

الجدول الدوري

العدد الذري وعدد الكتلة

العدد الذري (Z) atomic number : عدد البروتونات الموجودة في كل ذرة من العنصر ويساوي عدد الإلكترونات لنفس الذرة المتعادلة كهربياً .

عدد الكتلة (A) mass number (الوزن الذري): مجموع عدد البروتونات والنيوترونات الموجودة في نواة الذرة .

يكتب رمز العنصر X ويوضع العدد الذري أسفل الرمز وعدد الكتلة في الأعلى A_ZX ..مثل ${}^{133}_{55}\text{Cs}$ ، ${}^{52}_{24}\text{Cr}$ ، ${}^{19}_9\text{F}$

العنصر	العدد الذري	البروتونات	عدد الكتلة	النيوترونات
H	1	1	1	0
B	5	5	11	6
Na	11	11	23	12
I	53	53	127	74

عندما تفقد الذرة أو تكتسب اليكترون أو أكثر تتحول إلى ذرة مشحونة تسمى أيون ion وتكتب الشحنة (عددا وإشارة) في الخانة العلوية اليمنى من رمز العنصر...



شحنة الأيون = عدد البروتونات - عدد الاليكترونات

الأيون	البروتونات	الاليكترونات	الشحنة
Al^{3+}	13	10	+3
Mg^{2+}	12	10	+2
S^{2-}	16	18	-2
Cl^{-}	17	18	-1

النظائر isotopes

ذرات العنصر الواحد التي تختلف في عدد النيوترونات، وبالتالي في عدد الكتلة (الوزن الذري)

(القصدير له عشرة نظائر وللكربون ثلاثة نظائر :

$$\left({}_6^{12}\text{C} \text{ و } {}_6^{13}\text{C} \text{ و } {}_6^{14}\text{C} \right)$$

الجدول الدوري

رتب الروسي مندليف والألماني ماير العناصر تصاعديا بحسب ازدياد أوزانها الذرية.

رتبت العناصر في الجدول الدوري الحديث periodic table تصاعديا (من اليسار إلى اليمين) بحسب ازدياد أعدادها الذرية عدد

الدورات periods (صفوف أفقية) : محددة
بالأرقام 1,2,3,4,5,6,7

المجاميع groups : تميز بأحرف وأرقام
مجاميع A و B ، مجاميع A تميز بالأرقام من
1 إلى 7 ومجموعة الصفر (0) وتسمى أيضا
المجموعة الثامنة ، وتسمى مجاميع العناصر
الرئيسية أو الممثلة representative
elements ، وتشمل العناصر المعدنية وغير
المعدنية.

وتميز مجاميع B بالأرقام من 1 إلى 7 بالإضافة
إلى المجموعة الثامنة والمكونة من ثلاثة أعمدة
قصيرة وسط الجدول وتسمى مجاميع العناصر
الانتقالية transition elements ، وجميع هذه
العناصر معدنية.

ويوجد في أسفل الجدول صفين طويلين (كل صف 14 عنصر) وتسمى العناصر الانتقالية الداخلية inner transition elements والصف الأول من هذه العناصر (من 58 إلى 71) يتبع عنصر اللانثانيوم ($\text{La} = 57$) وتسمى عناصر اللانثانيدات lanthanides وتسمى أيضاً العناصر الأرضية النادرة أما الصف الثاني (من 90 إلى 103) فتسمى بعناصر الاكتينيدات actinides وتتبع عنصر الاكتينيوم ($\text{Ac} = 89$).

فمجموعة 1A تسمى الفلزات القلوية alkali metal لأن بعض مركباتها قلوية (كاوية)، ومثلها عناصر المجموعة 3A.

مجموعة 2A تسمى الفلزات القلوية الأرضية
alkali-earth metals لأن بعض مركباتها
قلوية وتوجد في الخامات المعدنية الأرضية،
مجموعة 7A مجموعة الهالوجينات halogens
والمجموعة الصفيرية (0) تسمى مجموعة الغازات
النادرة أو النبيلة noble gases ، وتسمى أيضا
الخاملة لقدرتها المحدودة جدا على التفاعل
الكيميائي.

المجموعة الثامنة في العناصر الانتقالية تقع
بين المجموعة B7 و B1 يوجد في حدود هذه
المجموعة تشابه كبير بين العناصر المصطفة
في دورة أفقية أكبر من تلك الموضوعة على
هيئة عمود رأسي وكل ثلاثة عناصر أفقيه
تنسب إلى أحدها :

Fe Co Ni ثلاثية الحديد

Ru Rh Pd ثلاثية البلاديوم

Os Ir Pt ثلاثية البلاتينيوم

وتصنف العناصر أيضا إلى فلزات metals (وهي

العناصر الواقعة إلى يسار الجدول) ولافلزات

nonmetals (وهي العناصر الواقعة إلى يمين

الجدول) ، والخط العريض المدرج المرسوم بين

البورون (B) والاسستاتين (As) يمثل الحد الفاصل

تقريبا بين السلوك الفلزي واللافلزي للعناصر في

الجدول الدوري، والعناصر المجاورة لهذا الخط

لها صفات أشباه الموصلات metalloids .

الهيدروجين هو العنصر الوحيد الذي لا يتوافق

وهذا التصنيف الأخير إذ يوجد على رأس

المجموعة 1A وله صفات لافلزية فقط إلا أنه

يشبه عناصر المجموعة 1A في ترتيبها
الاليكتروني الخارجي إذ يملك اليكترونا واحدا
فقط في المدار الخارجي من نوع s .

القطاعات

تم تقسيم الجدول الدوري الى أربعة مناطق:

الاولى : (مجاميع 1 A و 2A).

المنطقة الثانية : (مجاميع 3A الى 7A والمجموعة الثامنة).

المنطقة الثالثة : (مجاميع العناصر الانتقالية)

المنطقة الرابعة : (مجاميع العناصر الانتقالية الداخلية).

المناطق تتوافق مع أقصى عدد للإلكترونات

التي تشغل تحت الأغلفة s, p, d, f

المنطقة الأولى قطاع s

المنطقة الثانية قطاع p

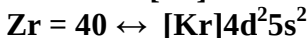
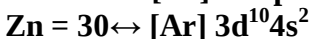
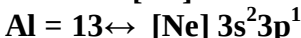
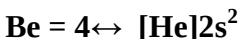
المنطقة الثالثة قطاع d

المنطقة الرابعة قطاع f

تحديد المجموعة والدورة والقطاع من الترتيب الاليكتروني للعنصر

الخطوات والقواعد :

أولاً : اكتب الترتيب الاليكتروني للعنصر
باستخدام الترتيب الاليكتروني لأقرب غاز خامل
للعنصر .



ثانياً : رقم الدورة دائماً هو الرقم الذي يسبق
مباشرة آخر مدار من نوع (s) في الترتيب
الاليكتروني للعنصر .

رقم الدورة للعنصر Be هو 2

رقم الدورة للعنصر Al هو 3

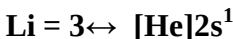
رقم الدورة للعنصر Zn هو 4

رقم الدورة للعنصر Zr هو 5

ثالثاً: إذا وجدت الإلكترونات بعد الغاز الخامل
في :

1- مدار s

يسمى القطاع (s) ورقم المجموعه يساوي
عدد الإلكترونات في مدار (s) وتكون من
المجاميع الرئيسية 1A أو 2A .



المجموعه الأولى 1A والدورة الاولى والقطاع
(s).



المجموعه الثانيه 2A والدوره الخامسة

والقطاع (s) .

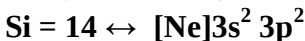
2- مدار s,p

يسمى القطاع p ورقم المجموعه يساوي

مجموع عدد الاليكترونات في مداري (s,p) وتكون

المجاميع الرئيسيه 3A إلى 7A بالاضافه الى

المجموعه الصفريه (الغازات الخامله).



المجموعه الرابعه 4A والدوره الثالثه، والقطاع p

لاحظ: قد يظهر المدار d ممتلئاً بعشرة

اليكترونات أو حتى مدار f ممتلئاً بـ 14

إليكترونا مع s,p بعد الغاز الخامل، ويتبع نفس

الطريقه أعلاه بغض النظر عن المدار

d^{10} أو f^{14} .



المجموعة السابعة 7A دوره الرابعه،

القطاع P .

3- مدار s,d

يسمى القطاع d ورقم المجموعه يساوي مجموع

عدد الاليكترونات في s,d بشرط أن عدد

الاليكترونات في d يساوي 1 , 2 , 3 , 4 , 5 ,

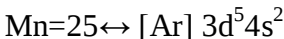
فقط.

وينتمي العنصر للمجاميع (3B إلى B7)



المجموعة الرابعة 4B دوره الرابعه،

القطاع d



المجموعة السابعة 7B دوره الرابعه،

القطاع d .

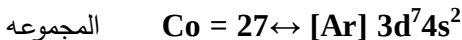
لاحظ: قد يظهر مدار f ممثلاً بـ 14 اليكترونا مع s,d بعد الغاز الخامل, ويتبع نفس الطريقه أعلاه بغض النظر عن المدار f^{14}



المجموعه السادسه 6B ،الدوره السادسه،

القطاع d .

4- مدار s,d وكان عدد الاليكترونات في d يساوي 6,7,8 تسمى المجموعه الثامنه من مجاميع العناصر الانتقاليه و القطاع d



الثامنه (8) من العنصر الانتقاليه،

الدوره الرابعه ، القطاع d .

لاحظ: اذا كان عدد الاليكترونات في d عشرة اليكترونات وظهر s مع d يكون رقم المجموعه مساويا لعدد الاليكترونات في s

فقط ويشمل ذلك مجموعتي 1B و 2B .

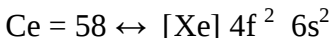


المجموعة الثانيه 2B ، دوره الرابعه ،

القطاع d.

5- عند ظهور s , f

حيث f غير ممتلئ يكون القطاع f ويتبع رقم المجموعه والقطاع كما ذكر في حالة ظهور d مع s (في الاجراء الرابع) وتكون المجموعه تابعه للعناصر الانتقاليه الداخليه



المجموعة الرابعة 4B من العناصر الانتقالية
الداخلية، دوره السادسة، القطاع f .

أعداد الأكسدة oxidation number

عدد الاليكترونات التي تكتسبها او تفقدها ذرة

العنصر عند دخول العنصر في تفاعل كيميائي.

المجموعة 1A 2A 3A 4A 5A 6A 7A 8A

عدد الأكسده 0 -1 -2 -3 ± 4 +3 +2 +1

العناصر الانتقالية لها غالباً أكثر من حالة

أكسدة واحدة وكلها موجبة :

$V \leftrightarrow +2, +3, +4, +5$ $Ti \leftrightarrow +3, +4$

ولعناصر المجموعة الانتقالية الداخلية - على

وجه العموم - عدد أكسدة +3 في مجموعة

اللانثانيدات , ومن +3 الى +6 في مجموعة

الاكتينيدات .

حجم الذرة والأيون

حجم الذرة يحدده الى حد كبير حجم المجالات الخارجية فيها, (أكبر المجالات حجماً) يزداد الحجم بزيادة عدد الكم الرئيسي (n) تؤثر الشحنة النووية الفعالة على حجم المجال الخارجي، تميل الاليكترونات في المجالات الداخلية (اليكترونات لب الذرة) إلى **حجب** أو **ستر** المجال الخارجي عن الشحنة النووية وبالتالي يزداد حجم المجال الخارجي مع زيادة الحجب.

في الدورة الواحدة تقل حجوم ذرات العناصر في الاتجاه من اليسار الى اليمين , وفي

المجموعة الواحدة نزولاً من أعلى لأسفل
المجموعة-يزداد الحجم

حجوم الأيونات الموجبة أصغر من حجوم
ذراتها المتعادلة , وحجوم الأيونات السالبة أكبر
من حجوم ذراتها المتعادلة.

طاقة التاين ionization energy

الطاقة اللازمة لازالة اليكترون من ذره غازية
منعزلة (أويون) في حالتها المستقرة .

طاقة التاين الأولى :



طاقة التاين الثانية



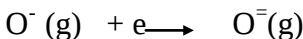
تزداد طاقة التاين بزيادة العدد الذري للعنصر في الدورة الأفقية عند الانتقال من اليسار الى اليمين في الدورة الواحدة وفي المجموعة الواحدة نزولاً للأسفل تقل طاقة التاين مع الزيادة في العدد الذري للعنصر

عناصر المجموعة 1A الأقل في طاقة التاين و الغازات الخاملة هي الأعلى قيم لطاقات التاين .

الألفة الأليكترونية electron affinity

طاقة منتشرة أو ممتصة عند اضافة اليكترون إلى ذرة غازية أو أيون في الحالة المستقرة.

طاقة الألفة الأولى $O(g) + e \longrightarrow O^-(g)$
طاقة الألفة الثانية:



تزداد قيمة الألفة الاليكترونية في دوره
 الواحدة من اليسار الى اليمين بزيادة العدد
 الذري للعناصر وتقل قيمة اللفة الاليكترونيه
 في المجموعة الواحدة نزولاً للأسفل.
 عناصرها الموجينات الأعلى في قيم الألفة
 الألكترونية في الجدول الدوري.

السالبية الكهربية electronegativity

للقدرة النسبية للذرة في جزيء لجذب
 الاليكترونات اليها.

تزداد السالبية الكهربية في الدورة الواحدة من
 اليسار الى اليمين وتقل نزولاً في المجموعة
 الواحدة من الأعلى الى أسفل.

العناصر في أعلى الجدول الدوري في الخانة اليمنى منه أقوى العناصر في سالبيتها الكهربائية $N < O < F$ والعناصر الموجودة في الزاوية اليسرى السفلى من الجدول الدوري تمثل العناصر الأقل سالبية كهربية.

وعناصر المعادن - عامة - ذات سالبية كهربية منخفضة في حين أن عناصر اللامعادن ذات سالبية كهربية عالية. الهالوجينات الأعلى في قيم السالبية الكهربائية في الجدول الدوري.