جامعة تكريت
كلية التربية للبنات
قسم: الكيمياء
المرحلة: الثانية
المادة: الكيمياء اللاعضوية

عنوان المحاضرة: الجدول الدوري

اسم التدريسي: م.د. دينا سعدي محمدصبحي

الايميل الجامعي: deena3@tu.edu.iq

الجدول الدوري

قام بناء علم الكيمياء على أساس التصنيف الدقيق للعناصر حيث كانت العناصر معروفة منذ ذلك الوقت وحتى نهائية القرن (18) لا تتجاوز (30) عنصراً، منذ بداية القرن التاسع عشر ونتيجة للنشاط العلمي الواسع تم اكتشاف الكثير من العناصر ومن هنا كان لابد من وجود تصنيف لهذه العناصر.

***تصنيف العناصر:** هو ترتيب العناصر لأجل تسهيل دراستها باستخدام قانون او علاقة تربط بين العناصر مع بعضها البعض حيث بذلت محاولات عديدة لتصنيف العناصر ومن أهمها: -

أولاً: ثلاثيات دوبر ينر

قام العالم الألماني دوبر ينر بوضع العناصر المتشابهة في مجموعات يحوي كل منها على ثلاثة عناصر متشابهة في خواصها الفيزيائية والكيميائية وبذلك سميت بثلاثيات دوبر ينر.

تمتاز هذه الثلاثيات بأن الوزن الذري للعنصر الثاني يساوي الوسط الحسابي للوزنين الذريين للعنصرين الاخرين مثلاً:

العنصر	الوزن الذري
Li	7
Na	23
K	39

لكن هذا التصنيف لم يلاقي قبولاً كبيراً وذلك هذه القاعدة لا تنطبق الا على عدد محدد من العناصر.

ثانياً: ثمانيات نيو لاندز

قام العالم الإنكليزي جون نيو لاندز بترتيب العناصر حسب الزيادة في اوزانها الذرية على شكل مجموعات تتكون كل مجموعة من ثمانية عناصر حيث وجد انهُ اذا بدأ بعنصر ما فأن العنصر الثامن يشبهُ في الخواص الكيميائية للعنصر الذي بدأ فيه لكن هذا المبدأ لم يلاقي نجاح تام بسبب وجود شذوذ في عناصر المجموعات الأخرى حيث ظهر ان هذا المبدأ لا ينطبق على أي عنصر بعد الكالسيوم.

ثالثاً: الجدول الدوري لمندليف

توصل كل من العالم الروسي مندليف والعالم الألماني ماير الى وضع الأساس للجدول الدوري كل على انفراد وفي نفس الوقت تقريباً. حيث قام كل منهما بترتيب العناصر حسب الزيادة في اوزانها الذرية في صفوف افقية سميت (دورات) وصفوف عمودية سميت (مجموعات).

بنى مندليف جدولهُ على أساس التكرر الدوري للعناصر المتشابهة في خواصها الكيميائية بينما ماير فبنى جدولهُ على أساس التكرار الدوري للعناصر المتشابهة في خواصها الفيزيائية.

عيوب جدول الدوري لمندليف :

1-موضع الهيدروجين.
2-موضع العناصر الانتقالية الداخلية (الانثنيدات والاكتنيدات).
3- الترتيب المتباين لبعض العناصر.

رابعاً: الجدول الدوري الحديث

بعد ظهور بعض العيوب في الجدول الدوري لمندليف قام العالم هنري موسلي بدراسة أطياف الاشعة المنبعثة من عناصر مختلفة وتبين ان العدد الذري هو الذي يميز العناصر بعضها عن بعض.

العدد الذري: - هو عدد البروتونات الموجودة في نواة الذرة وهو يساوي عدد الالكترونات حول النواة في الذرة المتعادلة. وبذلك رتب موسلي العناصر تصاعدياً حسب تزايد اعدادها الذرية وعلى هذا الأساس فأن خواصها الفيزيائية والكيميائية تتكرر دورياً.

الخواص العامة الدورية لعناصر الجدول الدوري

(أ) الحجم الذري : يلاحظ على الحجم الذري ما يلي:

1- يزداد في الزمرة الواحدة من الاعلى الى الأسفل حيث تبدأ كل دوره بمستوي طاقي جديد(n) ويكون الإلكترون أو الإلكترونات في مدار بعيد اقل ارتباطاً بالنواة مما يزيد الحجم الذري.

2- يقل في الدورة الواحدة من اليسار إلى اليمين لزيادة قوى التجاذب بين النواة والإلكترونات ويجب الإشارة إلى أن الحجم الذرى غير مرتبط بالعدد الذري فمثلاً العدد الذرى لعنصر الصوديوم Na هو (11) وحجمه (23.7A) بينما حجم عنصر الكلور الذي عدده الذرى (17) تساوى(18.7A) .

(ب) طاقة التأين Ionization energy

وهي الطاقة اللازمة لنزع الالكترون من الذرة المفردة في الحالة الغازية .

$$M(g) \longrightarrow M(g)^{+} + e^{-}$$

ويلاحظ على قيم طاقة التأين ما يلي

(i) للعناصر القلوية (alkali Metals) ادنى قيمة طاقة تأين لأنها تحتوي على إلكترون واحد فقط في مدارها الأخير بالإضافة الى كبر حجمها.

(ii) للغازات النبيلة (inert gases) اعلي قيم لطاقة التأين حيث يوجد امتلاء تام لأغلفتها بالإلكترونات ولصغر حجمها .

(iii) تزداد قيم طاقة التأين في الدورة الواحدة من اليسار إلى اليمين والسبب صعوبة نزع الإلكترون لزيادة قوى التجاذب بين الإلكترونات والنواة

(iv) تقل قيم طاقات التأين في المجموعة الواحدة من الأعلى إلى الأسفل لسهولة نزع إلكترون المدار الأخير لبعده عن النواة.

(ج) الألفة الالكترونية Electron Affinity

وتعرف بأنها التغير في الطاقة نتيجة اكتساب الذرة (في الحالة الغازية) لإلكترون مكونة الأيون السالب وهذه الطاقة تساوي طاقة تأين الأيون السالب الناتج.

$$M_{(g)} + e \longrightarrow M^{-}_{(g)} + \text{energy}$$

(i) تزداد قيمتها في الدورة الواحدة من اليسار إلى اليمين والسبب لسهولة جذب الإلكترونات نحو النواة وذلك لميل الذرات لملئ مداراتها بالإلكترونات .

(ii) تقل قيم الألفة الإلكترونية في كل زمرة من الأعلى إلى الأسفل لان إلكترونات المدارات الخارجية اقل ارتباطاً بالنواة.

(iii) للهالوجينات أعلي قيم للألفة الإلكترونية والسبب أنه ينقصها إلكترون واحد لكى تصل لوضع العناصر الخاملة.

د) الكهروسالبية Electronectivity

وهي قدرة ذرة العنصر على جذب الالكترونات المشتركة نحوها عندما ترتبط مع ذرة عنصر اخر.

(i) تقل قيم الكهروسالبية في الزمرة الواحدة من الأعلى للأسفل وهناك عدم انتظام لقيم الكهروسالبية للعناصر الانتقالية.

(ii) تزداد الكهروسالبية في الدورة الواحدة من اليسار إلى اليمين.

(iii) تكون أعلى قيم كهروسالبية لعناصر الأكسجين والنيتروجين والكبريت والهالوجينات.

(iv) تكون آدنى قيمه كهروسالبية للعناصر القلوية والعناصر القلوية الأرضية .

***قارني بين احجام الذرات (انصاف اقطار) للعناصر (Li_3, B_5, F_9)؟**

لحل مثل هذه هكذا مسائل يجب تحديد موقع العنصر في الجدول الدوري كما موضح:

العنصر	دورة	الزمرة
$Li_3= 1S^2\ 2S^1$	الثانية	1A
$B_5= 1S^2\ 2S^2\ 2P^1$	الثانية	3A
$F_9= 1S^2\ 2S^2\ 2P^5$	الثانية	7A

نلاحظ من خلال التوزيع الالكتروني ان جميع العناصر تقع ضمن دورة واحدة وهي الدورة الثانية ولكن في زمر مختلفة وحسب القاعدة التي تنص :

(عند زيادة العدد الذري في الدورة الواحدة يقل الحجم الذري (نصف القطر الذري)) أي علاقة عكسية اذن تترتب العناصر حسب الزيادة في نصف القطر الذري كما موضح:

F < B < Li

ملاحظه مهم:

وكذلك الحال اذا وقعت العناصر في نفس الزمرة ولكن بدورات مختلفة وحسب القاعدة التي تنص :-

(عند زيادة العدد الذري في الزمرة الواحدة سوف يزداد الحجم الذري (نصف القطر الذري)) أي علاقة طردية.

(قارني بين احجام الذرات للعناصر التالية (Be_4, Mg_{12}, Ca_{20})؟

نصف قطر الايون السالب يكون أكبر (يزداد) من نصف قطر ذرتهُ وذلك لان إضافة الالكترون سوف يسبب تنافر بين الالكترونات وبالتالي تتباعد الالكترونات عن بعضـــها البعض فيزداد نصـــف القطر الذري للأيون السالب مثلا ($F^- > F$).

بينما نصف قطر الذري للأيون الموجب سوف يكون اقل من نصف قطر ذرتهُ وذلك بسبب فقدان الالكترون واحد او أكثر الذي يجعل هذا النقص عدد البروتونات في النواة اعلى من عدد الالكترونات وهذا يؤدي الى ان النواة تجذب الالكترونات المتبقية بشكل أكثر مما يؤدي الى نقص حجم الذري (نصف القطر) للأيون الوجب مثلاً ($Na^+ < Na$).

*رتبي العناصر (Be_4, N_7, F_9) حسب تزايد جهد التآين؟

أولا نحدد موقع العنصر في الجدول الدوري: -

العنصر	الدورة	الزمرة
$Be_4= 1S^2\ 2S^2$	الثانية	2A
$N_7= 1S^2\ 2S^2\ 2P^3$	الثانية	5A
$F_9= 1S^2\ 2S^2\ 2P^5$	الثانية	7A

بما ان العناصر تقع ضمن الدورة الواحدة وهي الثانية ولكن تقع بزمر مختلفة وحسب القاعدة:

(عند زيادة العدد الذري في الدورة الواحدة سوف يزداد جهد التأين وبذلك سوف تترتب العناصر كما يلي :

Be < N < F

ملاحظة مهمة: اما العناصر التي تقع في الزمرة الواحد فسوف يقل جهد التأين.

*رتبي العناصر حسب زيادة جهد التأين (C_6, Si_{14}, Ge_{32})؟

هناك حالات شاذة عن القاعدة السابقة حيث نلاحظ ان عنصر(B_5) له جهد تأين اقل من جهد تأين (Be_4) اللذان يقعان نفس الدورة السبب في ذلك هو كما موضح:

$Be_4= 1S^2, 2S^2$ $B_5= 1S^2, 2S^2, 2P^1$

من خلال التوزيع الالكتروني نلاحظ ان إزالة الالكترون من عنصر (Be) سوف يكون من مجال (2S) الممتلئ (المستقر) اما نزع الالكترون من عنصر (B) يكون من مجال (2P) الأعلى طاقة والذي يحتوي على الالكترون واجد وبذلك فأن إزالة الالكترون من (2P) اسهل من إزالة الالكترون من (2S) المستقر وكذلك الحال للعناصر ($Mg_{12} > Al_{13}$) , ($Ca_{20} > Ga_{31}$).

*رتبي العناصر (O_8, S_{16}, Se_{34}) حسب الزيادة في الالفة الالكترونية؟

العنصر	الدورة	الزمرة
$O_8= 1S^2\ 2S^2\ 2P^4$	2	6A
$S_{16}= 1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^4$	3	6A
$Se_{34}= [Ar]_{18}\ 4S^2\ 3d^{10}\ 4P^4$	4	6A

بما ان العناصر تقع ضمن نفس الزمرة وحسب القاعدة: -

(عند زيادة العدد الذري ضمن الزمرة الواحدة تقل الالفة الالكترونية) علاقة عكسية.

Se < S < O