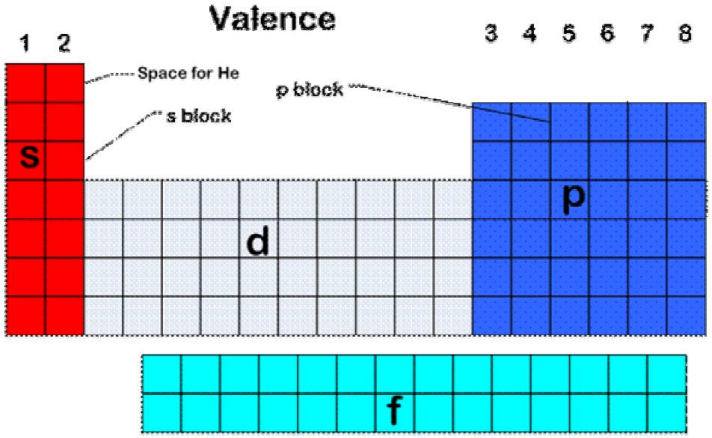
الفصل الخامس التصنيف الدوري للعناصر

الجدول الدوري للعناصر

أقترح مندلييف في عام 1861 الجدول الدوري لتصنيف العناصر وفقًا لتواتر خصائصها. إنه مبني على خط من اليسار إلى اليمين وفقًا للقيم المتزايدة لـ Z (العدد الذري). العناصر المتشابهة تشكل عائلات مرتبة في الأعمدة (المعادن القلوية، المعادن القلوية الترابية، اللامعادن (عائلات الكربون، النيتروجين والأكسجين، الهالوجينات والغازات النادرة)، المعادن الأرضية (الجزء الأساسي من الكتلة p)، المعادن الانتقالية، اللانثانيدات (أو الأتربة النادرة) والأكتينيدات.
يتم تنظيم الجدول الدوري وفقًا لملء المحطات الذرية بالإلكترونات (المحطات s وp وd وf). ترتبط بعض الخصائص ارتباطًا وثيقًا بالعدد الذري (الكثافة والحجم الذري وإمكانية التأين).

بنية الجدول الدوري للعناصر

يتم تصنيف العناصر عن طريق زيادة الأعداد الذرية وترتيبها في أعمدة بحيث يكون لعناصر نفس العمود خصائص كيميائية متشابهة.
وصف الجدول الدوري
يتكون الجدول من سبع دورات أفقية(أسطر) و 18مجموعة راسية (عمود)، توجد 8 مجموعات رأسية(أعمدة) تمثل عناصر المجموعة الفرعيةA، توجد 10 مجموعات رأسية (أعمدة) تمثل العناصر الانتقالية، كما توجد السلسلتين اللانثانيدات والاكتينيدات تمثل عناصر المجموعة الفرعية B.



الشكل 1 وصف الجدول الدوري للعناصر

قاعدة الثمانيات

تميل جميع الذرات للوصول إلى التركيب الثماني لأقرب غاز خامل ماعدا الهيدروجين والبريليوم والليثيوم. تميل الذرات لأن ترتبط بالطريقة التي تجعل فيها 8 إلكترونات في غلاف تكافؤها، مماثل للتركيب الإلكتروني الموجود في الغازات النبيلة. وبمعنى أبسط تكون الجزيئات أكثر استقراراً عندما يكون الغلاف الخارجي للذرات المكونة لها فارغة أو ممتلئة أو بها إلكترونات بمضاعفات 8 إلكترونات في غلافها الأخير.

الفصل الخامس التصنيف الدوري للعناصر

الدور(السطر)

تسمى قشرة الإلكترون الأبعد عن النواة طبقة التكافؤ. تلعب دورًا أساسيًا في الخصائص الفيزيائية والكيميائية للعنصر. العناصر التي لها نفس الدور لها نفس غلاف التكافؤ.

القسم

يقسم الجدول الدوري الى أربع اقسام، حيث كل قسم من الأقسام يمثل غلاف التكافؤ الأخير في التوزيع الالكتروني، وعليه فأن الأقسام الأربعة هي: القسم s، القسم p، القسم d، القسم f. (الشكل 1)
القسم s: وبه عمودان أو عائلتان وهما القلويات والقلويات الأرضية.
القسم d: وبه 10اعمدة وتسمى العناصر الموجودة به بالمعادن الانتقالية.
القسم f: أحيانا تسمى العناصر التابعة لهذا القسم الانتقالية الداخلية ينقسم إلى سلسلة اللانثينيدات وسلسلة الأكتينيدات.
القسم p: تحتوي على كل اللامعادن ما عدا الهيدروجين، وأشباه المعادن كما تحتوي أيضا على بعض المعادن.

العائلة أو المجموعة (العمود)

إن العناصر من نفس العائلة لها نفس عدد الإلكترونات تكافؤ (في الطبقة الخارجية) وينتج عن هذا خصائص كيميائية مماثلة.
المجموعة الفرعية A: تملك العناصر ذات الطبقات الفرعية ns أو ns np.
المجموعة الفرعية B: تملك العناصر ذات الطبقة الطبقات الفرعية d(n-1).

الجدول 01: العائلات التي يجب أن تعرفها

العمود	1	2	11-3	16	17	18
العائلة	القلويات	القلويات الارضية	المعادن الانتقالية	الشالكوجينات	الهالوجينات	الغازات الخاملة
مثال	Na, K	Mg, Ca	Cr ,Fe, Cu	O, S	Br Cl,	Ne, Ar
التكافؤ	1	2	10-3	6	7	8

الفصل الخامس التصنيف الدوري للعناصر

العائلات الكيميائية

المعادن القلوية: وهي عناصر العمود الأول (القسم s) تمتلك إلكترون وحيد في الطبقة الفرعية s (أخر طبقة)، لها صفة المعدن سهلة التقسيم، وتتفاعل بشدة مع الماء لتعطي قواعد قوية.

المعادن القلوية الأرضية: وهي عناصر العمود الثاني (القسم **s**) وهي معادن قليلة الكثافة وتتفاعل بسرعة مع الهالوجينات لتكوين أملاح أيونية، ومع الماء لتكوين هيدروكسيدات قلوية (قاعدية)، ولكنها ليست في نفس سرعة تفاعل الفلزات القلوية. فمثلا بينما يتفاعل الصوديوم والبوتاسيوم مع الماء في درجة حرارة الغرفة، الماغنسيوم يتفاعل فقط مع البخار والكالسيوم يتفاعل مع الماء الساخن. وهذه العناصر لها إلكترونان في غلافها الخارجي، ولذا فإنه يمكن الوصول للحالة الأفضل لها من حيث الطاقة (غلاف إلكتروني ممتلئ) عن طريق فقد إلكترونين لتكوين شاردة (ايونا) موجبا ثنائيا.

المعادن الانتقالية: العنصر الانتقالي هو العنصر الذي تكون طبقاته الفرعية d وf مشغولة بالإلكترونات وليست ممتلئة في الحالة الذرية أو في حالة التأكسد. وهي صلبة في درجة الحرارة العادية، ناقلة جيدة للكهرباء، درجة انصهارها وغليانها مرتفعة.

إن المستوى الفرعي **d** يكون أكثر استقرار عندما يكون ممتلأ أو نصف ممتلئ من المستوى الفرعي **s** اللاحق له وذلك لأنه يستهلك طاقة أقل لضبط الالكترون في مستوى **d** في وضع الامتلاء أو نصفه من الطاقة المستهلكة في المستوى الفرعي**s**

يشذ مع النحاس عناصر أخرى مثل**:**

$_{29}Cu : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^{10}$

$_{24}Cr : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^5$

$_{41}Nb :1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^1\ 4d^4$

$_{42}Mo : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^1\ 4d^5$

$_{44}Ru : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^1\ 4d^7$

$_{45}Rh : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^1\ 4d^8$

$_{46}Pd : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 4d^{10}$

$_{47}Ag : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^1\ 4d^{10}$

$_{78}Pt: [Xe]\ 6s^1\ 4f^{14}\ 5d^9$

$_{79}Au: [Xe]\ 6s^1\ 4f^{14}\ 5d^{10}$

الفصل الخامس التصنيف الدوري للعناصر

الهالوجينات: هي العناصر الستة في المجموعة 17 من الجدول الدوري، المجموعة 17 هي العمود الثاني من اليمين في الجدول الدوري وتحتوي على ستة عناصر، وهي: الفلور (**F**) والكلور (**Cl**) والبروم (**Br**) واليود (**I**) والأستاتين (**As**) والتينيسين (**Ts**). الأستاتين والتينيسين عناصر مشعة ذات عمر نصفي قصير جداً وبالتالي لا تحدث بشكل طبيعي. في درجة حرارة الغرفة والضغط الجوي توجد عناصر الهالوجين في حالتها الحرة كجزيئات ثنائية الذرة.

الغازات الخاملة: مجموعة العناصر الخاملة هي: الهيليوم He، والنيون Ne، والأرجون Ar، والكريبتون Kr، والزينون Xe، والرادون Rn. تعتبر عناصر خاملة ومستقرة، بسبب امتلاكها ثمانية إلكترونات تكافؤ في مدارها الأخير (عدد مكتمل من الإلكترونات)، باستثناء الهيليوم، الذي يحتوي المستوى الخارجي الأخير له على إلكترونين فقط.

تطور الخصائص في الجدول الدوري

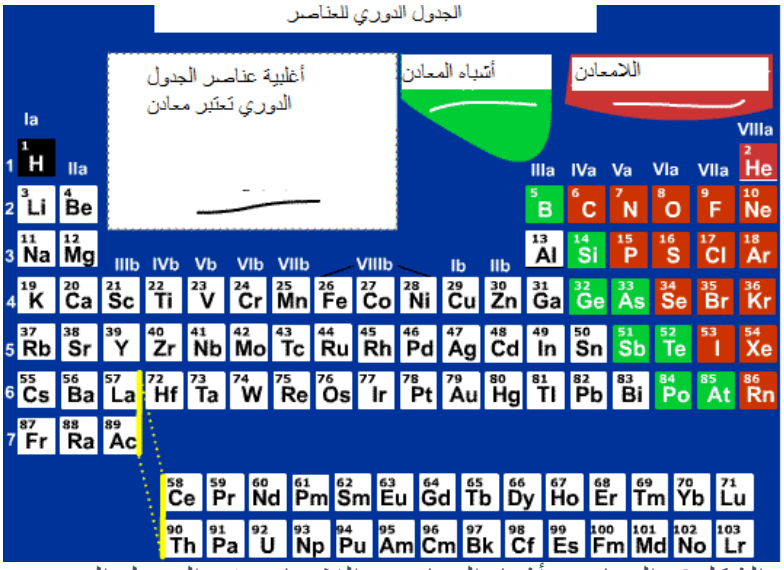
(أ) صفة الارجاع لعنصر كيميائي: يقال إن العنصر الكيميائي له خاصية ارجاع إذا أعطى بسهولة إلكترونًا واحدًا أو أكثر.
ترتبط خاصية الارجاع لعنصر كيميائي بقدرته الكهروسالبية المنخفضة.
(ب) الطابع المؤكسد لعنصر كيميائي: يقال إن العنصر الكيميائي له خاصية مؤكسد إذا اكتسب بسهولة إلكترونًا واحدًا أو أكثر.
يرتبط الطابع المؤكسد لعنصر كيميائي بقدرته الكهروسالبية العالية.

التطور الإجمالي لكهروسالبية في الجدول الدوري

المعادن واللامعادن

80٪ من الأجسام البسيطة لعناصر الجدول الدوري هي معادن. وهي عبارة عن مواد صلبة بلورية تتميز بتوصيلها الحراري والكهربائي الجيد، وطبيعتها العاكسة ("بريق معدني")، وقابلة للطرق وقابلة للدهن.
يتم التمييز بين المعادن القلوية (على سبيل المثال، Na، الكتلة s)، المعادن القلوية الترابية (مثل Ca، الكتلة s)، المعادن الانتقالية (على سبيل المثال، النحاس، الحديد، الكتلة d)، والمعادن الفقيرة (مثل Pb، Ge، block p). انظر الجدول الدوري (الشكل 2).
القسم s, d, f كلها معادن.
القسم p العناصر التي تعتبر معادن يجب أن تحقق الشرط الاتي n الدور> عدد الكترونات التكافؤ.

الفصل الخامس التصنيف الدوري للعناصر



الشكل2: المعادن وأشباه المعادن و اللامعادن في الجدول الدوري

الكهروسالبية لعنصر كيميائي χ

أهمية الكهروسالبية تجعل قيمة الكهربية من الممكن التنبؤ بما يلي:

-طبيعة العناصر: الفلزات واللافلزات.

-درجات الأكسدة (DO)

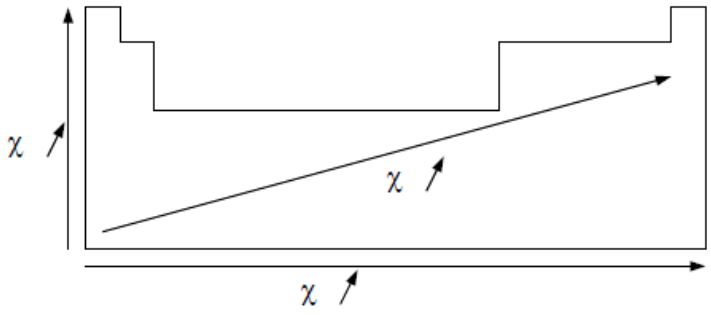
-نوع الروابط بين العناصر.

-أيونية الرابطة.

- القاعدية والحمضية للأكاسيد.

والكهروسالبية (χتحدد القدرة الكهربية χ لعنصر كيميائي ميله إلى "ملاءمة" زوج إلكتروني في رابطة تساهمية.

نلاحظ أنه، تقريبًا، تزداد الكهروسالبية عندما يزيد Z وفقًا لفترة وينخفض بشكل حاد مع كل تغيير في الفترة. (الشكل 3)



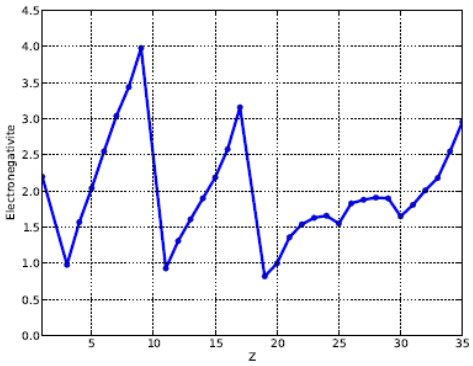
الشكل 3: التطور الإجمالي للكهروسالبية

الكهروسالبية وخصائص الأكسدة والارجاع

تعتبر الهالوجينات مؤكسدات قوية. حيث أن العنصر الأكثر كهروسالبية في الجدول الدوري هو الفلور F:
χF = 4.0

الفصل الخامس التصنيف الدوري للعناصر

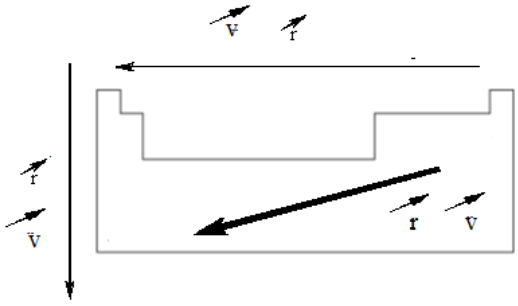
تعتبر القلويات مرجعة قوية. أقل عنصر كهرو سالبيه (الشكل 4) في الجدول الدوري هو السيزيوم :Cs
$\chi Cs = 0$
عنصر كيميائي مؤكسد أكثر لأن له كهروسالبية كبيرة.
عنصر كيميائي هو الأكثر ارجاعا لأن له كهروسالبية ضعيفة.



الشكل 4: دورية الكهروسالبية بدلالة العدد الذري

نصف القطر الذري rوالحجم الذري v

نصف القطر الذري هو عبارة عن نصف المسافة بين نواتين لعنصر باعتبار أن ذرة ذلك دائرية تماماً ويستخدم لوصف حجم الذرة. وتقاس بوحدة بيكو متر أو أنجستروم. بمعنى أخرى، يمكن تعريف نصف القطر الذري على أنه نصف المسافة الممتدة من نواة الذرة إلى أبعد مدار ذري ثابت، في ذرة متوازنة ميكانيكياً، حيث الحجم الذري يُعد أكثر صور الثوابت الكيميائية صدقًا وموثوقية، ويتم تعريفه على النحو التالي:$v=4/3\pi r^3$.
يقل طول نصف القطر الذري والحجم الذري خلال الدورة (عند الذهاب من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري). في حين أنه يزداد عند الذهاب خلال المجموعة (عند الذهاب من الأعلى إلى الأسفل في الجدول الدوري)، بسبب إضافة مستوى طاقة جديد(الشكل5).

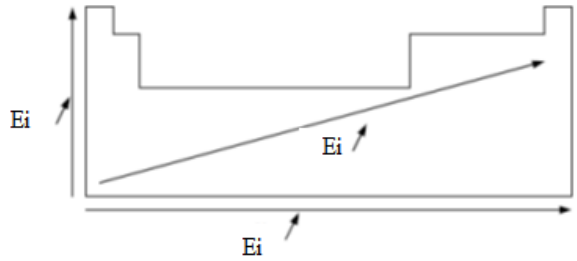


الشكل5: التطور الإجمالي للقطر الذري r و الحجم الذريV

طاقة التأين لذرة Ei

هي الطاقة اللازمة لنزع إلكترون منها. وطاقة التأين ذات أهمية كبيرة في الكيمياء الفيزيائية نظرا لأنها مقياس لقوة ترابط إلكترون بالذرة. إذا كان الترابط بين الإلكترون ونواة الذرة كبيرا زادت الطاقة التي يجب أن نمد بها الإلكترون لمغادرة الذرة والانفصال عنها.
إن طاقة التأين تزداد خلال الدورة عند الذهاب من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري (الشكل6). السبب وراء ذلك هو تزايد عدد البروتونات عبر الدورة (والذي يعطي النواة شحنة موجبة أكبر). هذا يعني أن

ازدياد الشحنة الموجبة تجذب الإلكترونات بقوة أكبر، وهذا يُصعّب نزع إلكترونات التكافؤ من الذرة، أي أن الطاقة اللازمة (والتي هي طاقة التأين) لنزع الإلكترون تزداد.



الشكل6: التطور الإجمالي لطاقة التأينEi

الألفة الالكترونية

1- هي كمية الطاقة الممتصة عند إضافة إلكترون لذرة غازية متعادلة لتكوين أيون غازي بشحنة مقدارها وتصبح شحنتها سالبة عند انطلاق الطاقة. معظم العناصر لها ألفة إلكترونية سالبة. وهذا يعنى أنها لا تتطلب طاقة لاكتساب إلكترون، بدلا من، إطلاق الطاقة. الكلور أقوى العناصر التي يمكن أن تقوم بهجوم على الإلكترونات، بينما الرادون أضعفها. ورغم أن الألفة الإلكترونية تتغير بطريقة عشوائية خلال الجدول الدوري، فإنه يمكن ملاحظة بعض الاتجاهات لها. فبصفة عامة، اللامعادن لها ألفة إلكترونية أكبر من المعادن. كما أن الغازات النبيلة تعتبر استثناء: ولها ألف إلكترونية موجبة.

يتناقص الطلب على الإلكترون في كل مجموعة من أعلى إلى أسفل وفي كل دورة من اليمين إلى اليسار لأن الإلكترونات المضافة توضع عند مستويات أعلى من الطاقة وأبعد من النواة وتشعر أن النواة أقل تمددًا.

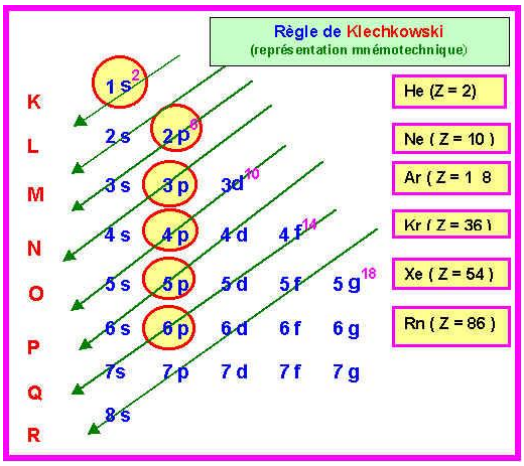
تفسير الجدول الدوري عن طريق التركيب الإلكتروني للذرات

أعط تكوينات الإلكترون من الليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم. كم عدد إلكترونات التكافؤ التي تمتلكها القلويات؟ نفس الأسئلة للهالوجينات.

(أ) التكوين الإلكتروني والجدول الدوري

عناصر من نفس العائلة لها نفس تكوين التكافؤ الإلكتروني. عناصر نفس الفترة لها نفس التكوين الإلكتروني الأساسي. (الشكل7)

الفصل الخامس التصنيف الدوري للعناصر



الشكل 7: التكوين الالكتروني الأساسي لنفس العائلة

(ب) الخصائص التي يجب ملاحظتها:

1 .في نفس الدورة، يزيد العدد الذري ويقل نصف القطر الذري.

في الواقع: تزداد قوة تفاعل الكولوم.

2 .في نفس الدورة، تزداد الكهروسالبية للعناصر من اليسار إلى اليمين.

3 .بالنسبة للعمود نفسه، يزيد نصف القطر الذري من أعلى إلى أسفل.

في الواقع، تكون المدارات الإلكترونية للعناصر السفلية أكثر ضخامة.

4. لنفس الفترة، الكهروسالبية للعناصر.