

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

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 الإلكترون 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 الإلكترونات

الأيون	البروتونات	الإلكترونات	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 عشر نظائر وللكرتون ثلاثة نظائر: $^{12}_6\text{C}$ و $^{13}_6\text{C}$ و $^{14}_6\text{C}$)

أعداد الأكسدة oxidation number

عدد الاليكترونات التي تكتسبها او تفقدها ذرة العنصر عند دخول العنصر في تفاعل كيميائي.

المجموعة	8A	7A	6A	5A	4A	3A	2A	1A
عدد الأكسدة	0	-1	-2	-3	± 4	+3	+2	+1

العناصر الانتقالية لها غالباً أكثر من حالة أكسدة واحدة وكلها موجبة :

$\text{Ti} \leftrightarrow +3, +4, +5, +3, +2 \leftrightarrow \text{V}$ ولعناصر المجموعة الانتقالية الداخلية - على وجه العموم - عدد أكسدة +3 في مجموعة اللانثانيدات ، ومن +3 الى +6 في مجموعة الاكتينيدات .

الحجم الذري Atomic size :

للتسهيل يمكن اعتبار الذرات كرات يتناسب حجمها مع نصف قطر الكرة حيث نلاحظ دورية الحجم الذري يقل عموماً عبر الدورة من اليسار الى اليمين ثم يعود للزيادة عند المجموعة الاولى في الدورة الثالثة ثم يقل تدريجياً حتى نهاية الدورة وهكذا . لاحظ ان الحجم يزيد عبر المجموعة من اعلى الى اسفل في كل الحالات

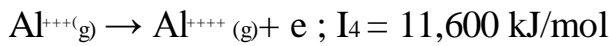
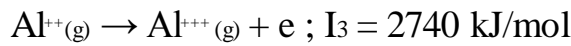
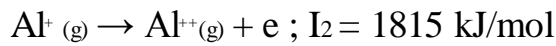
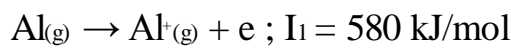
حجوم الايونات الموجبة اصغر من حجوم ذراتها المتعادلة ، وحجوم الايونات السالبة اكبر من حجوم ذراتها المتعادلة

طاقة التأين ionization energy

الطاقة اللازمة لإزالة الكترون من ذرة غازية منعزلة (أوبون) في حالتها المستقرة .
ترداد طاقة التأين بزيادة العدد الذري للعنصر في الدورة الأفقية عند الانتقال من اليسار الى

اليمين في الدورة الواحدة وفي المجموعة الواحدة نزولاً للأسفل تقل طاقة التأين مع الزيادة في العدد الذري للعنصر

عناصر المجموعة 1A الأقل في طاقة التأين والغازات الخاملة هي الأعلى قيم لطاقات التأين. وكقاعدة عامة تزيد كمية الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الثاني عن الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون السابق ، وهكذا يطلق اسم طاقة التأين الأولى على عملية النزع الأولى وطاقة التأين الثانية على عمية نزع الإلكترون ، وهكذا مثال : طاقات تأين الألمنيوم



لاحظ ازدياد قيمة طاقة التأين مع زيادة رقم الإلكترون المطلوب نزعها وبعد الوصول إلى Al^{3+} تزيد جدا وذلك لان الإلكترون الرابع ينزع من الكثرونات القلب ، بينما الثلاثة الأولى عبارة عن الكثرونات تكافؤ مع نزعها يصل الألمنيوم الى الحالة الأثبت (حالة الغاز الخامل)

الألفة الإليكترونية electron affinity

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



تزداد قيمة الألفة الإليكترونية في الدورة الواحدة من اليسار الى اليمين بزيادة العدد الذري للعناصر وتقل قيمة الألفة الإليكترونية في المجموعة الواحدة نزولاً للأسفل، عناصر الهالوجينات الأعلى في قيم الألفة الإليكترونية في الجدول الدوري.

السالبية الكهربائية electron negativity

القدرة النسبية للذرة في جزيء لجذب الالكترونات اليها.

تزداد السالبية الكهربائية 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 كهربائية ، وعناصر الفلزات - عامة - ذات سالبية كهربائية منخفضة في حين أن عناصر اللافلزات ذات سالبية كهربائية عالية. الهالوجينات الأعلى في قيم السالبية الكهربائية في الجدول الدوري

عند اشتراك عنصرين في تكوين الروابط يمكن التعبير عن ذلك بوضع شحنة سالبة على العنصر الأعلى في السالبية الكهربائية وشحنة موجبة على العنصر الأقل اذا كان الفرق صغير تستبدل الشحنة الموجبة بالرمز $(+\delta)$ والسالبة بالرمز $(-\delta)$ ، واخيراً فإن تماثل العنصرين يحتم عدم وجود شحنات

مثال : يمكن كتابة كلوريد الصوديوم وكلوريد الهيدروجين والكلور حسب السالبية الكهربائية كما يلي

فرق كبير جدا Na^+Cl^- ، فرق محدود $H^+\delta \quad Cl^-\delta$ ، لافرق $Cl-Cl$

١. المعادن:

تشمل عناصر المجموعتين 2A و 1A وجميع العناصر الانتقالية ذات المجموعات B،

بالإضافة إلى بعض عناصر المجموعات 5A و 4A و 3A وأهم الصفات المعدنية :

- جودة التوصيل الكهربائي والحراري .
- التواجد في الحالة الصلبة (باستثناء الزئبق).
- التبلور في شكل بلوري محدد لكل عنصر معدني.
- عدم الشفافية لقدرة المعادن العالية على امتصاص الضوء.
- ارتفاع الكثافة مقارنة بباقي العناصر.
- جودة الخواص الميكانيكية عموما مثل قابلية الطرق والسحب والتشكيل ومقاومة الصدمات والخدش والمرونة.

٢. الالمعادن:

تشمل الغازات الخاملة و الهالوجينات (فلور و كلور و بروم و يود) والهيدروجين و الأكسجين والكبريت والنتروجين والفسفور والكربون والسليسيوم. وهي قد تكون غازات، مثل أغلب العناصر سابقة الذكر أو صلبة مثل العناصر: كربون و كبريت و سيلينوم ، فسفور و أو سائل وحيد هو البروم . وبمعكس المعادن تكون صفات الالمعادن كما يلي:

- ضعف التوصيل الكهربى والحرارى.
- ضعف الصفات المعدنية مثل الهشاشة وعدم مقاومة الصدمات أو الخدش.
- انخفاض الكثافة.
- كثير منها يفضل اكتساب إلكترونات والتحول (أو المشاركة) فى تكوين الشقوق الحمضية (الكلوريد والكبريتات والنترات والفسفات).

٣. أشباه المعادن:

وتقع بين المجموعتين السابقتين فى الجدول الدورى، وتشمل الألمونيوم و البورون و السليكون والجرمانيوم والانتيمون والزرنيخ والتيلريوم. وعموما تظهر هذه العناصر بعض صفات المعادن وبعض صفات الالمعادن. مثلا يمكن إذابتها فى وسط حمضى وتكوين شقوق قاعدية منها (Al^{3+} و Sb^{3+} و As^{3+} و Si^{4+} و B^{3+}). كما يمكن إذابتها فى القلويات لتكوين شقوق حمضية مثل الالمونيت AlO_2^- و الانتمونات SbO_2^- و الزرنيخات AsO_3^{2-} و البورات $B_4O_7^{2-}$. وتوصيلها الكهربائى غالبا بين المعادن والالمعادن، وعلى ذلك تسمى بعض عناصرها وأهمها السليكون والجرمانيوم بأشباه الموصلات.
