصر

shadiaelshafie@yahoo.com
0508526523

الكم :الكمية الأدنى من الطاقة التي يمكن أن تفقدها أو تكتسبها الذرة

الفلك : منطقة من الفراغ ثلاثية الأبعاد حول النواة يحتمل وجود الإلكترون فيها أو هو السحابة الإلكترونية المحيطة بالنواة

نظرية الكم : نظرية تنص على احتمال وجود الإلكترون في منطقة معينة من الفراغ المحيط بالنواة وليس في مستويات محددة الأبعاد

الكم الرئيسي (n) : يشير إلى مستوى الطاقة الرئيس الذي يحتله الإلكترون

مبدأ أوفباو: يشغل الإلكترون الفلك ذا الطاقة الأدنى الذي يستطيع احتواءه

مبدأ باولي للاستبعاد:مبدأ ينص على أن الفلك الذري الواحد يمكن أن يشغله إلكترونان فقط كحد أقصى ولكن فقط إذا كانت الإلكترونات تدور بشكل معاكس

قاعدة هوند : لا يحدث تزاوج بين إلكترونين في مستوى فرعي معين إلا بعد أن تشغل أفلاكه فرادى أولاً

ترميز الغاز النبيل(الخامل) أسلوب مختصر لتحديد ترتيب الإلكترونات في الغلاف الخارجي فقط

إلكترونات التكافؤ: الإلكترونات الموجودة في المستويات الخارجية وتحدد الخصائص الكيميائية للعنصر

بور: العالم الفيزيائي الذي حل لغز طيف الانبعاث الذري للهيدروجين

حالة الاستثارة : الحالة التي يصبح فيها مستوى الطاقة الكامنة للذرة أعلى من المستوى الأرضي

المجموعات : تمثل الأعمدة الرأسية بالجدول الدوري

الدورات : تمثل _____ الصفوف الأفقية بالجدول الدوري

نصف القطر الذري : نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين ومترابطتين كيميائي

طاقة التأين: الطاقة المطلوبة لنزع إلكترون واحد من ذرة عنصر معين متعادلة الشحنة في الحالة الغازية

السالبية الكهربائية : قدرة الذرة على جذب الإلكترونات في أي مركب كيميائي

أشباه الفلزات : عناصر تجمع بين خصائص الفلزات واللافلزات

الغازات النبيلة : اسم يطلق على عناصر المجموعة 18

القطاع : القطاع أو النطاق الذي يشتمل عل العناصر الانتقالية

المستوى الاعتيادي أو الأرضي: أدنى مستوى في طاقة الذرة

الأيون الموجب : ذرة فقدت إلكترونا أو أكثر

الأيون السالب : ذرة اكتسبت إلكترونا أو أكثر

القانون الدوري : الخواص الكيميائية والفيزيائية ترتبط دوريا بأعدادها الذرية

القانون الدوري : عند ترتيب العناصر تصاعديا حسب أعدادها الذرية تظهر في الجدول العناصر ذات الخواص المتشابهة مرتبة تحت بعضها

لينوس بولينج : عالم أمريكي ابتكر قياس رقمي يعكس ميل الذرة إلى جذب الإلكترونات

اختر الكلمة الغير منسجمة

بروم ، يود ، أكسجين ، كلور
البديل : أكسجين **التبرير :**ليس من الهالوجينات والباقي من **الهالوجينات**

نيتروجين ، صوديوم ، يود ، أكسجين
البديل : صوديوم **التبرير :**فلز والباقي لا فلزات

نصف القطر الذري ، طاقة التأيين ، السالبية الكهربائية ، العدد الذري) خلال الدورة من اليسار إلى اليمين
البديل : نصف القطر الذري **التبرير :**لأنه يتناقص عبر الدورة والباقي يزداد