الكيمياء غير العضوية: أساسيات الكيمياء
Inorganic Chemistry: The Basics of Chemistry

الوحدة الأولى

الفصل الأول:

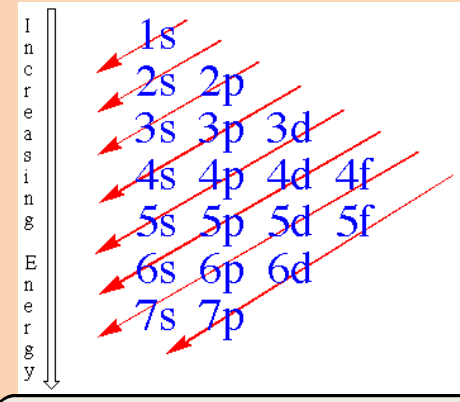
المادة وتركيبها وبنية الذرة

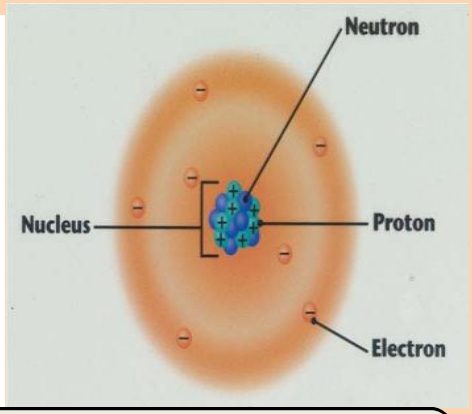
The Compoustion of Matter and The Strcture of Atom

الفصل الثاني:

الجدول الدوري للعناصر والمركبات الكيميائية

The Periodic Table and Chemical Compounds





تلعب الكيمياء دورًا مهمًا في جميع علوم الطبيعة الأخرى،الأساسية والتطبيقية. الكيمياء هي علم دراسة المادة وتفاعلاتها وعلاقاتها بالطاقة ، تركيبها وخواصها ، والتحولات التي يمكن أن تحدث لها وحدها أو عند وجود مادة أخرى معها . وسنسلط الضوء في هذه الوحدة على مجموعة من المفاهيم الكيميائية الأساسية المعينة لك في دراسة علم الكيمياء والتي لا يمكن احتواء المعارف الخاصة بهذا العلم إلا بعد الألمام بها. ومن هذه المفاهيم: الذرة وتركيبها، ومستويات الطاقة في الذرة، والجدول الدوري للعناصر، والروابط الكيميائية، وتسمية بعض المركبات الكيميائية، وبعض الأيونات المعقدة.

خارطة الوحدة

يتوقع منك بعد دراستك للفصل الأول أن:

1) تتعرف على حالات المادة وخواصها.
2) تتعرف التغيرات الفيزيائية والكيميائية التي تطرأ على المادة.
3) تميز بين أشكال المادة في الطبيعة.
4) تتعرّف النظرية الحديثة للذرة.
5) توضح مكونات الذرة.
6) تكتب التوزيع الإلكتروني لذرات بعض العناصر.
7) تفرق بين العدد الذري والكتلي.
8) تتعرف النظائر لعنصر ما.

يتوقع منك بعد دراستك للفصل الثاني أن:

1) تتعرف الجدول الدوري الحديث للعناصر.
2) تصف ترتيب العناصر في الجدول الدوري.
3) تقارن بين الفلزات واللافلزات من حيث الخواص الفيزيائية.
4) تحدد موقع العنصر في الجدول الدوري.
5) تتعرف دورية بعض الخواص الكيميائية للعناصر.
6) تتعرف تكافؤ العناصر.
7) تميز بين الذرة والأيون من حيث التوزيع
8) الإلكتروني.
9) تتعرّف رموز بعض العناصر الشائعة.
10) تكتب الصيغ الجزيئية لبعض العناصر والمركبات.
11) تحسب الكتلة الذرية والجزيئية.

الفصل الأول: المادة وتركيبها وبنية الذرة

The Compoustion of Matter and the strcture of atom

يتوقع منك بعد دراستك للفصل الأول أن:

- **تتعرف على حالات المادة وخواصها.**
- **تتعرف التغيرات الفيزيائية والكيميائية التي تطرأ على المادة.**
- **تميز بين أشكال المادة في الطبيعة.**
- **تتعرّف النظرية الحديثة للذرة.**
- **توضح مكونات الذرة.**
- **تكتب التوزيع الإلكتروني لذرات بعض العناصر.**
- **تفرق بين العدد الذري والكتلي.**
- **تتعرف النظائر لعنصر ما.**

(1-1) طبيعة المادة (Nature of Matter)

المادة : هي كل شيء يشغل حيزًا في الفراغ وله ثقل.

خواص المادة (Matter Properties)

سبق أن درست في الصف السابع الخواص الفيزيائية والكيميائية للمادة.

تغيرات المادة (Matter Change):+

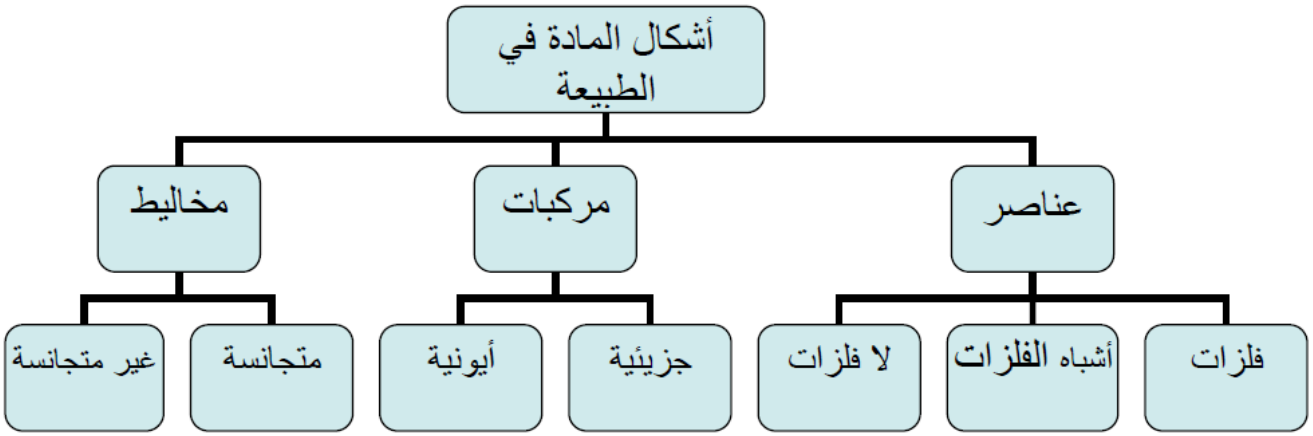
وهناك نوعان وهما التغيرات الفيزيائية والتغيرات الكيميائية.

ويمكن المقارنة بين التغيرات الفيزيائية والتغيرات الكيميائية كالتالي:

التغيرات الفيزيائية (The Physical Change)	التغيرات الكيميائية (The Chemical Change)
تغير بالشكل أو الحالة دون تغير التركيب الداخلي للمادة	تغير التركيب الداخلي للمادة
لا تؤدي إلى تكوين مادة أو مواداً جديدة	تكَون مادة أو مواداً جديدة
لا يحدث تفاعل كيميائي للمادة	تكون مصحوبة بتفاعل كيميائي
يمكن إرجاع المادة إلى وضعها الأصلي	غالبًا لا يمكن إرجاع المادة إلى وضعها الأصلي
مثل: احمرار الحديد بالتسخين وانصهار الثلج وتبخر السائل وتكسر الزجاج وذوبان السكر في الماء.	مثل: تكون الصدأ على الحديد واحتراق السكر واحتراق الورق, وحرق شريط المغنسيوم وتخثر

(2-1) أشكال المادة (Composition of Matter)

توجد المادة في الطبيعة في أشكال مختلفة هي: العناصر والمركبات والمخاليط، كما يوضحها المخطط التالي:



أولاً: العناصر (Elements)

العنصر: هو مادة أولية لا يمكن تحويله إلى مواد أبسط منه بالطرق الكيميائية أو الفيزيائية.

أمثلة :الحديد، الأكسجين، الزئبق، الصوديوم، الذهب، وغيرها.

الفلزات: العناصر التي تميل إلى فقد إلكترون أو أكثر عند الدخول في التفاعل الكيميائي.

اللافلزات: العناصر التي تميل إلى اكتساب إلكترون أو أكثر عند الدخول في التفاعل الكيميائي.

بعض العناصر توجد على هيئة ذرات منفصلة مثل الحديد، وبعضها على هيئة جزئيات مثل الأكسجين.

أشباه الفلزات:وهي التي تجمع بين خواص الفلزات واللافلزات.

ثانياً: المركبات (Compounds)

المركب هو مادة ناتجة عن اتحاد عنصرين أو أكثر اتحاداً كيميائيا ويمكن أن يتحلل إلى مواد أبسط منه بالطرق الكيميائية.

تنقسم المركبات إلى:

- **مركبات أيونية (ionic compounds):** هي المركبات التي تتكون من أيونات مثل كلوريد الصوديوم (NaCl المكون من أيون صويوم Na^+ وأيون الكلور Cl^-).
- **مركبات جزيئية (molecular compounds):** هي المركبات التي تتكون من جزيئات مثل الماء H_2O، وثاني أكسيد الكربون CO_2 .

الجزيئات (Molecules):

الجزيئات عبارة عن (عناصر أو مركبات) تنتج عن اتحاد ذرتين أو أكثر ترتبط ببعضها البعض بواسطة ما يعرف بالروابط الكيميائية.

وتنقسم الجزيئات إلى:

- **جزيئات العناصر:** وهي التي تحتوي على ذرات من نفس النوع.

وقد تكون جزيئا أحادي الذرة مثل النيونNe، أو جزيئا ثنائي الذرة أحادي مثل الهيدروجين H_2، أو جزيئا عديد الذرات مثل الأوزون O_3.

ويكتب الجزيء بوضع عدد اسفل يمين الذرة ليبين عدد ذرات الجزيء التي يتكون منها.

- **جزيئات المركبات:** وهي التي تحتوي على ذرات من أنواع مختلفة. مثل جزيء الماء H_2O،أو جزيء الجلوكوز $C_6H_{12}O_6$.

ثالثاً: المخاليط (Mixtures):

المخلوط: هو مجموعة العناصر أو المركبات مجتمعة مع بعضها البعض دون أن تتحد كيميائيًا.

تنقسم المخاليط إلى:

- **مخلوط متجانس**: وفيه تكون المواد المكونة للمخلوط متجانسة مع بعضها البعض في جميع أجزائها. ومن الأمثلة لهذا النوع من المخاليط هي الهواء، السبائك، محلول السكر.
- **مخلوط غير متجانس**: وفيه تكون المواد المكونة للمخلوط محتفظة كل منها بخواصها ومفصولة فيزيائيًا. ومن الأمثلة لهذا النوع من المخاليط هي برادة الحديد مع مسحوق الكبريت، ملح الطعام مع الرمل.

ويمكن تلخيص الفرق بين المركب والمخلوط في الجدول التالي:

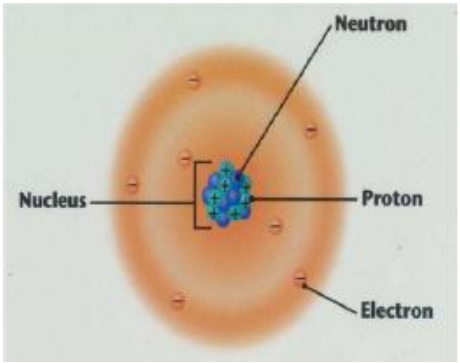
المركب	المخلوط
ناتج عن اتحاد عنصرين أو أكثر بنسب وزنية ثابتة	ناتج عن مزج مادتين أو أكثر بأي نسبة وزنية كانت
تفقد مكوناته خواصها الأصلية	تحتفظ مكوناته بخواصها الأصلية
يصاحب تكونه تغير حراري أي انبعاث أو امتصاص حرارة	لا يصاحب تكونه تغير حراري
لا يمكن فصل مكوناته إلا بالطرق الكيميائية الصعبة والمعقدة	يمكن فصل مكوناته عن بعضها بطرق فيزيائية
تغير كيميائي	تغير فيزيائي

(3-1) النظرية الذرية الحديثة

تنص على أن:

الذرة: هي أصغر جزء من المادة يمكن أن يدخل في التفاعلات الكيميائية دون أن ينقسم.

مكونات الذرة (Compositions of the Atom)



تتألف الذرة من جزأين رئيسين هما : النواة، وسحابة إلكترونية تحيط بالنواة.

1- **النواة (Nucleus):** تشكل النواة مركز الذرة وفيها تتركز كتلة الذرة وهي صغيرة جدًا. وتوجد فيها الجسيمات التالية:

أ- البروتون (**proton**): رمزه العلمي (p+) ويحمل شحنة موجبة (1^+) ويوجد داخل نواة الذرة.

ب- النيوترون (**neutron**): رمزه العلمي (n) ولا يحمل شحنة (متعادل) ويوجد داخل نواة الذرة.

2- **الإلكترونات:** وهي جسيمات تحمل شحنة سالبة تدور حول النواة في مسارات (مدارات) يطلق عليها مستويات الطاقة.

والإلكترون (electron) رمزه العلمي (e-) وهو أحد مكونات الذرة ويحمل شحنة سالبة (1^-).

وتعرف هذه الجسيمات بالجسيمات دون الذرية subatomic particles، ويوضح الجدول التالي خواص هذه الجسيمات.

الجسيم	الرمز	الشحنة	الكتلة* (a.m.u)
البروتون	p	+1	1
النيوترون	n	0	1
الإلكترون	e	-1	0.0005

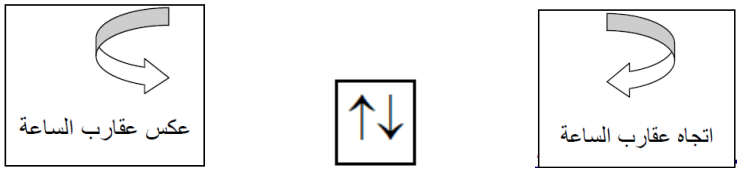
***علماً بأن قيمة وحدة الكتلة الذرية (a.m.u) بوحدة الجرام تساوي (1.67×10^{-24} g)**

وتصبح الذرة متعادلة كهربائيًّا عندما يتساوى عدد الشحنات الموجبة(البروتونات) وعدد الشحنات السالبة (الإلكترونات).

حركة الإلكترونات وموقعها:

النوع الأول: حركة الإلكترون حول نفسه:

يتحرك الإلكترون حول نفسه (حركة مغزلية): إما باتجاه حركة عقارب الساعة أو عكس اتجاه حركة عقارب الساعة. ويرمز للمجال الإلكتروني عادة بمربع أو دائرة، بينما يرمز للإلكترون بسهم ↑↓، وبالرغم من تشابه الإلكترونين الموجودين في مجال واحد في الشحنة فإنهما لا يتنافران ؛ويرجع السبب في ذلك إلى حركتهما المتعاكسة والتي ينشأ عنها قوتان مغناطيسيتان متعاكستان في الاتجاه وينتج عنها تجاذب الإلكترونين بقوة تتغلب على قوة التنافر.



النوع الثاني : حركة الإلكترون حول النواة

لقد سبق أن درست فروض نموذج بور وتوزيع الإلكترونات في مستويات الطاقة وتفسيره لأبسط ذرات العناصر وهي ذرة الهيدروجين.

إن لكل مستوى من مستويات الطاقة قدرة استيعابية محددة من الإلكترونات؛ فأقصى عدد من الإلكترونات (ع) يمكن استيعابه في كل مستوى يمكن حسابه من العلاقة الرياضية التالية التي تعرف بقاعدة هوند:

عدد إلكترون (ع) = $(2n^2)$ حيث n رقم المدار

وذلك بحد أقصى (32) إلكترونًا للمستوى الرابع وما بعده أي أن (ع) يجب أن تقل أو تساوي (32).

مستويات الطاقة والمجالات الإلكترونية

النموذج الذري الحديث:

1- للذرة ثلاثة أبعاد في الفراغ وليست مسطحة كما تصورها العالم بور.

2- إستخدام فكرة مستويات الطاقة بدلا من المدارات.

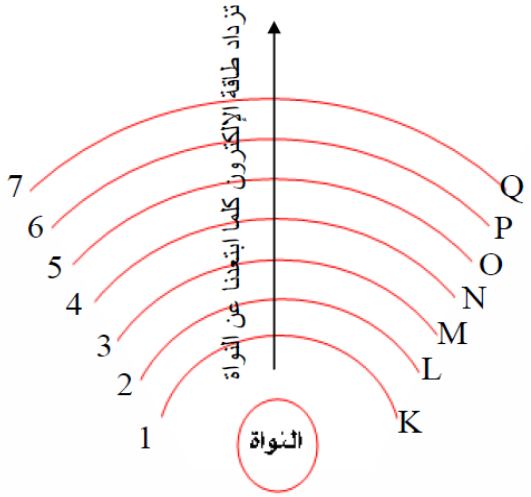
3- كل مستوى طاقة رئيسي يقسم إلى مستويات فرعية يطلق عليها مجالات إلكترونية (الحيز من الفراغ حول النواة الذي يحتمل وجود الإلكترون فيه كبيرويختلف حدودا وشكلا بحسب طاقة الإلكترون).

4- يمكن تحديد خصائص ومكان الإلكترون داخل الذرة بواسطة أربعة أعداد تسمى أعداد الكم.

تتوزع الإلكترونات وتتحرك حول النواة في طبقات أو مستويات طاقة مختلفة، وقد أعطي لكل طبقة (مستوى طاقة) عدد كم رئيسي يرمز له بالحرف (n) كما يوضح الجدول:

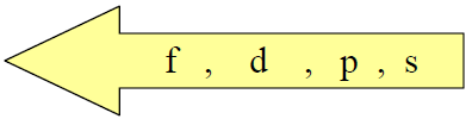
رقم المستوى الرئيسي	العدد الكمي الرئيسي (n)	رمز المستوى الرئيسي
الأول	1	K
الثاني	2	L
الثالث	3	M
الرابع	4	N
الخامس	5	O
السادس	6	P
السابع	7	Q

ويمكن تمثيل هذه المستويات للطاقة بالمخطط الأتي:



المجالات الإلكترونية وطاقاتها:

أظهرت الدراسات أن الإلكترونات ضمن مستوى الطاقة الواحد عدا مستوى الطاقة الأول لا تحوي الطاقة نفسها وإنما تتوزع في مجالات إلكترونية مختلفة الشكل والطاقة يشار إليها بالأحرف: (s)، (p)، (d)، (f). وتزداد طاقة الإلكترونات في المستويات التابعة لمستوى طاقة معين حسب الترتيب التالي:



ولهذه المجالات الإلكترونية مجالات فرعية حددت تبعاً لاتجاه حركة الإلكترون في الفراغ، كما في الجدول:

المجال الإلكتروني	عدد المجالات الفرعية(عدد الأفلاك)		العدد الأقصى من الإلكترونات
S	1	↑↓	2
P	3	↑↓ ↑↓ ↑↓	6
D	5	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	10
F	7	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	14

وتتوزع المجالات الإلكترونية في مستويات الطاقة، كما في الجدول التالي:

مستوى الطاقة الرئيسي (n)	المجالات الإلكترونية	العدد الأقصى من الإلكترونات (ع)
1	s	2
2	s , p	8
3	s , p , d	18
4	s , p , d, f	32
5	s , p , d, f	32
6	s , p , d, f	32
7	s , p , d, f	32

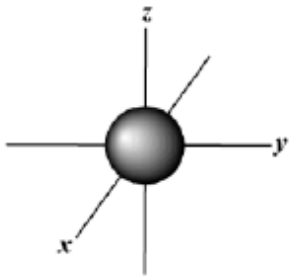
طاقة المجالات:

ويمكن تلخيص طاقة المجالات وكيفية توزيع الإلكترونات في النقاط الآتية:

1. عند كتابة رمز المجال الإلكتروني فإنه يُسبق بعدد يدل على رقم مستوى الطاقة الذي يوجد فيه، فالمجال 2s يعني المجال sفي مستوى الطاقة الرئيسي الثاني.
2. تزداد طاقة المجالات الإلكترونية ضمن المستوى الرئيسي نفسه من المجال s، ثم المجال p، ثم المجال d، ثم المجال f. فمثلا طاقة المجال 3s أقل من طاقة المجالين 3p و 3d. وطاقة المجال 3p أقل من طاقة المجال 3d.
3. تزداد طاقة المجالات الإلكترونية بزيادة عدد الكم الرئيسي، فطاقة المجال 3s أكبر من طاقة المجال 2s، ويستثنى من ذلك المجالين s و d؛ فطاقة المجال ns أقل من طاقة المجالات (n-1)d دائما في الذرات المتعادلة الشحنة، فمثلا طاقة المجال 4s أقل طاقة من المجال 3d.

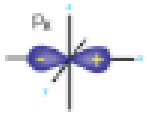
أشكال المجالات الإلكترونية(الأفلاك الذرية) (Atomic Orbitals):

ذكرنا سابقًا أن المجالات الإلكترونية يشار إليها بالأحرف s,p,d,f وسنقصر حديثنا هنا عن أشكال المجالات s,p,d.



أ- المجال (s) :

الحرف(s) مأخوذ من كلمة (Sharp) وتعني حاد، وشكل هذا المجال كروي، ويزداد حجم هذا المجال الكروي بزيادة عدد الكم الرئيسي (n) ، كما يوضح الشكل المقابل.

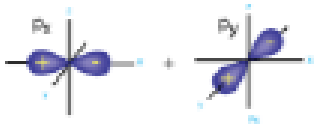


ب- المجال (p):

الحرف(p) مأخوذ من كلمة (Principal) وتعني أساسي،

ولهذا المجال ثلاثة أوضاع فراغية متساوية الطاقة وهي: P_x و P_y و P_z ،

وكل منها يتكون من فصين، كما يوضح الشكل المقابل.



ج. **المجال (d):**

الحرف(d) مأخوذ من كلمة (Diffuse) وتعني منتشر،

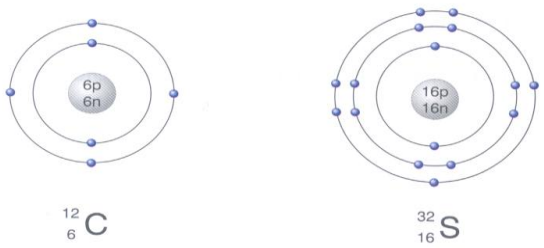
ولهذا المجال خمسة أوضاع فراغية: d_{yz} , d_{xz} , d_{xy} , d_{z2} , d_{x2-y2}.

(4–1) التوزيع الإلكتروني للذرات The Electronic Configuration of Atoms

والجدول التالي يوضح أقصى عدد من الإلكترونات في المدارات الثلاثة الأولى القريبة من النواة حسب نموذج بور.

رقم المدار	أقصى عدد من الإلكترونات
1	2
2	8
3	8

فمثلا ذرة الكربون $_{6}^{12}C$ عددها الذري يساوي (6) تحتوي على (6) إلكترونات، لذلك فإن إلكترونين يشغلان المدار الأول، وأربعة إلكترونات تتواجد في المدار الثاني. ويمكن التعبير عن هذا التركيب على النحو التالي: (4 , 2). وذرة الكبريت $_{16}^{32}S$ عددها الذري يساوي (16) تحتوي على (16) إلكترون، فيكون التوزيع الإلكتروني لها (6 , 8 , 2). والشكل التالي يوضح التركيب الإلكتروني لهاتين الذرتين.



ذرة الكبريت ذرة الكربون

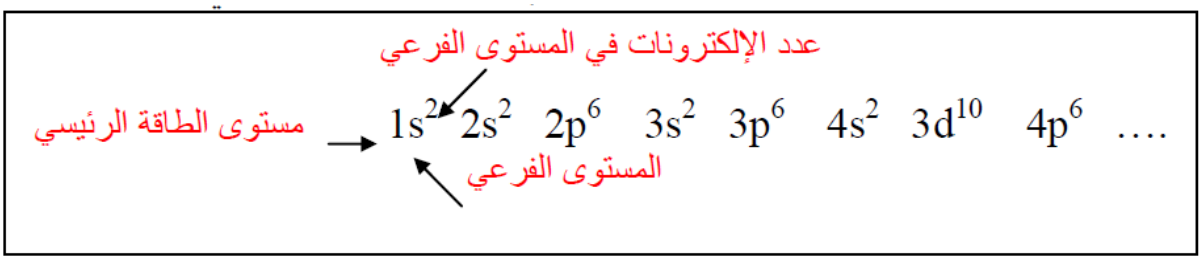
مما سبق اتضح لنا أن الإلكترونات يمكن أن تتحرك في ذرات العناصر في سبعة مستويات للطاقة وأربعة مجالات إلكترونية مختلفة هي: (s, p, d, f).

ولكن: كيف تتوزع إلكترونات كل ذرة عنصر على هذه المستويات والمجالات الإلكترونية؟

إن هناك عددًا من القواعد تنظم عملية توزيع الإلكترونات في مستويات ومجالات الذرة؛ وعلينا مراعاتها عندما نقوم بتوزيع إلكترونات ذرة ما. وهذه القواعد هي:

1. يتم ملء المجالات الأقل في الطاقة، ثم الأعلى فالأعلى، وهذا ما يسمى بمبدأ البناء التصاعدي.
2. يجب ألا يزيد عدد إلكترونات المجال الإلكتروني عن السعة القصوى التي يمكنه استيعابها .

وبذلك يكون ترتيب ملء المجالات الذرية بالإلكترونات كما يلي:



3. مراعاة قاعدة هوند (قانون التعدد الأقصى) والتي تنص على أن الإلكترونات تعتمد عند ملئها للمجالات الفرعية المتساوية في الطاقة إلى جعل حركة دورانها حول نفسها في نفس الاتجاه. فإذا وجد إلكترونان في المجال 3s مثلاً؛ فإن كل منهما سيتحرك بعكس اتجاه الآخر طالما بقيا معًا في المجال 3s.

ولتقريب ذلك يمكن القول أن لكل مجال إلكتروني (s, p, d, f) يحتوي داخليًا على ما يشبه الغرف الصغيرة(أفلاك) التي يستوعب كل منها إلكترونين اثنين على الأكثر. فالمجال f مثلاً طاقته الاستيعابية تقدر بـ (14) إلكترون وعليه فإن عدد الافلاك التي تنتمي إليها الإلكترونات داخل المجال f هي 7 افلاك ويتضح ذلك من الجدول التالي:

المجال	s	p	d	f
عدد الأفلاك(الغرف)	1	3	5	7
عدد الألكترونات	2	6	10	14

وعادة يتم تمثيل الإلكترونات داخل تلك الأفلاك برسم سهم يأخذ اتجاهًا معاكسا لاتجاه الإلكترون المرافق له في الفلك نفسه كما يلي :

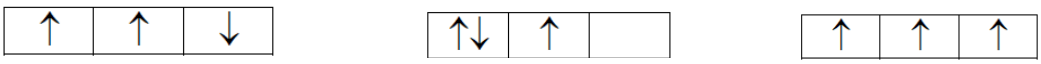
مثال:

ماذا يعني 3p4 ؟ مثل توزيع الإلكترونات في المجال 3p4 مع مراعاة قاعدة هوند في ملء الإلكترونات.

الحل:

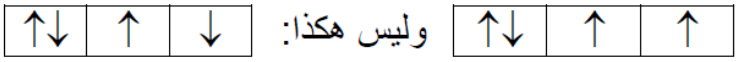
3p4 : يعني أن المجال p من المستوى الرئيسي الثالث يحتوي على أربعة إلكترونات.

وحيث أن المجال p يتكون من ثلاثة أفلاك، فإن هناك احتمالاً واحداً من بين ثلاثة احتمالات لتوزيع 3إلكترونات في هذه الأفلاك، كما يلي:



فعند بدء الإلكترونات بشغل تلك الأفلاك فإن كل إلكترون يرغب في البقاء منفردًا ما لم يجبر على الاقتران مع إلكترون آخر، وستأخذ جميع الإلكترونات المنفردة الاتجاه نفسه. ولكن يتبقى إلكترون واحد لتصبح إلكترونات المجال 3p تحوي

4 إلكترونات ؛ وعلى أساس قاعدة هوند يجب أن يقترن هذا الإلكترون مع أحد الإلكترونات وباتجاه معاكس لحركته كما يلي:



مثال:

اكتب التوزيع الإلكتروني لذرة كل من العناصر ذات الأعداد الذرية التالية: 17، 21.

العدد الذري	التوزيع الإلكتروني
17	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$
21	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^1$

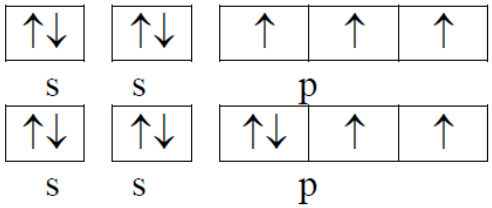
مثال:

اكتب التوزيع الإلكتروني لذرة كل من العناصر ذات الأعداد الذرية التالية 7، 8 ، موضحًا شكل التوزيع الإلكتروني وفقًا لقاعدة هوند؟

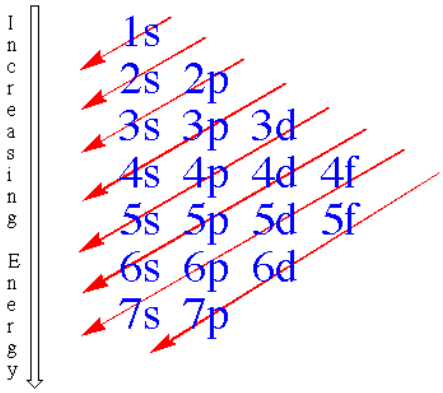
الحل:

$7 : 1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

$8 : 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$



وعمومًا يمكن اعتماد المخطط السهمي في الشكل المقابل ليسهل عملية ترتيب المجالات الإلكترونية من حيث ازدياد الطاقة.



(5–1) العدد الذري والعدد الكتلي Atomic number and mass number

تختلف ذرات العناصر في عدد البروتونات، والنيوترونات، والإلكترونات، حيث توصف أي ذرة بواسطة عددين، الأول هو **العدد الذري atomic number**، ويرمز له بالرمز (Z) ، وهو يمثل عدد البروتونات في النواة. كما يمثل أيضا عدد الإلكترونات في الذرة. لماذا؟

والعدد الثاني هو **العدد الكتلي mass number** ، ويرمز له بالرمز (A) ، وهو يمثل مجموع عدد البروتونات والنيوترونات الموجودة في نواة ذرة العنصر.

العدد الذري(Z) = عدد البروتونات

العدد الكتلي(A) = عدد البروتونات(Z) + عدد النيوترونات(n)

ويمكن حساب عدد النيوترونات في نواة ذرة العنصر إذا علمنا العدد الذري والعدد الكتلي لهذه الذرة، وذلك باستخدام العلاقة التالية:

عدد النيوترونات = العدد الكتلي – العدد الذري

$$n = A - Z$$

مثال:

تحتوي ذرة الصوديوم على (11) بروتونًا و (12) نيوترونًا، **أوجد كلًّا من**:

1. العدد الذري.
2. عدد الإلكترونات.
3. العدد الكتلي.

الحل:

العدد الذري = عدد البروتونات = 11

1. عدد الإلكترونات = عدد البروتونات = 11
2. العدد الكتلي = عدد البروتونات + عدد النيوترونات

= 11 + 12 = 23

ويُوضع العدد الذري (Z) للعنصر في الجهة العليا اليسرى من رمز العنصر، في حين يوضع العدد الكتلي (A) في الجهة السفلى اليسرى من رمز العنصر كما يلي:

$${}^{Z}_{A}X$$

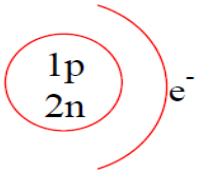
فمثلاً ذرة الكربون (C) عددها الذري = 6 ، والعدد الكتلي = 12 ، فإنه يمكن كتابتها بالصورة الآتية: ${}^{6}_{12}C$

(6–1) النظائر (Isotopes)

النظائر: هي صور مختلفة من ذرات العنصر الواحد تتفق في العدد الذري وتختلف في عدد الكتلة نتيجة اختلاف عدد النيوترونات.

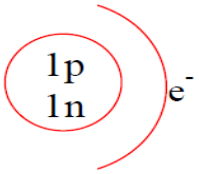
مثال: الهيدروجين يوجد على هيئة ثلاثة نظائر كما في الجدول الآتي:

العنصر / النظير	الرمز	العدد الذري	عدد النيترونات	العدد الكتلي	نسبة وجوده في الطبيعة
بروتيوم	H	1	0	1	99.985%
ديوتيريوم	D	1	1	1	0.015%
تريتيوم	T	1	2	3	نادر



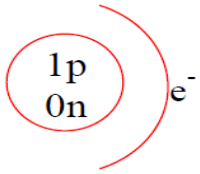
$^{3}_{1}H$

تريتيوم



$^{2}_{1}H$

ديوتيريوم



$^{1}_{1}H$

بروتيوم

ويمكن حساب الكتلة الذرية لعنصر ما من معرفة أعداد الكتلة لنظائر العنصر ونسبة وجودها في الطبيعة

ويمكن توضيح ذلك باستخدام القانون الآتي:

الكتلة الذرية = نسبة النظير الأول × كتلته + نسبة النظير الثاني × كتلته ÷ مجموع نسبتي النظيرين

مثال: **إذا كانت نسبة وجود نظيري الكلور على الترتيب هي 3: 1 علما بأن النظيرين هما $^{35}_{17}Cl$ و $^{37}_{17}Cl$ فأحسب الكتلة الذرية للكلور ؟**

الحل:

الكتلة الذرية = $(35\times3)+(37\times1)\div(1+3) = 35.5$

وبذلك أمكن تفسير وجود كسور في الكتل الذرية لبعض العناصر.

أسئلة الفصل الأول

السؤال الأول: اختر الإجابة الصحيحة من بين البدائل المعطاة لكل من الفقرات الآتية:

1- إذا علمت أن العدد الذري للفلور يساوي 9 وعدده الكتلي يساوي 19 فإن عدد الإلكترونات في ذرة الفلور يساوي

أ) 28 ب) 19 ج) 10 د) 9

2- إذا علمت أن عدد الكترونات الكربون تساوي 6 فإن الإلكترون الثالث يتم توزيعه في مستوى الطاقة:

أ) الأول ب) الثاني ج) الثالث د) الرابع

3- اذا كان العدد الذري لذرة الصوديوم يساوي 11 فإن التوزيع الإلكتروني لأيون الصوديوم Na^+ هو:

أ)2,7 ب) 2,8 ج) 2,8,2 د) 2,8,1

4- إذا علمت أن نواة ذرة الكربون تحتوي على 6 بروتونات ونواة ذرة الماغنسيوم تحتوي على 12 بروتونا، فإن شحنة بروتون ذرة الكربون تكون :

أ) نصف شحنة بروتون الماغنسيوم ب) مساوية لشحنة بروتون الماغنسوم
ج) ضعف شحنة بروتون الماغنسيوم د) ثلاثة أضعاف شحنة بروتون الماغنسيوم

السؤال الثاني:

1- لعنصر الليثوم نظيران هما

$_3^7Li$ ، $_3^6Li$

ونسبة وجودهما في الطبيعة 3: 37 على الترتيب، إحسب الكتلة الذرية لعنصر الليثيوم.

2- قارن بين طاقة المجالات الالكترونية التالية (أيهما أقل طاقة):

أ. 3s أو 3p ب. 3d أو 5s ج. 3p أو 4s

3. أ- اكتب التوزيع الإلكتروني لذرة كل من العناصر الاتية عددها الذري 9، 12 موضحا شكل التوزيع الإلكتروني وفقا لقاعدة هوند.

ب- من خلال التوزيع الإلكتروني حدد اسم العنصر.

الفصل الثاني: الجدول الدوري للعناصر والمركبات الكيميائية

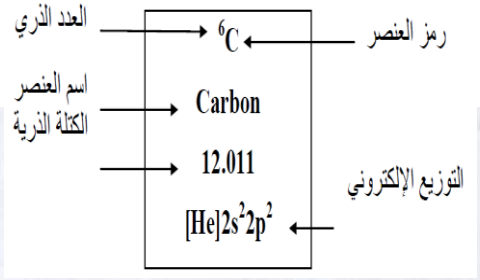
The Priodic Table and Chemical Compounds

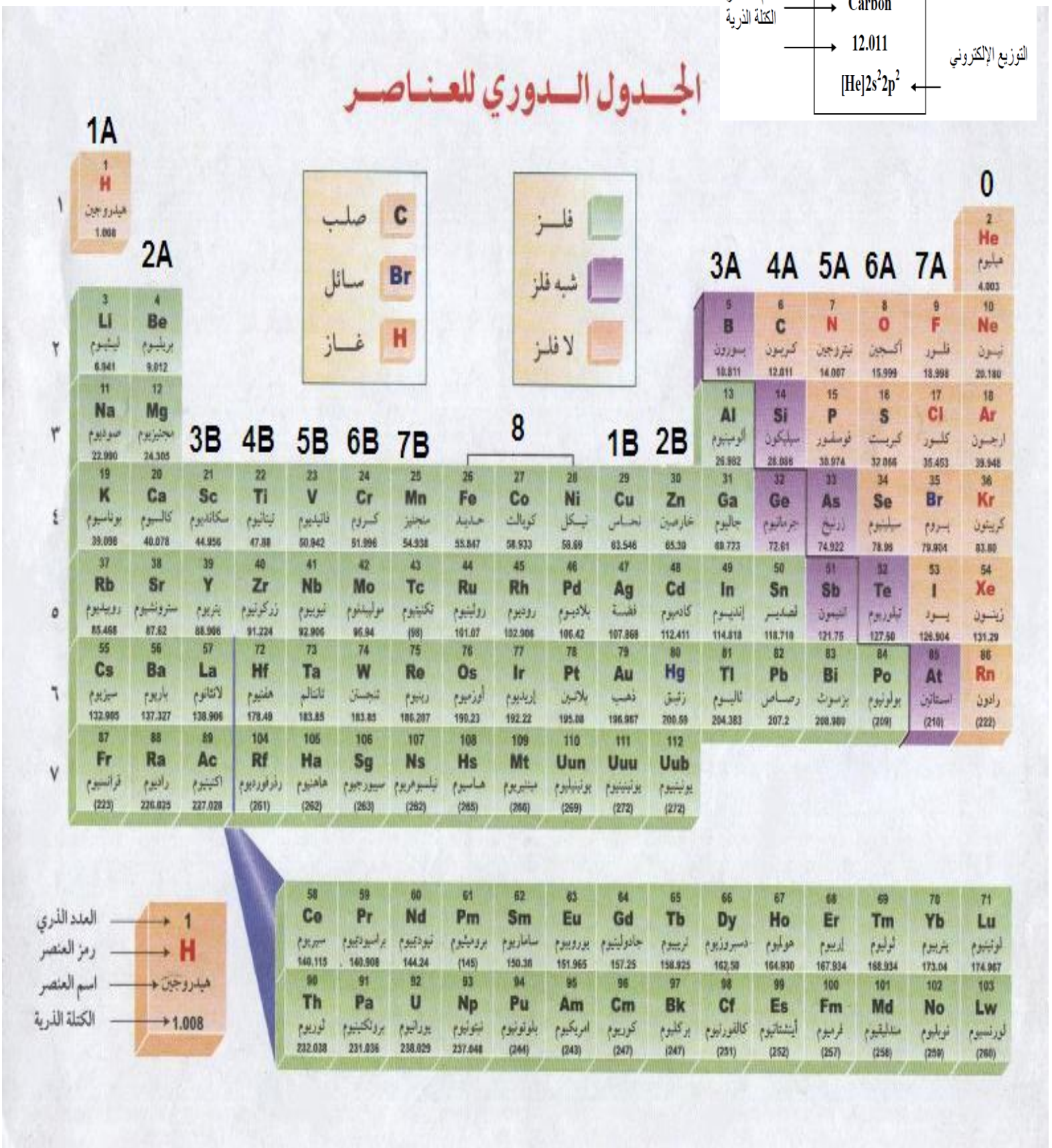
يتوقع منك بعد دراستك للفصل الثاني أن:

- **تتعرف الجدول الدوري الحديث للعناصر.**
- **تصف ترتيب العناصر في الجدول الدوري.**
- **تقارن بين الفلزات واللافلزات من حيث الخواص الفيزيائية.**
- **تحدد موقع العنصر في الجدول الدوري.**
- **تتعرف دورية بعض الخواص الكيميائية للعناصر.**
- **تتعرف تكافؤ العناصر.**
- **تميز بين الذرة والأيون من حيث التوزيع الإلكتروني.**
- **تتعرّف رموز بعض العناصر الشائعة.**
- **تكتب الصيغ الجزيئية لبعض العناصر والمركبات.**
- **تحسب الكتلة الذرية والجزيئية**

الجدول الدوري الحديث للعناصر

(The Modern Periodic table) ر





كيف يتم ترتيب العناصر في الجدول الدوري الحديث؟

إذا أمعنت النظر في الجدول، تجد أنه مكون من صفوف وأعمدة.

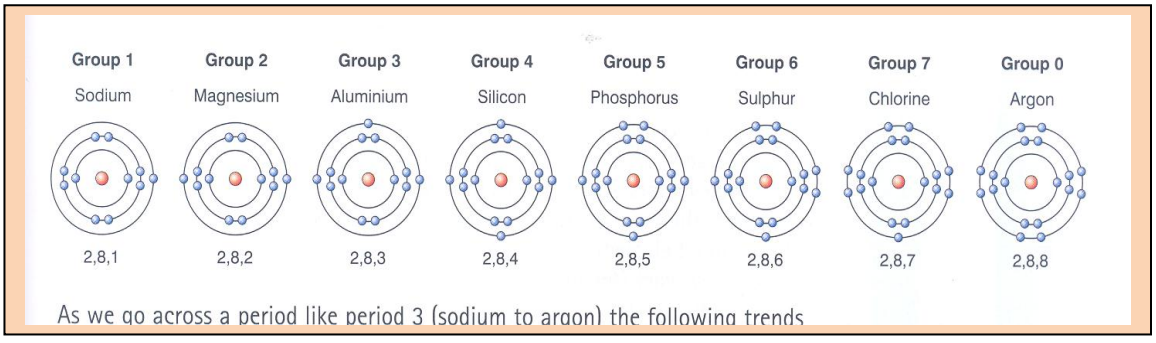
الدورات Periods:

هي صفوف أفقية من العناصر تترتب تصاعدياً تبعًا لزيادة العدد الذري من اليسار إلى اليمين وعددها سبع دورات.

وأرقام الدورات لها صلة بأقصى عدد من الإلكترونات التي يمكن أن توجد في مستوى الطاقة (مدار الذرة) لأي عنصر في صفه. فمثلا الدورة الأولى يكون مستوى الطاقة (n) يساوي واحد والثانية يكون مستوى الطاقة (n) يساوي اثنين وهكذا.

رقم المدار الأخير أي مستوى الطاقة (n) لذرة العنصر يمثل رقم الدورة التي ينتمي إليها هذا العنصر.

وجميع العناصر في الدورة الواحدة لها نفس العدد من مستويات الطاقة التي تشغلها الإلكترونات في ذراتها، فعناصر الدورة الأولى تحتوي ذراتها على مدار واحداً، بينما عناصر الدورة الثانية تحتوي ذراتها على مستويين طاقة اثنين، وهكذا... وعند الانتقال في الدورة (من اليسار إلى اليمين) من عنصر إلى آخر يزيد العدد الذري بمقدار واحد، وبالتالي يزداد عدد الإلكترونات بمقدار واحد أيضا. أي يزيد عدد الإلكترونات الموجودة في المدار الأخير في كل ذرة بمقدار إلكترون واحد من اليسار إلى اليمين. ويمكن توضيح ذلك إذا ما أخذنا كمثال عناصر الدورة الثالثة، كما في الشكل التالي.



المجموعات Groups

هي أعمدة رأسية من العناصر تترتب تصاعدياً تبعًا لزيادة العدد الذري من أعلى إلى أسفل.

وضعت العناصر التي تتشابه في خواصها على شكل أعمدة طولية يطلق عليها مجموعات groups أو عائلات families وعددها 18 مجموعة، تنقسم إلى ثمان مجموعات طويلة أو رئيسة؛ تعرف بالمجموعات "A"، وعشر مجموعات قصيرة أو فرعية؛ تعرف بالمجموعات "B" تقع بين المجموعة الرئيسة الثانية والثالثة.

وعناصر المجموعة الواحدة تحتوي على نفس العدد من الإلكترونات في المدار الأخير (الخارجي). فجميع ذرات عناصر المجموعة الأولى (1A) تحتوي على إلكترون واحد في المدار الخارجي، كما يتضح من الجدول التالي، وذرات عناصر المجموعة الثانية (2A) تحتوي على إلكترونين اثنين في المدار الخارجي، وهكذا...

العنصر	الرمز	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني
ليثيوم	Li	3	2 , 1
صوديوم	Na	11	2 , 8 , 1
بوتاسيوم	K	19	2 , 8 , 8 , 1

التوزيع الإلكتروني لذرات بعض عناصر المجموعة الأولى (1A)

عدد الإلكترونات في المدار الأخير لذرة العنصر يمثل رقم المجموعة التي ينتمي إليها هذا العنصر.

(1-2) تصنيف عناصر الجدول الدوري:

ينشر الجدول الدوري في أشكال وأحجام عدة لكن أكثر الجداول الحديثة المستعملة تبدأ من جهة اليسار1A بمجموعة المعادن القلوية Alkaline metals حيث توجد المعادن على اليسار، ويليها المجموعة 2A معادن الأرض القلوية Alkaline earth metalsوهاتان المجموعتان تليهما عشرة أعمدة قصيرة بها 40 عنصرًا أي كل عمود به 4 عناصر.وتأتي هذه الأعمدة (المجموعات) العشرة بين مجموعة 2A ومجموعة 3A ويطلق عليها أسم المعادن الانتقالية metals transition وهي المجموعات الفئة B. وفي الجانب الأيمن من الجدول توجد المجموعات الرئيسة المتبقية 3A-8A، ويوجد بها خط متدرج

يفصل بين الفلزات metals الموجودة جهة اليسار واللافلزات nonmetals الموجودة جهة اليمين كالأكسجين oxygen والكربون carbon والنيتروجين nitrogen.

وعناصر المجموعة الواحدة تتشابه في الخواص الكيميائية ولذلك يطلق عليها اسم "عائلة كيميائية"، فمثلا:

- **المجموعة الأولى (1A)** تسمى الأقلاء أو الفلزات القلوية Alkali Metals ومنها: عناصر الليثيوم (Li) ، والصوديوم (Na)، والبوتاسيوم (K).
- **المجموعة الثانية (2A)** تسمى القلويات الترابية Alkaline Earth ومنها عناصر: البريليوم (Be)، والماغنسيوم (Mg)، والكالسيوم (Ca).
- **المجموعة السابعة (7A)** تسمى الهالوجينات Halogens، ومنها عناصر: الفلور (F)، والكلور(Cl)، والبروم (Br)، واليود (I).
- **مجموعة الصفر (0)** تسمى الغازات الخاملة أو الغازات النبيلة Noble Gases، وأشهرها عناصر: الهيليوم (He)، والنيون (Ne)، والأرجون (Ar). وتوصف ذراتها بأنها خاملة كيميائيًا أو مستقرة، ويعود ذلك لأن مدارها الخارجي يحتوي على (8) إلكترونات (ما عدا عنصر الهيليوم).

الفلزات الانتقالية Transition metals:

وهي العناصر التي تنتمي إلى المجموعات الفرعية أو مجموعات (B) من الجدول الدوري.

ويبدأ وجود هذه العناصر في الجدول الدوري بدءًا من الدورة الرابعة، ويعتبر السكانديوم Scandium (Sc) (عدده الذري 21) أول عنصر انتقالي.

اللانثانيدات lanthanides والاكتينيدات Actinides

كما توجد في أسفل الجدول الدوري سلسلتان من العناصر، تحتوي كُلٌ منها على (14) عنصرًا. تُعرف الأولى باللانثانيدات Lanthanide ، وهي تلي عنصر اللانثانيوم Lanthanum (La). وتُعرف السلسلة الثانية بالأكتينيدات Actinide ، وهي تلي عنصر الأكتينيوم Actinium (Ac). وتسمى هاتان السلسلتان **بالعناصر الانتقالية الداخلية Inner transition elements.**

الهيدروجين والهيليوم Hydrogen and Helium:

أن توزيع الهيدروجين إلكتروني يشبه التوزيع الإلكتروني لعناصر المجموعة الأولى (1A)، لذا يوضع ضمن المجموعة الأولى فوق الليثيوم، ومع ذلك فإن خواصه الكيميائية لا تتشابه مع خواص هذه المجموعة. ويوضع في بعض الجداول فوق

الهالوجينات، لأنه يحتاج إلى إلكترون لملء غلاف الطاقة الخارجي له، وعلى هذا فيمكن اعتبار أن الهيدروجين يتصرف مثل الهالوجينات في بعض الظروف، وينتج عن ذلك أيون الهيدريد (H^-).

أماعنصر الهيليوم فهوغاز خامل يختلف مع عناصر مجموعته عن بقية عناصر الجدول الدوري؛ حيث تحتوي ذرته على إلكترونين اثنين في المدار الخارجي، ومع ذلك فإن خواصه تختلف عن خواص المجموعة الثانية(2A). وبالرغم أنه يحتوي على إلكترونين اثنين فقط فقد تم تنظيمه في نفس مجموعة العناصر التي تحتوي على ثمان إلكترونات في المدار الخارجي لذراتها (الغازات الخاملة). لماذا؟

الفلزات واللافلزات Metals and Non-metals

يمكن تصنيف العناصر في الجدول الدوري عمومًا إلى فلزات ولافلزات وأشباه الفلزات

إذا تأملت جيدًا في الجدول الدوري، تجد بأن العناصر في هذا الجدول تم تقسيمها بصورة عامة إلى قسمين أساسيين هما: الفلزات، واللافلزات. حيث تم تنظيم الفلزات في يسار الجدول وفي وسطه، واللافلزات في اليمين.

كما يوجد على الخط الفاصل بين الفلزات واللافلزات نوع آخر من العناصر يسمى **العناصر شبه الفلزية Metalloids** لها خواص الفلزات وخواص اللافلزات. ومن الأمثلة على العناصر شبه الفلزية عنصر البورون (B)، وعنصر السيليكون (Si)، وعنصر الجاليوم (Ga).

ويمكن تلخيص الفرق بين الفلزات واللافلزات في الجدول الآتي:

الفلزات (المعادن)	اللافلزات (اللامعادن)	أشباه الفلزات
لها القابلية على الطرق والسحب (عدا الزئبق)	الصلب منها يتفتت عند الطرق	هي العناصر التي تمتلك بعض الصفات الفلزية وبعض الصفات اللافلزية مثل السليكونSi
تعطي بريقًا معدنيًا عند صقل سطحها	لا تعطي بريقًا ولمعانًا عند صقل سطحها	
جيدة التوصيل للحرارة والكهرباء	رديئة التوصيل للحرارة والكهرباء	
كثافتها ودرجات غليانها وانصهارها عالية نسبيًا	كثافتها ودرجة غليانها وانصهارها منخفضة نسبيًا	
صلبة عدا الزئبق فهو سائل	معظمها غازية والقليل منها سائل وصلب	
أيوناتها في المحاليل موجبة الشحنة	أيوناتها في المحاليل سالبة الشحنة	

(2-2) مناطق الجدول الدوري الحديث

أولاً: المنطقة اليسرى (s)

وتحوي عناصر المجموعتان الرئيسيتين (1A, 2A) والمعروفة باسم الفلزات القلوية والفلزات القلوية الأرضية على التوالي، وتشغل الكترونات التكافؤ في ذرات هذه العناصر الفئة S.

ثانيًا: المنطقة اليمنى (p)

وتحوي بقية العناصر في المجموعات الرئيسية (3A, 4A, 5A, 6A, 7A, 8A) وتشغل إلكترونات التكافؤ في ذرات هذه العناصر المجالين الإلكترونين (s, p). وهذه المنطقة تحوى جميع اللافلزات وأشباه الفلزات وبعض الفلزات. ويوجد بها خط متدرج يفصل بين الفلزات metals الموجودة جهة اليسار واللافلزات nonmetals الموجودة جهة اليمين. وتعرف عناصر هاتين المنطقتين (اليسرى واليمنى) بالعناصر التمثيلية Representative Elements وكذلك تعرف بالعناصر غير الانتقالية Untransition Metals.

ثالثًا: المنطقة الوسطى(d)

وتحوي جميع العناصر في المجموعات الفرعية (B) وتتألف من ثلاثين عنصراً جميعها من الفلزات في ثلاثة صفوف أو دورات تضم كل دورة عشرة عناصر. وتتميز عناصر هذه المنطقة بوجود إلكترونات التكافؤ في الفلكين (s,d) كمستوى التكافؤ، وتعرف عناصر هذه المنطقة بالعناصر الانتقالية Transition Metal .

رابعًا: المنطقة السفلى(f)

وتتألف من دورتي اللانثانيدات والاكتينيدات؛ وتضم كل دورة أربعة عشر عنصرًا. وتبدأ سلسلة اللانثانيدات بعنصر اللانثانوم ويأتي بعده عنصر السيريوم، أما سلسلة الاكتينيدات تبدأ بعنصر الاكتينيوم ثم عنصر الثوريوم. وتتميز عناصر هذه المنطقة بوجود إلكترونات التكافؤ في الفلك من نوع f، وتعرف عناصر هذه المنطقة بالعناصر الانتقالية الداخلية Transition Inner Metal .

وتم الاعتماد لترتيب العناصر في الجدول الدوري الحديث على الأسس التالية:

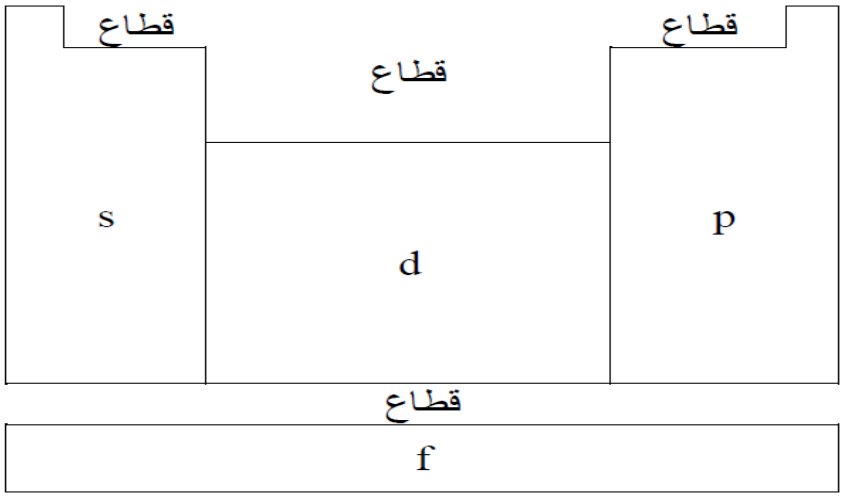
- رتبت العناصر حسب ازدياد العدد الذري (Z) atomic number.
- صفت العناصر في سطور أفقية (دورات) تبعًا لعدد مستويات الطاقة الإلكترونية (n) فيها المشغولة بالإلكترونات (فعناصر الدورة الأولى تشغل إلكتروناتها مستوى واحدًا من الطاقة، وعناصر الدورة الثانية مستويين .. وهكذا).

- وضعت العناصر في أعمدة رأسية (مجموعات) تبعًا لعدد الإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الأخير (الكترونات التكافؤ).

وهناك عدة عوامل ساعدت على اكتشاف الجدول الدوري الحديث؛ من بينها:

1. اكتشاف المستويات الحقيقية في الذرة (المستويات الفرعية).
2. التوصل إلى مبدأ البناء التصاعدي الذي ينص على أن الإلكترونات تفضل شغل المستويات الفرعية المنخفضة في الطاقة أولاً.

ومما سبق يعد الجدول الدوري جدولاً ترتب فيه العناصر بحسب الزيادة في العدد الذري، ويظهر كل عنصر في الجدول برمزه، والعناصر مرتبة في سبعة صفوف تسمى دورات، وتقرأ من اليسار إلى اليمين. وترتب العناصر في دورات حسب أعدادها الذرية من 1 إلى 118، كما توضع العناصر التي لها خواص متشابهة في نفس العمود تسمى المجموعات.



تحديد موقع العنصر الرئيسي التمثيلي (A) في الجدول الدوري:

حتى يمكن تحديد مواقع عنصر من العناصر الرئيسية (التمثيلية) في الجدول الدوري تتبع الخطوات التالية:

1. يكتب التوزيع الإلكتروني لذرة العنصر.
2. لتحديد رقم الدورة يحدد آخر مستوى رئيسي (n)، وهو الرقم الذي يسبق آخر مستوى فرعي (s) أو (p) فهذا الرقم يحدد رقم الدورة.
3. لتحديد رقم المجموعة يتم تحديد مجموع الإلكترونات في آخر مستوى رئيسي (n) فهذا الرقم يحدد رقم المجموعة.

مثال:

عنصر عدده الذري (15) المطلوب تحديد موقعه في الجدول الدوري، وذلك من حيث رقم الدورة والمجموعة.

الحل:

التوزيع الإلكتروني لذرة العنصر:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$$

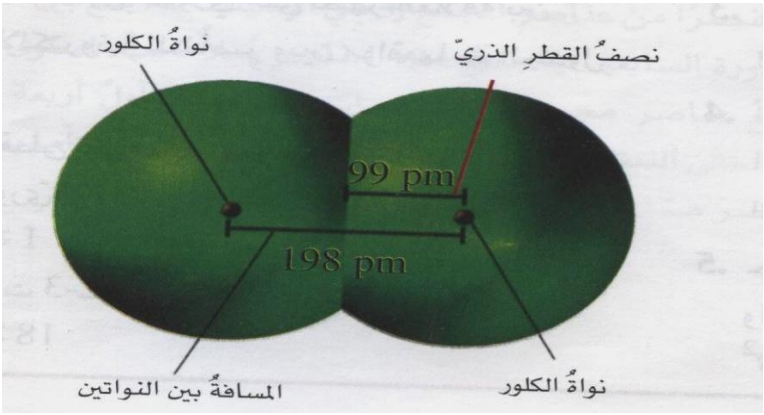
المستوى الأخير الثالث ∴ رقم الدورة الثالثة

ورقم المجموعة الخامسة

(2–4) دورية الخواص

الحجم الذري Atomic radii

إن حجـم الذرة يعتمـد إلـى حدٍ كبير على أنواع الروابط التي تربط هذه الذرة بغيرها من الذرات. وقد تم الاتفاق على قياس المسافة بين نوى الذرات المتجاورة في بلورة نقية من ذرات العنصر الصلب أو في جزيء العنصر الغازي. واعتبرت نصف المسافة المقاسة بين نواتي الذرتين في حالة العنصر الصلب **نصف قطر الذرة**، أما نصف المسافة بين نواتي الذرتين في الجزيء الغازي الذي ترتبط ذرتاه برابطة مشتركة؛ نصف قطر التساهمي. (أنظر الشكل التالي).



نصف القطر التساهمي لجزيء الكلور

ويُعرف نصف قطر الذرة بأنه **"نصف المسافة بين مركزي ذرتين متماثلتين في جزيء ثنائي الذرة "**. وطول الرابطة هو المسافة بين نواتي ذرتين متحدتين في الرابطة التساهمية، ويسمى نصف القطر التساهمي، أو هو المسافة بين مركزي الأيونين في الرابطة الأيونية ، ويسمى نصف القطر الأيوني. وتقاس طول الرابطة بحيود الإلكترونات، أو الأشعة السينية،أو وحدة القياس إنجستروم.

وعلى سبيل المثال أنصاف أقطار الذرات التالية **H** و**F** و**Cl** و**Br** و**I** من أطوال الروابط في الجزيئات H_2 وF_2 وCl_2 وBr_2 و I_2 على التوالي كما في الجدول الآتي:

الجزيئي	طول الرابطة (A^0)	نصف القطر الذري (A^0)
H_2	0.74	0.37
F_2	1.42	0.71
Cl_2	2.0	1.0
Br_2	2.30	1.15
I_2	2.66	1.33

<u>وتتدرج خاصية نصف القطر في الجدول:</u>

- في الدورات الأفقية: يقل نصف القطر كلما زاد العدد الذري (كلما اتجهنا يمينًا) والسبب كلما زادت شحنة النواة الموجبة زادت قوة جذب النواة لإلكترونات التكافؤ؛ مما يسبب نقص قطر الذرة.
- في المجموعات الرأسية: يزداد نصف قطر الذرة كلما زاد العدد الذري للأسباب هي:
  1. إضافة مستوى طاقة جديد.
  2. تعمل المستويات الممتلئة على حجب تأثير النواة على الإلكترونات الخارجية فيقل التجاذب بينهما.
  3. زيادة قوة التنافر بين الإلكترونات.

ففي الدورة الواحدة تتناقص أنصاف أقطار الذرات بازدياد أعدادها الذرية، أي الانتقال من يسار الجدول إلى يمينه. أما في المجموعة الواحدة، فإن أنصاف أقطار الذرات تتزايد بازدياد العدد الذري، أي الانتقال من أعلى المجموعة إلى أسفلها.

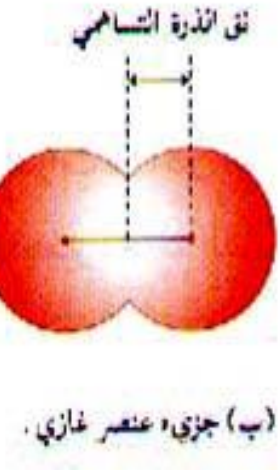
<u>يمكن الآن تفسير تغير الحجم الذري في المجموعة وفي الدورة كما يأتي:</u>

1. إن ازدياد الحجم الذري بالانتقال من أعلى إلى أسفل في المجموعة الواحدة من الجدول الدوري يعود إلى ازدياد مستويات الطاقة الرئيسية من عنصر إلى آخر (تحته في المجموعة)، حيث إن شحنة النواة الفعّالة المؤثرة في إلكترونات المستوى الأخير تبقى ثابتة تقريبًا لعناصر المجموعة الواحدة، لأن ازدياد عدد البروتونات في النواة يقابلها زيادة مماثلة في عدد إلكترونات المستويات الداخلية الحاجبة. وبالتالي فإن العامل المؤثر في زيادة الحجم الذري من أعلى إلى أسفل في المجموعة الواحدة هو قيمة عدد الكم الرئيس n لأفلاك المستوى الأخير.
2. في عناصرمجموعات A تجد أنه عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة الواحدة فإن الإلكترونات تضاف إلى المستوى الرئيسي نفسه. وفي الوقت نفسه يزداد عدد البروتونات في النواة (تزداد شحنة النواة). لذلك فإن شحنة النواة

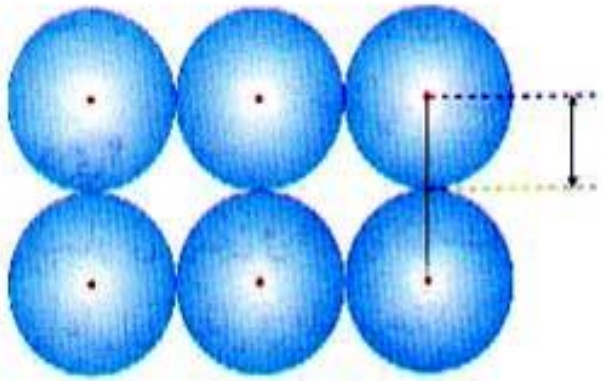
الفعَالة التي تؤثر في إلكترونات المستوى الأخير تزداد بازدياد العدد الذري في الدورة الواحدة، وهذا يؤدي إلى زيادة في قوة جذب النواة لإلكترونات المستوى الأخير، ونتيجة لذلك سوف تقترب نحو النواة فيقل الحجم الذري.

الحجم الأيوني Ionic radii

يعبر عن **الحجم الأيوني** بطول الرابطة؛ وهي **المسافة بين نواتي ذرتين متحدتين في الرابطة التساهمية أو نواتي أيونين في الرابطة الأيونية.** وعادة ما يكون نصف قطر الأيون الموجب أصغر من نصف قطر الذرة (في الفلزات) بسبب زيادة الشحنة الموجبة، وبالتالي زيادة جذب النواة للإلكترونات. في حين أن نصف قطر الأيون السالب أكبر من نصف قطر الذرة (في اللافلزات)، بسبب زيادة قوة التنافر بزيادة عدد الإلكترونات.



(ب) جزيء عنصر غازي.



(أ) بلورة عنصر صلب.

مثال: إذا كان طول الرابطة في جزئ الهيدروجين يساوي 0.6 إنجستروم، وطول الرابطة في جزيء كلوريد الهيدروجين تساوي 1.29 إنجستروم. أحسب نصف قطر ذرة الكلور.

الحل: نصف قطر ذرة الهيدروجين = طول الرابطة ÷2 = 0.6 ÷ 2 == 0.3 إنجستروم

طول الرابطة H- Cl= 1.29 إنجستروم

طول الرابطة = نصف قطر الهيدروجين + نصف قطر الكلور

نصف قطرذرة الكلور = طول الرابطة - نصف قطر الهيدروجين = 1.29 – 0.3 == 0.99 إنجستروم

السالبية الكهربائية (Electronegativity)

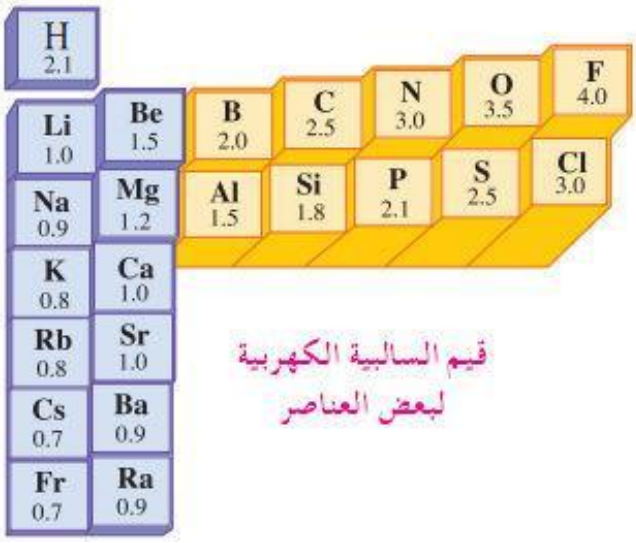
تعتمد السالبية الكهربائية أو الكهرسلبية على التوزيع الإلكتروني للذرة وعلى شحنة النواة الفعّالة. وتُعرف بأنها **"قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية نحوها"**. وتقاس السالبية الكهربائية بقياس مقدرة الذرة أو الجزيء على جذب الإلكترونات في الروابط الكيميائية.

وتعتمد نوعية الرابطة المتكونة اعتمادًا كبيرًا على الفرق في السالبية الكهربية بين الذرات الداخلة فيها. وتقوم الذرات المتشابهة في السالبية الكهربية " بسحب " الإلكترونات من بعضها البعض ويرجع لما يسمى "مشاركة " وتكون رابطة تساهمية، إضافة إلى ذلك في حالة أن أحد الذرات تقوم بسحب الإلكترونات بقوة أكبر قليلاً من الأخرى فإنه تتكون رابطة تساهمية قطبية، ولكن لو كان هذا الفرق كبيرًا سينتقل الإلكترون إلى أحد الذرات وتتكون رابطة أيونية .

ويتم استخدام مقياسين مشهورين للسالبية الكهربية ، مقياس باولنج (تم إقتراحه عام 1932م) ومقياس مولكين (تم اقتراحه عام 1934 م).

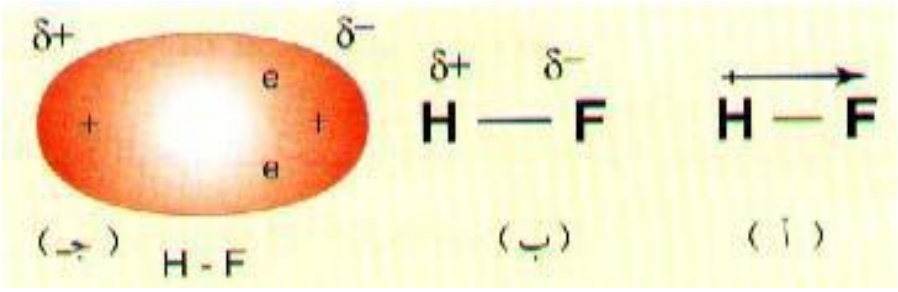
مقياس باولنج

تم اقتراح مقياس باولنج بواسطة العالم لينوس بولينج عام 1932م، من خلال ملاحظته أن الرابطة التساهمية تكون أقوى من المتوقع عندما ترتبط ذرتان مختلفتان في الكهرسلبية. وفى هذا المقياس يكون عنصر الفلور هو أعلى العناصر في السالبية الكهربائية حيث تبلغ 3.98، بينما أقل العناصر سالبية كهربائية هو الفرانسيوم وله قيمة تبلغ 0.7 والعناصر الباقية تتراوح قيمها بين هاتين القيمتين، كما في الشكل التالي.



إذا ارتبطت ذرتان لهما قيم كهرسلبية مختلفة مثل HF ، كما في الشكل التالي . فإن إلكتروني الرابطة الكيميائية سوف تنجذبان أكثر نحو الذرة الأعلى في السالبية الكهربائية، و في هذه الحالة نحو ذرة الفلور. الكترونا الرابطة في هذه الحالة لن

يكونا مقسومين بالتساوي بين الذرتين و بدلاً من ذلك فإن أكثر من نصف الكثافة الإلكترونية للرابطة ستكون مركزة حول ذرة الفلور. فتظهر شحنة جزئية سالبة (0.95-) على ذرة الفلور و شحنة جزئية موجبة (0.95+) على ذرة الهيدروجين، و هي شحنات ليست كاملة و إلا لأصبحت الرابطة أيونية. ما حدث لجزيء HF يسمى استقطاباً (قطبية الرابطة التساهمية).وكلما زاد الفرق في السالبية الكهربائية زادت قطبية الرابطة إلى أن تصل إلى حدٍ عندها ينتقل إلكترونا الرابطة بالكامل إلى الذرة الأعلى في الكهروسالبية و يصبح المركب أيونياٍ كامل الشحنات الموجبة والسالبة.



وكقاعدة عامة يكون نوع الرابطة بين ذرتين رابطة أيونية في حالة أن الفرق في السالبية الكهربائيه (δEN) بينهما أكبر من أو يساوي 1.7. وعندما يكون الفرق في السالبية الكهربائيه (0.4 – 1.7) فإن الرابطة تعتبر تساهمية قطبية، وعندما يكون الفرق أقل من 0.4 تعتبر الرابطة تساهمية غير قطبية، وعندما يكون الفرق مساوياً للصفر فإن الرابطة تكون رابطة تساهمية نقية غير قطبية ، كما في الجزيئات مثل O_2، F_2، Cl_2.

تدرج السالبية الكهربية

لكل عنصر كيميائي سالبية كهربائيه مميزة تتراوح بين 0 - 4 على مقياس باولنج.

+-وتتدرج خاصية السالبية الكهربائية في الجدول الدوري:

أ) في الدورات الأفقية: تزداد السالبية الكهربائيه بزيادة العدد الذري، وذلك بسبب نقص نصف قطر الذرة وزيادة شحنة النواة وزيادة قوى الجذب بين النواة والإلكترونات. كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين قل الحجم الذري وزادت السالبية الكهربائيه ؛ لذلك تقدر النواة على جذب الكترونات غلاف التكافؤ نحوها. وعلى هذا فإن أكثر العناصر السالبية كهربائية هي العناصر الموجودة في يمين الجدول، وأقلها سالبية أيسر الجدول.

ب) في المجموعات الرأسية: كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل قلت السالبية الكهربائية وزاد الحجم الذري؛لذلك تتنافر إلكترونات مستوى الطاقة الأخير لضعف النواة على جذبها نحوها.أي أن السالبية الكهربائية تقل بزيادة العدد الذري أي كلما اتجهنا لأسفل؛ وذلك بسبب زيادة نصف قطر الذرة وتأثير حجب المستويات الممتلئة لقوى جذب النواة وزيادة التنافر بين الإلكترونات. وعلى هذا فإن أكثر العناصر السالبية الكهربائية هي العناصر الموجودة في أعلى الجدول, وأقلها سالبية في أسفل الجدول.

طاقة التأين (Ionization Energy)

تعلم أن الإلكترون مشحون بشحنة سالبة، وبالتالي فهو يخضع لقوة جذب كهربائية من نواة الذرة. ماذا يلزم لفصل إلكترون واحد عن الذرة؟ وماذا ينتج عندما ينفصل إلكترون عن الذرة؟ أي إلكترونات الذرة أسهل فصلاً عنها؟

طاقة تأين أو يطلق عليها بعض الأحيان جهد التأين؛ **هي الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لفصل الإلكترون الأخير من الذرة في حالتها الغازية المستقرة المعزولة وتقاس بوحدة كيلوجول/مول(KJ/mol).** وتوجد مستويات مختلفة لطاقة التأين على حسب موقع الإلكترون في الذرة، فهناك طاقة التأين الأولى التي تستخدم لنزع أول إلكترون من إلكترونات التكافؤ(المستوى الأخير للذرة)، وطاقة التأين الثانية لنزع إلكترونين وهكذا الثالثة وربما الرابعة....

وعادة ما يكون نزع إلكترونات التكافؤ بطاقات تأين قليلة نسبياً مقارنة بالإلكترونات الداخلية (إلكترونات المستويات ما قبل الأخيرة)، فهي تحتاج إلى طاقة تأين كبيرة، بحيث تتحول الذرة إلى أيون موجب؛ كما في المعادلة الآتية:

$$\mathbf{X\ (ذرة) + طاقة\ تأين \rightarrow X^{+}\ (أيون\ موجب) + e^{-}\ (إلكترون)}$$

ويمكن تمثيل ذلك لعنصر الصوديوم بالمعادلة الآتية:

$$Na_{(g)} + ٤٩٥,٨\ \text{كيلو جول / مول} \longrightarrow Na^{+}_{(g)} + e^{-}$$

ويمكن وصف طاقة التأين لعنصر ما بأنها الطاقة اللازمة لنقل الإلكترون الأبعد عن النواة من المستوى الموجود فيه إلى المستوى $n = \infty$ للذرة وهي في الحالة الغازية.

تدرج الخاصية الفلزية واللافلزية

أ) في الدورات الأفقية تقل الصفة الفلزية وتزداد الصفة اللافلزية بزيادة العدد الذري. حيث تبدأ الدورة بعنصر قلوي حتى تصل لأشباه الفلزات ثم يظهر اللافلزات.

ب) في المجموعة الرأسية تزداد الصفة الفلزية، وتقل الصفة اللافلزية بزيادة العدد الذري، لأن كلما زاد العدد الذري يزيد عدد مستويات الطاقة فيبعد إلكترون التكافؤ عن النواة فيسهل فقده ، ولكبر الحجم الذري.

(5-2) تكافؤ العناصر أو السعة الإتحادية (Elements Valency)

تتفاعل ذرات العناصر لكي تصل إلى التركيب المستقر بحيث يكون في المجال الأخير إلكترونان في حالة الهيدروجين 8 إلكترونات أو ، وهو ما يتشابه مع تركيب الغازات النادرة. وعلى ذلك فإن ذرات العناصر تميل إلى أن تفقد أو تكتسب أو

تشارك بالإلكترونات بحيث يصبح عدد الإلكترونات في المجال الأخير(مجال التكافؤ) مشابهًا إلى تركيب أقرب الغازات النادرة إليه.

يسمَى المجال الإلكتروني الأخير مجال التكافؤ: لأنه المجال الذي تحدد تكافؤ العنصر.

مثال: عنصر الأكسجين عدده الذري (8) والتركيب الإلكتروني له $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$. فما تكافؤه؟

نلاحظ أن المجال الأخير لذرة الأكسجين به (6) إلكترونات وبالتالي فإن ذرة الأكسجين تكتسب (2) إلكترون أسهل مما تفقد (6) إلكترونات، لكي تصل إلى التركيب الثماني للغاز النادر وتتحول إلى أيون الأكسجين (O^{2-}) وعندها نقول أن تكافؤ الأكسجين هو (2^-)، وبشكل عام ينطبق ذلك على عناصر المجموعة السادسة.

مثال: عنصر الصوديوم عدده الذري (11) وتركيبه الإلكتروني $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$. فما تكافؤه؟

نلاحظ أن المجال الأخير به إلكترون واحد وبالتالي فإن ذرة الصوديوم تفقد إلكترونًا واحدًا أسهل مما تكتسب (7) إلكترونات لكي يصبح مجالها الأخير مشابهاً لتركيب الغاز النادر القريب منه وهو غاز النيون ($_{10}Ne$) وتتحول إلى أيون الصوديوم (Na^+)، وعندها نقول أن تكافؤ الصوديوم (1^+) وبشكل عام ينطبق ذلك على عناصر المجموعة الأولى.

ومن المثالين السابقين يمكن أن نعرف:

التكافؤ (Valency) بأنه: عدد الإلكترونات التي تفقدها أو تكتسبها أو تشارك بها ذرة العنصر أثناء التفاعل الكيميائي لكي تصل إلى التركيب الإلكتروني المستقر المماثل لتركيب أقرب غاز نادر إليه.

ويمكن التعرف على تكافؤ العناصر التمثيلية من خلال رقم المجموعة كما في الجدول:

رقم المجموعة	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
التكافؤ	1^+	2^+	3^+	4^+ أو 4^-	3^-	2^-	1^-	صفر
نوع العناصر	فلزات	فلزات	فلزات	شبه فلزات غالباً	لافلزات	لافلزات	لافلزات	خامل

(6-2) الأيونات (Ions):

إن ذرتا الليثيوم (Li) والصوديوم (Na) يحتوي مدارهما الخارجي على إلكترون واحد فقط، وذرة الهيليوم (He) يحتوي مدارها الخارجي على إلكترونين اثنين، والمدار الخارجي لذرة النيتروجين (N) يحتوي على خمسة إلكترونات، والمدار الخارجي لذرة الأكسجين (O) يحتوي على ستة إلكترونات، في حين أن المدار الخارجي لذرة النيون (Ne) يحتوي على ثمانية إلكترونات.

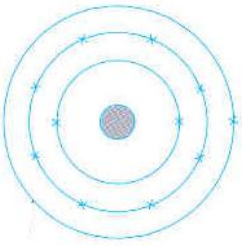
تُوصف الذرة التي تحتوي على ثمانية إلكترونات في مدارها الخارجي بأنها مستقرة stable أو خاملة. ولكن معظم الذرات لا يحتوي مدارها الخارجي على ثمانية إلكترونات، لذلك فهي غير مستقرة.

ولكن كيف تصل ذرات العناصر غير المستقرة إلى التركيب الإلكتروني المستقر؟

لكي تصل ذرات العناصر غير المستقرة إلى حالة الاستقرار فإنها ترتبط مع الذرات الأخرى. ولتوضيح ذلك سنأخذ كمثال سلوك كلٍ من ذرتي الصوديوم (Na) والكلور (Cl) للوصول إلى حالة الاستقرار.

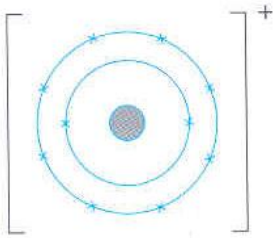
كيف تصل ذرة الصوديوم إلى التركيب الإلكتروني المستقر؟

يتضح من خلال الشكل بأن ذرة الصوديوم تحتوي على إلكترون واحد في مدارها الخارجي كما في الشكل.:



2,8,1

وبالتالي إذا فقدت هذا الإلكترون, فإن تركيبها الإلكتروني يُصبح كما في الشكل التالي



2,8

نلاحظ أن عدد البروتونات يساوي (11)، بينما عدد الإلكترونات أصبح (10) فقط. وبالتالي فإن الشحنة الكلية تساوي (+1). أي أن ذرة الصوديوم تتحول من ذرة متعادلة إلى ذرة تحمل شحنة موجبة، ويُطلق على الذرة التي تحمل شحنة موجبة اسم "أيون موجب" positive ion . ويكون رمز أيون الصوديوم هو (Na^+).

كيف تصل ذرة الكلور إلى التركيب الإلكتروني المستقر؟

تحتوي ذرة الكلور (Cl) على سبعة إلكترونات في مدارها الخارجي، كما في الشكل التالي. ولكي تصل إلى الاستقرار الإلكتروني فإنها تكتسب إلكتروناً واحداً من ذرة أخرى. أي أن ذرة الكلور تتحول من ذرة متعادلة إلى ذرة تحمل شحنة كهربائية سالبة، ويُطلق على الذرة التي تحمل شحنة سالبة اسم "أيون سالب" negative ion . ويكون رمز أيون الكلور هو (Cl^-).

نستنتج مما سبق بأن:

الأيون ion : هو ذرة فاقدة أو مكتسبة لإلكترون واحد أو أكثر وتحمل شحنة كهربائية موجبة أو سالبة

فالذرة تتحول إلى الأيون الموجب، حيث تحمل شحنة كهربائية موجبة مساوية لعدد الإلكترونات المفقودة.

مثال

$$Na \xrightarrow{-1e} Na^+ \qquad (\text{فلز})$$

$$Ca \xrightarrow{-2e^-} Ca^{++} \qquad (\text{فلز})$$

وعندما تكتسب إلكترونات تتحول إلى الأيون السالب، حيث تحمل شحنة كهربائية سالبة مساوية لعدد الإلكترونات المكتسبة.

مثال

$$F \xrightarrow{+1e} F^- \qquad (\text{لافلز})$$

$$O \xrightarrow{+2e^-} O^{--} \qquad (\text{لافلز})$$

وتتغير تسمية بعض العناصر(اللافلزية) عند تحول ذراتها إلى أيونات، حيث يضاف للاسم مقطع (يد) مثل:

مثال

أكسجين ⟵ أكسيد

كلور ⟵ كلوريد

كبريت ⟵ كبريتيد

بروم ⟵ بروميد

ونلخص الفرق بين الذرة والأيون في الجدول التالي:

الذرة	الأيون
غلافها الخارجي غير ممتلئ بالإلكترونات	غلافها الخارجي ممتلئ بالإلكترون
أقل استقرارًا	أكثر استقرارًا
فعالة كيميائياً	قليل الفعالية

(8–2) صيغ وتسمية المركبات الكيميائية Formula and Naming of Chemical Compounds

رموز العناصر Symbols of Elements

والجدول الآتي يوضح أسماء بعض العناصر الشائعة ورموزها الكيميائية:

اسم العنصر	الرمز	اسم العنصر	الرمز
هيدروجين Hydrogen	H	ألومنيوم Aluminium	Al
هيليوم Helium	He	سيليكون Silicon	Si
ليثيوم Lithium	Li	فوسفور Phosphorus	P
بريليوم	Be	كبريت Sulphur	S
بورون Boron	B	كلور Chlorine	Cl
كربون	C	أرجون Argon	Ar
نيتروجين Nitrogen	N	بوتاسيوم (Kalium) Potassium	K
أكسجين Oxygen	O	كالسيوم Calcium	Ca
فلور Fluorine	F	حديد (Ferrum) Iron	Fe
نيون Neon	Ne	نحاس (Cuprum) Copper	Cu
صوديوم (Natrium) Sodium	Na	فضة Silver	Ag
ماغنيسيوم Magnesium	Mg	ذهب (Aurum) Gold	Au

أسماء بعض العناصر الشائعة ورموزها الكيميائية

الخطوات المتبعة عند اشتقاق رموز العناصر:

1. أخذ الحرف الأول من الاسم الانجليزي أو اللاتيني للعنصر على أن يكتب بشكل كبير.
2. إذا اشترك أكثر من عنصر في الحرف الأول فيكون رمز العنصر الذي اكتشف أولاً مكونًا من الحرف الأول، أما العنصر الآخر فيتكون رمزه من حرفين الحرف الأول والثاني، أو الأول والثالث على أن يكتب الحرف الأول بشكل كبير والآخر بشكل صغير.

مثال: على ذلك:

اسم العنصر	رمز العنصر	اسم العنصر	رمز العنصر
هيدروجين	H	كربون	C
هليوم	He	كاليسيوم	Ca
زئبق	Hg	كلور	Cl
نيتروجين	N	نحاس	Cu
صوديوم	Na	ألومنيوم	Al
نيون	Ne	ذهب	Au
بورون	B	فضة	Ag
بريليوم	Be	كبريت	S
باريوم	Ba	سيلكون	Si
بوتاسيوم	K	فلور	F
كريبتون	Kr	حديد	Fe

وفي الحقيقة فإن الرمز يعني للكيميائي أكثر من اختصار لاسم العنصر، لأن له دلالة كمية أيضًا إذ أننا عندما نكتب H كرمز لعنصر الهيدروجين، فإننا نعني في الوقت نفسه ذرة واحدة من الهيدروجين وكذلك H_2 تعني ذرتين من الهيدروجين أو جزيء من الهيدروجين وهو مكون من ذرتين متحدتين معًا، و 3H تعني ثلاث ذرات من الهيدروجين.

الصيغ الجزيئية للعناصر Molecular formulas of the elements

الرموز الكيميائية الموضحة في الجدول أعلاه تَدل على ذرة واحدة من العنصر. معظم العناصر تتكوّن جزيئاتها من ذرة واحدة فقط، وبالتالي فإن رمز العنصر يَدل على صيغة جزيء واحد من هذا العنصر. فمثلًا (C) يدل على ذرة كربون، كما يدل كذلك على جزيء كربون. و(Na) يدل على ذرة صوديوم، كما يدل أيضًا على جزيء صوديوم.

في حين أن بعض العناصر الكيميائية تتكوّن جزيئاتها من ذرتين، وهي:

الهيدروجين وصيغته الجزيئية (H_2)، والنيتروجين (N_2)، والأكسجين (O_2)، والفلور (F_2)، والكلور (Cl_2)، والبروم (Br_2)، واليود (I_2). والشكل الآتي يوضح نموذجًا لجزيْ الأكسجين.

نموذج لجزيء الأكسجين

صيغ المركبات الكيميائية (Formula of Chemical Compounds)

ادرس الصيغ الكيميائية للمركبات في الجدول التالي، ثم حاول أن تضع تصورًا للكيفية التي تمت بها كتابة الصيغ الكيميائية لهذه المركبات:

صيغة المركب	اسم المركب
$MgCl_2$	كلوريد الماغنيسيوم
Na_2O	أكسيد الصوديوم
KI	يوديد البوتاسيوم
$CaCO_3$	كربونات الكالسيوم

لعلك لاحظت من خلال الجدول السابق أن عدد ذرات العناصر المشتركة في تركيب المركب يختلف من مركب إلى آخر (لماذا؟)، كما أن الأيونات الموجبة تكتب على جهة اليسار والأيونات السالبة على جهة اليمين (لماذا؟) .وحتى تتوصل إلى الإجابة على الأسئلة السابقة لابد من دراسة قواعد كتابة الصيغ الكيميائية للمركبات والتي تتلخص فيما يأتي:

1. عند كتابة الصيغ الكيميائية للمركبات الأيونية توضع أيونات الفلزات أو الأيونات ذات الشحنة الكهربائية الموجبة أولاً جهة اليسار، ثم أيونات اللافلزات أو الأيونات ذات الشحنة الكهربائية السالبة جهة اليمين.
2. يجب أن تكون الشحنة الكهربائية للأيونات المكونة للمركب متكافئة، حيث إن لكل أيون شحنة كهربائية معينة تعرف **بالسعة الاتحادية للعنصر Combining capacity ويقصد بها: " مقدرة العنصر على الإتحاد مع العناصر الأخرى".**

مثال:

اكتب الصيغة الكيميائية للمركب الناتج عن اتحاد عنصري الألمنيوم والكلور . علما بأن الألمنيوم عنصر فلزي يرمز له بالرمز (Al) وسعته الاتحادية تساوي (3) ، وعنصر الكلور (Cl) لافلز سعته الاتحادية تساوي(1) .

الحل:

لكتابة الصيغة الكيميائية للمركب الناتج نقوم بعمل الآتي:

1- يكتب رمز العنصر الفلزي أولًا ثم العنصر اللافلزي من اليسار إلى اليمين كالآتي : AlCl .

2- بما أن السعة الاتحادية للعنصر Al هي (3)، فهو يحتاج لأن يتعادل مع سعة اتحادية قدرها (3)، وبما أن السعة الاتحادية للعنصر Cl هي (1) لذلك يلزم ثلاثة أيونات من العنصر Cl، ولهذا السبب نكتب العدد (3) أسفل الأيون Cl^-.

وبمعنى آخر نبادل بين قيم الشحنات الكهربائية لكل أيون بغض النظر عن نوعها:

Al^{3+} Cl^-

Al_1 Cl_3

3- نكتب الصيغة الكيميائية للمركب في صورتها النهائية: $AlCl_3$

(ملاحظة: لا يكتب الرقم (1) أثناء كتابة الصيغة ولكن دائمًا لا يكتب العدد 1 أسفل الأيونات، وبذلك تصبح الصيغة: $AlCl_3$).

مثال:

اكتب الصيغة الكيميائية لمركب يتكون من عنصري الأكسجين والكالسيوم

الحل:

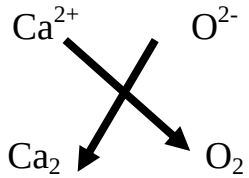
1- يكتب رمز العنصر الفلزي أولاً ثم العنصر اللافلزي :

Ca O

2- السعة الاتحادية لعنصر الكالسيوم هي (2^+) والسعة الاتحادية لعنصر الأكسجين هي (2^-)، لذلك يلزم أيون واحد من عنصر الأكسجين وأيون واحد من عنصر الكالسيوم

Ca^{2+} O^{2-}

3- نبادل بين قيم الشحنات الكهربائية لكل أيون:



4- صيغة المركب تكون CaO

ملاحظة: (يجب أن تقلل نسب الذرات في الصيغة الكيميائية إلى أقل عدد ممكن).

والجدول التالي يوضح بعض الأمثلة لكتابة صيغ المركبات الكيميائية:

الرقم	المركب	خطوات الكتابة	الصيغة النهائية
1	كلوريد الصوديوم	نكتب رمز العناصر : Na Cl نكتب التكافؤات: 1 1 نبادل التكافؤات: 1 1	NaCl
2	أكسيد المغنيسيوم	نكتب رمز العناصر : Mg O نكتب التكافؤات: 2 2 نبادل التكافؤات: 2 2	MgO
2	نترات الكالسيوم	نكتب رمز العناصر : Ca NO_3 نكتب التكافؤات: 2 1 نبادل التكافؤات: 1 2	$Ca(NO_3)_2$
4	كربونات الأمونيوم	نكتب رمز العناصر : NH_4 CO_3 نكتب التكافؤات: 1 2 نبادل التكافؤات: 2 1	$(NH_4)_2CO_3$

الأيونات عديدة الذرات (Polyatomic ions)

عرفنا أن الأيون يتكون من ذرة واحدة تظهر عليه شحنة كهربائية موجبة أو سالبة مثل أيونات Cl^- ، O^{2-} ، Ca^{2+} ، Na^+، ولكن قد يتكون الشق الأيوني من أكثر من ذرة ويعرف عندها بالشق الأيوني متعدد الذرات مثل SO^{2-} ، OH^- ، CO_3^{2-}. وفي كلتي الحالتين فإن الشق الأيوني يحمل سعة اتحادية محددة، ويوضح الجدول التالي بعض الأمثلة على الأيونات عديدة الذرات والسعة الاتحادية لكلٍ منها.

اسم الأيون/الشق الأوني	الصيغه الكيميائية	السعة الاتحادية/ تكافؤ
أمونيوم	NH_4^+	1
هيدروكسيد	OH^-	1
نيترات	NO_3^-	1
بيكربونات	HCO_3^-	1
كربونات	CO_3^{-2}	2
كبريتات	SO_4^{-2}	2
بيكبريتات	HSO_4^-	1
فوسفات	PO_4^{-3}	3

السعة الاتحادية لبعض الأيونات عديدة الذرات

ولكتابة الصيغ الكيميائية للمركبات المحتوية على أيونات عديدة الذرات نتبع نفس إجراءات كتابة الصيغ الكيميائية الموضحة سابقًا، إلا أن الأيون عديد الذرات يوضع ضمن قوسين إذا تطلب كتابة رقم أسفله.

مثال:

اكتب الصيغة الكيميائية لمركب فوسفات الكالسيوم.

1. نكتب رمز العنصر الفلزي أولًا ثم رمز المجموعة الذرية (الأيون عديد الذرات) :

Ca^{2+} PO_4^{3-}

2^+ 3^-

2. نبادل بين قيم الشحنات الكهربائية لكل أيون:

Ca^{2+} PO_4^{3-}

3^- 2^+

3. نكتب صيغة المركب: $Ca_3(PO_4)_2$

ولتسمية المركبات الأيونية باللغة العربية اتبع القواعد التالية:

1. اكتب أولاً اسم الأيون السالب ثم اسم الأيون الموجب.

2. إذا كان الأيون السالب مكونًا من ذرة عنصر واحد، أضف مقطع (يد) في نهاية اسم الأيون.

صيغة المركب	الشق الموجب	الشق السالب	اسم المركب
NaCl	Na^+	Cl^-	كلوريد الصوديوم

3. إذا كان الأيون السالب يتكون من أيون عديد الذرات ، فأضف المقطع (آت) في نهاية اسم الأيون.

صيغة المركب	الشق الموجب	الشق السالب	اسم المركب
$CaCO_3$	Ca^{2+}	CO_3^{2-}	كربونات الكالسيوم

(9-2) الكتلة الذرية (Atomic Mass)

نظرًا لصغر كتل الذرات وصعوبة التعامل مع أرقامها اقترح العلماء استخدام الكتل الذرية النسبية بدلاً من الكتل المطلقة، وهذا يستدعي أخذ ذرة عنصر معين كمقياس ثم تنسب إليها كتل ذرات العناصر أخرى.

وقد اتفق العلماء على أخذ ذرة الكربون (C^{12}) مقياسًا تقاس بالنسبة له الكتل الذرية لباقي العناصر، واعتبرت كتلة ذرة الكربون(C^{12}) مساوية تمامًا (12) والقيمة (1/12) من كتلة ذرة الكربون والتي هي وحدة قياس الكتل الذرية ويرمز لها بالحروف(و.ك.ذ) وبناءً على ذلك تعرف الكتلة الذرية النسبية.

الكتلة الذرية: هي النسبة بين كتلة ذرة واحدة من العنصر إلى كتلة ذرة واحدة من C^{12} والتي تساوي (12 و.ك.ذ.)

والكتل الذرية المقدرة بالجرامات يطلق عليها الكتل الذرية الجرامية. وتوجد معظم العناصر على هيئة العديد من النظائر، لذا فإن العنصر الواحد يحتوي ذرات ذات كتل ذرية مختلفة.

كيف يصف العلماء كتلة عنصر ما؟

يتم ذلك عن طريق حساب متوسط كتل جميع النظائر لنفس العنصر حسب نسبة وجود كل نظير منه في الطبيعة، وهذا يفسر وجود كسور في الكتل الذرية لبعض العناصر.

مثال: يوجد عنصر النحاس في الطبيعة على هيئة نحاس 63 بنسبة 69.1 ٪ ونحاس 65 بنسبة 30.9٪ احسب الكتلة الذرية لعنصر النحاس.

الحل:

متوسط كتلة النحاس الذرية =63×69.1 + 65×30.9/100 = 63.96

متوسط كتلة النحاس الذرية 63.96 و.ك.ذ

(10-2) الكتلة الجزيئية (Molecular Mass)

ونظرًا لكون الجزيئات تتألف من ذرات فبالإمكان معرفة الكتلة الجزيئية للمادة بجمع الكتل الذرية للذرات المكونة لهذا الجزيء.

الكتلة الجزيئية للجزيء = مجموع كتل الذرات المكونة له

مثال: احسب الكتلة الجزيئية للماء (H_2O) علمًا بأن الكتل الذرية لذرات الجزيء: الأكسجين= 16 والهيدروجين= 1.

الحل: يمكن الحصول على الكتلة الجزيئية للماء بجمع الكتل الذرية لذرتي الهيدروجين والأكسجين.

الكتلة الجزيئية للماء= 1×16 + 2×1 = 18 و.ك.ذ

أسئلة الفصل الثاني

السؤال الأول: اختر الإجابة الصحيحة من بين البدائل المعطاة لكلٍ من الفقرات الآتية:

1- يقع العنصر ذو التوزيع الإلكترون $[Ar]\ 4s^1$ ضمن الجدول الدوري في:

أ) الدورة الأولى والمجموعة الرابعة
ب) الدورة الرابعة والمجموعة الأولى
ج) الدورة الأولى والمجموعة االثامنة
د) الدورة الثالثة والمجموعة الثامنة

2- عنصر يصنف من ضمن العناصر الثقيلة:

أ) الزئبق ب) النحاس ج) الحديد د) الألمنيوم

3- الكتلة الجزيئية لهيدروكسيد الصوديوم NaOH علمًا بأن الكتل الذرية لذرات الجزيء الأكسجين= 16 والهيدروجين= 1والصوديوم = 23 تساوي:

أ) 17 ب) 23 ج) 39 د) 40

ب)

4- الصيغة الجزيئية الافتراضية (X_2) يمكن أن تكون لعنصر:

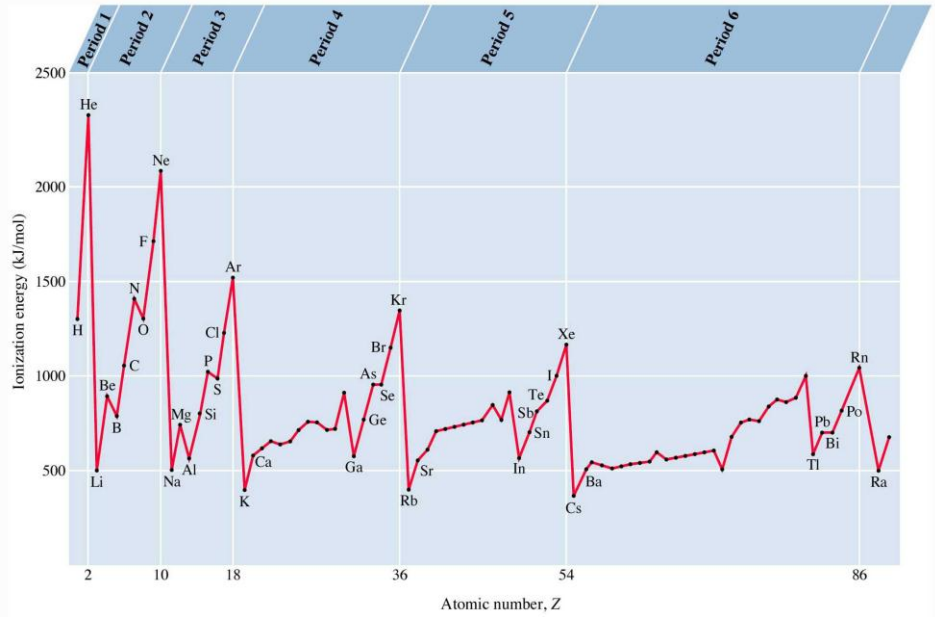
أ) الصوديوم ب) الكبريت ج) الفلور د) الفوسفور

5-أي مما يلي أكبر حجما؟:

أ) Na ب) Na^+ ج) O د) O^{2-}

السؤال الثاني

1- يوضِّح الشكل الآتي تغير طاقة التأين الأولى بتغير العدد الذري:



أ- فسِّر: طاقة التأين لعنصر البورون أقل من طاقة التأين لعنصر البريليوم، علما بأن طاقة التأين تزيد بزيادة العدد الذري خلال الدورة.

ب- فسِّر: طاقة التأين لعنصر المغنيسيوم أعلى من طاقة التأين لعنصري الألمنيوم والصوديوم.

2- أكمل الجدول الآتي:

المركب	الصيغة الكيميائية	الأيون الموجب	السعة الاتحادية للأيون الموجب	الأيون السالب	السعة الاتحادية للأيون السالب
كلوريد البوتاسيوم					
	$MgCO_3$				
		NH_4^+		Cl^-	
نترات الفضة			1		1