

تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج الإماراتية



الملف ملخص هام لجميع دروس الفصل الأول

[موقع المناهج](#) ← [المناهج الإماراتية](#) ← [الصف الحادي عشر العام](#) ← [كيمياء](#) ← [الفصل الأول](#)

روابط مواقع التواصل الاجتماعي بحسب الصف الحادي عشر العام



روابط مواد الصف الحادي عشر العام على تلغرام

[الرياضيات](#)

[اللغة الانجليزية](#)

[اللغة العربية](#)

[التربية الاسلامية](#)

المزيد من الملفات بحسب الصف الحادي عشر العام والمادة كيمياء في الفصل الأول

الكيمياء التوزيع الزمني للخطة الفصلية 2017-2018	1
اسئلة لمراجعة ال للفصل الأول	2
تلخيص الوحدة 2 الأحماض والقواعد	3
ملخص الحسابات الكيميائية	4
حل امتحان نهاية الفصل الأول 2018~2019	5



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
الأنثيمون – الفضة – الزرنيخ – الكوبالت – النحاس – القصدير – الحديد – المنجنيز – الزئبق – الموليبدنيوم – النيكل الذهب – البلاتينيوم – الرصاص – التنجستين – الخارصين	الفلزات
الكبريت – الفوسفور – الكربون – حمض الهيدروكلوريك – حمض الهيدروفلوريك	اللافلزات
الطباشير – الماغنيسيا – البورات -	العناصر الأرضية

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

ج - اتفق العلماء على طريقة لتحديد الكتل الذرية للعناصر

جون نيولاندز

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

لوثر ماير

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

ديمتري مندلييف

1. رتب العناصر في جدول دوري حسب الكتلة الذرية التصاعديا
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

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. رتب مندليف العناصر ذات الخواص الكيميائية المتشابهة أفقياً. وترك مساحات فارغة للعناصر التي لم تكتشف بعد.

Typische Elemente			K = 39		Rb = 85		Cs = 133		—		—	
H = 1	Li = 7	Na = 23	Ca = 40	Sr = 87	Ba = 137	—	—	—	—	—	—	—
Be = 9,4	Mg = 24	—	—	? Yt = 88?	? Di = 138?	Er = 178?	—	—	—	—	—	—
B = 11	Al = 27,3	—	—	Ti = 48?	Zr = 90	Ce = 140?	? La = 180?	Th = 231	—	—	—	—
C = 12	Si = 28	—	—	V = 51	Nb = 94	—	Ta = 182	—	—	—	—	—
N = 14	P = 31	—	—	Cr = 52	Mo = 96	—	W = 184	U = 240	—	—	—	—
O = 16	S = 32	—	—	Mn = 55	—	—	—	—	—	—	—	—
F = 19	Cl = 35,5	—	—	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 (1, 2) و (13-18) لها خصائص كيميائية كبيرة وتسمى العناصر الممثلة و عناصر المجمع (s , p)
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 هشّة
2. توصل التيار الكهربائي والحرارة
3. قابلة للطرق (تكون صفائح) وقابلة للسحب (تكون سلاسل)

الفلزات القلوية:

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



الفصل الأول

الحادي عشر العام

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 كيميائياً تشغل المجموعة 2 في الجدول الدوري مثل Mg , Ca 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 : اللانثيدات والأكتينيدات توجد أسفل الجدول الدوري

فلزات انتقالية (المجمع d) :

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

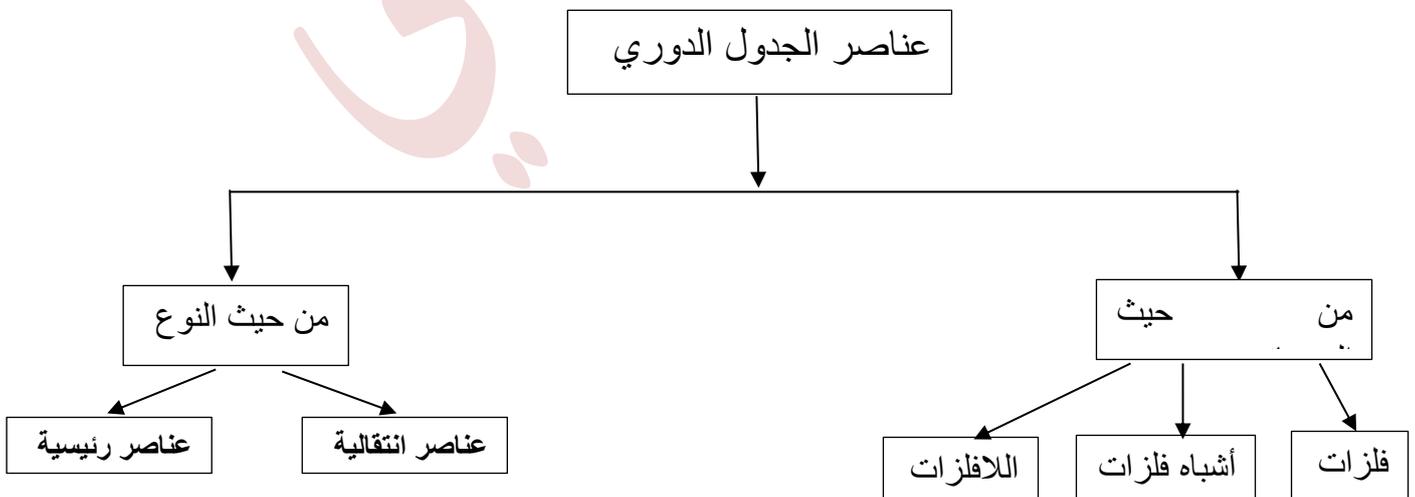


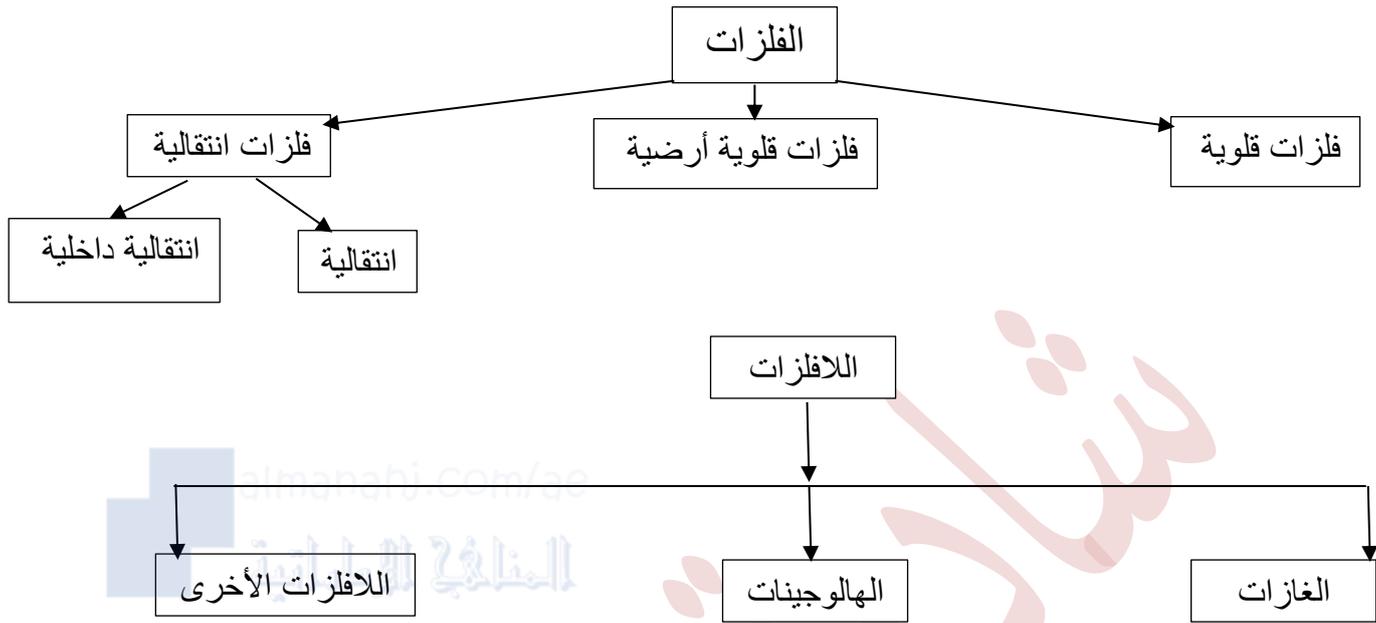
اللافلزات

1. عناصر غازات أو مواد سائلة أو مواد صلبة
2. باهتة اللون وهشة أي يمكن هرسها
3. رديئة التوصيل للكهرباء والحرارة
4. السائل الوحيد منها البروم Br
5. أهم 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 لافواييه قائمة بالعناصر المعروفة كأربع فئات

نيولاندرز هو الأول في ترتيب العناصر وتنظيم الخصائص المتكررة بطريقة دورية

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

رتب موزلي العناصر وفقا للعدد الذري بدلا من الكتلة الذرية

3. الفلزات براقية 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



الفصل الأول

الحادي عشر العام

وكل مستوى فرعي له عدد من الأفلاك الذرية

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

مستويات الطاقة الثانوية (الفرعية)

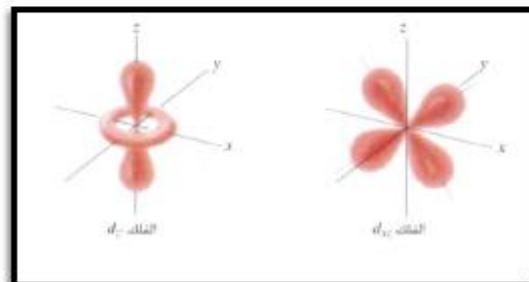
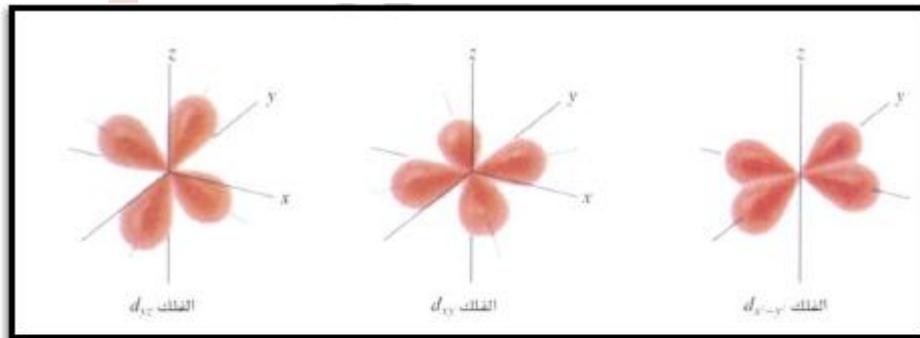
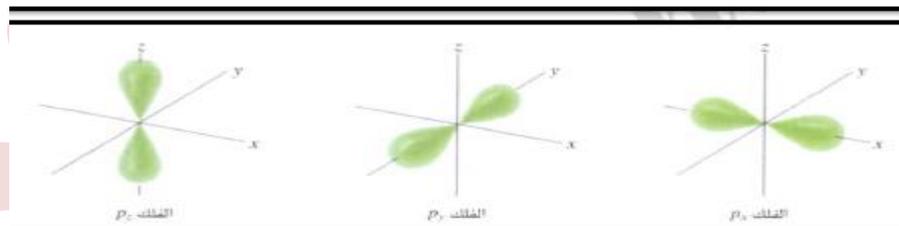
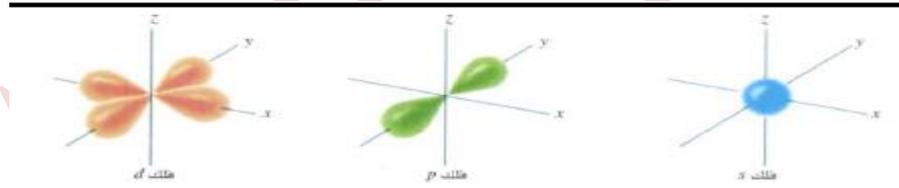
الأحرف التي تدل على المستويات الفرعية هي S و P و d و f

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 :





الفصل الأول الترتيب الإلكتروني

الحادي عشر العام

الأنظمة ذات الطاقة المنخفضة أكثر استقراراً من الأنظمة ذات الطاقة العالية ولذلك تميل الإلكترونات لإتخاذ ترتيب يعطي الذرة أقل 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 أفلاك كل مستوى فرعي حيث فلك s يتسع لإلكترونان فقط

أفلاك p وهم 3 أفلاك تتسع لـ 6 إلكترونات فقط

أفلاك d وهم 5 أفلاك تتسع لـ 10 إلكترونات فقط

أفلاك f وهم 7 أفلاك تتسع لـ 14 إلكترونات فقط

الجدول 1-4	الترميز الإلكتروني ورسم مربعات المجالات للعناصر من 1 إلى 10		
العنصر / رمزه	العدد الذري	رسم مربعات المجالات	الترميز الإلكتروني
الهيدروجين H	1	\uparrow	$1s^1$
الهيليوم He	2	$\uparrow\downarrow$	$1s^2$
الليثيوم Li	3	$\uparrow\downarrow \uparrow$	$1s^2 2s^1$
البريليوم Be	4	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$1s^2 2s^2$
البورون B	5	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^1$
الكربون C	6	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^2$
النيتروجين N	7	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\uparrow\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^3$
الأكسجين O	8	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^4$
الفلور F	9	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\uparrow\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^5$
النيون Ne	10	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$1s^2 2s^2 2p^6$

ترميز الغاز النبيل (طريقة مختصرة) :



الفصل الأول

الحادي عشر العام

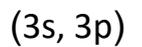
طريقة لتمثيل التوزيع الإلكتروني بالغازات النبيلة الموجودة في العمود الأخير (المجموعة 18) من الجدول الدوري

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

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



عدد الالكترونات المستوى الخارجي = 6 = عدد الالكترونات التكافؤ وتوجد في المستوى الرئيس الثالث

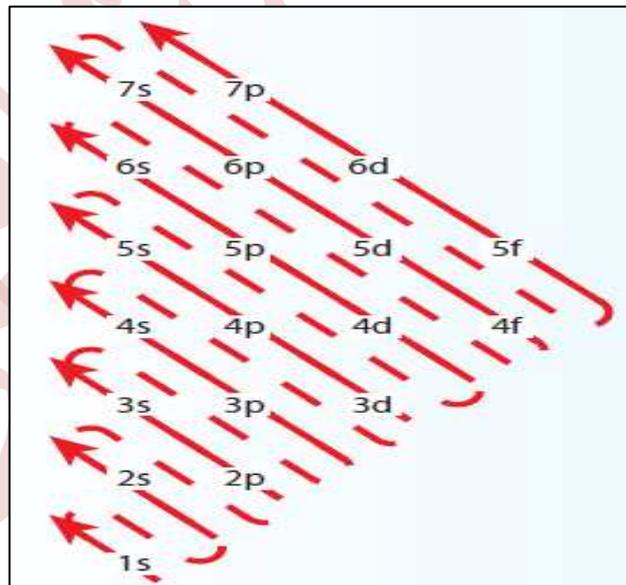


عدد الالكترونات المستوى الخارجي = 1 = عدد الالكترونات التكافؤ وتوجد في المستوى الرئيس السادس (6s)

التمثيل النقطي للإلكترونات (بنى لويس)

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

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





الفصل الأول العناصر الانتقالية

الحادي عشر العام

فلزات انتقالية (المجمع d)

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

فلزات انتقالية (المجمع d):

عناصر المجموعات 3 – 12 لها استخدامات عديدة ومركباتها ملونة 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 $50\text{Sn} : [\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^2$

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

إلكترونات التكافؤ والدورة:

عدد إلكترونات التكافؤ = الدورة

$9\text{F} : 1s^22s^22p^5$ ،

$3\text{Li} : 1s^22s^1$

مثال

كلاهما يقع في الدورة الثانية لكن

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



الحادي عشر العام

الفصل الأول

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

إلكترونات التكافؤ للعناصر الرئيسية (المثلية)

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

عناصر المجمعات s, p, d, f

عناصر مجمع S:

عناصر المجموعات 2, 1 مثل الهيدروجين والهيلوم حيث الكترونات التكافؤ هي nS^1, nS^2

عناصر مجمع P:

لا يتواجد المستوى الفرعي p في المستوى الرئيسي $n = 1$
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 :
 $_{21}Sc = [Ar]4s^23d^1$ حيث $n = 4$ (s) و $n - 1 = 3$ (d)
تحت المستوى 4s أقل طاقة من تحت المستوى 3d لذا يتم ملأ 4s أولاً
المستوى الفرعي d يكون أكثر لاستقرارا عندما يكون ممتلئاً أو نصف ممتلئاً
عناصر المجمع f:

1. يضم الفلزات الانتقالية الداخلية
2. يمتليء فيه المستوى الفرعي s كلياً أو جزئياً والمستوى الفرعي 4f , 5f كلياً أو جزئياً
3. يتكون من 7 أفلاك تشغل بأربعة عشر إلكترونات
4. يضم عناصر سلسلة (اللانثيدات) 4f (والأكتينيدات) 5f

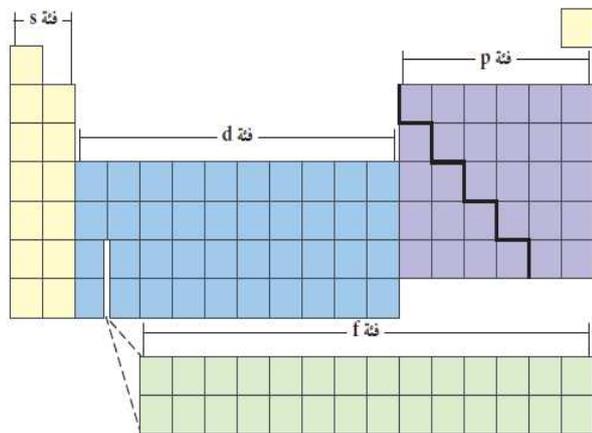
الشكل 8-2 ينقسم الجدول الدوري إلى

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 هي 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

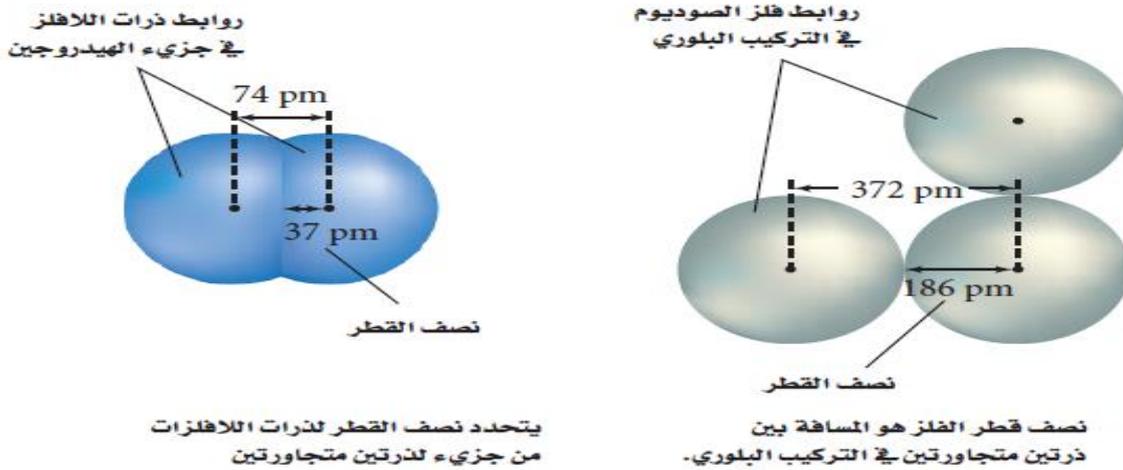
القسم (2)

الاتجاهات الدورية

نصف القطر الذري:

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

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

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

الشكل 11-2 تنغير أنصاف أقطار العناصر المثلثة والمحسوبة بالبيكومتر ($10^{-12}m$) 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؟

1	2	13	14	15	16	17	18
H 37							He 31
Li 152	Be 112	B 85	C 77	N 75	O 73	F 72	Ne 71
Na 186	Mg 160	Al 143	Si 118	P 110	S 103	Cl 100	Ar 98
K 227	Ca 197	Ga 135	Ge 122	As 120	Se 119	Br 114	Kr 112
Rb 248	Sr 215	In 167	Sn 140	Sb 140	Te 142	I 133	Xe 131
Cs 265	Ba 222	Tl 170	Pb 146	Bi 150	Po 168	At 140	Rn 140

أيونات الفلزات

من المجموعة الأولى وحتى المجموعة الرابعة عشر عندما تفقد ذرة فلز إلكترون أو أكثر من إلكترونات التكافؤ تصبح أيون موجب .
مثال : $(11Na - 1e \rightarrow 11Na^+)$ عدد الإلكترونات = عدد البروتونات (وهو العدد الذري)
فيقل التنافر الإلكترونيستاتيكي بين الإلكترونات المتبقية و نتيجة زيادة الشحنة النووية يتم سحب 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: $F + 1e \rightarrow F^-$
عند إضافة إلكترونات يزيد التنافر الإلكترونيستاتيكي 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 17 لوجود شحنات إضافية

يزيد عبر المجموعة من أعلى إلى أسفل 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 $(3Li + Energy \rightarrow 3Li^+ + 1e)$
- 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 الدوري في المجموعة تقل طاقة التأين الأول من أعلى إلى أسفل 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 الإلكترونات التكافؤ الثمانية.

يشذ عن قاعدة الثمانية عناصر الدورة الأولى والتي تستقر بالكترونين 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
عصر الفلور هو الأعلى سالبية كهربائية بينما الأقل هو الفرانسيوم .

تكون الأيون

الالكترونات 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 التي 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 بفرقة O_2 غاز يساعد على الاشتعال
ترابط ذرات العناصر يجعلها أكثر استقرارا كيميائيا
تميل الذرات للاتحاد معا بحيث يكون مستوى الطاقة الخارجي ممتلئاً بالإلكترونات فتصبح أقل طاقة وأكثر استقرارا

قاعدة الثمانية: تميل الذرات لتكوين مركبات كيميائية وذلك بفقد أو اكتساب أو مشاركة بالإلكترونات بحيث يصبح مستوى الطاقة الخارجي يحتوي 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

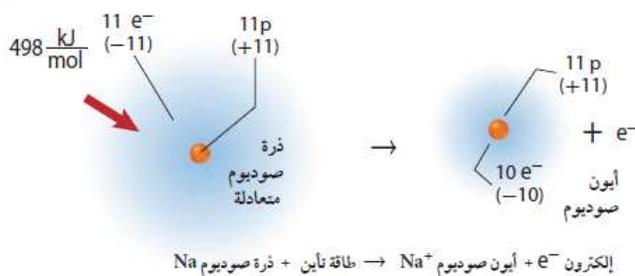
تكون المواد عند أقل طاقة ومستقرة عندما يكتمل مستوى طاقتها الخارجي بثمان إلكترونات لتصل لترتيب الغاز النبيل

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 1-3 يتكون الأيون الموجب عند فقد الذرة المتعادلة واحداً

أو أكثر من إلكترونات التكافؤ، تحتوي الذرة المتعادلة كهربائياً على

أعداد متساوية من البروتونات والإلكترونات، في حين يحتوي الأيون

الموجب على عدد من البروتونات أكبر من عدد الإلكترونات.

حلل هل يحتاج انتزاع إلكترون من ذرة متعادلة إلى امتصاص

الطاقة أم انبعاثها؟



الفصل الأول

الحادي عشر العام أيونات الفلزات :

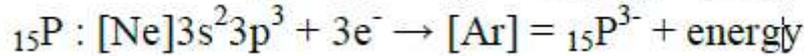
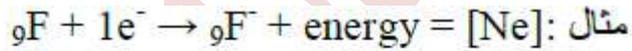
فلزات المجموعة الأولى والثانية نشطة جدا لسهولة فقدتها إلكترونات تكافؤها وتكون أيونات (+1 و +2) عن طريق فقد إلكترونات تحت المستوى (s) .
فلزات المجموعة 13 تكون أيونات (+3) بفقد إلكترونات (s^2p^1) .

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 s, p, d بالإلكترونات مما يعطي استقرار يشبه ترتيب الغاز النبيل

تكوين الأيون السالب (الأيون)

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



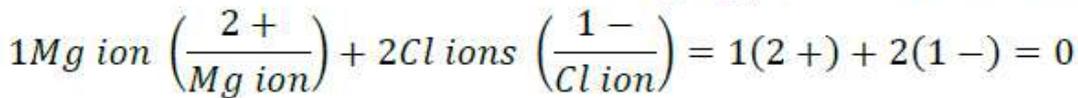
تكوين الرابطة الأيونية:

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



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



الفصل الأول

الحادي عشر العام

مثال على ترتيب الأيونات في الشبكة البلورية لملاح NaCl تتكون الشبكة من مكعب مكون من 6 أيونات كلوريد و 6 أيونات 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 فهي 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 : $\text{MgO} = (2+), (2-) = 4 > \text{SrCl}_2 = (2+), (1-) = 3 > \text{NaF} = (1+), (1-) = 2$

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

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

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

رمز لويس النقطي: كتابة الرمز الكيميائي لأي عنصر محاط بنقط تمثل الكثرونات التكافؤ في المستوي الخارجي

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

طاقة الرابطة وطاقة تفكك الرابطة :

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.
زيادة عدد الالكترونات في الرابطة يقل طولها (Pm) وتزيد طاقتها (Kj/mol)
عندما تكون طاقة الأيونات في حالة المركب أقل من طاقة الأيونات في حالة الذرات 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 الالكترونات	شكل الرابطة	الأمثلة	الطول (pm)	الطاقة (kj/mol)
الأحادية	2e-	—	CH ₄ , CH ₃ -CH ₃	154	346
الثنائية	4e-	=	O = O , CH ₂ =CH ₂	134	612
الثلاثية	6e-	≡	CH≡CH , N≡N	120	835

تتكون من لافلزين فقط

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

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

صيغ بعض المركبات التساهمية وأسمائها		الجدول 5-4
اسم المركب الجزيئي	الاسم الشائع	الصيغ الجزيئية
أكسيد ثنائي الهيدروجين	ماء	H ₂ O
نيتريد ثلاثي الهيدروجين	أمونيا	NH ₃
ثنائي النيتروجين رباعي الهيدروجين	هيدرازين	N ₂ H ₄
حمض الهيدروكلوريك	حمض الميوريتيك	HCl



الحادي عشر العام

الفصل الأول

الروابط الفلزية وخصائص الفلزات

الرابطة الفلزية:

يسمح بانتقال الإلكترونات الخارجية للذرات بالتنقل بحرية في الفلز الحركة الحرة للإلكترونات يجعلها تشبه بحر من الإلكترونات الذي تحيط بذرات الفلز في الشبكة البلورية

الرابطة الفلزية : التجاذب بين أيونات الفلز و بحر 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 الكهربائي

علل : درجة غليان الفلزات أعلى من درجة انصهارها

ج : بسبب الحركة الحرة للكاتيونات والالكترونات في الفلز فلا تحتاج لطاقة كبيرة لتحرك 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

ج : 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

الحادي عشر العام الفصل الأول 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 الكترولونات التكافؤ العالية للفلزات

علل : المركبات الأيونية الصلبة لا توصل التيار الكهربائي

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

السبيكة : فلزين أو أكثر بنسب معينة وذلك 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 (استبدالية) :

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

ج : سبائك فراغية (بينية) :

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

علل : تكون السبيكة أقوى من الفلز نفسه

ج . عند إضافة فلز بكميات قليلة لفلز آخر 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 الكترولونية مستقرة

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

ما المقصود بالرابطة التساهمية :

رابطة كيميائية تنتج عن مشاركة درتين داخلتين في تكوين الرابطة بزواج الكترولونات أو أكثر .



الفصل الأول

الحادي عشر العام

الجزئي : يتكون عند ارتباط درتان أو أكثر برابطة تساهمية والالكترونات المشتركة في الرابطة جزءا من الالكترونات 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 الالكترونات التكافؤ

الجزئي المكون من ذرتين أكثر استقرارا من الذرة في حالتها الفردية

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

ج : 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 الالكترونات 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 ب 2 الكترون مكونة رابطتين تساهميتين مثل الأكسجين $1S^2 2S^2 2P^4$

الذي يتحد مع ذرتي هيدروجين مكونا الماء



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 لجزئي الأمونيا (النشادر)

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 4 الكترونات ليصل لحالة الاستقرار المشابهة لغاز نبيل محققا قاعدة الثمانية 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



الفصل الأول

الحادي عشر العام

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

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



خواص الرابطة التساهمية والتساهمية القطبية:

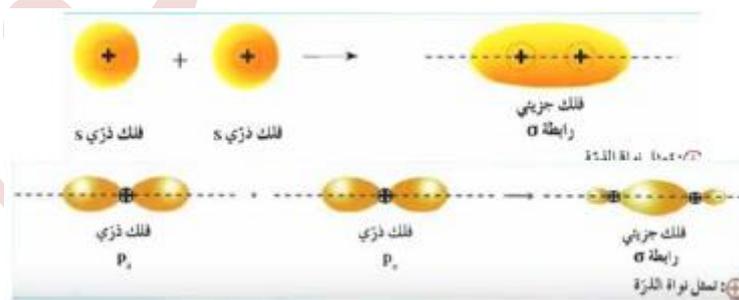
تتم بين اللافلزات المتشابهة مثل (H₂, O₂, N₂, Cl₂) أو المختلفة (HCl, HBr) حيث تساهم كل ذرة بعدد متساو من الإلكترونات في كل رابطة. و يمكن تمثيل الروابط بواسطة (بني لويس) كما يلي:

رابطة تساهمية غير قطبية أو الصرفة	رابطة تساهمية قطبية
عندما يكون فرق السالبية الكهربائية بين ذرتين متماثلتين صفرا أو صغير أي أن الإلكترونات موزعة بالتساوي بين الذرتين	عندما يكون هناك فرق كبير في السالبية الكهربائية بين الذرات المترابطة أي 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

الرابعة سيجما σ

- ❖ روابط تساهمية أحادية
- ❖ تتكون عندما تتداخل المدار s مع مدار s أو مدار P مع مدار P حيث يتم التداخل رأس برأس
- أمثلة: الأمونيا NH₃ - الميثان CH₄ - الماء H₂O
- ❖ هي أقوى رابطة عندما يكون التداخل أكبر
- ❖ تعتمد طاقة الرابطة على: المسافة بين الذرتين و عدد الروابط التي تكونها هذه الذرة



الرابعة التساهمية الثنائية: رابطة تتكون من مشاركة ذرتين كل منها بـ 2 إلكترون مثل



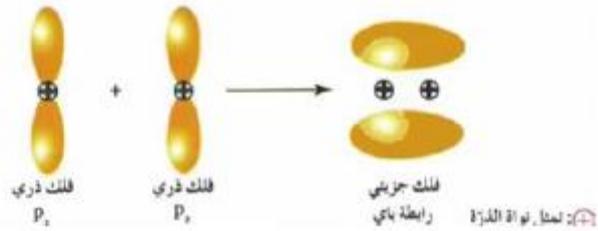
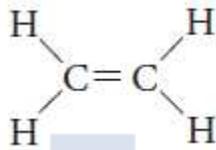
الرابعة التساهمية الثلاثية: رابطة تتكون من مشاركة ذرتين كل منها بـ 3 إلكترونات مثل



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

الرابطة باي Π

(تتكون من الرابطة التساهمية المتعددة) وهي 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 الإيثيلين أو الإيثين (C_2H_4)

قوة الرابطة التساهمية :

طول الرابطة : المسافة الفاصلة بين نواي ذرتين مترابطتين في أدنى طاقتهم 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 الإلكترونات	شكل الرابطة	الأمثلة	الطول (pm)	الطاقة (kJ/mol)
الأحادية	$2e^-$	—	CH_4 , CH_3-CH_3	154	346
الثانية	$4e^-$	=	$O=O$, $CH_2=CH_2$	134	612
الثالثة	$6e^-$	≡	$CH\equiv CH$, $N\equiv N$	120	835

الطاقة والروابط

- ❖ كلما زادت عدد الروابط زادت طاقة تفكك الرابطة
- ❖ كلما زادت عدد الإلكترونات في الرابطة قل طول الرابطة (Pm) وزادت طاقتها (KJ/mol)
- ❖ الطاقة الكيميائية : مجموع الطاقات الداخلية المخزنة 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



الفصل الأول

الحادي عشر العام

طاقة المواد المتفاعلة < طاقة المواد الناتجة والتفاعل الماص موجب الشحنة

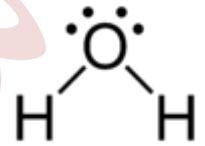
التفاعل الطارد للطاقة : الطاقة المنبعثة في أثناء تكون روابط المواد الناتجة < الطاقة المطلوبة لتفكيك

روابط المواد المتفاعلة.

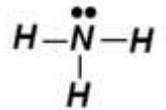
طاقة المواد المتفاعلة > طاقة المواد الناتجة وتكون سالبة الشحنة

س: كيف يتم الوصول لحالة الثمانية لكل ذرة مركزية ؟

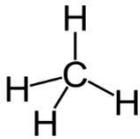
ج : الماء – تحصل الذرة المركزية على الكترونين من كل رابطة مع الهيدروجين وزوجين من الإلكترونات غير المشتركة



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



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



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

ج : 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. يسمى العنصر الثاني (يكتب جذر العنصر الثاني + يد)

6. تستخدم البادئات لتحديد عدد ذرات كل عصر في الصيغة الجزيئية

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

أسماء شائعة وعلمية لبعض المركبات الجزيئية :

الاسم الشائع	الاسم العلمي	المركب
الأمونيا	ثلاثي هيدريد النيتروجين	NH ₃
الهيدرازين	رباعي هيدريد ثنائي النيتروجين	N ₂ H ₄
أكسيد النيتريك	أول أكسيد النيتروجين	NO
صودا الخبز	كربونات صوديوم هيدروجينية	NaHCO ₃
ملح الطعام	كلوريد الصوديوم	NaCl

تسمية الأحماض

أ. تسمية الأحماض الثنائية

كتابة كلمة حمض + هيدرو + أسم اللافلز + يك

ب. تسمية الأحماض الأكسجينية

أيون الأكسجين السالب : أيون عديد الذرات يحتوي على ذرة أو أكثر من ذرات الأكسجين

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

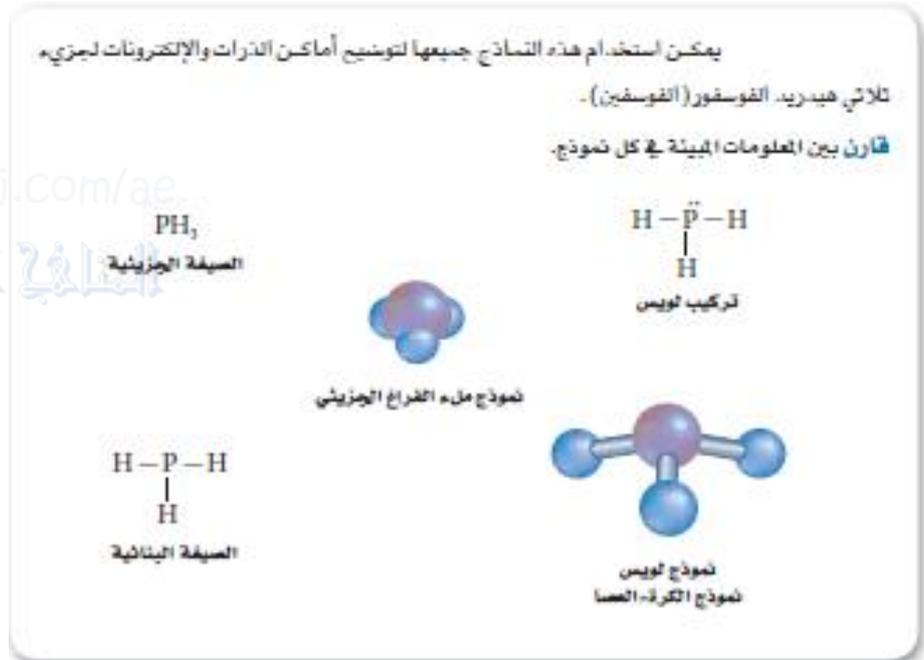
تسمية الأحماض الأكسجينية			الجدول 4-4
اسم الحمض	المقطع	الأنيون الأكسجيني	المركب
حمض الكلوريك	- يك	كلورات	HClO ₃
حمض الكلوروز	- وز	كلوريت	HClO ₂
حمض النيتريك	- يك	نترات	HNO ₃
حمض النيتروز	- وز	نيتريت	HNO ₂

صيغ بعض المركبات التساهمية وأسمائها

اسم المركب الجزيئي	الاسم الشائع	الصيغة الجزيئية
أكسيد ثنائي الهيدروجين	ماء	H ₂ O
ثالث هيدريد النيتروجين	أمونيا	NH ₃
رابع هيدريد ثنائي النيتروجين	هيدرازين	N ₂ H ₄
حمض الهيدروكلوريك	حمض الكلور	HCl

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 دائماً ذرة طرفية؛ لأنه يشارك بزواج واحد من الإلكترونات، ويتصل بذرة واحدة فقط.
- حدد عدد الإلكترونات المتوفرة لتكوين روابط؛ حيث يساوي هذا العدد الكلي لإلكترونات تكافؤ الذرات

الموجودة في الجزيء

- حدد عدد أزواج إلكترونات الربط . بقسمة عدد الإلكترونات المتوفرة للربط على 2
- حدد أماكن أزواج الربط . ضع رابطة واحدة بين الذرة المركزية و كل ذرة طرفية.
- 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 لتحقيق القاعدة الثمانية، ثم ضع أي أزواج إضافية على الذرة المركزية.
- حدد ما إذا كانت الذرة المركزية تحقق القاعدة الثمانية.
- عندما لا تكون الذرة المركزية محاطة بأربعة أزواج من الإلكترونات فإنها لا تحقق القاعدة الثمانية . ولتحقيق القاعدة الثمانية حول زوجاً أو زوجين من الأزواج غير المترابطة في الذرات الجانبية إلى رابطة ثنائية أو ثلاثية بين الذرة الجانبية والذرة المركزية.



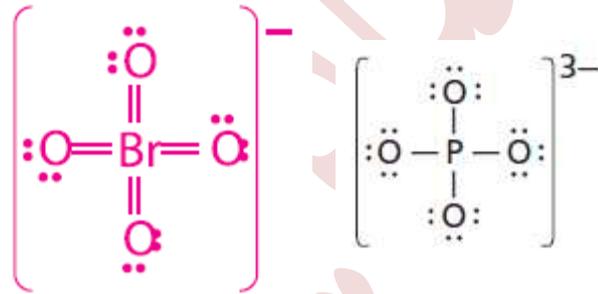
الفصل الأول

الحادي عشر العام

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

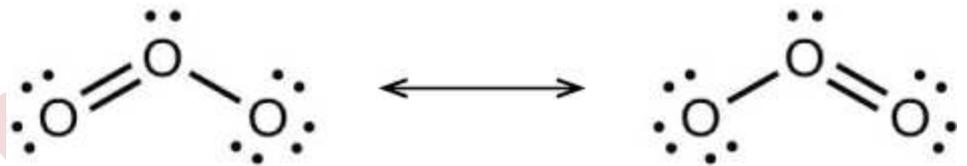
ملاحظة:

- 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

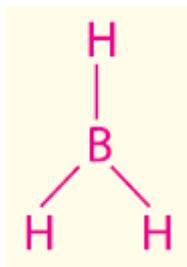
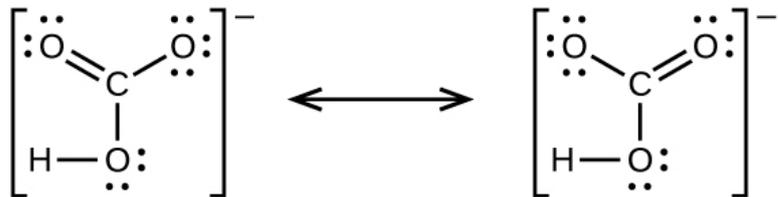


الرنين

الرنين: يحدث عند وجود أكثر من بنية لويس واحدة صحيحة لنفس الجزيء
تراكيب الرنين: يستخدم بها بنية لويس أو أكثر للتعبير عن جزيء واحد موضحة الروابط بين الذرات في الجزيء و الأيون متعدد الذرات



Hydrogen carbonate ion



استثناءات قاعدة الثمانية:

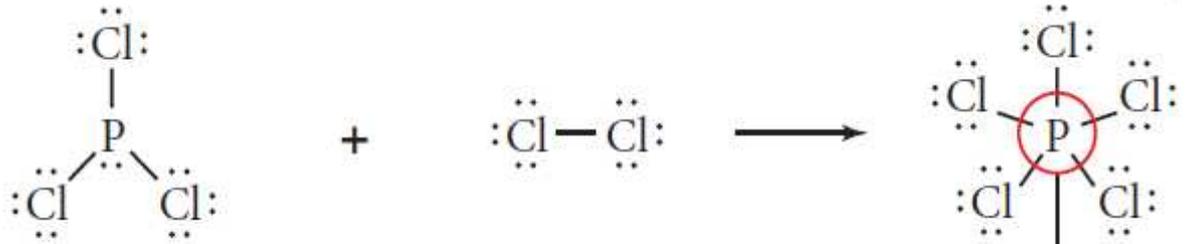
1. وجود عدد فردي لإلكترونات التكافؤ
2. بعض الذرات تحقق الاستقرار بأكثر من ثمانية إلكترونات
3. بعض الذرات تحقق الاستقرار بالإلكتروني باقل من ثمانية إلكترونات

الفصل الأول

الحادي عشر العام

س: كيف يرمز تركيب لويس للرابطة التساهمية

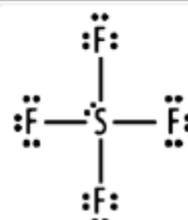
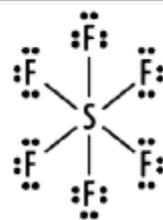
ج: توضح الرابطة التساهمية باستعمال - أو النقطتين الرأسيتين



تصل إلى الاستقرار بأكثر من ثمانية إلكترونات

أنواع التهجين

SP	SP ²	SP ³
درة الكربون تكون رابطة تساهمية ثلاثية	درة الكربون تكون رابطة تساهمية ثنائية	درة الكربون تكون أربع روابط أحادية
الإيثاين (أسيتلين)	الإيثين	مثال: الميثان
$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$		
تكون روابط ثلاثية خطية	الأفلاك المهجنة تقع في نفس المستوى	رباعي الأوجه





الفصل الأول

الحادي عشر العام

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 ₂ O		NO ₂ ⁻

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

الأحماض الاكسجينية				الأحماض الهيدروجينية (الثاني)			
تتكون من الهيدروجين والأكسجين وعنصر آخر لافلز				تتكون من عنصرين مختلفين هما الهيدروجين وعنصر آخر أكثر ساليبه			
الصيغة	الأيون	الصيغة	الحمض	الصيغة	الأيون	الصيغة	الحمض
الأقل + يت	الأكثر + ات	الأقل + وز	الأكثر + يك	لافلز + يد		هيدرو لافلز + يك	
أحادية البروتون							
NO ₂ ⁻	نيتريت	HNO ₂	نيتروز	F ⁻	فلوريد	HF	هيدروفلوريك
NO ₃ ⁻	نترات	HNO ₃	نيتريك	Cl ⁻	كلوريد	HCl	هيدروكلوريك
IO ₃ ⁻	يودات	HIO ₃	يوديك	Br ⁻	بروميد	HBr	هيدروبروميك
				I ⁻	يوديد	HI	هيدرويوديك
ClO ⁻	هيبوكلوريت	HClO	هيبوكلوروز				
ClO ₂ ⁻	كلوريت	HClO ₂	كلوروز				
ClO ₃ ⁻	كلورات	HClO ₃	كلوريك				
ClO ₄ ⁻	بيركلورات	HClO ₄	بيركلوريك				
ثنائية البروتون							
SO ₄ ²⁻	كبريتيت	H ₂ SO ₃	كبريتوز	S ²⁻	كبريتيد	H ₂ S	هيدروكبريتيك
SO ₄ ²⁻	كبريتات	H ₂ SO ₄	كبريتيك				
CO ₃ ²⁻	كربونات	H ₂ CO ₃	كربونيك				
ثلاثي البروتون							
PO ₃ ³⁻	فوسفيت	H ₃ PO ₃	فسفوروز				
PO ₄ ³⁻	فوسفات	H ₃ PO ₄	فسفوريك				



شادية الشافعي



الفصل الأول
رموز العناصر

الحادي عشر العام

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

رموز وصيغ الأيونات

الصيغة	اسم الأيون	الرمز	اسم الأيون	الرمز	اسم الأيون
NH_4^+	أمونيوم	Cu^{2+}	نحاس (II)	Li^+	ليثيوم
CH_3COO^-	أسيتات (خلات)	Cu^+	نحاس (I)	Na^+	صوديوم
BrO_3^-	برومات	Fe^{2+}	حديد (II)	K^+	بوتاسيوم
ClO^-	هيبوكلوريت	Fe^{3+}	حديد (III)	Rb^+	روبيديوم
ClO_2^-	كلوريت	Cr^{2+}	كروم (II)	Cs^+	سيزيوم
ClO_3^-	كلورات	Cr^{3+}	كروم (III)	Ca^{2+}	كالمسيوم
ClO_4^-	بيركلورات	Co^{2+}	كوبالت (II)	Mg^{2+}	ماغنسيوم
MnO_4^-	بيرمنجانات	Co^{3+}	كوبالت (III)	Ba^{2+}	باريوم
CN^-	سيانيد	Cd^{2+}	كادميوم	Sr^{2+}	سترونشيوم
OH^-	هيدروكسيد	Mn^{2+}	منجنيز (II)	Al^{3+}	ألومنيوم
NO_3^-	نترات	Hg^{2+}	زئبق (II)	Ag^+	فضة
NO_2^-	نيتريت	V^{2+}	فاناديوم (II)	Zn^{2+}	خارصين
CO_3^{2-}	كربونات	V^{3+}	فاناديوم (III)	Cl^-	كلوريد
HCO_3^-	كربونات هيدروجينية	O_2^{2-}	بيروكسيد	F^-	فلوريد
SO_4^{2-}	كبريتات	Pb^{2+}	رصاص (II)	Br^-	بروميد
SO_3^{2-}	كبريتيت	Pb^{4+}	رصاص (IV)	I^-	يوديد
CrO_4^{2-}	كرومات	Sn^{4+}	قصدير (IV)	O^{2-}	أكسيد
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	ثنائي كرومات	PO_4^{3-}	فوسفات	S^{2-}	كبريتيد
AsO_4^{3-}	زرنيخات	HPO_4^{2-}	فوسفات احادي الهيدروجين	Ni^{2+}	نيكل (II)
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	ثيو كبريتات	H_2PO_4^-	فوسفات ثنائي الهيدروجين	N^{3-}	نيتريد



الفصل الأول

الحادي عشر العام

نظرية فيسير: نموذج يبني 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 مختلف في الشكل والطاقة في الذرة نفسها لتنتج أفلاكاً 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 حجماً أكبر من الفلك الذي يحتوي زوج إلكترونات مشارك • كلما زاد عدد الإلكترونات الحرة في الذرة المركزية للجزيء كلما زادت قوتي التنافر بينها وبالتالي تقلل الزوايا بين أزواج الكترونات الرابطة

مثل الكبريت والبريت والفلور المعيني
الروابط، ولما القسطنات قسطن الأرواح
الإلكترونات غير المرتبطة.

البيروم، البروم، BeCl_2 حل زوجين هذا
من الإلكترونات، الرقطة مع ثمة 180°
الترتبة، لئلا تكون إلكترونات الرقطة
حل أجد سبباً تكونت بينهما، ورواح الرقطة
 180° وشكل البروم، صلب.

تكون الأرواح الإلكترونية الثلاثة الكبريت
الروابط في البروم، AlCl_3 حل أكبر سبباً
بينها عندما تكون حل شكل ثلاثي مستقيم
والزوايا بين الروابط 120° .

عندما المعيني الثمارة الترتيب في البروم، حل أجد
أرواح من إلكترونات الترابط لئلا في المثلث، CH_4
تكون الشكل رباعي الأرواح مستقيم الزوايا بين
الروابط 109.5° .

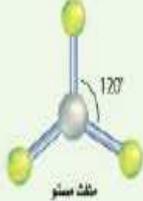
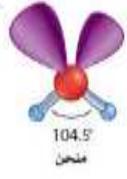
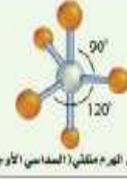
البروم، PH_3 ثلاث روابط تساهمية أحادية
أرواح غير مرتبطة، بأصل الأرواح غير الرقطة
سواءً أكبر من الرقطة التساهمية، ولو بعد ثمة
تأخر الفرق بين هذا الزوج والأرواح الرقطة
مطابقة للأرواح الرقطة بعضها بعضاً 120°
يكون الشكل القائم مثلثي البروم، والزاوية
بين الروابط 107.3° .

الماء، رابطة تساهمية، ورواح غير
رابطة، ويصنع الشكل بين الأرواح غير
الرقطة زاوية مقدارها 104° عند الوصول
شكل جزوي الماء مستقيم.

البروم، NBr_3 خمسة أرواح من إلكترونات
الرقطة، لئلا يقبل الشكل التساهمي البروم
القائم من الشاهم بين الأرواح الإلكترونية
الشكل قائم.

ليس البروم، SF_6 أرواح إلكترونات غير
رابطة مع الثمارة الترتيب، ومع ذلك لئلا
سنة أرواح رابطة ثمانية، حول الثمارة الترتيب
تكونت شكله لئلا الأرواح.

الأشكال الفراغية للجزيئات				الجدول 4-5	
الأرواح غير الرقطة	الأرواح الرقطة	التهجين	الزوايا بين الروابط	عدد الأرواح الإلكترونية	الجزيء
0	2	sp	180°	2	BeCl_2
0	3	sp^2	120°	3	AlCl_3
0	4	sp^3	109.5°	4	CH_4
1	3	sp^3	107.3°	4	PH_3
2	2	sp^3	104.5°	4	H_2O
0	5	sp^3d	90° و 120°	5	NBr_3
0	6	sp^3d^2	90°	6	SF_6

نوع التهجين	زاوية الرابطة	شكل الجزيء	الجزيء	
sp	108°		خطي	BeF ₂
				CS ₂
Sp² S P P	120°		سطحي ثلاثي التماثل	CH ₂ O
				AlCl ₃
				BF ₃
Sp³ S p p p	104.5°		منحني	H ₂ Se
				H ₂ O
	107°		هرمي ثلاثي الزوايا	PF ₃
				NCl ₃
109°		رباعي السطوح	CCl ₂ F ₄	
			CF ₄	
			NH ₄ ⁺	
	CH ₄			
Sp³ d	Cl-P-Cl = 90° وزاوية اخرى Cl-P-Cl = 120°		هرم مزدوج ثلاثي رباعي السطوح	PF ₅



الفصل الأول

الحادي عشر العام الكهروسالبية والقطبية

السالبية الكهربائية: ميل ذرة لجذب الإلكترونات في جزيء

الرابطة التساهمية غير القطبية (الصرفة)

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

الرابطة التساهمية القطبية

عندما يكون الفرق في السالبية الكهربائية لإلكترونات الرابطة بين ذرتين كبير أي تكون الإلكترونات 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 إذا كانت نسبة الرابطة الأيونية $< 50\%$

أنواع الروابط باستخدام الفرق في السالبية الكهربائية

فرق السالبية الكهربائية	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
- القوى بين الجزيئات أضعف من القوى بين الذرات

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

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 $120^\circ C$ 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 أزواج الإلكترونات 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 أعلى إلى أسفل وتزيد عبر الدورة من الفلزات إلى اللافلزات
 14. تستخدم السالبية الكهربائية في تحديد هوية الرابطة
 15. زوج الإلكترونات غير المترابطة تحتل مساحة أكبر من الإلكترونات المترابطة فيؤدي وجودها إلى دفع أزواج الإلكترونات 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 الإلكترونات الحرة في الذرة المركزية للجزيء كلما زادت قوتي التنافر بينها وبالتالي تقلل الزوايا بين أزواج الإلكترونات الرابطة
 18. القوى بين الجزيئات اضعف من القوى بين الذرات
 19. ملح الطعام لا ينصهر عند درجات الحرارة المنخفضة بينما السكر ينصهر لأن الملح مادة أيونية صلبة بينما السكر مادة تساهمية صلبة قوي التجاذب بين الجزيئات بها ضعيفة
 20. وجود الكثير من المواد التساهمية في الحالة الغازية عند درجة حرارة الغرفة حيث القوي بين الجزيئات ضعيف
- الرابطة التساهمية التناسقية**
- تتكون عندما تمنح احد الذرات زوج من الإلكترونات لتتشارك مع ذرة اخرى أو أيون يحتاج لزوج الإلكترونات ليصبح مستقر
- الرابطة التساهمية** : رابطة كيميائية تنتج من تشارك الإلكترونات التكافؤ
- الرابطة التساهمية القطبية** : نوع من الروابط يتكون عندما يكون تشارك الإلكترونات ليس متساويا
- عملية طارد حرارة** : تفاعل كيميائي يطلق كمية من الطاقة أكبر من الكمية اللازمة لكسر الروابط في المتفاعلات
- التهجين** : عملية تخلق بها الأفلاك الذرية لتكون أفلاك متمائلة في الطاقة كل فلك منها يحتوي على إلكترون 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 يحتوي على هيدروجين وأكسجين في وجود ذرة مركزية



الفصل الأول

الحادي عشر العام

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 $2s, 2p$ و مستوى الطاقة الثالث : له 3 تحت مستوى $3s, 3p, 3d$

ما عدد الأفلاك الذرية المرتبطة بتحت المستوى p ؟ ثلاث أفلاك p_x, p_y, p_z

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

لما لا تلاحظ الأطوال الموجية للأجسام 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 الأفلاك 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 المستوى 4d , 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 $2 = 12Mg = [Ne]3s^2$)

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 إلكترونات التكافؤ لكل ذرة (الكربون = 4 ، اليود = 7 ، الكالسيوم = 2 ، الجاليوم = 3)

عند كتابة ترميز الترتيب الإلكتروني لذرة ما ما هي القواعد الثلاث التي يجب اتباعها ؟
مبدأ أوفباو (البناء التصاعدي) حسب الطاقة ، مبدأ الاستبعاد لبولي (أقصى اشغال بالإلكترونين في دوران متعاكس) ، قاعدة هوند (اشغال الأفلاك بالإلكترونات مفردة قبل ازدواجها) .

اكتب الترتيب الإلكتروني وارسم ترميز الفلك لذرة الأكسجين والكبريت ؟
 $8O : 1s^2 2s^2 2p^4$ ، $16S : [Ne]3s^2 3p^4$ وبنفس الطريقة ترميز الفلك المحتوي 9 مربعات

أذكر تتابع أوفباو للأفلاك من 1s حتى 7p ؟



الفصل الأول

الحادي عشر العام

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 و الصوديوم) ؟

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 ج - رموزها د - أعدادها الذرية
2. الأرجون و الكريبتون و الزينون هي:
أ - لانتانيدات ب - غازات نبيلة ج - فلزات قلوية أرضية د - أكتينيدات
3. أي الأفلاك لعناصر اللانتانيدات مميزة:
أ - أفلاك P ب - أفلاك d ج - أفلاك f د - أفلاك S
4. بالمقارنة مع الفلزات القلوية تكون الفلزات القلوية الأرضية
أ - أكثر نشاطية ب - لها درجات انصهار أقل ج - أكثر صلابة د - أقل كثافة
5. تسمى عناصر المجمع d
أ - الفلزات القلوية ب - العناصر الانتقالية ج - الهالوجينات د - الغازات النبيلة
6. أقصى عدد من الإلكترونات يمكن استيعابه في المستوى الفرعي f يساوي
أ - 2 ب - 6 ج - 10 د - 14
7. عدد أفلاك المستوى الفرعي d يساوي
أ - 1 ب - 3 ج - 5 د - 7
8. أهم مصدر للحصول على المعلومات الخاصة بالعناصر هو:
أ - الجدول الدوري ب - جدول النظائر ج - 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 ج - الفلزات القلوية د - عناصر الدورة 1
10. اكتشف مولي أن العناصر ذات الخواص المتشابهة تقع على فترات منتظمة عندما يتم ترتيب العناصر تصاعدياً حسب :
أ - الكتلة الذرية ب - الكثافة ج - العدد الذري د - النشاط الإشعاعي



الفصل الأول

الحادي عشر العام 11. يسمى الأيون الموجب

أ - نصف القطر الأيوني ب - الكاتيون ج - الأنيون د - إلكترون تكافؤ
12. كلما ازداد العدد الذري في دورة من الجدول الدوري عادة نصف القطر
الذري

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

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

أ - يتزايد ب - يبقى نفسه ج - يتناقص بدون انتظام د - يتناقص بانتظام

14. عدد إلكترونات التكافؤ في عناصر المجموعة 2 هو

أ - 2 ب - 12 ج - 8 د - 18

15. توجد إلكترونات التكافؤ لعناصر المجموعة 2 في تحت المستوى

أ - s ب - p ج - d د - f

16. تسمى عناصر المجمع d

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

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

أ - f, s ب - d, s ج - p, s د - p, s

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

أ - نصف القطر الذري ب - إلكترون ج - أيون د - النواة

19. يسمى الأيون السالب

أ - نصف القطر الأيوني ب - إلكترون تكافؤ ج - الأنيون د - الكاتيون

20. العنصر ذو الترتيب الإلكتروني $1s^2, 2s^2, 2p^1$ هو علما بان Z ترمز للعدد الذري

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

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



الفصل الأول

الحادي عشر العام

د - 36

ج - 26

ب - 16

أ - 6

22. عدد الإلكترونات التي يمكن أن تشغل الفلك الذري الواحد

د - 4

ج - 3

ب - 2

أ - 1

23. أي العناصر التي أضافت باكتشافها صفا رأسيا إلى جدول مندليف الدوري

أ - الغازات النبيلة ب - العناصر الانتقالية ج - أشباه الفلزات د - العناصر المشعة

24. تسمى الطاقة اللازمة لنزع إلكترون من ذرة متعادلة في الحالة الغازية

أ - الميل الإلكتروني ب - طاقة الإلكترون ج - طاقة التأين د - السالبية الكهربائية

25. تسمى قابلية الذرة في مركب كيميائي لجذب الإلكترونات

أ - الميل الإلكتروني ب - الترتيب الإلكتروني ج - طاقة التأين د - السالبية الكهربائية

26. العنصر ذو السالبية الكهربائية الأعلى هو

د - البروم

ج - الصوديوم

ب - الأكسجين

أ - الفلور

27. طاقة التأين هي الطاقة اللازمة لنزع من ذرة عنصر

أ - السحابة الإلكترونية ب - النواة ج - أيون د - إلكترون

28.

الذرة: أصغر جسيمات العنصر التي تحتفظ بكل خصائص ذلك العنصر



الفصل الأول

الحادي عشر العام

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 ومتراپطتين 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



الحادي عشر العام الفصل الأول القطاع : القطاع أو النطاق الذي يشتمل على العناصر الانتقالية

المستوى الاعتيادي أو الأرضي: أدنى مستوى في طاقة الذرة

الأيون الموجب : ذرة فقدت إلكترونات أو أكثر

الأيون السالب : ذرة اكتسبت إلكترونات 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

نيروجين ، صوديوم ، يود ، أكسجين
البديل : صوديوم التبرير : فلز والباقي لا فلزات

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