الخلاصة في الباب الثانى

الجدول الدوري الحديث :-

يقسم الجدول إلى أربع مناطق رئيسية أو فئات

أولا: عناصر الفئة S :

*** - تشغل المنطقة اليسرى من الجدول**

*** - تحتوى على العناصر التي تقع الكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي S**

*** - تشمل المجموعة الأولى 1A و تركيبها nS^1 و المجموعة الثانية 2 A و تركيبها nS^2**

تشمل مجموعتان من الجدول ؟ Sعلل عناصر الفئة

لأن المستوى الفرعيS يحتوى على أوربيتال واحد يتشبع بإلكترونين

ثانيا عناصر الفئةP :

*** - تشغل المنطقة اليمنى من الجدول**

*** - تحتوى على العناصر التي تقع الكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي P**

*** - تشمل ستة مجموعات**

تشمل ستة مجموعات فى الجدول ؟ P علل عناصر الفئة

لأن المستوى الفرعي P يحتوي على ثلاثة أوربيتالات وكل أوربيتال يتشبع بإلكترونين

ثالثا عناصر الفئة d :-

١ -تشغل المنطقة الوسطى من الجدول

٢ -تحتوى على العناصر التي تقع الكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي d

٣ -تتكون من عشرة صفوف ؛ سبعة صفوف منها تخص المجموعات B و ثلاثة صفوف تخص المجموعة الثامنة

٤ -تسمى بالعناصر الانتقالية الرئيسية و هي تشمل ثلاثة سلاسل هي :

السلسلة الانتقالية الأولى

١ - يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي 3d

٢ - تبدأ بعنصر السكانديوم حتى الخارصين

٣ - تقع في الدورة الرابعة

السلسلة الانتقالية الثانية

١ - يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي 4d

٢ - تبدأ بعنصر الأيتريوم حتى الكادميوم

٣ - تقع فى الدورة الخامسة

السلسلة الانتقالية الثالثة

١ - يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي 5d

٢ - تبدأ بعنصر اللانثانيوم حتى الزئبق

٣ - تقع في الدورة السادسة

قارن بين عناصر السلسلة الانتقالية الأولى و عناصر السلسلة الانتقالية الثانية ؟

رابعا : عناصر الفئة F (العناصر الانتقالية الداخلية) : -

يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي F

تتكون من سلسلتين هما : ١ - اللانثانيدات ٢ - الاكتينيدات

سلسلة اللانثانيدات

١ -يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي 4F

٢ -مستوى التكافؤ الخارجي لجميع هذه العناصر هو 6S لذا فهي عناصر شديدة التشابه

٣ -تقع في الدورة السادسة ٤ - تسمى بالعناصر الأرضية النادرة

Mr/ Sayed Osman

PDF created with pdfFactory Pro trial version www.pdffactory.com

علل عناصر اللانثانيدات متشابهة في خواصها ؟

لأن مستوى التكافؤ الخارجي لجميع هذه العناصر هو 6S

سلسلة الاكتينيدات

١ - يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي 5F ٢ - عناصر مشعة لعدم استقرار أنويتها

٣ - تقع فى الدورة السابعة

علل عناصر الاكتينيدات مشعة :- لعدم استقرار أنويتها

ملحوظة تفصل عناصر الفئة F تحت الجدول لكي لا يكون طويلا جدا (لتقليل مساحة الجدول)

عناصر نبيلة (عناصر المجموعة الصفرية) :**هى عناصر الصف الرأسي الأخير من الجدول و تركيبها الالكتروني $nS^2\ nP^6$ و هي تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة بالالكترونات $1\ S^2$ ما عدا الهيليوم فهو لذا فهى عناصر مستقرة تماما وتكون مركبات بغاية الصعوبة**

علل العناصر النبيلة لا تكون مركبات إلا بصعوبة ؟

- لأن مستوى الطاقة الأخير لها مكتمل

عناصر ممثلة :

١ - عناصر الفئة S و الفئة P ما عدا عناصر المجموعة الصفرية

٢ - جميع مستوياتها الرئيسية مكتملة ما عدا المستوى الأخير

٣ - تشمل المجموعات السابعة A

٤ - تميل إلى الوصول إلى التركيب $nS^2\ nP^6$ لمستوياتها الخارجية وذلك بفقد أو اكتساب إلكترونات أو بالمشاركة

العناصر الانتقالية الرئيسية : ١ - هي عناصر الفئة d حيث يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي d

٢ - جميع مستوياتها الرئيسية مكتملة ما عدا المستويين الأخيرين

المقارنة بين العناصر المثالية والعناصر الانتقالية

العناصر الممثلة	العناصر الانتقالية
١ - هي عناصر الفئتين (S ,P)ماعدا عناصر المجموعة الصفرية (العناصر النبيلة) ٢ - تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة بالإلكترونات ماعدا مستوى الطاقة الأخير ٣ - لها حالة تأكسد واحدة أو أثنين على الأكثر ٤ - مركباتها عديمة اللون	١ - هى عناصر الفئتين(f ,d) ٢ - تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة بالإلكترونات ماعدا المستويين الأخيرين (عناصر الفئة d) أو المستويات الثلاثة الأخيرة (عناصر الفئة f) ٣ - لها حالات تأكسد متعددة ،ومركباتها ملونة

العناصر الانتقالية الداخلية :

١ - هي عناصر الفئة F حيث يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي F

٢ - جميع مستوياتها الرئيسية مكتملة ما عدا المستويات الثلاثة الأخيرة

Mr/ Sayed Osman

PDF created with pdfFactory Pro trial version www.pdffactory.com

قارن بين العناصر الانتقالية الداخلية و العناصر الانتقالية الرئيسية :

العناصر الانتقالية الرئيسية والعناصر الانتقالية الداخلية

العناصر الانتقالية الرئيسية	العناصر الانتقالية الداخلية
١ - هى عناصر الفئة d ٢ - تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة بالإلكترونات ماعدا المستويين الأخيرين ٣ - يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي d ٤ - تتكون من ثلاثة سلاسل ٥ - تقع فى الدورات الرابعة و الخامسة والسادسة	١ - هى عناصر الفئة f ٢ - تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة بالإلكترونات ماعدا المستويات الثلاثة الأخيرة ٣ - يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي f ٤ - تتكون من سلسلتين(اللانثانيدات و الاكتينيدات) ٥ - تقع فى الدورتين السادسة والسابعة

وصف الجدول الدوري الحديث

- يتكون من ١٨ مجموعة رأسية و سبع دورات أفقية
- يزيد كل عنصر عن العنصر الذي يسبقه في نفس الدورة بإلكترون واحد
- تبدأ كل دورة بملء مستوى طاقة جديد بإلكترون واحد ويتتابع ملء المستويات الفرعية التي في نفس الدورة حتى نصل إلى العنصر الأخير وهو الغاز الخامل
- في المجموعات الرأسية عناصر المجموعة الواحدة تتشابه في التركيب الإلكتروني لمستوى الطاقة الأخير فيما عدا عدد الكم الأساسي (n)

نصف قطر الذرة نصف المسافة بين مركزي ذرتين متماثلتين في جزيء ثنائي الذرة

علل لا يمكن اعتبار المسافة من النواة إلى ابعد إلكترون بأنها نصف قطر الذرة؟ أو يصعب قياس نصف قطر الذرة فيزيائيا ؟

لأن النظرية الذرية الموجية أظهرت أنه لا يمكن تحديد موقع الإلكترون حول النواة بالضبط

طول الرابطة :- هى المسافة بين نواتي ذرتين متحدتين

ملحوظة

١ -طول الرابطة = ٢ × نق (في حالة جزيء العنصر مثل N_2 , H_2 , O_2 , Cl_2)

٢ - طول الرابطة = نق للذرة الأولى + نق للذرة الثانية (في حالة جزيء المركب مثل HCl)

٣ - طول الرابطة التساهمية = مجموع نصفي قطر الذرتين

٤ -طول الرابطة الأيونية = مجموع نصفي قطر الأيونين

تدرج نصف القطر في الجدول الدوري :-

علل يقل نصف القطر الذرى في الدورة الواحدة تدريجيا بزيادة العدد الذرى ؟

تقل أنصاف أقطار الذرات بالتدريج من اليسار إلى اليمين أي بزيادة العدد الذرى و ذلك بسبب زيادة الشحنة الموجبة للنواة تدريجيا فيزداد جذب النواة للالكترونات مما يؤدى إلى نقص نصف القطر ، أي أن أكبر الذرات حجما في الدورة الواحدة هي ذرات عناصر المجموعة الأولى وأصغرها حجما هي ذرات عناصر المجموعة السابعة (الهالوجينات)

علل يزداد نصف القطر في المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذرى ؟

يزداد نصف القطر من أعلى إلى أسفل أي بزيادة العدد الذرى و ذلك بسبب :

١ - زيادة عدد مستويات الطاقة

٢ - مستويات الطاقة الممتلئة تعمل على حجب تأثير النواة على الالكترونات الخارجية

٣ - زيادة التنافر بين الالكترونات و بعضها

Mr/ Sayed Osman

PDF created with pdfFactory Pro trial version www.pdffactory.com

علل ١- نصف قطر الايون الموجب أقل من نصف قطر ذرته؟
٢ - نصف قطر أيون الصوديوم أقل من نصف قطر ذرته ؟
نصف قطر الأيون الموجب أصغر من نصف قطر ذرته بسبب زيادة عدد البروتونات عن عدد الالكترونات و بالتالي يزداد جذب النواة للالكترونات فيقل نصف قطر الأيون الموجب

علل ١- نصف قطر الأيون السالب أكبر من نصف قطر ذرته ؟.
٢- نصف قطر أيون الكلور أكبر من نصف قطر ذرته ؟.
نصف قطر الأيون السالب أكبر من نصف قطر ذرته بسبب زيادة عدد الالكترونات عن البروتونات و تزداد قوة التنافر بين الالكترونات فتتباعد الأغلفة مما يؤدى إلى زيادة نصف قطر الأيون السالب
ملحوظة كلما زادت الشحنة الموجبة على الأيون زادت قوة جذب النواة للالكترونات فيقل نصف القطر
علل نصف قطر أيون الحديد III Fe^{+++} عن نصف قطر أيون الحديد II Fe^{++} ؟
لزيادة عدد البروتونات عن الإلكترونات في ايون الحديد III عن ايون الحديد II فتزداد الشحنة الموجبة وبالتالي يقل نصف القطر
ثانيا جهد التأين (طاقة التأين) مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أو فصل أقل الالكترونات ارتباطا بالذرة المفردة و هي في الحالة الغازية
علل يزداد جهد التأين تدريجيا فى الدورة الواحدة بزيادة العدد الذرى
: يزداد جهد التأين كلما قل نصف قطر الذرة أي كلما اتجهنا نحو اليمين و ذلك لأنه كلما قل نصف القطر كلما كانت الكترونات التكافؤ قريبة من النواة فتحتاج إلى طاقة كبيرة لفصلها عن الذرة
علل يقل جهد التأين فى المجموعة الواحدة كلما اتجهنا لأسفل
يقل جهد التأين رأسيا لأنه بزيادة عدد الأغلفة يزداد نصف القطر كذلك يزداد حجب شحنة النواة فيبتعد الإلكترون عن النواة فتسهل إزالته أي تقل الطاقة اللازمة لإزالته
علل جهد تأين الغازات النبيلة مرتفع جدا
لاستقرار نظامها الإلكتروني و لصعوبة كسر مستوى طاقة مكتمل
علل يزداد جهد التأين الثاني عن جهد التأين الأول دائما ؟
لزيادة شحنة النواة الموجبة و لزيادة طاقة ترابط الإلكترون الثاني لأنه مرتبط بالأيون الموجب و ليس بالذرة و بالتالي يحتاج إلى طاقة كبيرة لفصله
قارن بين جهد التأين الأول و جهد التأين الثاني ؟

جهد التأين الأول	جهد التأين الثاني
١ -ينتج عن إزالة إلكترون واحد من الذرة ٢ -ينتج عنه أيون موجب يحمل شحنة موجبة واحدة ٣ -أقل من جهد التأين الثاني	١ -ينتج عندما يفقد أيون موجب يحمل شحنة موجبة واحدة إلكترون ٢ -ينتج عنه أيون موجب يحمل شحنتين موجبتين ٣ -أكبر من جهد التأين الأول لزيادة شحنة النواة

- ارتفاع جهد تأين المجموعة الثانية2A و تركيبها nS^2 و المجموعة الخامسة 5A و تركيبها nP^3 لأن المجموعة الثانية تنتهي بمستوى فرعى مكتمل و المجموعة الخامسة تنتهي بمستوى فرعى نصف مكتمل و في الحالتين يعطى الذرة بعض الاستقرار مما يؤدى إلى ارتفاع قيمة جهد التأين

Mr/ Sayed Osman

PDF created with pdfFactory Pro trial version www.pdffactory.com

علل ١- ارتفاع قيمة جهد التأين لعناصر المجموعة الثانية و المجموعة الخامسة ؟

٢- شذوذ جهد التأين للبريليوم $_{4}Be$ و النيتروجين $_{7}N$ ؟

لأن البريليوم يقع في المجموعة 2A أي ينتهي تركيبه الإلكتروني بمستوى فرعي مكتمل $2S^2$ والنيتروجين ينتهي تركيبه الإلكتروني بمستوى فرعي نصف مكتمل $2P^3$ وفي الحالتين يكون العنصر مستقر نوعا ما

٣- لا يتمشى جهد تأين الماغنسيوم و الفوسفور مع تدرج خاصية جهد التأين بالنسبة للدورة ؟

لأن الماغنسيوم $_{12}Mg$ يقع في المجموعة 2A أي ينتهي تركيبه الإلكتروني بمستوى فرعي مكتمل $3S^2$ و الفوسفور $_{15}P$ ينتهي تركيبه الإلكتروني بمستوى فرعي نصف مكتمل $3P^3$ وفي الحالتين يكون العنصر مستقر نوعا ما

٤- الصوديوم أكثر قابلية للتأين من الليثيوم ؟

لأن نصف قطر ذرة الصوديوم أكبر من نصف قطر ذرة الليثيوم وبالتالي يقل جهد تأين الصوديوم ولذل يسهل تأينه عن الليثيوم حيث أن جهد التأين يقل في المجموعة الواحدة لأسفل

٥- جهد التأين الثاني للصوديوم مرتفع جدا ؟.

لأن أيون الصوديوم ينتهي تركيبه الإلكتروني بمستوى مكتمل وبالتالي يصعب كسر مستوى طاقة مكتمل

٦- يصعب الحصول على $_{13}Al^{++++}$, $_{12}Mg^{+++}$, $_{11}Na^{++}$ ؟

لأن هذه الأيونات ينتهي تركيبها الإلكتروني بمستوى مكتمل وبالتالي يصعب كسر مستوى طاقة مكتمل

علل جهد تأين الماغنسيوم أقل من جهد تأين الكلور ؟

لأن نصف قطر الماغنسيوم أكبر من نصف قطر الكلور وجهد التأين يتناسب عكسيا مع نصف القطر

ملحوظة

* - أعلى العناصر جهد تأين في الدورة الواحدة هو الغاز النبيل .

* - يقاس جهد التأين بواسطة القياسات الطيفية

ثالثا الميل الالكتروني (القابلية الالكترونية)

مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية إلكترونا

فى الدورات الأفقية :

يزداد الميل الالكتروني بزيادة العدد الذرى و ذلك بسبب صغر حجم الذرة مما يسهل على النواة جذب إلكترون جديد

فى المجموعات الرئيسية :

يقل الميل الالكتروني بزيادة العدد و السبب فى ذلك يرجع الى زيادة حجم الذرة و زيادة عدد مستويات الطاقة و بعد الإلكترون عن النواة مما يصعب على النواة جذب إلكترون جديد

علل يزداد الميل الالكتروني فى الدورات و يقل فى المجموعات بزيادة العدد الذرى

ملحوظة

الميل الالكتروني لعناصر المجموعة IIAالثانية و لعناصر المجموعة الخامسة VA صغير لأن فى المجموعة الثانية تنتهي بمستوى فرعى مكتمل و فى المجموعة الخامسة تنتهي بمستوى فرعى نصف مكتمل مما يعطى الذرة فى كلتا الحالتين بعض الاستقرار

علل ١- صغر الميل الالكتروني للبريليوم و النيتروجين

٢- عدم انتظام الميل الالكتروني لعناصر المجموعةIIA و المجموعة VA ؟

* الميل الالكتروني للعناصر النبيلة (المجموعة الصفرية) منعدم الاكتمال مستوى الطاقة الأخير

علل انعدام الميل الالكتروني للعناصر النبيلة (المجموعة الصفرية)

Mr/ Sayed Osman

PDF created with pdfFactory Pro trial version www.pdffactory.com

* أكبر ميل الكتروني فى الدورة الواحدة يكون فى عناصر المجموعة 7A و ذلك لأنها تنتهي بالمستوى الفرعي nP^5 فعندما تكتسب إلكترون تصبح nP^6 و تصل لأقرب غاز خامل

علل ارتفاع الميل الالكتروني لعناصر المجموعة السابعة (هالوجينات)

* الميل الالكتروني للفلور أقل من الميل الالكتروني للكلور رغم أن الميل يقل فى المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذرى و ذلك بسبب صغر نصف قطر ذرة الفلور فيتأثر الإلكترون الجديد بقوة تنافر قوية مع الالكترونات التسعة الموجودة حول النواة

علل الميل الالكتروني للفلور أقل من الميل الالكتروني للكلور

قارن بين جهد التأين و الميل الالكتروني ؟

مقارنة بين جهد التأين والميل الإلكتروني

طاقه (جهد) التأين	الميل الألكترونى
١ - هى مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أو فصل أقل الإلكترونات ارتباطا بالذرة المفردة الغازية ٢ -تشير إلى فقد الكترونات ، وينتج عنه أيون موجب ٣ - قيمة ΔH موجبة	١ - هو مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية إلكترونا مكونة ايونا سالبا ٢ -يشير الى اكتساب الكترونات ، وينتج عنه أيون سالب ٣ - قيمة ΔH سالبة

رابعا السالبية الكهربية :

& هي قدرة الذرة على جذب الكترونات الرابطة الكيميائية نحوها بعض الشيء

& و هي عبارة عن متوسط الميل الالكتروني و جهد التأين و لها دور في تحديد نوع الرابطة الكيميائية

& تشير إلى الذرة و هي مرتبطة مع ذرة أخرى

قارن بين الميل الالكتروني و السالبية الكهربية ؟

مقارنة بين الميل الألكترونى و السالبية الكهربية

الميل الألكترونى	السالبية الكهربية
١ -مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية إلكترونا ٢ -مصطلح طاقة يشير إلى الذرة في حالتها المفردة ٣ -تقدر بالكيلوجول /مول	هي قدرة الذرة على جذ الكترونات الرابطة الكيميائية ٢ -تشير إلى الذرة المرتبطة مع غيره ٣ -تمثل بأرقام

في الدورات الأفقية : -

تزداد السالبية الكهربية بزيادة العدد الذرى و ذلك لنقص نصف القطر الذرى مما يزيد من قوة جذب النواة لالكترونات الرابطة

علل تزداد السالبية الكهربية فى الدورة الواحدة بزيادة العدد الذرى

فى المجموعات الرأسية :

تقل السالبية الكهربية بزيادة العدد الذرى و ذلك لزيادة نصف القطر تدريجيا مما يقلل من قوة جذب النواة لالكترونات الرابطة

علل تقل السالبية الكهربية فى المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذرى

علل تزداد السالبية الكهربية فى الدورات وتقل فى المجموعات بزيادة العدد الذرى ؟

Mr/ Sayed

PDF created with pdfFactory Pro trial version www.pdffactory.com

تزداد السالبية فى الدورات بسبب نقص نصف القطر فيزيد من قدرة الذرة على جذب الكترونات الرابطة الكيميائية نحوها ، اما فى المجموعات تقل بسبب زيادة نصف القطر تدريجيا فيقل قدرة الذرة على جذب الكترونات الرابطة نحوها

ملحوظة أكبر العناصر سالبية كهربية هو الفلور ثم الأكسجين ثم الكلور و أكبر العناصر ميل الكتروني الكلور

خامسا : الخاصية الفلزية و اللافلزية : -

تنقسم العناصر الى ثلاثة أنواع هى : **أ) عناصر فلزية و تتميز بالاتي : -**

١ - غلاف التكافؤ ممتلىء بأقل من نصف سعته بالكترونات (أقل من أربع الكترونات)

٢ - تفقد الكترونات غلاف التكافؤ و تتحول إلى أيونات موجبة لذلك توصف بأنها عناصر كهروموجبة

٣ - جيدة التوصيل للكهرباء لسهولة حركة الكترونات التكافؤ من مكان لآخر داخل الفلز

٤ - تتميز بكبر نصف قطرها و صغر جهد التأين و الميل الالكتروني و السالبية الكهربية

علل ١ - الفلزات جيدة التوصيل للكهرباء

٢ - توصف الفلزات بأنها عناصر كهروموجبة

ب) عناصر لا فلزية تتميز بالآتي : -

١ - غلاف التكافؤ يمتلها بأكثر من نصف سعته بالالكترونات (أكثر من أربع الكترونات)

٢ - تكتسب الكترونات لتكمل مستوى الطاقة الأخير و تصل لأقرب غاز خامل و تتحول الى أيونات سالبة لذلك توصف بأنها عناصر كهروسالبة

٣ - تتميز بصغر نصف قطرها و كبر جهد التأين و الميل الالكتروني و السالبية الكهربية

٤ - عدم توصيلها للكهرباء بسبب شدة ارتباط الكترونات التكافؤ بالنواة لقربها منها

علل ١ - توصف اللافلزات بأنها عناصر كهروسالبة ؟

٢ - اللافلزات رديئة التوصيل للكهرباء ؟

قارن بين الفلزات و اللافلزات ؟

الفلزات	اللافلزات
١ - يمتلىء غلاف التكافؤ بأقل من نصف سعته بالإلكترونات	١ - يمتلىء غلاف التكافؤ بأكثر من نص سعته بالإلكترونات
٢ - عناصر كهروموجبة	٢ - عناصر كهروسالبة
٣ - تتميز بكبر نصف قطر ذراتها وصغر جهد تأينها وصغر ميلها الألكترونى	٣ - تتميز بصغر نصف قطر ذراتها وكبر قيمتي جهد تأينها وميلها الألكترونى
٤ - جيدة التوصيل للكهرباء	٤ - رديئة التوصيل للكهرباء

ج) أشباه الفلزات : ١ - لها مظهر الفلزات و معظم خواص اللافلزات

٢ - غلاف التكافؤ نصف ممتلىء تقريبا

٣ - السالبية الكهربية متوسطة بين الفلزات و اللافلزات

٤ - توصيلها للكهرباء أقل من الفلزات و أكبر من اللافلزات

& و تسمى بأشباه الموصلات و تستخدم فى الأجهزة الالكترونية كالترانزستور من أمثلتها البورون B– السليكون Si– جرمانيوم Ge

علل تستخدم أشباه الفلزات فى الأجهزة الالكترونية كالترانزستور ؟

- لأنها متوسطة التوصيل للكهرباء توصيلها للكهرباء أقل من الفلزات و أكبر من اللافلزات

& تدرج الخاصية الفلزية و اللافلزية فى الجدول الدوري &

Mr/ Sayed Osman

PDF created with pdfFactory Pro trial version www.pdffactory.com

فى الدورات الأفقية : تبدأ الدورة بأقوى الفلزات ثم تقل الصفة الفلزية تدريجيا مع زيادة العدد الذرى حتى تظهر أشباه الفلزات و بزيادة العدد الذرى تبدأ الصفة اللافلزية فى الظهور حتى تنتهى بالمجموعة السابعة التي تحتوى على أقوى اللافلزات

فى المجموعات الرأسية : تزداد الصفة الفلزية و تقل الصفة اللافلزية تدريجيا بزيادة العدد الذرى

ملحوظة تقع أقوى الفلزات فى أسفل يسار الجدول و هو عنصر السيزيوم و تقع أقوى اللافلزات فى أعلى يمين الجدول و هو الفلور

علل يعتبر السيزيوم أقوى الفلزات

& لأن الصفة الفلزية تزداد تدريجيا فى المجموعة لأسفل و تقل فى الدورة و يقع السيزيوم فى أسفل يسار الجدول و السيزيوم أكبر الذرات حجما و جهد تأينه صغير فيسهل فقد الالكترونات الخارجية متحولا الى أيون موجب

علل يعتبر الفلور أقوى اللافلزات

& لأن الصفة اللافلزية تزداد تدريجيا فى الدورات و تقل فى المجموعات بزيادة العدد الذرى و يقع الفلور فى أعلى يمين الجدول و صغر نصف قطر ذرة الفلور و كبر الميل الالكتروني و السالبية الكهربية يزيد من الصفة اللافلزية

علل الفلزات تتميز بأنها عناصر كهروموجبة بينما اللافلزات عناصر كهروسالبة ؟

الفلزات عناصر كهروموجبة لكبر نصف أ قطار ذراتها لذلك يسهل فقد الكترونات التكافؤ وتتحول بسرعة الى أيون موجب ، أما اللافلزات عناصر كهروسالبة لصغر أنصاف أقطار ذراتها فيسهل جذب إلكترون جديد و بالتالي تتحول إلى ايون سالب

تنقسم الأكاسيد إلى ثلاثة أنواع :

أكاسيد حامضية هى أكاسيد لافلزية تذوب فى الماء و تعطى حمض و تتفاعل مع القلويات و تعطى ملح و ماء

مثال حمض كربونيك $CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$

حمض كبريتيك $SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$

تتفاعل مع القلوى و تعطى ملح و ماء

$$CO_2 + 2NaOH \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

أكاسيد قاعدية :

هى أكاسيد فلزية تذوب فى الماء و تعطى قلوى و تتفاعل مع الأحماض و تعطى ملح و ماء

مثال $Na_2O + H_2O \longrightarrow 2NaOH$

مثال $K_2O + H_2O \longrightarrow 2KOH$

$Na_2O + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2O$

مثال $MgO + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2O$

أكاسيد مترددة (أمفوتيرية) :

- أكاسيد تتفاعل مع الأحماض و مع القلويات و ينتج فى الحالتين ملح و ماء
- تتفاعل مع الحمض كقاعدة و تتفاعل مع القاعدة (القلوي) كحمض أي تتفاعل تارة كأكاسيد قاعدية وتارة أخرى كأكاسيد حامضية مثال

أكسيد الألمنيوم Al_2O_3 – أكسيد الخارصين ZnO – ثالث أكسيد الأنتيمون Sb_2O_3 – أكسيد القصدير SnO

مقارنة بين الأكاسيد الحامضية والقاعدية والمترددة

الأكاسيد الحامضية	الأكاسيد القاعدية	الأكاسيد المترددة

Mr/ Sayed Osman

PDF created with pdfFactory Pro trial version www.pdffactory.com

١ - أكاسيد اللافلزات ٢ - تذوب في الماء مكونة أحماض ٣ - تتفاعل مع القلويات منتجة ملح وماء	١ - أكاسيد الفلزات ٢ - بعضها يذوب في الماء ويعطى قلوي ٣ - تتفاعل مع الأحماض معطية ملح وماء	١ - أكاسيد تتفاعل أحيانا كاكاسيد قاعدية وأحيانا كاكاسيد حامضية ٢ - تتفاعل مع كل من الحمض و القلوي وتعطى في كلتا الحالتين ملح وماء

تدرج الخواص الحامضية و القاعدية فى الجدول الدوري :

فى الدورات الأفقية : تقل الصفة القاعدية و تزداد الصفة الحامضية تدريجيا بزيادة العدد الذرى و ترتب كالآتي : قاعدة – متردد – حمض

في المجموعات الرأسية :- في المجموعة الأولى نجد أن الخاصية القاعدية تزداد رأسيا لأسفل لزيادة نصف القطر فيقل ارتباط أيون الهيدروكسيل بذرة العنصر فيسهل تأينه وبذلك تزداد الصفة القاعدي

علل تزداد الخاصية القاعدية لعناصر المجموعة الأولى بزيادة العدد الذرى ؟

بسبب زيادة نصف القطر الذرى للعناصر تدريجيا فيقل جذب العنصر لأيون الهيدروكسيد فيسهل تأين مجموعة الهيدروكسيد لذلك تزداد الصفة القلوية

علل محلول KOH أقوى قلوية من محلول NaOH ؟

لأن نصف قطر البوتاسوم أكبر من نصف قطر الصوديوم فيسهل تأين مجموعة الهيدروكسيد OH فى حالة هيدروكسيد البوتاسوم عن هيدروكسيد الصوديوم

هيدروكسيد السيزيوم أقوى القلويات ؟

لكبر نصف قطر ذرة السيزيوم وقلة جذبها لأيون الهيدروكسيد فيسهل تأينه و بالتالي تزداد الخاصية القلوية

*** - بينما في المجموعة السابعة 7A فإن الخاصية الحامضية في المركبات الهالوجينية تزداد لأسفل بسبب زيادة نصف القطر فيقل جذب ذرة الهيدروجين فيسهل تأينها أي تزداد الصفة الحامضية وبالتالي يعتبر يوديد الهيدروجين أقوى الأحماض الهالوجينية بسبب كبر نصف قطر ذرة اليود فيقل جذب أيون الهيدروجين فيسهل تأينه والمركبات الهالوجينية ترتب تصاعديا حسب زيادة الصفة الحامضية كالآتي HF ثم HCl ثم HBr ثم HI**

علل تزداد الخاصية الحامضية لهاليدات الهيدروجين بزيادة العدد الذرى ؟

بسبب زيادة نصف القطر تدريجيا فيقل جذب الذرة لأيون الهيدروجين الموجب (البروتون) فيسهل تأينه و بالتالي تزداد الخاصية الحامضية

علل حمض الهيدرويوديك (HI) أقوى من حمض الهيدروفلوريك(HF) ؟

لأن نصف قطر ذرة اليود أكبر من نصف قطر ذرة الفلور فيقل جذب النواة لأيون الهيدروجين و بالتالي يسهل تأين HI عن تأين HF فيعطى HIعدد أكبر من ايونات الهيدروجين فتزداد الصفة الحامضية

*** و باعتبار أن الأحماض و القواعد هي مركبات هيدروكسيلية يمكن تمثيلها بالصيغة العامة MOH (حيث M هي ذرة العنصر) فيمكن تأينها بإحدى طريقتين**

١ - أما أن تعطى أيونات هيدروكسيد و تعتبر قاعدة

$$MOH \longrightarrow M^+ + OH^-$$

٢ - أو تعطى أيونات هيدروجين و تعتبر حامضا

$$MOH \longrightarrow MO^- + H^+$$

و بافتراض أن الذرات الثلاث مرتبة فى مثلث كما يلى :

أ - فإذا كانت قوة الجذب بين M^+ و O^- أكبر

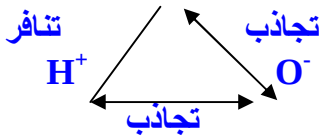
M^+

Mr/ Sayed Osman

PDF created with pdfFactory Pro trial version www.pdffactory.com

من قوة الجذب بين O^- و H^+ تتأين المادة كحمض

ب- و إذا كانت قوة الجذب بين O^- و H^+



أكثر من قوة الجذب بين M^+ و O^- تتأين المادة كقاعدة

ج- إذا تساوت قوتا الجذب فان المادة تتأين كحمض أو كقاعدة و يتوقف ذلك على وسط التفاعل فهي تتفاعل فى الوسط الحمضي كقاعدة و فى الوسط القلوي كحامض و تعتمد قوى الجذب السابقة على ذرة العنصر من حيث الحجم و مقدار الشحنة الكهربية ففي الفلزات القلوية مثل الصوديوم نجد أن حجم الذرة كبير و لا تحمل إلا شحنة واحدة موجبة فتضعف قوة الرابطة بينها و بين و التي تنجذب أكثر لأيون الهيدروجين و بذلك تعطى OH^- أى تتأين كقاعدة

$$MOH \longrightarrow M^+ + OH^-$$

و كلما اتجهنا ناحية اليمين نجد أن ذرات اللافلزات مثل الكلور حجمها يقل و تزداد شحنتها و بذلك يزداد انجذابها إلى و تتأين كحامض

$$MOH \longrightarrow MO^- + H^+$$

* - و تعتمد قوة الأحماض الأكسجينية على عدد ذرات الأكسجين غير المرتبطة بذرات الهيدروجين فلو مثلنا الحمض الأكسجيني بالصيغة $MO\,n(OH)\,m$ حيث M هي ذرة العنصر نجد أن الحمض الأقوى هو الذي يحتوى على عدد أكبر من ذرات الأكسجين غير المرتبطة بالهيدروجين

نوع الحمض	عدد ذرات الأكسيجين غير مرتبطة بالهيدروجين	الحمض $MO_n(OH)_m$	الصيغة الكيميائية للحمض
حمض ضعيف	-	$Si(OH)_4$ الأورثوسليكونيك	H_4SiO_4
حمض متوسط	١	$PO(OH)_3$ الأرثوفوسفوريك	H_3PO_4
حمض قوي	٢	$SO_2(OH)_2$ الكبريتيك	H_2SO_4
حمض قوي جدا	٣	$ClO_3(OH)$ البيركلوريك	$HClO_4$

علل حمض البيروكلوريك $HClO_4$ أقوى من حمض الأورثوفوسفوريك H_3PO_4 ؟

ج- لأن عدد ذرات الأكسيجين الغير مرتبطة بهيدروجين في حمض البيروكلوريك (٣ ذرات) بينما في حمض الأورثوفوسفوريك (ذرة واحدة) وكلما زاد عدد ذرات الأكسيجين في الحمض زادت قوة الحمض

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

التكافؤ حديثا : عدد الالكترونات المفردة فى غلاف التكافؤ

مثال : -

النيتروجين ثلاثي التكافؤ لأنه يحتوى على ثلاثة الكترونات مفردة

علل الإلكترونات المفردة تستخدم في حساب تكافؤ العنصر ؟

لأن الإلكترونات المفردة هي التي تدخل في تكوين الروابط الكيميائية

عدد التأكسد : عدد يمثل الشحنة الكهربية (الموجبة أو السالبة) التي تبدو على الأيون أو الذرة فى المركب سواء كان مركبا أيونيا أو تساهميا

ملحوظة يفضل مصطلح عدد التأكسد عن التكافؤ لأنه يدلنا على التغير فى التركيب الالكتروني للذرات المتفاعلة أى يبين عمليات الأكسدة و الاختزال

Mr Sayed Osman

PDF created with pdfFactory Pro trial version www.pdffactory.com

علل يفضل استخدام مصطلح عدد التأكسد عن التكافؤ

فى المركبات الأيونية :

عدد التأكسد يساوى عدد الشحنات الموجبة أو السالبة التى يحملها الأيون

مثال :- فى كلوريد الصوديوم NaCl – عدد تأكسد الصوديوم Na^+ هو (+ ١)– عدد تأكسد الكلور Cl^- هو(- ١)

فى المركبات التساهمية :

١- فى الجزيء متماثل الذرات مثل Cl_2 ، O_3 ، P_4 ، S_8 تكون الإزاحة الإلكترونية في الروابط بين الذرات متساوية لأن ذرات أي جزيء لعنصر واحد متساوية في السالبية ، نقسم الكترونات الرابطة الكيميائية مناصفة و يكون عدد التأكسد لكل من الذرتين = صفر

٢- في الجزيء الذي يتكون من ذرتين مختلفتين فى السالبية الكهربية تحسب الالكترونات المشتركة مع الذرة الأكثر سالبية كهربية

ملحوظة عدد تأكسد الهيدروجين فى معظم مركباته = +١ ماعدا

هيدريدات الفلزات مثل NaH و CaH_2 فيكون عدد تأكسد الهيدروجين = - ١

هيدريدات الفلزات :- مركبات أيونية عدد تأكسد الهيدروجين فيها - ١

* عدد تأكسد الأكسجين فى معظم مركباته = - ٢

ماعدا : أ – فوق الأكاسيد مثل H_2O_2 أو Na_2O_2 فيكون = - ١

ب- سوبر أكسيد مثل KO_2 فيكون = - ٢/١

ج- فلوريد الأكسجين OF_2 فيكون = +٢

* عدد تأكسد عناصر المجموعة 1A مثل الصوديوم و البوتاسيوم هو = +١

* عدد تأكسد عناصر المجموعة 2A مثل الماغنسيوم و الكالسيوم = +٢

* عدد تأكسد عناصر المجموعة 7A غالبا = - ١ مثل الكلور – الفلور – البروم

* عدد تأكسد المجموعة الذرية = الشحنة التي تحملها

مثال

١- عدد تأكسد النترات NO_3^- = - ١

٢- عدد تأكسد الكبريتات $(SO_4)^{2-}$ = - ٢

٣- عدد تأكسد الكربونات $(CO_3)^{-2}$ = - ٢

* عدد التأكسد فى جزيء العنصر = صفر

مثال

الأكسجين فى O_2= صفر الفوسفور في P_4= صفر الكبريت فى S_8= صفر

* - مجموع أعداد التأكسد للعناصر المختلفة فى الجزيء المتعادل = صفر

مثال حمض الكبريتيك= $H_2^{+2}S^{+6}O_4^{-8}$ = - ٨ + ٦ + ٢+ = صفر

حمض النيتريك $H^{1+}N^{+5}O_3^{-6}$ = - ٦ + ٥ + ١ = صفر

مثال احسب عدد تأكسد الكبريت فى $Na_2S_2O_3$ ، H_2SO_4 ، H_2S

الحل

١- $Na_2S_2O_3$ = ٣ × - ٢ + ٢ س + ٢ ×١ =صفر ، ٢ س = ٤ ، س = +٢

٢- H_2SO_4 = - ٢ × ٤ + س =٢×١ = صفر ، س = +٦

٣- H_2S =س + ٢ × ١ = صفر ، س = - ٢

* مجموع أعداد التأكسد للمجموعة الذرية = الشحنة التي تحملها المجموعة الذرية

مثال احسب عدد تأكسد الكروم فى $(Cr_2O_7)^{-2}$

Mr/ Sayed Osman

PDF created with pdfFactory Pro trial version www.pdffactory.com

الحل $(Cr_2O_7)^{-2}$ = ٧ × -٢ + ٢ س = -٢ ، ٢ س = ١٢ ، س =+٦

* التأكسد :عملية فقد الذرة الكترونات ينتج عنها زيادة الشحنة الموجبة و نقص الشحنة السالبة (ينتج عنها زيادة عدد التأكسد)

* الاختزال :عملية اكتساب الذرة الكترونات ينتج عنها نقص الشحنة الموجبة و زيادة الشحنة السالبة (ينتج عنها نقص في عدد التأكسد)

مثال :- وضح نوع التغير الحادث من أكسدة و اختزال لكل من الكروم والحديد في التفاعل الآتي

$$2K_2Cr_2O_7 + 6FeCl_2 + 14\,HCl \longrightarrow 2KCl + 2CrCl_3 + 6FeCl_3 + 7H_2O$$

الإجابة :- بالنسبة للكروم :-

$$K_2^{+2}\ Cr_2^{+12}\ O_7^{-14} \longrightarrow Cr^{+3}\ Cl_3^{-3}$$

$$Cr^{+6} \xrightarrow{\text{إختزال}} Cr^{+3}$$

بالنسبة للحديد :-

$$Fe^{+2}\ Cl_2^{-2} \longrightarrow Fe^{+3}\ Cl_3^{-3}$$

$$Fe^{+2} \xrightarrow{\text{أكسدة}} Fe^{+3}$$

ملحوظة تفاعلات التعادل والتبادل المزدوج لا يحدث فيها أكسدة و اختزال بسبب عدم تغير أعداد تأكسد الذرات مثال

$$Na^+OH^- + H^+Cl^- \longrightarrow Na^+Cl^- + H_2O$$

$$Na^+Cl^- + Ag^+NO_3^- \longrightarrow Na^+\ NO_3^- + Ag^+Cl^-$$

علل تفاعلات التعادل والتبادل المزدوج لا تعتبر تفاعلات أكسدة واختزال ؟

لأنها تفاعلات لا يحدث فيها زيادة أو نقص فى عدد التأكسد للعناصر

علل عدد التأكسد للكلور سالب فى مركباته مع الهيدروجين HCl ، وموجب فى مركباته مع الأكسيجين مثل Cl_2O_7 ؟

ج-لأن السالبية الكهربية للكلور أكبر منها للهيدروجين وأقل من الأكسيجين

Mr/ Sayed Osman

PDF created with pdfFactory Pro trial version www.pdffactory.com