

مذكرة اطار



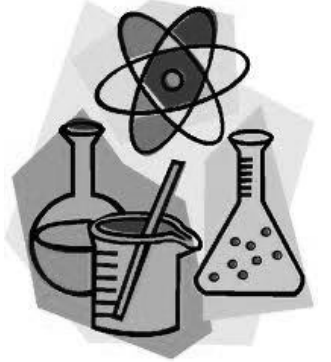
Mr. Mahmoud Ragab

معلم أول العلوم

مدرسة آل السعيد الثانوية

شبرا صورة

المشرف العام على مادة الكيمياء بموقع الثانوية العامة الجديدة



اسم الطالب

.....



مقدمة

مرحباً بك عزيزي طالب الصف الثانى الثانوى و نهنئة من القلب على اجتيازك الصف الأول الثانوى بنجاح و نتمنى لك كل النوفيق فى هذه المرحلة الجديدة من حياتك العلمية لننضح الرؤية أمامك لتحديد مستقبلك .
فنعالى نتعرف على علم الكيمياء من خلال هذا المنهج و مذكرة المنار مع أطيب آمياتك بالنجاح و النوفيق .

أهم أسباب التفوق فى المرحلة الثانوية (إن شاء الله)

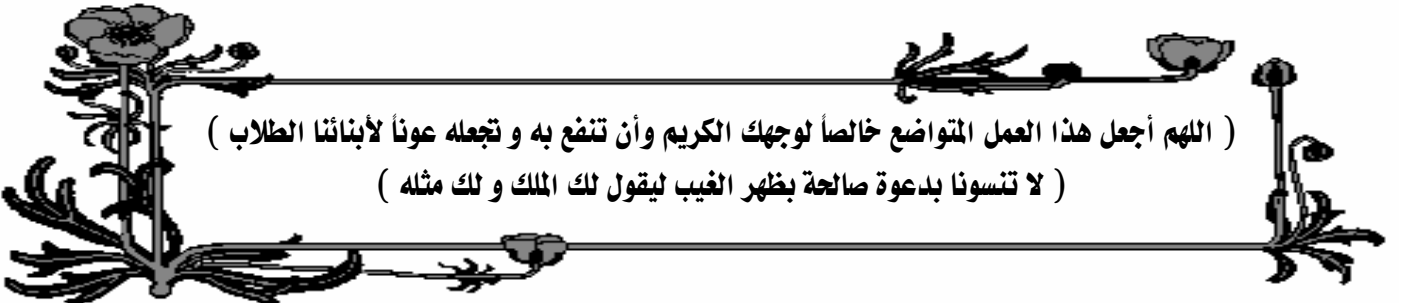
- 1 التقوى : يجب على الطالب أن يثق بالله عزو جل فى أفعاله و أقواله حتى يحصل على العلم عملاً بقوله تعالى " و اتقوا الله و يعلمكم الله " لذلك يجب عليه تبعاً لذلك ترك الطعاصى و النوبة إلى الله توبة نصوحاً.
- 2 المحافظة على الصلاة فى أوقاتها خاصة صلاة الفجر .
- 3 اللجوء لله بكثرة الدعاء له و التوكل عليه فى النوفيق فى المذاكرة و تحصيل العلم.
- 4 تنظيم الوقت جيداً و عمل جدول أسبوعى للمذاكرة بحيث تكون هناك ساعات فى اليوم لمذاكرة الدروس الجديدة و عمل الواجبات و ساعات أخرى لمراجعة القديم ، كما يراعى فى التنظيم أن تراجع كل مادة على الأقل مرة واحدة فى الأسبوع.
- 5 قبل المذاكرة اقرأ و لو صفحة واحدة من القرآن الكريم بتركيز شديد و تمعن و تدبر حتى يكون ذهنك صافياً و بعد ذلك يبدأ عقلك فى التركيز فى تحصيل العلم فقط دون تشويش من أى مؤثر خارجى .
- 6 ابدأ المذاكرة بدعاء قبل المذاكرة و اتمها بدعاء بعد المذاكرة .
- 7 أثناء المذاكرة حاول أن تستخدم عدة طرق لتثبيت المعلومات كالتالى : اقرأ الجزء الذى ستذاكره كاملاً أول مرة ثم قم بتقسيمه إلى عدة عناوين و أجزاء ثم ذكّر كل جزء على حدة بالصوت العالى مرة و بالقراءة مرة و بالكتابة مرة أخرى ثم ذكّر جميع الأجزاء معاً ثم قم بعمل بعض الأسئلة على الدرس كاملاً .

دعاء قبل المذاكرة

❁ اللهم انى أسالك فهم النبيين و حفظ المرسلين و إلهام المطائنة المقربين ، اللهم اجعل السنننا عامرة بذكرك و قلوبنا جاشنةك و أسرارنا بطاعتك إنك على كل شئ قدير و حسبنا الله و نعم الوكيل ❁

دعاء بعد المذاكرة

❁ اللهم انى أسئودك ما قرأت و ما حفظت فرده على عند حاجتي إليه يا رب العالمين ❁



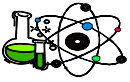
الباب الثانى

الجدول الدورى و تصنيف العناصر

✽ كلمات مضيئة ✽

إذا كنت تحب السرور في الحياة فاعتن بصحتك، وإذا كنت تحب
السعادة في الحياة فاعتن بخلقك، وإذا كنت تحب الخلود في الحياة
فاعتن بعقلك، وإذا كنت تحب ذلك كله فاعتن بدينك.

Mr. Mahmoud Ragab 0122-5448031



الجدول الدوري الحديث : هو جدول رتب فيه العناصر ترتيباً تصاعدياً حسب الزيادة في أعدادها الذرية .

❖ تم ترتيب العناصر في الجدول تبعاً لمبدأ البناء التصاعدي بحيث يزيد كل عنصر عن العنصر الذي يسبقه بإلكترون واحد .

❖ باسترجاع ترتيب المستويات الفرعية تبعاً للزيادة في الطاقة نجد أنها تتفق مع ترتيب العناصر في الجدول الدوري الحديث كما يلي :

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

وصف الجدول الدوري الحديث

- ١- يتكون من ١٨ مجموعة رأسية و ٧ دورات أفقية .
- ٢- رتب فيه العناصر تصاعدياً حسب الزيادة في العدد الذري و طريقة ملء مستويات الطاقة الفرعية .
- ٣- تبدأ كل دورة بامتلاء مستوى طاقة جديد بالإلكترون واحد و ينتابح ملء المستويات الفرعية حتى نصل للغاز الخامل .
- ٤- عناصر كل دورة لها نفس عدد الكم الرئيسي (n) .
- ٥- عناصر المجموعة الواحدة متشابهة في التركيب الإلكتروني لمستوى الطاقة الأخير فيما عدا عدد الكم الرئيسي n .
- ٦- ينقسم إلى أربع فئات هي (s , p , d , f) .



(١) الفئة (s)

- ١- تشغل المنطقة اليسرى من الجدول الدوري .
- ٢- تحتوي على العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي s .
- ٣- توزع عناصرها في مجموعتين فقط لأن المستوى الفرعي s يتسع لإلكترونين فقط هما :
 - المجموعة (1A) وتركيبها الإلكتروني ns^1 .
 - المجموعة (2A) وتركيبها الإلكتروني ns^2 .

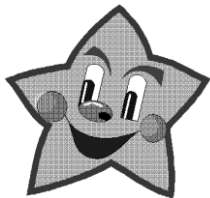
(٢) الفئة (p)

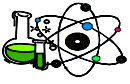
- ١- تشغل المنطقة اليمنى من الجدول الدوري .
- ٢- تحتوي على العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي p .
- ٣- توزع عناصرها في ستة مجموعات لأن المستوى الفرعي p يتسع لـ ٦ إلكترونات وهي :
 - المجموعة (III-A) وتركيبها الخارجي (np^1) ، المجموعة (IV-A) وتركيبها الخارجي (np^2) .
 - المجموعة (V-A) وتركيبها الخارجي (np^3) ، المجموعة (VI-A) وتركيبها الخارجي (np^4) .
 - المجموعة (VII-A) وتركيبها الخارجي (np^5) ، المجموعة (0) وتركيبها الخارجي (np^6) .

س : قارن بين عناصر الفئة s وعناصر الفئة p .

(٣) الفئة (d)

- ١- تشغل المنطقة الوسطى من الجدول الدوري .
- ٢- تحتوي على العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي d .
- ٣- توزع عناصرها في عشرة صفوف رأسية [7 تخص مجموعات B و ثلاثة تخص المجموعة الثامنة 8] .
- ٤- توزع عناصرها في ثلاثة دورات أفقية .





توزع عناصر الفئة (d) في الجدول الدوري الحديث في ثلاث سلاسل أفقية هي :

(a) السلسلة الانتقالية الأولى : تقع في الدورة الرابعة - يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي $3d$ - تشمل العناصر من السكانديوم Sc حتى الخارصين Zn .

(b) السلسلة الانتقالية الثانية : تقع في الدورة الخامسة - يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي $4d$ - تشمل العناصر من اليوتيريوم Y حتى الكاديوم Cd .

(c) السلسلة الانتقالية الثالثة : تقع في الدورة السادسة - يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي $5d$ - تشمل العناصر من اللانثانوم La حتى الزئبق Hg .

(٤) الفئة (f)



- تفصل أسفل الجدول الدوري حتى لا يكون طويل .
- تحتوى على العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي f .
- تستوعب أربعة عشرة عنصراً و تتكون من سلسلتين هما اللانثانيدات و الأكتينيدات .
- س : قارن بين سلسلة اللانثانيدات وسلسلة الأكتينيدات .

اللانثانيدات	الأكتينيدات
تقع في الدورة السادسة . تسمى العناصر الأرضية النادرة . يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي $4f$.	تقع في الدورة السابعة . تسمى العناصر المشعة . يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي $5f$.

س علل : تسمى الأكتينيدات بالعناصر المشعة .

ج : لأن أنويتها غير مستقرة .

س علل : كانت تسمى عناصر اللانثانيدات بالعناصر الأرضية النادرة .

ج : لأنها شديدة التشابه بحيث يصعب فصلها عن بعضها لأن مستوى التكافؤ الخارجى لها جميعاً هو $6s^2$.

أنواع العناصر في الجدول الدوري الحديث

يضم الجدول الدوري الحديث أربعة أنواع من العناصر هي :

(١) العناصر النبيلة

① هي عناصر المجموعة الصفيرية أو 18 (الصف الرأسى الأخير من الفئة p) .

② تركيبها الإلكتروني np^6 ما عدا الهيليوم He تركيبه $1s^2$.

③ تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة بالإلكترونات لذا فهي مستقرة .

س علل : العناصر النبيلة مستقرة تماماً وتكون مركبات بصعوبة .

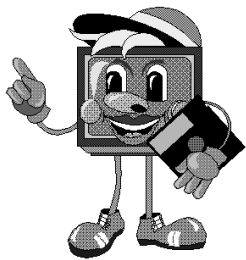
س علل : لا تدخل العناصر النبيلة في أى تفاعل كيميائى فى الظروف العادية .

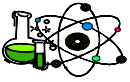
(٢) العناصر المثلة

① هي عناصر الفئتين s ، p ما عدا المجموعة الصفيرية (العناصر الخاملة) .

② تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة ما عدا مستوى الطاقة الأخير .

③ تميل للوصول للتركيب الإلكتروني : ns^2, np^6 لمستوياتها الخارجية بفقد أو إكتساب أو مشاركة الإلكترونات .





(٣) العناصر الانتقالية الرئيسية



① هي عناصر الفئة d .

② تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة ما عدا المستويين الأخيرين .

(٤) العناصر الانتقالية الداخلية

① هي عناصر الفئة f .

② تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة ما عدا الثلاثة مستويات الأخيرة .

س : قارن بين العناصر الانتقالية الرئيسية والعناصر الانتقالية الداخلية .

س علل : تفصل العناصر الانتقالية الداخلية تحت الجدول .

س : كيف يمكنك أن تحدد موقع أى عنصر فى الجدول الدورى .

لتحديد الدورة : عن طريق أكبر عدد كم رئيسى فى التركيب الإلكتروني للعنصر . (أعلى رقم أمام المستوى الفرعى s)

لتحديد المجموعة :

✓ بالنسبة للعناصر الممثلة : رقم المجموعة = مجموع إلكترونات المستويين s , p , اللذين لهما نفس رقم n .

✓ بالنسبة للعناصر الانتقالية : يتم جمع الإلكترونات فى المستويين الفرعيين [ns , (n - 1) d] فإذا كان :

- المجموع من (٣ إلى ٧) : يضاف حرف (B) إلى المجموع .

- المجموع (٨ ، ٩ ، ١٠) : تسمى المجموعة الثامنة .

- المجموع (١١) : تسمى المجموعة (1 B) .

- المجموع (١٢) : تسمى المجموعة (2B) .

س : اكتب التوزيع الإلكتروني للعناصر التالية و حدد موقعها فى الجدول الدورى : ($8O$, $18Ar$, $20Ca$, $30Zn$)

العنصر	التوزيع الإلكتروني	رقم الدورة	رقم المجموعة
$8O$ الأكسجين	$1s^2, 2s^2, 2p^4$	٢	السادسة (6A)
$18Ar$ الأرجون	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$	٣	الصفيرية (0)
$20Ca$ الكالسيوم	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2$	٤	الثانية (2A)
$30Zn$ الزنك	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}$	٤	الثانية عشر (2B)

(معلومات إضافية)

ملاحظات هامة

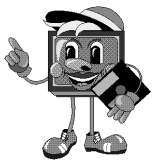
عناصر الدورة :

- مجموعة من العناصر مختلفة الخواص مرتبة تصاعدياً حسب الزيادة فى أعدادها الذرية من اليسار الى اليمين .

- لها نفس عدد مستويات الطاقة (عدد الكم الرئيسى) و تختلف فى عدد الإلكترونات فى مستوى الطاقة الأخير .

- يزيد كل عنصر عن الذى يسبقه بمقدار واحد إلكترون .

- كل دورة تبدأ بعنصر من الفئة s و تنتهى بغاز خامل .



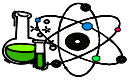
عناصر المجموعة :

- هي مجموعة من العناصر متشابهة الخواص مرتبة تصاعدياً من أعلى الى أسفل حسب الزيادة فى أعدادها الذرية .

- لها نفس عدد الإلكترونات فى مستوى الطاقة الأخير و تختلف فى عدد الكم الرئيسى .

- يزيد كل عنصر عن الذى يسبقه بمقدار مستوى طاقة مكتمل .





- س علل : عناصر المجموعة الواحدة متشابهة فى الخواص .
ج : لأنها تحتوى على نفس عدد الإلكترونات فى مستوى الطاقة الأخير .

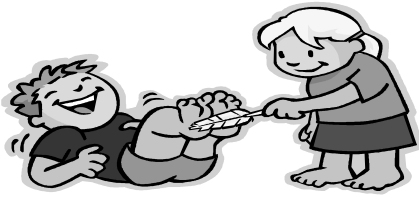
س علل : الدورة الأولى تضم عنصرين بينما الدورة الثانية تضم ٨ عناصر .

ج : لأنه فى الدورة الأولى يتتابع ملء المستوى الفرعى S فقط بينما فى الدورة الثانية يتتابع ملء المستويين الفرعيين S , p .

س : عنصر توزيعه الإلكتروني هو $[18Ar] 4s^2, 3d^5$ أكتب التركيب الإلكتروني للعنصر الذى يليه فى نفس الدورة و التوزيع الإلكتروني للعنصر الذى يليه فى نفس المجموعة .

ج :

تدرج الخواص فى الجدول الدورى



أولاً : نصف قطر الذرة (الحجم الذرى)

س علل : لا يمكن قياس نصف قطر الذرة فيزيائياً .

ج : لأن النظرية الموجية أظهرت أنه لا يمكن تحديد موقع الإلكترون حول النواة بالضبط لذا فمن الخطأ أن نعرف نصف القطر على أنه المسافة بين النواة و أبعد إلكترون .

☞ نصف القطر التساهمى : هو نصف المسافة بين مركزي ذرتين متماثلتين فى جزئ ثنائى الذرة .

☞ طول الرابطة : هو المسافة بين نواتى ذرتين متحدثين .

فى المركبات الأيونية : التى تتكون من أيونات موجبة و أيونات سالبة مثل بلورة كلوريد الصوديوم فيمكن قياس المسافة بين مركزي الأيونين و بالتالى فإن طول الرابطة يساوى مجموع نصفى قطرى الأيونين (نصف القطر هنا أيونى و ليس تساهمى بسبب الرابطة الأيونية) و يعتمد نصف القطر الأيونى على عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة .

تدرج خاصية نصف القطر فى الجدول الدورى

☒ أولاً : فى الدورات الأفقية : يقل نصف القطر كلما اتجهنا يمينا فى الدورات الأفقية بزيادة العدد الذرى لأنه بزيادة العدد الذرى تزداد شحنة النواة الفعالة تدريجياً فتزداد قوة جذب النواة للإلكترونات التكافؤ فيتقلص نصف قطر الذرة .

☒ ثانياً : فى المجموعات الرأسية : يزداد نصف قطر الذرة كلما اتجهنا لأسفل فى المجموعات الرأسية بزيادة العدد الذرى بسبب : زيادة التنافر بين الإلكترونات و بعضها - زيادة عدد مستويات الطاقة - مستويات الطاقة الممتلئة تحجب تأثير جذب النواة على الإلكترونات .

☒ لكل نواة شحنتان :

١ - الشحنة الفعالة : و هى الشحنة الفعلية للنواة التى يتأثر بها إلكترون ما فى ذرة ما .

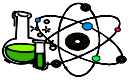
٢ - الشحنة الكلية : و هى الشحنة التى يعبر عنها بعدد البروتونات داخل النواة .

و تكون الشحنة الفعالة للنواة أقل من الشحنة الكلية لأن بعض الإلكترونات الداخلية تحجب جزء من هذه الشحنة عن الإلكترونات موزعة الدراسة .

☒ أكبر ذرات عناصر الدورة الواحدة (حجماً) هى ذرات عناصر المجموعة الأولى .

☒ أقل ذرات عناصر الدورة الواحدة (حجماً) هى ذرات عناصر المجموعة السابعة (الهالوجينات) .





في الفلزات :

١- يقل نصف قطر الأيون الموجب عن نصف قطر ذرته .

السبب : زيادة شحنة النواة الفعالة في حالة الأيون .

س علل : يقل نصف قطر أيون الصوديوم الموجب Na^+ عن نصف قطر ذرة الصوديوم Na .

٢- كلما زادت شحنة الأيون الموجب كلما قل نصف قطره .

السبب : زيادة عدد البروتونات عن عدد الإلكترونات .

س علل: نصف قطر أيون الحديد (III) أقل من نصف قطر أيون الحديد (II) .

في اللافلزات :

١- يزداد نصف قطر الأيون السالب عن نصف قطر ذرته .

السبب : زيادة عدد الإلكترونات عن عدد البروتونات .

س علل : يزداد نصف قطر أيون الكلوريد السالب Cl^- عن نصف قطر ذرة الكلور Cl .

٢- كلما زادت شحنة الأيون السالب كلما زاد نصف قطره .

السبب : لأنه كلما زادت الشحنة السالبة يزداد التنافر بين الإلكترونات فيزيد نصف القطر .

س علل: نصف قطر أيون الأكسجين (I) أقل من نصف قطر أيون الأكسجين (II) .



رتب العناصر الآتية حسب نصف القطر : $_{11}Na$, $_{17}Cl$, $_{19}K$

قوانين هامة

في الذرتين المتماثلتين : طول الرابطة = $2 \times$ نصف قطر إحدى الذرتين (٢ نق)

في الذرتين غير المتماثلتين : طول الرابطة = مجموع نصفى قطرى الذرتين (نق١ + نق٢)

في المركبات الأيونية : طول الرابطة الأيونية = نصف قطر الأيون الموجب + نصف قطر الأيون السالب .

مثال :

إذا كان طول الرابطة في جزئ الكلور (Cl - Cl) تساوى $1,98 A^0$ و طول الرابطة بين ذرة الكربون و الكلور

(C - Cl) تساوى $1,76 A^0$.. احسب نصف قطر ذرة الكربون .

الحل

$$\text{نصف قطر ذرة الكلور (Cl)} = \frac{\text{طول الرابطة (Cl - Cl)}}{2} = \frac{1,98}{2} = 0,99 A^0$$

نصف قطر ذرة الكربون (C) = طول الرابطة (C - Cl) - نصف قطر ذرة الكلور (Cl)

$$= 1,76 - 0,99 = 0,77 A^0$$

تدريبات

١- إذا كان طول الرابطة في جزئ أكسيد النيتريك ($1,36 A^0$) و طول الرابطة في جزئ الأكسجين ($1,32 A^0$)

احسب نصف قطر ذرة النيتروجين .





٢- إذا كان طول الرابطة فى جزئ الكلور (A^0 ١,٩٨) و طول الرابطة فى جزئ كلوريد الهيدروجين (A^0 ١,٢٩) احسب نصف قطر ذرة الهيدروجين .

٣- إذا كان طول الرابطة فى جزئ اليود (A^0 ٢,٦٦) و طول الرابطة فى جزئ الهيدروجين (A^0 ٠,٦) احسب طول الرابطة فى جزئ يوريد الهيدروجين .

٤- إذا كان طول الروابط فى جزئ الماء (A^0 ١,٩٦) و طول الرابطة فى جزئ الهيدروجين (A^0 ٠,٦) احسب نصف قطر ذرة الأكسجين .

ثانياً : جهد التأين (طاقة التأين)

هو مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أو فصل أقل الإلكترونات ارتباطاً بالذرة المفردة و هى فى الحالة الغازية .

❖ إذا اكتسبت الذرة كمية محدودة من الطاقة (طاقة إثارة) فإن إلكتروناتها تنثر و تنتقل لمستويات طاقة أعلى ، و لكن إذا كانت كمية الطاقة كبيرة (طاقة تأين) فإنها طرد أضعف الإلكترونات ارتباطاً بالذرة و تصبح الذرة أيون موجب .

س : قارن بين طاقة الإثارة و طاقة التأين .

- ❖ حيث أنه يمكن إزالة إلكترون أو اثنين أو ثلاثة من الذرة لذا يوجد جهد تأين أول و ثان و ثالث ... الخ .
- ❖ جهد التأين يتناسب عكسياً مع نصف القطر الذرى و مع قابلية فقد الإلكترونات .
- ❖ عناصر المجموعة 7A أعلى العناصر فى جهد التأين فى الدورة الواحدة .
- ❖ عناصر المجموعة 1A أقل العناصر فى جهد التأين فى الدورة الواحدة .
- ❖ جهد التأين ماص للحرارة .

س : قارن بين جهد التأين الأول و جهد التأين الثانى .



جهد التأين الثانى	جهد التأين الأول
مقدار الطاقة اللازمة لنزع إلكترون واحد من أيون يحمل شحنة موجبة واحدة . $M^+ \rightarrow M^{2+} + e^-$	مقدار الطاقة اللازمة لنزع إلكترون واحد من الذرة المفردة الغازية . $M \rightarrow M^+ + e^-$
يؤدى لتكوين أيون يحمل شحنتين موجبتين	يؤدى لتكوين أيون يحمل شحنة موجبة
أكبر من جهد التأين الأول لزيادة شحنة النواة الفعالة	قيمه أقل من جهد التأين الثانى

تدرج خاصية جهد التأين فى الجدول الدورى

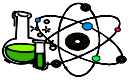
❖ **أولاً : فى الدوريات الأفقية** : تزداد قيمة جهد التأين كلما اتجهنا يميناً فى الدورة الواحدة بزيادة العدد الذرى لصغر نصف قطر الذرة و زيادة شحنة النواة الفعالة فيزداد جذبها لإلكترونات التكافؤ فتزداد الطاقة اللازمة لفصلها عن الذرة .

❖ **ثانياً : فى المجموعات الرأسية** : يقل جهد التأين رأسياً فى المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذرى لزيادة نصف قطر الذرة فتقل قوة جذب النواة لإلكترونات التكافؤ فتقل الطاقة اللازمة لفصلها عن الذرة .

س علل : جهد التأين الأول للغازات النبيلة فى المجموعة الصفيرية مرتفع جداً .

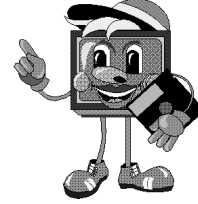
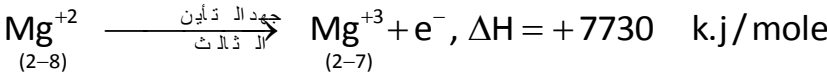
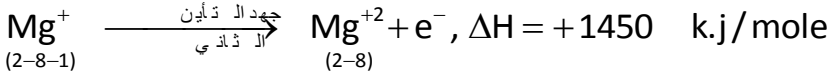
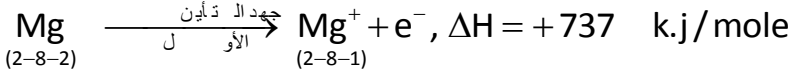
ج : لاستقرار نظامها الإلكتروني حيث يصعب إزاحة إلكترون من مستوى طاقة مكتمل .





س علل : يزداد جهد التأين الثانى عن جهد التأين الأول .
ج : بسبب زيادة شحنة النواة الفعالة .

مثال : عنصر الماغنسيوم ($_{12}\text{Mg}$) له أكتف سه جهد تأينه :



س علل : يزداد جهد التأين الثانى للماغنسيوم عن جهد التأين الأول له .
ج : لزيادة شحنة النواة الفعالة .

س علل : جهد التأين الثالث للماغنسيوم يزداد زيادة كبيرة جدا .

ج : لأنه يتسبب في كسر مستوى طاقة مكتمل .



(٣) القابلية الإلكترونية (الميل الإلكتروني)

هنا مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية إلكترونًا .

❖ المعنى : ميل الذرة لإكتساب إلكترون يكون مصحوب بإطلاق طاقة :



❖ تكون قيم الميل الإلكتروني كبيرة عندما يعمل الإلكترون المكتسب على ملء مستوى طاقة فرعى أو جعله نصف

ممتلئ فكلاهما (الإمتلاء النصفى أو الكلى) يعمل على استقرار الذرة .

❖ الميل الإلكتروني يتناسب عكسياً مع نصف القطر الذرى .

❖ عناصر المجموعة 7A أعلى العناصر فى الميل الإلكتروني فى الدورة الواحدة .

❖ ترتيب عناصر المجموعة 7A حسب الميل هو $I < Br < F < Cl$.

❖ عناصر المجموعة 1A أقل العناصر فى الميل الإلكتروني فى الدورة الواحدة .

❖ الميل الإلكتروني طارد للحرارة .

تدرج خاصية الميل الإلكتروني في الجدول الدوري

❖ أولاً : في الدورات الأفقية : يزداد الميل الإلكتروني فى الدورة الواحدة بزيادة العدد الذرى لصغر الحجم الذرى مما

يسهل على النواة جذب الإلكترون الجديد .

❖ ثانياً : في المجموعات الرأسية : يقل الميل الإلكتروني فى المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذرى لزيادة الحجم الذرى

فيقل جذب النواة للإلكترون الجديد .

علل : عدم الانتظام فى الميل الإلكتروني لكل من : البيريليوم $_{4}\text{Be}$ والنيتروجين $_{7}\text{N}$ والنيون $_{10}\text{Ne}$.

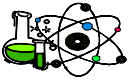
* في حالة البيريليوم : توزيعه الإلكتروني $1s^2, 2s^2$ نجد أن المستوى الفرعى الأخير $2s$ ممتلئ فتكون الذرة مستقرة

* في حالة النيتروجين : توزيعه الإلكتروني $1s^2, 2s^2, 2p^3$ نجد أن المستوى الفرعى الأخير $2p$ نصف ممتلئ فتكون

الذرة مستقرة .

* في حالة النيون : توزيعه الإلكتروني $1s^2, 2s^2, 2p^6$ نجد أن جميع مستوياتها الفرعية ممتلئة فتكون الذرة مستقرة .





س علل : الميل الإلكتروني للفلور أقل من الميل الإلكتروني للكلور رغم أن حجم ذرة الفلور أصغر .
ج : لصغر حجم ذرة الفلور فيتأثر الإلكترون الجديد بقوة تناافر قوية مع الإلكترونات التسعة الموجودة أصلاً حول نواة ذرة الفلور .

رابعا : السالبية الكهربية



هذه قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية .

تدرج خاصية السالبية الكهربية في الجدول الدوري

- ❖ أولا : في الدورات الأفقية : تزداد السالبية الكهربية في الدورات الأفقية بزيادة العدد الذري .
- ❖ ثانيا : في المجموعات الرأسية : تقل السالبية الكهربية في المجموعات الرأسية بزيادة العدد الذري (علل بنفسك) .
- ❖ الفلور يعتبر أعلى العناصر سالبة كهربية " علل " لأنه يقع أعلى يمين الجدول و السالبية الكهربية تزيد في الدورات و تقل في المجموعات .
- ❖ السيزيوم يعتبر أقل العناصر سالبة كهربية " علل " لأنه يقع أسفل يسار الجدول و السالبية الكهربية تزيد في الدورات و تقل في المجموعات .
- ❖ الفرق في السالبية الكهربية يلعب دور في تحديد نوع الرابطة بين الذرات .
- ❖ الفلزات لها أقل سالبية كهربية لكبر نصف قطرها .
- ❖ اللافلزات لها أكبر سالبية كهربية لصغر نصف قطرها .

السالبية الكهربية	الميل الإلكتروني
قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية .	مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية إلكترونات .
يتم التعبير عنها بأرقام و لا تشير إلى طاقة	مصطلح يشير إلى طاقة
تعبير عن الذرة المرتبطة	تعبير عن الذرة المفردة



(5) الخاصية الفلزية واللافلزية



اللافلزات	الفلزات
عناصر يمتلئ غلاف تكافؤها بأكثر من نصف سعته .	عناصر يمتلئ غلاف تكافؤها بأقل من نصف سعته .
تتميز بصغر أنصاف أقطارها مما يؤدي إلى كبر جهد تأينها و ميلها الإلكتروني و سالبيتها الكهربية .	تتميز بكبر أنصاف أقطارها مما يؤدي إلى صغر جهد تأينها و ميلها الإلكتروني و سالبيتها الكهربية .
عناصرها كهروسالبة ؛ لأنها تكتسب إلكترونات لتكمل غلاف تكافؤها و تصبح أيونات سالبة لتصل إلى التركيب الإلكتروني للغاز الخامل الذي يليها .	عناصرها كهروموجبة ؛ لأنها تفقد إلكترونات غلاف تكافؤها و تصبح أيونات موجبة لتصل إلى التركيب الإلكتروني للغاز الخامل الذي يسبقها .
رديئة التوصيل للكهرباء ؛ لشدة ارتباط إلكترونات التكافؤ بالنواة لذا يصعب انتقال هذه الإلكترونات من مكان لآخر داخلها .	جيدة التوصيل للكهرباء ؛ لسهولة انتقال إلكترونات تكافؤها من مكان لآخر داخلها .
أقواها الفلور و يقع أعلى يمين الجدول الدوري .	أقواها السيزيوم و يقع أسفل يسار الجدول الدوري .





أول من قسم العناصر إلى قسمين رئيسيين - فلزات و لافلزات - هو العالم " برزيليوس " .



أشياء الفلزات

- 1- عناصر لها مظهر الفلزات و معظم خواص اللافلزات .
 - 2- سالبيتها الكهربائية متوسطة بين الفلزات و اللافلزات .
 - 3- توصيلها الكهربى أقل من الفلزات و أكبر كثيراً من اللافلزات .
 - 4- لها استخدامات صناعية مهمة ؛ فى صناعة أجزاء من الأجهزة الإلكترونية مثل الترانزستورات كأشياء موصلات .
- أمثلة :

بورون	سليكون	جرمانيوم	زرنيخ	انتيمون	تيلوريوم	إستاتين
B	Si	Ge	As	Sb	Te	At

تدرج الخاصية الفلزية و اللافلزية في الجدول الدوري

- ❖ أولاً : في الدورات الأفقية : تقل الصفة الفلزية من اليسار إلى اليمين بزيادة العدد الذرى بسبب نقص نصف القطر حتى تظهر أشباه الفلزات ثم تزداد الصفة اللافلزية و تنتهى الدورة بغاز خامل .
- نلاحظ أنه في أى دورة : تحتوى المجموعة الأولى (الألقاء) على أقوى الفلزات و تحتوى المجموعة السابعة (الهالوجينات) على أقوى اللافلزات .
- ❖ ثانياً : في المجموعات الرأسية : كلما اتجهنا لأسفل فى المجموعة بزيادة العدد الذرى تزداد الخاصية الفلزية .

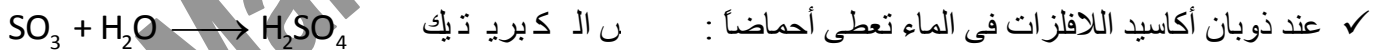
نستنتج مما سبق أن :

- ❖ أقوى الفلزات في الجدول الدوري يقع أسفل يسار الجدول و هو السيزيوم .
- ❖ أقوى اللافلزات في الجدول الدوري يقع أعلى يمين الجدول و هو الفلور .

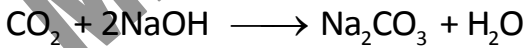


سادساً : الخاصية الحامضية و القاعدية

أولاً : الأكاسيد الحامضية : هئى أكاسيد لافلزية تذوب فى الماء و تعطى أحماض .

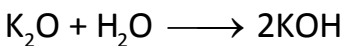
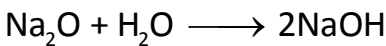


✓ تتفاعل الأكاسيد الحامضية مع القلويات لتعطى ملح و ماء :

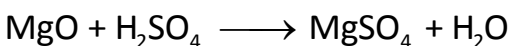
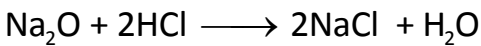


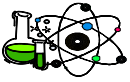
ثانياً : الأكاسيد القاعدية : هئى أكاسيد فلزية بعضها يذوب فى الماء و تعطى قلويات .

✓ بعض أكاسيد الفلزات تذوب فى الماء لتعطى قلويات ، و بعضها لا يذوب فى الماء :

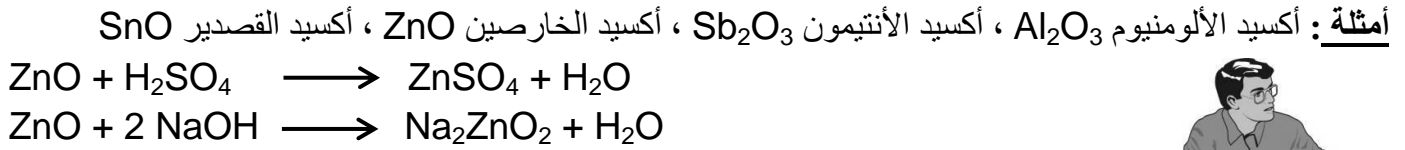


✓ تتفاعل الأكاسيد القاعدية مع الأحماض لتعطى ملح و ماء :





ثالثاً : الأكاسيد المترددة : هيا أكاسيد تتفاعل تارة كأكاسيد قاعدية و تارة أخرى كأكاسيد حامضية .



تدرج الخواص الحامضية و القاعدية في الجدول الدوري

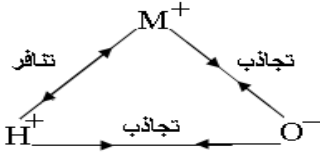
- ❖ **أولاً : في الدورات الأفقية :** بزيادة العدد الذري تقل الصفة القاعدية للاكسيد و تزداد الصفة الحامضية .
- ❖ **ثانياً : في المجموعات الرأسية :** في المجموعة الأولى (1A) نجد أنه تزداد الصفة القاعدية كلما اتجهنا لأسفل و في المجموعة (7A) تزداد الصفة الحامضية في مركباتها الهيدروجينية .
- س علل : تزداد الصفة الحامضية لعناصر المجموعة السابعة (7A) في مركباتها الهيدروجينية على عكس المتوقع .
- ج : لزيادة نصف قطر ذرة العنصر فيقل جذب ذرة الهيدروجين فيسهل تأينها .



الصيغة العامة (MOH)

تستخدم هذه الصيغة للتعبير عن الأحماض و القواعد و هي مركبات هيدروكسيلية " M ذرة العنصر " .

☒ **طرق تأله (MOH) :** نفترض أن الذرات الثلاثة مرتبة في مثلث **فإن هناك**



ثلاثة حالات للتأين :

١- حالتان للذرة (M⁺) إما أن تكون ذرة فلز أو ذرة لافلز :

الذرة (M ⁺) فلز	الذرة (M ⁺) فلز	
صغير	كبير	نصف القطر
قوة الجذب بين (M ⁺ , O ⁻) أكبر من قوة الجذب بين (H ⁺ , O ⁻)	قوة الجذب بين (M ⁺ , O ⁻) أقل من قوة الجذب بين (H ⁺ , O ⁻)	قوة الجذب
تتأين كحمض و تعطى أيونات هيدروجين	تتأين كقاعدة و تعطى أيونات هيدروكسيد	التأين
MOH → MO ⁻ + H ⁺	MOH → M ⁺ + OH ⁻	معادلة التفاعل

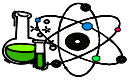
٢- **أما الحالة الثالثة :** إذا تساوت قوتا التجاذب بين (M⁺ , O⁻) من جهة و بين (H⁺ , O⁻) من جهة أخرى فإن المادة تتأين كحمض أو كقلوى و يتوقف ذلك على وسط التفاعل فهي تتأين كحمض في الوسط القلوى و تتأين كقلوى في الوسط الحمضى و تسمى في هذه الحالة مادة مترددة مثل هيدروكسيد الألومنيوم $Al(OH)_3$.

و تعتمد قوة الجذب السابقة على ذرة العنصر من حيث : الحجم و مقدار الشحنة الكهربائية .

المنار في الكيمياء للثانوية العام

Mr.Mahmoud Ragab





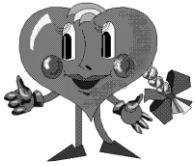
الأحماض الأكسجينية

تعتمد قوة الأحماض الأكسجينية على عدد ذرات الأكسجين غير المرتبطة بذرات الهيدروجين ، فإذا مثلنا الحمض الأكسجيني بالصيغة العامة $[MO_n(OH)_m]$ حيث : M هي ذرة العنصر فنجد أن الحمض الأقوى هو الذى يحتوى على عدد أكبر من ذرات الأكسجين O_n غير المرتبطة بالهيدروجين .

قوة الحمض	عدد ذرات الأكسجين غير المرتبطة بذرات هيدروجينه O_n	صيغة الحمض تبعاً للقاعدة $MO_n(OH)_m$	اسم الحمض و صيغته
ضعيف	صفر	$Si(OH)_4$	حمض الأرتوسيليكونيك H_4SiO_4
متوسط	١	$PO(OH)_3$	حمض الأرتوفوسفوريك H_3PO_4
قوى	٢	$SO_2(OH)_2$	حمض الكبريتيك H_2SO_4
قوى جداً	٣	$ClO_3(OH)$	حمض البيروكلوريك $HClO_4$

س علل : حمض $ClO_3(OH)$ أقوى من حمض $PO(OH)_3$.

ج : لأن حمض البيروكلوريك $ClO_3(OH)$ يحتوى على ٣ ذرات أكسجين غير مرتبط بالهيدروجين بينما حمض الأرتوفوسفوريك $PO(OH)_3$ يحتوى على ٢ ذرة أكسجين غير مرتبط بالهيدروجين و كلما زاد عدد ذرات الأكسجين الغير مرتبطة بالهيدروجين كلما زادت قوة الحمض الأكسجيني .



سابعاً : أعداد التأكسد

التكافؤ : هو عدد ذرات الهيدروجين التى تتحد مع ذرة واحدة من العنصر .

مثال : الأكسجين ثنائى التكافؤ لأن ذرة منه تتحد مع ذرتين من الهيدروجين كما فى الماء (H_2O)

عدد التأكسد : عدد يمثل الشحنة الكهربائية (الموجبة أو السالبة) التى تبدو على الأيون أو الذرة فى المركب سواء كان مركباً أيونياً أو تساهمياً .

← ما هي مميزات استخدام أعداد التأكسد : (عدد التأكسد أفضل من التكافؤ) عدد التأكسد يوضح نوع التغيير الحادث للعنصر أثناء التفاعل الكيميائى من أكسدة أو اختزال .

الأكسدة : عملية فقد الذرة إلكترونات ينتج عنها **زيادة** فى الشحنة الموجبة أو نقص فى الشحنة السالبة .

الاختزال : عملية اكتساب الذرة إلكترونات ينتج عنها **زيادة** فى الشحنة السالبة أو نقص فى الشحنة الموجبة .

حساب أعداد التأكسد

* جزئ العنصر الذى يتكون من ذرتين أو أكثر مثل P_4 ، O_3 ، S_8 ، N_2 يكون عدد تأكسد العنصر مساو **صفر** لأن الإزاحة الإلكترونية فى الروابط بين الذرات متساوية لأن الذرات **متساوية** فى السالبية الكهربائية .

قواعد أساسية لحساب أعداد التأكسد

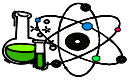
١- عدد تأكسد عناصر الألقاء (1A) فى مركباتها $[Li, Na, K, Rb, Cs]$ = (+ ١)

٢- عدد تأكسد عناصر الهالوجينات (7A) فى مركباتها $[F, Cl, Br, I]$ = (- ١)

٣- عدد تأكسد العناصر النبيلة (0) $[He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn]$ = صفر

٤- عدد تأكسد أى ذرة فى جزئ العنصر $[Cl_2, N_2, O_3, P_4, S_8]$ = صفر





- ٥- عدد تأكسد عناصر المجموعة الثانية (2A) = [Mg , Ca , Ba ,] (٢+)
- ٧- عدد تأكسد عناصر المجموعة الثالثة (3A) مثل الألومنيوم (Al) = (٣+)
- ٨- عدد تأكسد الأكسجين (O) في معظم مركباته = (٢-) ما عدا :
- (أ) الأكاسيد الفوقية [H₂O₂ , Na₂O₂ , K₂O₂] = (١-)
- (ب) سوبر أكسيد البوتاسيوم (KO₂) = (١/٢ -)
- (ج) فلوريد الأكسجين (OF₂) = (٢+)
- ٩- عدد تأكسد الهيدروجين في معظم مركباته (١+) .. عدا هيدريدات الفلزات [LiH , NaH , CaH₂] = (١-)
- ١٠- مجموع أعداد التأكسد العناصر المختلفة في الجزيء المتعادل = صفر
- ١١- عدد تأكسد المجموعات الذرية = الشحنة التي تحملها المجموعة مثل :
- الكبريتات (SO₄²⁻) ، الكربونات (CO₃²⁻) ، الأمونيوم (NH₄⁺) ، النترات (NO₃⁻) .

أمثلة على حساب أعداد التأكسد

مثال (١) احسب عدد تأكسد الفوسفور في حمض الأرتوفوسفوريك (H₃PO₄)

$$\text{الحل: } \text{H}_3\text{PO}_4 = (٢ \times ٤) + \text{س} + (١ \times ٣) = \text{صفر}$$

$$\text{صفر} = ٨ - \text{س} + ٣ \quad \text{س} = ٥$$

مثال (٢) احسب عدد تأكسد الكبريت في ثيوكبريتات الصوديوم (Na₂S₂O₃)

$$\text{الحل: } \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 = (٢ \times ٣) + \text{س} + (١ \times ٢) = \text{صفر}$$

$$\text{صفر} = ٦ - \text{س} + ٢ + ٢ \quad \text{س} = ٢$$

مثال (٣) احسب عدد تأكسد الكروم في جزئ كرومات البوتاسيوم (K₂Cr₂O₇)

$$\text{الحل: } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = (٢ \times ٧) + \text{س} + (١ \times ٢) = \text{صفر}$$

$$\text{صفر} = ١٤ - \text{س} + ٢ + ٢ \quad \text{س} = ٦$$

مثال (٤) احسب عدد تأكسد الفوسفور في مجموعة الفوسفات (PO₄³⁻)

$$\text{الحل: } \text{PO}_4^{3-} = (٢ \times ٤) + \text{س} = ٣ - \text{س}$$

$$\text{س} = ٥$$

مثال (٥) احسب عدد تأكسد النيتروجين في جزئ الهيدرازين (N₂H₄)

$$\text{الحل: } \text{N}_2\text{H}_4 = (١ \times ٤) + \text{س} = ٤ - \text{س}$$

$$\text{س} = ٢$$

مثال (٦) احسب عدد تأكسد الكلور في جزئ كلورات الصوديوم (NaClO₃)

$$\text{الحل: } \text{NaClO}_3 = (٢ \times ٣) + \text{س} + ١ = \text{صفر}$$

$$\text{صفر} = ٦ - \text{س} + ١ \quad \text{س} = ٥$$

احسب عدد تأكسد كل من :

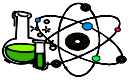
١- النيتروجين في : [NH₂OH , NH₄⁺ , NaNO₃ , N₂]

٢- الكبريت في : [K₂S₂O₃ , H₂SO₄ , SO₃ , S₈]

٣- المنجنيز في : [MnBr₂ , Mn , MnSO₄ , KMnO₄]

٤- الفوسفور في : [P₂O₅ , PH₄⁺ , Na₃PO₄ , P₄]



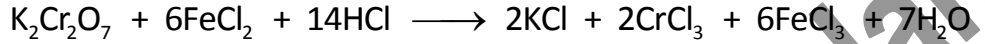


قاعدة حل التغير الحادث مع أكسدة و اختزال لعنصر معيه

يتم حساب عدد **التأكسد** للعنصر المطلوب قبل و بعد التفاعل فإذا حدث للعنصر :

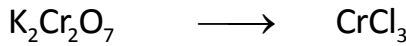
- 1- زيادة في عدد التأكسد فإن ذلك يدل على حدوث (أكسدة) .
- 2- نقص في عدد التأكسد فإن ذلك يدل على حدوث (اختزال) .

مثال : يتم التفاعل بين ثنائي كرومات البوتاسيوم و كلوريد الحديد (II) بين نوع التغير الحادث من أكسدة أو اختزال لكلاً من الكروم والحديد حسب المعادلة :



الحل

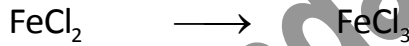
أولاً : الكروم (Cr) :



$$\begin{array}{l} 3- = س + 3- \\ 6+ = س \\ 2+ + 2 = 4- \\ 2+ = س - 2- \\ 6+ = س \end{array}$$

حدث للكروم نقص في الشحنة الموجبة و بالتالي حدثت له (عملية إختزال)

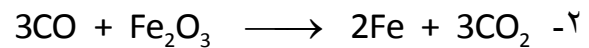
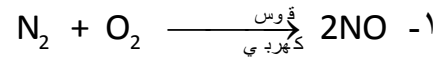
ثانياً : الحديد (Fe) :



$$\begin{array}{l} 3- = س + 3- \\ 3+ = س \\ 2+ = س - 2- \\ 2+ = س \end{array}$$

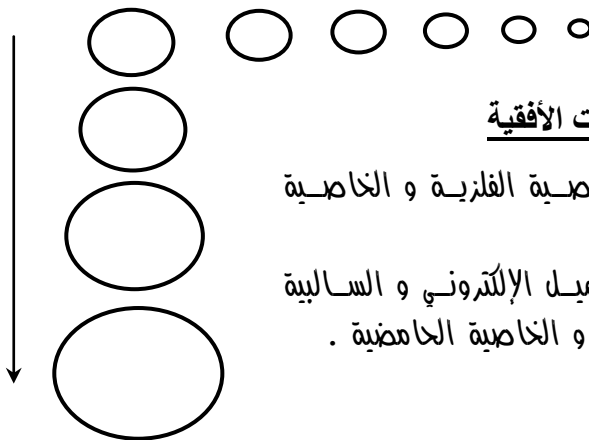
حدث للحديد زيادة في الشحنة الموجبة و بالتالي حدثت له (عملية أكسدة)

س : وهذا التغير الحادث مع أكسدة أو اختزال (إن وجد) في التفاعلات الليميائية التالية:



في المجموعات الرأسية

عكس الدورات الأفقية



في الدورات الأفقية

يقبل : نصف القطر و الخاصية الفلزية و الخاصية القاعدية .

يزداد : جهد التأين و الميل الإلكتروني و السالبية الكهربية و الخاصية اللافلزية و الخاصية الحامضية .

اللهم من اعجز بك فلن يُذل ، و من اهذى بك فلن يُضل ، و من اسكثر بك فلن يُقل ، و من اسقوى بك فلن يُضعف ، و من استغنى بك فلن يُفقر ، و من استنصر بك فلن يُغلب ، و من نوكل عليك فلن يُخيب ، و من جعلك ملاذاً فلن يُضيع ، و من اعنصم بك فقد هدى إلى صراط مستقيم ، اللهم فكن لنا ولياً و نصيراً ، و كن لنا مُعياً و مجيراً ، انك كنت بنا بصيراً

