شرح تسمية المركبات الكيميائية وبنية لويس

تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج الإماراتية
موقع المناهج ⇦ المناهج الإماراتية ⇦ الصف العاشر المتقدم ⇦ كيمياء ⇦ الفصل الأول ⇦ ملفات متنوعة ⇦ الملف
تاريخ إضافة الملف على موقع المناهج: 2026-11-21 13:14:13
المزيد من مادة كيمياء: ملفات ا كتب للمعلم ا كتب للطالب ا اختبارات الكترونية ا اختبارات ا حلول ا عروض بوربوينت ا أوراق عمل منهج انجليزي ا ملخصات وتقارير ا مذكرات وبنوك ا الامتحان النهائي ا للمدرس
إعداد: جبر الجعل

التواصل الاجتماعي بحسب الصف العاشر المتقدم					
صفحة المناهج الإماراتية على فيسبوك					
المواد على تلغرام	التربية الاسلامية	اللغة العربية	اللغة الانجليزية	الرياضيات	

المزيد من الملفات بحسب الصف العاشر المتقدم والمادة كيمياء في الفصل الأول	
1	مراجعة هيكل
2	مراجعة هيكل بريدج
3	ملزمة مراجعة الهيكل انسباير
4	شرح بنك الأسئلة والتدريبات
5	النظرية الكمية والذرة – الدرس الثاني من الوحدة الرابعة

تحميل تطبيق المناهج للهواتف الذكية	
تطبيق المناهج على Store App (آبل)	تطبيق المناهج على Play Google (أندرويد)

ثنائي ← 2) CO_2 ثاني
أكسيد ← لـ الكربون
خامس ← 5) P_2O_5 ثنائي
أكسيد ← لـ الفسفور
ويوجد بعض الاسماء الشائعة لبعض المركبات مثل الماء (H_2O)
وملح الطعام ($NaCl$) وخميرة الخبز ($NaHCO_3$)

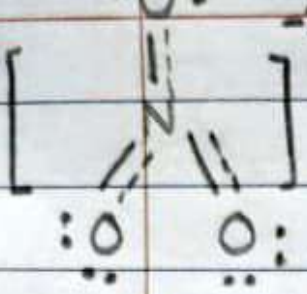
الاحماض هي مركبات تنتج ايونات H^+ في المحلول ولها نوعان شهيران ←

حمض ثنائي
هو حمض يحتوي على الهيدروجين وعنصر آخر، وله قواعد تسميه :
1) الكلمة الاولى هي دائمًا "حمض"
2) تضم الكلمة الثانية كلمة "هيدرو" مع جذر اسم العنصر الثاني + "يك"
حمض الهيدرو كلوريك ⇐ HCl
حمض الهيدرو سيانيك ⇐ HCN

حمض اكسجيني
هو حمض يحتوي على هيدروجين واكسجين وعنصر اخر، وله قواعد تسميه :
1) تعرّف على الايون الاكسجيني المكتوب (لان الحمض الاكسجيني أيضًا هو آيون اكسجيني + H) حيث اذا انتهى اسمه بـ "ات" استبدلها بـ "يك" واذا انتهى بـ "يت" استبدلها بـ "وز" مع كتابة "بير" و "هيبو" في حال وجودهما في الايون.
2) الكلمة الاولى دائمًا "حمض"

امثلة شاملة للدرس
1) $AgCl$ ⇐ كلوريد الفضة
2) S_2F_{10} ⇐ عاشر فلوريد ثنائي الكبريت
3) HI ⇐ حمض الهيدرويوديك
4) H_2S ⇐ حمض الهيدروكبريتيك
5) $HClO_2$ ⇐ حمض الكلوروز

$HClO_3$ ⇐ حمض الكلوريك
H_2SO_4 ⇐ حمض الكبريتيك
$HClO$ ⇐ حمض الهيبوكلوروز



الرنين هي حاله نتحدث عنها يمكن كتابة اكثر من بنية لويس صحيحه لجزيء أو أيون حيث تختلف تراكيب الرنين فقط في موقع ازواج الالكترونات .

استثناءات قاعدة الثمانيه

العدد الفردي من الكترونات التكافؤ يكون لبعض الجزيئات عدد فردي من الكترونات التكافؤ مثل NO_2 الذي يملك 17 الكترون تكافؤ

الثمانيات الموسعه يكون لبعض العناصر توزيعات مستقره بعدد اقل من 8 الكترونات

الثمانيات الفرعيه والروابط التناسقيه لذراتها المركزيه توزيع مستقر بعدد اكثر من 8 الكترونات تكافؤ

(1) PCl_5

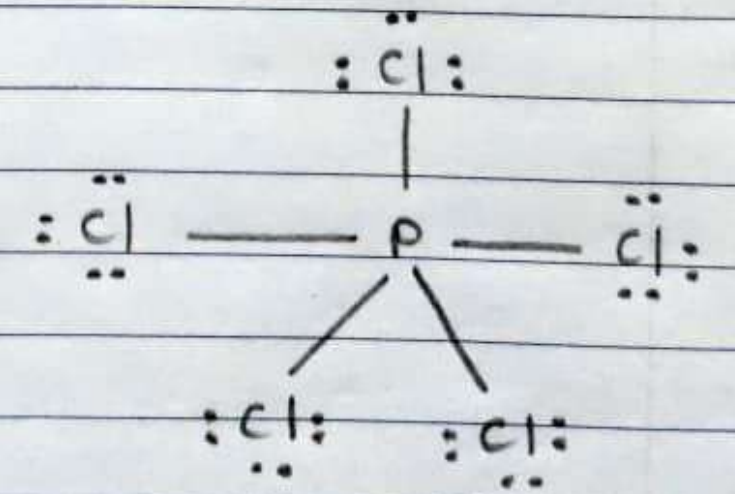
$P = 3s^2 3p^3 (5e^-)$

$Cl = 3s^2 3p^5 (7e^-)$

$Cl_5 = 7 \times 5 = 35$

$35 + 5 = 40$

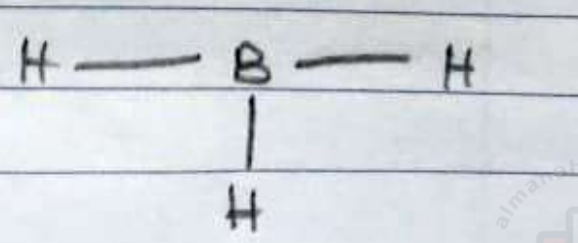
$\frac{40}{2} = 20$ زوج



(2) BH_3

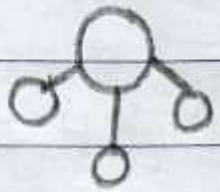
$B = 3e^- + H_3 = 3e^- = 6e^-$

$\frac{6}{2} = 3$ ازواج



التركيب البنائي للجزيئات

أنواع النماذج

- صيغ جزيئيه: PH_3
- صيغ بنائيه: H — P — H (H)
- نموذج الكره والعصا: 
- نموذج ملء الفراغ: 
- بنيت لويس: H — P — H (H)

خطوات رسم بنية لويس : ← الاكثر دقة وواقعيه

1) الذره الاقل جذب للالكترونات هي المركزيه ، والذرات الاخرى طرفيه
2) حدد عدد الكترونات الربط المتوفره
3) اقسم العدد على 2 لايجاد عدد ازواج الكترونات الربط
4) ضع رابطه احاديه تمثل زوج من الالكترونات بين الذره المركزيه والذرات الطرفيه واطرح عدد الازواج المتوفره من عدد الازواج المستخدمه ، وَضَع الباقي على الذرات الطرفيه ثم المركزيه
5) حدد ما اذا كانت الذره المركزيه تطبق قاعدة الثمانيه
6) في الايونات متعدده ، اضف إلى عدد الكترونات الربط لشحنة الايون وَضَع الرسمه بين اقواس تحمل الشحنه

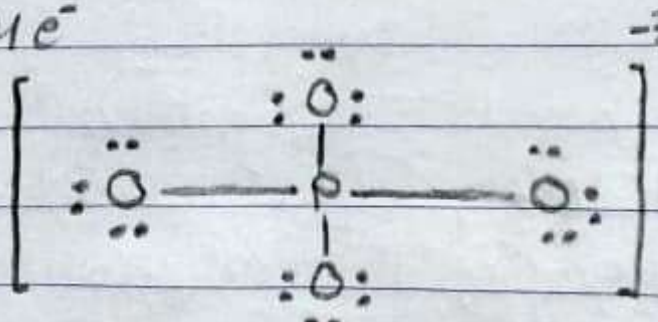
مثال 1) PO_4^{-3}

$P \Rightarrow 3s^2\ 3p^3$ (5 e^-)

$O_4 \Rightarrow 2s^2\ 2p^4$ (6 e^-) $\times 4 = 24\ e^-$

$24 + 5 + 3 = 32$

$32 \div 2 = 16$



P يحقق قاعدة الثمانيه

16 − 4 = 12 زوج متبقي للتوزيع

تسمى المركبات الايونيه بطريقه منهجيه ولها 5 قواعد :

1) اذكر اسم الانيون ثم الكاتيون

2) استخدم اسم الكاتيون نفسه

3) في حالة الانيونات لحادية الذره، يستخدم الاسم + " يد "

4) في حالة وجود اكثر من عدد تأكسد، يكتب عدد التأكسد بأرقام رومانيه بعد اسم الكاتيون

5) عندما يحتوي المركب على أيون متعدد الذرات، يكتب اسمه بدلاً من الانيون او الكاتيون

P1) $NaBr$

بروم + يد (3) ← له الصوديوم

بروميد الصوديوم (2)

الانيون ← (1)

P2) $(NH_4)_2S$

كبريت + يد (3) ← الامونيوم (5)

كبريتيد الامونيوم

P3) NH_4ClO_4

(الهالوجينات O_4^{-1}) بير كلورات ← الامونيوم

بيركلورات الامونيوم

P5) $Cu(NO_3)_2$ نترات النحاس II

نترات ← النحاس II

المسافه بين نواتين مرتبطتين تساهميًا في الموضع الاقصى للجذب هي طول الرابطه، وتعتمد قوة الرابطه التساهميه عليها
كلما زادت عدد الالكترونات المشاركه، قلّت المسافه بين النواتين لان قوة الجذب ازدادت، وبالتالي فإن للرابطه الاحاديه اطول طول رابطه وللرابطه الثلاثيه اقصر طول رابطه.

طاقة تفكك الرابطه هي الطاقه المطلوبه لكسر رابطه تساهميه وقيمتها موجبه دائماً، ولها علاقة عكسيه مع طول الرابطه.

انواع التفاعلات

طارده للحراره	ماصه للحراره
تنطلق كميه من الطاقه عند تكوين روابط جديده اكبر من طاقة كسر الرابطه	تتطلب وجود طاقه لتكسير الروابط اكبر من الكميه الناتجه عند تكوين روابط جديده

تسمية الجزيئات

لتسمية المركب الجزيئي الثنائي (المركب من عنصرين مختلفين لافلزيين)، اتبع القواعد الاتيه:
1) اسم العنصر الاول يُكتبَ في النهايه باسمه الكامل
2) اسم العنصر الثاني يُكتبَ بالبدايه مع اضافة المقطع (يد) لجذره
3) تشير البادئات (احادي/ثنائي/ ثلاثي) للعنصر الاول والبادئات (اول/ ثاني/ ثالث) للعنصر الثاني الى عدد ذرات كل منهما مع عدم كتابة "احادي": للعنصر الاول في حال وجود ذره واحده منه فقط.

الرابطه التساهميه

تسمى الرابطه الكيميائيه التي تتداخل فيها المستويات الخارجيه وتحدث مشاركه للالكترونات فيها بالرابطه التساهميه، والجزيئ هو ذرتيت او اكثر بينهم رابطه تساهميه (غالبًا لافلزات)

والجزيئ ثنائي الذره هو جزيئ ذرتيت من نفس العنصر مثل f_2.

جزيئ فلور f_2 (f − f)

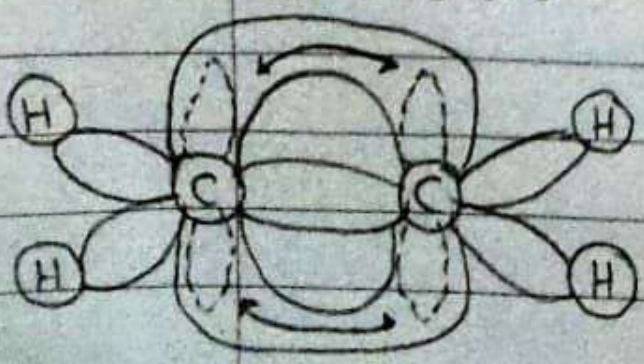
$f_9 = [He]\ 2s^2\ 2p^5$ + $f_9 = [He]\ 2s^2\ 2p^5$

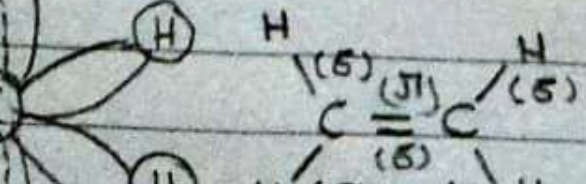
يساهم كلٌ منهم الكترون ويرتبطوا

تنشأ قوى تجاذب (e^- و p^+) وقوى تنافر (e^- و e^- أو p^+ و p^+) حيث تزداد قوى التجاذب حتى تصل إلى نقطه نكون فيها القوه أكبر ما يمكن، وفي حال الاقتراب اكثر يحصل تنافر بين النوى (p^+) والالكترونات (e^-)

أنواع الروابط التساهميه

- احاديه (وتسمى روابط سيجما " σ ")
  تحدث عندما تتم مشاركة الكترون واحد فقط من كل عنصر وتزوج من الالكترونات بالمجمل تتداخل الافلاك (s مع s، أو p مع p، أو s مع p) من النهايه إلى النهايه بشكل رأسي.
  مثال: " O_2 " $:\ddot{O}=\ddot{O}:$
  رابطتان احاديتان " $4\ e^-$ "
- متعدده
  - ثنائيه
    تحدث عند مشاركة الكترونين من كل عنصر
    رابطه (π) هي رابطه تحدث عند تداخل الافلاك جنبًا إلى جنب.
  - مزيج بينهما
  - ثلاثيه
    تحدث عند مشاركة $3\ e^-$ من كل عنصر





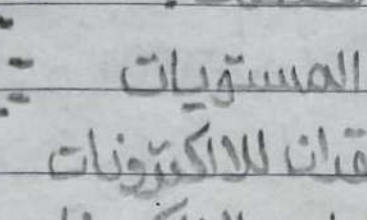
ثنائيه ⇒ $\pi + \sigma$

ثلاثيه ⇒ $2\pi + \sigma$

الروابط الفلزية وخواص الفلزات

للفلزات عدة خواص مشتركة مع المركبات الايونية مثل أن كليهما يعتمد على قوة التجاذب بين شحنات مختلفة.

في الشبكة البلورية الصلبة، تتداخل المستويات الخارجية حيث لايحدث تشارك ولا فقدان للالكترونات ولكن تحدث مساهمة بها ويعرف هذا بحر الالكترونات حيث تنتقل بسهولة من ذرة إلى اخرى وتصبح غير مستقرة وضعيفة والرابطة الفلزية هي قوة تجاذب بين الكاتيون والالكترون الحر.

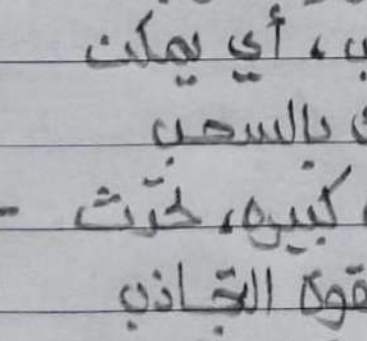


مثلاً، تفقد ذرة صوديوم الكترون، وتكتسبه بسرعة من ذرة صوديوم اخرى، وتفقده مرة اخرى بسرعة.

$$e^- \longrightarrow Na^+_{10}{}^{11} \longrightarrow Na^+_{10}{}^{11}$$

يمكن تفسير خواص الفلزات عن طريق الرابطة الفلزية:

1) للفلزات قابلية الطرق والسحب، أي يمكن تحويلها إلى رقائق بالطرق او اسلاك بالسحب وعند طرقها بالتأثير عليها بقوة مؤثرة كبيرة، تحدث ازاحة للبلورة لكنها تظل متماسكة بقوة التجاذب ولا تنفصل او تتهشم على عكس المركبات الايونية.



2) درجات انصهارها وغليانها عالية جدًا، لكن درجة غليانها أعلى لان الطاقة اللازمة لفصل الكاتيون عن الالكترون أعلى من الطاقة اللازمة لابعادهما فقط.

3) تشمل الالكترونات حرة الحركة افلاك s، p، d ولذلك الفلزات الانتقالية هي الاقوى لاحتوائها على الكترونات اكثر

الروابط الايونيه والمركبات الايونيه

الرابطه الايونيه هي القوه الالكتروستاتيكيه التي تجمع الكاتيونات مع الانيونات ، والمركبات التي تحتوي على روابط ايونيه تسمى بالمركبات الايونيه ، ويجب أن تكون شحنتها متعادله أو صفر.
المركب الايوني الثنائي (مثل NaCl) هو مركب يتكون من كاتيون موجب يرتبط برابطه أيونيه مع آنيون سالب.

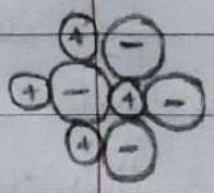
مثال) $Ca_{20} = [Ar]4s^2$, $F_9 = [He]2s^2 2p^5$

$$1\,Ca\ ion\left(\frac{+2}{Ca\ ion}\right) + 2\,F\ ions\left(\frac{-1}{F\ ion}\right) = 1(2) + 2(-1) = \underline{0}$$

يفقد Ca الكترونين ويكتسب F_2 الكترونات Ca المفقوده
بالتالي المركب هو CaF_2 وشحنته متعادله ($Ca^{+2}F_2^{-2}$).

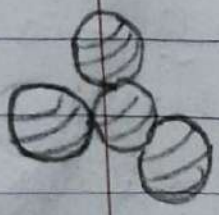
تكوّن الروابط الايونيه بينه تركيبيه مميزه لاجتماع عدد كبير من الكاتيونات والانيونات بنسبه يحددها عدد الالكترونات المنتقله وتترتب بنمط متكرر منتظم يوازن قوى التجاذب والتنافر بين الايونات كما هو موضح بالرسم 1

1)



الشبكه البلوريه هي الترتيب الهندسي الدقيق ثلاثي الابعاد (الرسم 1) ، والبلوره هي الشكل الملموس الناتج عن تكرار الشبكه البلوريه في الفراغ (الرسم 2).

2)



$BaSO_4$

عند كتابة صيغة أي مركب آيوني، يكتب رمز الكاتيون متبوع برمز الأنيون وتوضع ارقام سفليه على يمين الرمز (في حال كان العدد 2<) ، وللأيونات متعددة الذرات ذات الطريقة لكن يوضع الأيون داخل اقواس، مثال على كليهما $(NH_4)_2O$ و NaF

الأنيون الأكسجيني هو آيون متعدد الذرات يرتبط مع عدد من ذرات الأكسجين، وله قواعد تسميه

مرجع مجموعة الكبريت (المجموعه 16) هو O_4^{-2} ويسمى هذا الأنيون باسم جذر اللافلز مع المقطع "ات" ، وفي حال كان عدد الأكسجين أقل يضاف المقطع "يت":

كبريت + يت ⇐ SO_3^{-2} كبريت + ات ⇐ SO_4^{-2}

ومرجع الفسفور والزرنيخ هو O_4^{-3} وتنطبق ذات القواعد، ومرجع النيتروجين هو O_3^{-1} ، حيث PO_4^{-3} هو الفوسفات و NO_2^{-1} هو النيتريت.

وبالنسبة لمجموعة الهالوجينات، فتتبع هذه القاعده:

O^- ⇐ هيبو + جذر العنصر + يت "هيبوكلوريت" : ClO^-

O_2^- ⇐ جذر العنصر + يت "كلوريت" : ClO_2^-

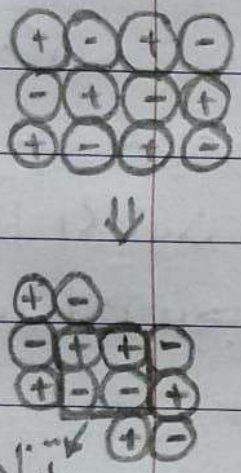
O_3^- ⇐ جذر العنصر + ات "كلورات" : ClO_3^-

O_4^- ⇐ بير + جذر العنصر + ات "بركلورات" : ClO_4^-

almanahj.com/ae 2026 2025 موقع المناهج الإماراتية

للمركبات الايونيه خواص فيزيائيه مثل درجة الانصهار والغليان العاليتين لبسبب قوة التجاذب بين الكاتيونات والانيونات) والصلابه، ولكن لا يمكن لها أن توصّل الكهرباء بالحالة الصلبه لان الايونات غير حره، ولكن عند انصهار المركب أو ذوبانه في محلول تصبح الايونات حره وقادره على توصيل الكهرباء وتسمى بالالكتروليت.

3)



عند تطبيق قوه مؤثره كبيره على البلوره، تتهشم البلوره وتتفكك إلى أجزاء بسبب تنافر الايونات متشابهة الشحنه الذي يفتت البلوره إلى أجزاء ولكن في حال تطبيق قوه صغيره غير قادره على غلب قوى التجاذب، لا يحدث تهشم للبلوره

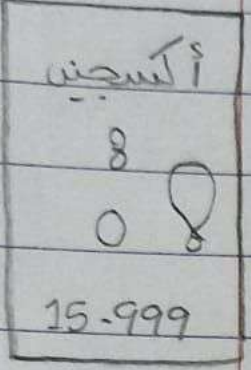
صيغ المركبات الايونيه واسماؤها

الايون احادي الذره هو ذره عنصر واحد فقدت او اكتسبت الكترون/ات مثل Mg^{+2}، المركب الايوني الثنائي يتكون من آيون احادي موجب وآخر سالب مثل NaCl، الايون متعدد الذرات هو آيون من أكثر من ذره لكن يعامل كآيون واحد له شحنه مثل $C_2H_3O_2^{-1}$.

وحدة الصيغ هي أبسط نسب للآيونات مثل $MgCl_2$ بشحنه ± عدد التأكسد هو شحنه الايون احادي الذره، والعناصر الانتقاليه أكثر من عدد تأكسد مثل Fe^{+2} أو Fe^{+3}.

الجدول الدوري الحديث

يتألف الجدول الدوري الحديث من مربعات تحتوي على اسم العنصر ورمزه وعدده الذري وكتلته الذرية ويتم ترتيبها تصاعديًا في أعمدة (مجموعات وعددها 18) وصفوف (دورات وعددها 7)



العناصر الرئيسية هي عناصر المجموعات 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 و18 لأن لديها مجموعة كبيرة من الخواص الكيميائية والفيزيائية والعناصر الانتقالية هي عناصر المجموعات من 3 إلى 12.

الفلزات هي عناصر الجدول الدوري التي تمتاز باللمعان وجيدة توصيل الكهرباء والحرارة، توجد في يسار الجدول ولها قابلية للطرق والسحب.

- الفلزات القلوية
- العناصر الانتقالية
- الفلزات القلوية الأرضية

الفلزات القلوية: عناصر المجموعة (1) وهي الأكثر نشاط وتوجد في صورة مركبات

العناصر الانتقالية: فلزات انتقالية

الفلزات القلوية الأرضية: عناصر المجموعة (2) وهي نشطة أيضًا

- فلزات انتقالية داخلية
  - اللانثنيدات
  - الأكتينيدات

اللافلزات هي عناصر الجزء الأيمن من الجدول الدوري وتمتاز بأنها هشة وباهتة اللون ورديئة التوصيل للكهرباء والحرارة.

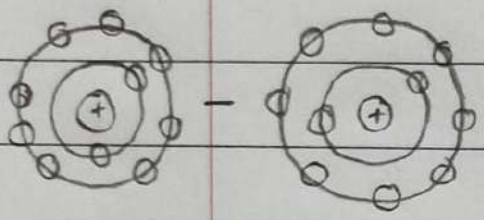
اللافلزات الأكثر نشاط هي عناصر المجموعة 17 (الهالوجينات)

أشباه الفلزات هي عناصر تتوسط الجدول الدوري بين الفلزات واللافلزات وتتمتع بكل من خواص الكيميائية والفيزيائية للفلزات واللافلزات.

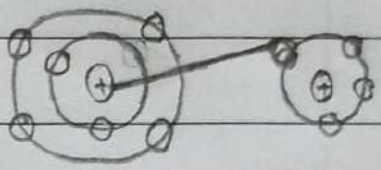
تكون الايون

الرابطه الكيميائيه هي قوة تربط ذرتين معًا وتتكون من

قوة التجاذب بين الايونات الموجبه والسالبه



قوة جاذب بين نواة ذره والكترونات ذره أخرى



الميل الالكتروني هو الطاقه المنبعثه عند اكتساب الكترون لتكوين آنيون

الانيون هو ذره لافلزيه اكتسبت الكترون أو اكثر لتستقر وأصبحت آيون

ويضاف المقطع (يد) الى جذر اسم العنصر

$O_8 = 1s^2\ 2s^2\ 2p^4 \Rightarrow O_{10}^{-2} = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ (أصبح مستقر)

الكاتيون هي ذره فلزيه فقدت الكترون او اكثر وأصبحت آيون

11 → 14

يكون لها ترتيب يختلف فيه أفلاك s و p و d

ويكون ترتيب غاز شبه نبيل

$Zn = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

$Zn^{+2} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$

3 → 10

يمكنها أن تفقد الكترونات s^2 فقط أو تفقد s^2 مع عدد من d^x

$Fe_{26} = [Ar]\ 4s^2\ 3d^6$

$Fe^{+2} = [Ar]\ 3d^6$

$Fe^{+3} = [Ar]\ 3d^5$

تفقد s^2 أولاً

لانه في المستوى الاخير

مجموع s (1 و 2)

s^1 = 1 = المجموعه — فقد s^1

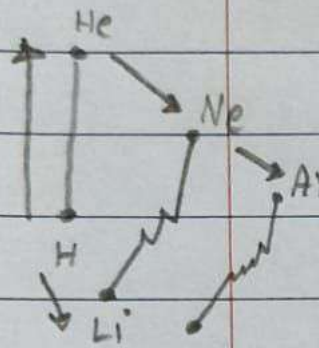
s^2 = 2 = المجموعه — فقد s^2

$Na_{11} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

$Na_{10}^{+1} = 1s^2 2s^2 2p^6$

ملاحظة/ توجد استثناءات في طاقة التأين الاولى حيث تقل عند الانتقال من المجموعه 2 إلى 3 ومن 5 إلى 6 (بسبب فلك p في كليهما)

طاقة التأين هي الطاقه المطلوبه لانتزاع الكترون من ذره في حالته الغازيه.

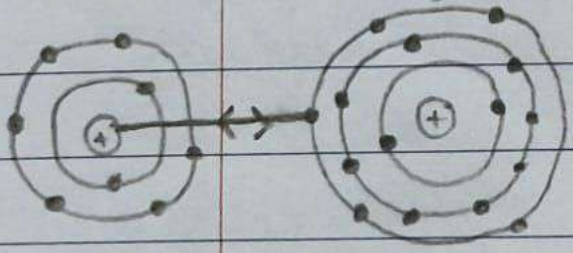


تزداد طاقة التأين من اليسار إلى اليمين لان المستويات ثابته وتزداد الشحنه الموجبه وقوة الجذب ويصعب على الذره فقدان الالكترون، وتقل طاقة التأين من الاعلى للأسفل لزيادة المسارات وبقاء عدد الكترونات التكافؤ ثابته بالتالي تقل قوة الجذب ويسهل انتزاع الالكترون.

كل طاقة تأين جديده اقوى من ما سبقها لان انتزاع اكثر من الكترون يتطلب طاقه هائله وحدتها KJ/mol (1<2<3<4<5)

توضيح الملاحظه/ فلك p في المجموعه 5 نصف مستقر فتقل طاقة التأين.

قاعدة الثمانيه/ تميل الذرات إلى اكتساب الكترونات او فقدانها من أجل الوصول إلى ns^2np^6 (8 الكترونات) ولكن ليست جميع الذرات تتبعها، حيث الهيليوم والهيدروجين يستقرون بـ s^2.



السالبيه الكهربيه هي قدرة الذره على جذب الكترونات ذره اخرى في رابطه.

تزداد في الدوره الواحده من اليسار إلى اليمين لأن طاقة التأين أعلى وقوة الجذب أعلى، وتقل من الاعلى للأسفل لان قوة الجذب أقل.

أعلى سالبيه كهربيه في الفلور (3.98) بوحدة بولينج.

نصف قطر ذري ↑
نصف قطر ايوني ↑
طاقة تأين ↓
سالبيه كهربيه ↓

نصف قطر ايوني ↓ فجوه ↑ نصف قطر ايوني ↓
نصف قطر ذري ↓
طاقة تأين وسالبيه كهربيه ↑

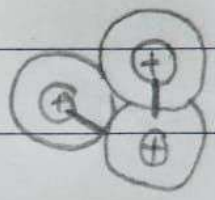
الإتجاهات الدورية

الاتجاه هو تغير خواص العنصر بطريقة يمكن توقعها

نصف القطر الذري

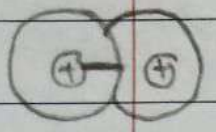
فلزات

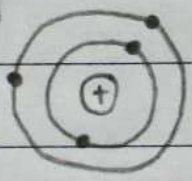
نصف المسافة بين نواتين متجاورتين في الشبكة البلورية للعنصر

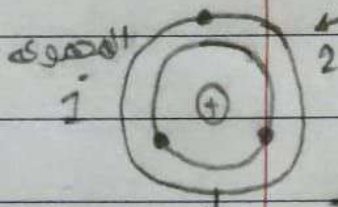


لافلزات

نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين مرتبطتين كيميائيًا

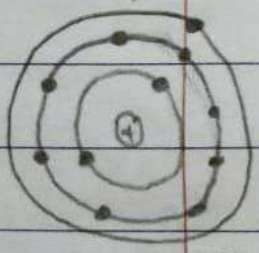






يزداد نصف القطر الذري في المجموعه الواحده من الاعلى للأسفل لزيادة المسافه بين النواه والالكترونات في مستوى الطاقه الاخير مع ثبات عدد الكترونات التكافؤ.

يقل نصف القطر الذري في الدوره الواحده من اليسار لليمين لزيادة الشحنه الموجبه في النواه وقوة الجذب أيضًا.

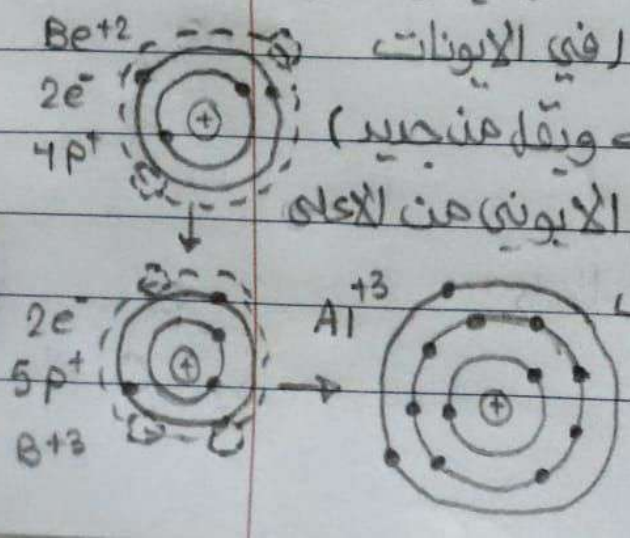


الايون هو ذره فقدت او اكتسبت الكترون لتستقر ولها شحنه

نصف القطر الايوني هو نصف المسافه بين نواتي ايونين في الشبكه البلوريه

يقل نصف القطر الايوني من اليسار الى اليمين (في الايونات الموجبه، ثم يزداد عند الوصول للأيونات السالبه ويقل منجديد)

لزيادة الشحنه الموجبه، ويزداد نصف القطر الايوني من الاعلى للأسفل لزيادة عدد المستويات والمسافه بين الالكترونات والنواه.



تصنيف العناصر

يحدد الترتيب الالكتروني خواص العنصر الكيميائيه، ويمكن تحديد رقم المجموعه والدوره والمجمع من الترتيب الالكتروني

المجموعات

مجمع f	مجمع d	مجمع p	مجمع s	اسم المجمع
الفلزات الانتقاليه الداخليه	3 → 12	13 → 18	1 و 2	المجموعه
ينتهي ترتيبهم بـ f	ينتهي ترتيبهم بـ d	ينتهي ترتيبهم بـ p	ينتهي ترتيبهم بـ s	

s^1 ← المجموعه 1

s^2 ← المجموعه 2

لعناصر المجموعه الواحده خواص كيميائيه متشابهه لان لديهم نفس عدد الكترونات التكافؤ (1 و 2 ومن 13 إلى 18)، حيث عدد الكترونات تكافؤ مجمع p يساوي (رقم المجموعه - 10).

اكبر n في الترتيب يمثل رقم الدوره، وتوجد بعض القواعد:

مجمع p ← رقم المجموعه = p + s + 10

مجمع d ← رقم المجموعه = s + d

P1) $[Ar]\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^2$

العنصر بالمجمع p، والدوره الرابعه، والمجموعه $\underline{13} = 2+1+10$

P2) $[Rn]\ 7s^1$

العنصر بالمجمع s، والدوره السابعه، والمجموعه 1

P3) $[Ar]\ 4s^2\ 3d^6$

العنصر بالمجمع d، والدوره الرابعه، والمجموعه $\underline{8} = 2+6$

P4) اكتب الترتيب الالكتروني لعنصر بالدوره 4 والمجموعه 12

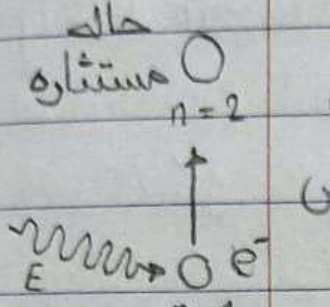
العنصر بالمجمع d والمجموعه 12 والدوره 4 ← $[Ar]\ 4s^2\ 3d^{10}$

$4s^2\ 3d^x$ ، $s+d = 12$

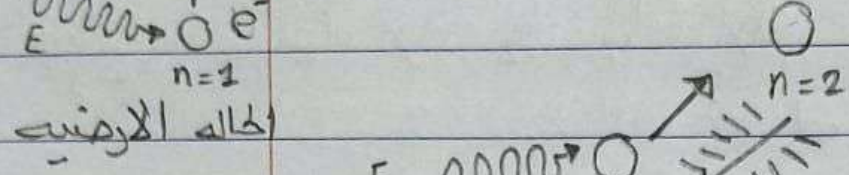
كيمياء

نظرية الكم والذره

اقترح بور أن ذرة الهيدروجين لها حالات طاقه محدده مسموح بها
اقل طاقه مسموح بها للذره هي الحاله الارضيه عند $n=1$
وعند اكتساب الذره طاقه، تصبح في حاله مستثاره

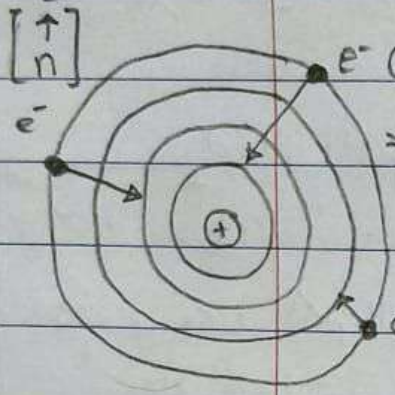


اقترح بور أن الالكترون في الهيدروجين يتحرك بشكل دائري وكلما صغر مدار الالكترون قلت طاقته والعكس



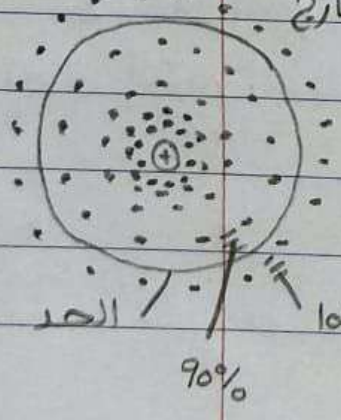
طيف الانبعاث الخطي لـ H

$\Delta E = E_{أعلى} - E_{أقل} = E_{photon} = h\nu$



رجوع الالكترون إلى $n=1$ " ليمان - أشعه فوق بنفسجيه "
رجوع الالكترون إلى $n=2$ " بالمر - ضوء مرئي "
رجوع الالكترون إلى $n=3$ " باشن - تحت الحمراء "

لاحقاً، استنتج أن الالكترون لا يتحرك في مسارات دائريه بل حركه عشوائيه لا يمكن تحديد موقعها وسرعتها بالوقت ذاته ولكن يمكن التنبؤ بموقع الالكترون عن طريق السحابه الالكترونيه وهي تمثيل بصري 3D لكثافه احتمال وجود الكترون حول النواه (كلما ابتعدنا عن النواه، قلت احتماليه وجود الالكترون خارج الحد بنسبة 90%)



الفلك الذري هو منطقه داخل السحابه تصف موقع محتمل للالكترون، وهو أيضاً حيز فراغي ليس له حجم وله اشكال تتشكل من حركة الكترونيه الاثنين.

يمكن كتابة التوزيع الالكتروني في طريقة تحتوي على العدد n و الفلك وعدد الالكترونات مثل $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ وهو توزيع السيليكون Si_{14}
ويمثل np^3 امتلاء اوفلاك الثلاث $np_x^1 np_y^1 np_z^1$ بهذه الطريقة.

الغازات النبيلة هي عناصر المجموعة 18 المستقرة في توزيعها الالكتروني وتشمل 8 الكترونات في مستوى الطاقة الاخير ما عدا الهيليوم

يمكن اختصار التوزيع، اضغر بكتابة رمز الغاز النبيل بين قوسين واكمال التوزيع وفق النمط الموضح

مثال/ $Fe_{26} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

$[He_2]$, 2s
$[Ne_{10}]$, 3s
$[Ar_{18}]$, 4s
$[Kr_{36}]$, 5s
$[Xe_{54}]$, 6s
$[Rn_{86}]$, 7s

$Fe_{26} = [Ar] 4s^2 3d^6$

التوزيع المختصر

استثناءات القاعدة

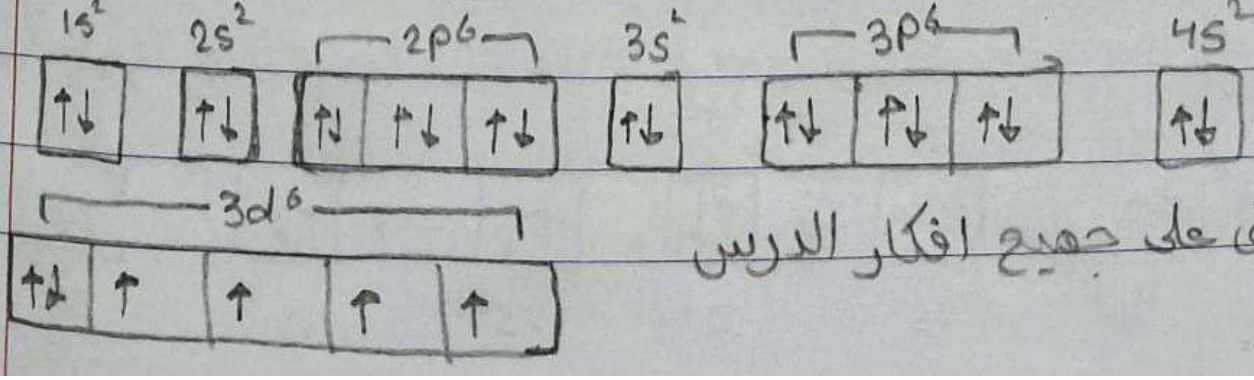
Cr_{24} الكروم $[Ar] 4s^1 3d^5$

Cu_{29} النحاس $[Ar] 4s^1 3d^{10}$

الالكترونات التكافؤ هي الالكترونات مستوى الطاقة الاخير للعنصر وتشترك في تشكيل روابط كيميائية كما أنها تشغل أفلاك الذرة الخارجية وتحدد خصائص العنصر الكيميائية.

يمكن تمثيل الالكترونات التكافؤ بوضع نقطة على رمز العنصر بعدد الالكترونات تكافؤه على الجوانب الاربعة.

$Fe_{26} = [Ar] 4s^2 3d^6$



تطبيق على جميع افكار الدرس

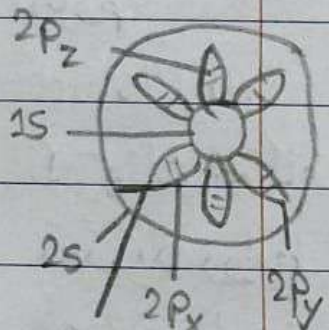
الترتيب الالكتروني

ترتيب الالكترونات في الذره يسمى الترتيب الالكتروني لها وتميل الالكترونات إلى أخذ الترتيب الذي يمنحها أقل طاقه ممكنه

وهناك 3 مبادئ للترتيب الالكتروني في الحاله الارضيه

1) مبدأ اوفباو/ يشغل كل الكترون الفلك الاقل طاقه كما هو موضح.

* كافة الافلاك المتحلقه بمستوى طاقه فرعي لها نفس الطاقه ($P_x = P_y = P_z$)
* في الذره معقدة الالكترونات، تختلف طاقات المستويات الفرعيه في مستوى الطاقه الرئيس ($3s < 3p$)
* من أجل زيادة الطاقه، يكون تسلسل المستويات الفرعيه ضمن مستوى رئيس واحد هو $s < p < d < f$
* يمكن للأفلاك لمستوى فرعي أن تتداخل مع أفلاك مستوى فرعي آخر لمستوى رئيس واحد (لا يمكن لافلاك مستويين فرعيين أن يتداخلا).

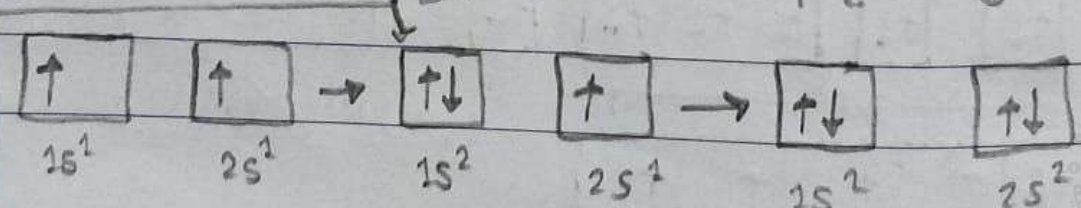


لا يحصل تداخل

يمكن تمثيل الالكترونات في الافلاك بمربعات وأسهم حيث □ هو الفلك و ↑ أو ↓ هو الالكترون وحركته.

2) مبدأ باولي للاستبعاد/ الفلك الذري الواحد يمكن أن يشغل الكترونين كحد أقصى ويكونان باتجاهين متعاكسين

3) مبدأ هوند/ يتم ملء الافلاك فرادى أولا ثم مأوها التزدوج

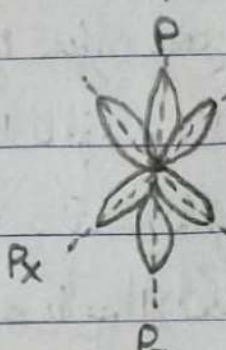


مستويات الطاقة الفرعية

s — p — d — f



← فلك واحد كروي الشكل بسبب حركة الالكترونات فيه



← 3 أفلاك على شكل دمبل بسبب حركة الالكترونات

d ← أشكال معقدة

← 7 أفلاك ، ← 5 أفلاك وهو الأكثر تعقيداً

d_{xy} d_{xz} d_{yz} $d_{x^2-y^2}$ d_{z^2}

* كل فلك لديه الكترونين فقط.

s	p	d	n=3
s	p		n=2
s			n=1

↓ مستوى رئيس

مستوى فرعي

أعداد الكم الرئيسية

n ← ℓ ← m_s ← m_ℓ

n ← عدد الكم الرئيس "n=1 → 7"

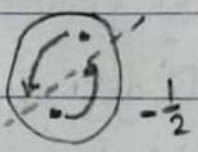
يصف مستوى الطاقة الرئيسي

ℓ أو L ← عدد الكم الثانوي

يصف مستوى الطاقة الفرعي

m_s ← عدد الكم المغزلي

0	1	2	3
s	p	d	f



يصف نوع وعدد وشحنت الالكترونات الافلاك

m_ℓ ← عدد الكم المغناطيسي

يصف اتجاه الفلك في الفراغ وجدد أي فلك سيسكنه الالكترون

s	p	d
فلك واحد	3 أفلاك	5 أفلاك
$m_\ell = 0$	-1, 0, +1	-2, -1, 0, +1, +2
	P_x P_y P_z	d_{xy} d_{xz} d_{yz} $d_{x^2-y^2}$ d_{z^2}