# الوحدة الأولى

## الإلكترونـات في الذرة

## نماذج الذرة

| | |
|---|---|
| (كم الطاقة) | ـ كمية الطاقة اللازمة لنقل الإلكترون من مستوى الطاقة الساكن فيه إلى مستوى الطاقة الأعلى التالي له. |
| (السحابة الالكترونية) | ـ منطقة في الفضاء المحيط بالنواة ويحتمل وجود الإلكترون فيها في كل الاتجاهات والأبعاد. |
| (الفلك الذرى) | ـ المنطقة الفراغية حول النواة التي يكون فيها أكبر احتمال لوجود الإلكترون. |
| (عدد الكم الرئيسي) | ـعدد الكم الذي يشير إلى مستوى الطاقة في الذرة . |
| (عدد الكم الثانوي) | ـعدد الكم الذي يحدد عدد تحت مستويات الطاقة في كل مستوى الطاقة . |
| (عدد الكم المغناطيسي) | ـعدد الكم الذي يحدّد عدد الأفلاك في تحت مستويات الطاقة واتجاهاتها في الفراغ . |
| (الفلك الذري s) | ـأحد أفلاك الذرة له شكل كروي واتجاه محتمل واحد ويكون احتمال وجود الإلكترون فيه في أي اتجاه من النواة متساوياً. |
| (تحت المستوىp) | ـ تحت المستوى الذي يتكون من ثلاثة أفلاك متساوية الطاقة كل منها له شكل فصين متقابلين عند الرأس حيث تنعدم الكثافة الإلكترونية . |

| | |
|---|---|
| (مبدأ باولي للاستبعاد) | في ذرة ما، لا يوجد إلكترونان لهما أعداد الكم الأربعة نفسها . |
| (قاعدة هوند) | ـ الإلكترونات تملأ أفلاك تحت مستوى الطاقة الواحد، كل واحدة بمفردها باتجاه الغزل نفسه، ثم تبدأ بالازدواج في الأفلاك تباعاً باتجاه غزل معاكس. |

| تحت المستوى | S | p | d | f |
|---|---|---|---|---|
| عدد الأفلاك | 1 | 3 | 5 | 7 |
| عدد الإلكترونات | 2 | 6 | 10 | 14 |

# الدورية الكيميائية

| | |
|---|---|
| 1- الصفوف الأفقية في الجدول الدوري الحديث. | (الدورات) |
| - العمود الرأسي من العناصر في الجدول الدوري الحديث . | (المجموعة) |
| -عند ترتيب العناصر بحسب ازدياد العدد الذري، يحدث تكرار دوري للصفات الفيزيائية والكيميائية. | (القانون الدوري) |
| - اسم يطلق على عناصر المجموعة 1A في الجدول الدوري الحديث. | (الفلزات القلوية) |
| -اسم يطلق على عناصر المجموعة 2A في الجدول الدوري الحديث . | (الفلزات القلوية الأرضية) |
| -اسم يطلق على عناصر المجموعة 7A في الجدول الدوري الحديث . | (الهالوجينات) |
| -اسم يطلق على عناصر المجموعة 8A في الجدول الدوري الحديث. | (الغازات النبيلة) |
| -عناصر في الجدول الدوري لها صفات متوسطة بين الفلزات واللافلزات ، وتُستخدم كمواد شبه موصلة للكهرباء. | (أشباه الفلزات) |

| | |
|---|---|
| -عناصر في الجدول الدوري لها صفات متوسطة بين الفلزات واللافلزات ، وتُستخدم كمواد شبه موصلة للكهرباء. | (أشباه الفلزات) |
| -عناصر في الجدول الدوري الحديث يكون فيها تحت مستوى الطاقة s أو تحت مستوى الطاقة p ممتلئ جزئيا بالإلكترونات . | (العناصر المثالية) |
| -عناصر في الجدول الدوري الحديث تمتلئ فيها تحت المستويات الخارجية s و p بالإلكترونات. | (الغازات النبيلة) |
| -عناصر فلزية في الجدول الدوري الحديث يحتوي كل من تحت مستوى الطاقة s وتحت مستوى الطاقة d المجاور له على إلكترونات. | (العناصر الانتقالية) |
| -عناصر فلزية في الجدول الدوري الحديث يحتوي كل من تحت مستوى الطاقة s وتحت مستوى f المجاور له على إلكترونات. | (العناصر الانتقالية الداخلية) |

| | |
|---|---|
| - نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين (نوع واحد) في جزيء ثنائي الذرة. | (نصف القطر الذري) |
| - الطاقة اللازمة للتغلب على جذب شحنة النواة، ونزع إلكترون من ذرة في الحالة الغازية. | (طاقة التأين) |
| - كمية الطاقة المنطلقة عند إضافة إلكترون إلى ذرة غازية متعادلة لتكوين أيون سالب في الحالة الغازية. | (طاقة الميل الإلكتروني) |
| - ميل ذرات العنصر لجذب الإلكترونات، عندما تكون مرتبطة كيميائياً بذرات عنصر آخر. | (السالبية الكهربائية) |

1- يصعب تعيين موقع الإلكترون بالنسبة إلى النواة في أي لحظة بأية وسيلة علمية ممكنة .

بسبب طبيعة الحركة الموجية للإلكترون حول النواه في أبعادها الثلاثة.

2-يتسع تحت المستوى ( 4s) بعدد (2) إلكترون فقط.

لأن تحت المستوى s يحتوي على فلك واحد والفلك يتسع لإلكترونين.

3-يتسع تحت المستوى ( 3d ) بعدد (10) إلكترونات فقط.

لأن تحت المستوى d يحتوي على خمسة أفلاك وكل فلك يتسع لإلكترونين.

4-يتسع تحت المستوى ( 2p ) بعدد (6) إلكترونات فقط.

لأن تحت المستوى p يحتوي على ثلاثة أفلاك وكل فلك يتسع لإلكترونين.

5-يتشبع تحت المستوى ( 4f ) بعدد (14) إلكترونات فقط.

لان تحت مستوى f يحتوي على سبعة أفلاك وكل فلك يتسع لإلكترونين.

6-يتسع المستوى الرئيسي الأول بعدد (2) إلكترون.

لأن المستوى الرئيسي الأول يحتوي على تحت المستوى s والذي يحتوي على فلك واحد والفلك الواحد يتسع لإلكترونين.

7- يتسع مستوى الطاقة الرئيسي الثاني لثمانية إلكترونات فقط .

لأن مستوى الطاقة الرئيسي الثاني يحتوي على تحت مستوى s الذي يحتوي على فلك واحد ويتسع لإلكترونين، وتحت مستوى p الذي يحتوي على 3 أفلاك ويتسع لـ 6 إلكترونات، فيكون المجموع 8 إلكترونات.

8-يتسع المستوى الرئيسي الثالث بعدد (18) إلكترون فقط.

لأنه يحتوي على ثلاث تحت مستويات d,p,s يتسع تحت المستوى s لإلكترونين ويتسع تحت المستوى p إلى 6 إلكترونات وتحت المستوى d يتسع إلى 10 الكترونات أو لأنه يحتوي على تسعة أفلاك والفلك الواحد يتسع لإلكترونين.

9-لا يحدث تنافر بين إلكترونين في فلك معين رغم أنهما يحملان نفس الشحنة السالبة.

لأنه كلا منهما يغزل باتجاه معاكس للآخر فينشأ مجالان مغناطيسيان متعاكسان فتنشأ قوة تجاذب تقلل من قوة التنافر بينهما.

10- عند وجود إلكترونين في الفلك نفسه يكون غزل كل منهما حول نفسه باتجاه معاكس لغزل الإلكترون الآخر .

لكي ينشأ مجالان مغناطيسيان متعاكسان في الاتجاه فيتجاذبان مغناطيسياً فيقلل من التنافر بينهما مما يساعد على وجود إلكترونين في الفلك نفسه.

11-عندما ينتهى الترتيب الإلكتروني لعنصر بـــ ( $p^4$) فإنه يكون لديه إلكترونيين مفردين .

حسب قاعدة هوند تملأ أفلاك تحت المستوى p فرادى اولاً باتجاه الغزل نفسه ثم تبدأ بالازدواج باتجاه غزل معاكس وبذلك يوجد به الكترونيين مفردين .

12-عندما تشغل الالكترونات مستوى طاقة رئيسي جديد دائماً نبدأ بتحت المستوى s طبقاً لمخطط أوفباو.

لان تحت المستوى s هو الاقل طاقة دائما داخل أي مستوى رئيسي.

13-يُملأ تحت المستوى ( 4s ) بالإلكترونات قبل تحت المستوى ( 3d ) .
لأن فلك 4s أقل طاقة من أفلاك تحت المستوى 3d حسب مبدأ أوفباو.

14-يُملأ تحت المستوى (4p) بالإلكترونات قبل تحت المستوى ( 5s ) .
لأن تحت المستوى 4p أقل طاقة من تحت المستوى 5s حسب مبدأ أوفباو.

15-ميل الإلكترونات لشغل مستويات الطاقة القريبة من النواة أولاً .
لأن مستويات الطاقة القريبة من النواة أقل طاقة.

16-

الشكل (2)



(1))الشكل

الشكل ( 2 ) يمثل التوزيع الصحيح لأربعة إلكترونات توجد في تحت المستوى ( p ) وليس الشكل ( 1 ) .
لأنه حسب قاعدة هوند لا تزدوج الإلكترونات داخل أفلاك تحت مستوى الطاقة المتساوية في الطاقة حتى يتم شغل إلكترون واحد في كل فلك أولاً.

17-الترتيب الإلكتروني لعنصر الكروم ينتهي بـ $4s^1\ 3d^5$ ولا ينتهي بـ $4s^2\ 3d^4$ .
لأن تحت مستويات الطاقة النصف ممتلئة أكثر ثباتاً من تحت مستويات الطاقة الممتلئة جزئيا.

18-الترتيب الإلكتروني لعنصر النحاس ينتهي بـ $4s^1\ 3d^{10}$ ولا ينتهي بـ $4s^2\ 3d^9$ .
لأن تحت مستويات الطاقة الممتلئة كلياً أكثر ثباتاً من تحت مستويات الطاقة الممتلئة جزئيا.

19- تُسمى عناصر المجموعة ( 8A ) أحياناً بالغازات النبيلة .
وذلك لقدرتها المحدودة جداً على التفاعل كيميائياً.

20- تتشابه الخواص الفيزيائية والكيميائية لكل من عنصري الصوديوم ($_{11}Na$) والبوتاسيوم ($_{19}K$).
لأنهما يقعان في نفس المجموعة بالجدول الدوري وهي المجموعة الأولى أو لتشابههما في الترتيب الإلكتروني ( مستوى الطاقة الأخير ينتهي بنفس العدد من الالكترونات).

21-لا يمكن قياس نصف القطر الذري مباشرة .
الذرة ليس لها حدود واضحة تحدد حجمها.

22-يزداد الحجم الذري (نصف القطر الذري) كلما انتقلت إلى أسفل المجموعة في الجدول الدوري ضمن مجموعة ما.
لزيادة عدد مستويات الطاقة الممتلئة بالإلكترونات وزيادة درجة حجب النواة فتقل قوة جذب النواة للإلكترونات.

23- يقل الحجم الذري (نصف القطر الذري) كلما تحركت من اليسار إلى اليمين عبر الدورة.
لأن عدد مستويات الطاقة ثابت وتأثير الحجب ثابت فبزيادة شحنة النواة تزداد قوة جذب النواة للإلكترونات .

24-نصف القطر الذري للفلور $_9F$ أصغر من الكلور $_{17}Cl$.
لأن عدد مستويات الطاقة في ذرة الفلور أقل من عدد مستويات الطاقة لذرة الكلور فتكون قوة جذب النواة للإلكترونات في ذرة الفلور أكبر .

25-عناصر الفلزات القلوية (1A ) لها أقل طاقة تأين كل عنصر في دورته.
لأنها أكبر العناصر نصف قطر ذري فقوة جذب النواة للإلكترونات الخارجية أقل فيسهل نزع الإلكترون.

26 تقل طاقة التأين الأولى كلما اتجهنا إلى أسفل في المجموعات بالجدول الدوري.
بسبب زيادة حجم الذرات (زيادة نصف القطر الذري) كلما اتجهنا الى أسفل في المجموعات وبالتالي يقع الإلكترون على مسافة أبعد من النواة فيسهل نزعه .

27 تزداد طاقة التأين الأولى للعناصر المثالية كلما تحركنا عبر الدورة من اليسار إلى اليمين.
لنقص نصف قطر الذري وزيادة شحنة النواة وثبات تأثير الحجب عبر الدورة الواحدة ، فتزداد قوة جذب النواة للإلكترون فيصعب نزعه.

28 انعدام الميل الإلكتروني للغازات النبيلة .
لأن مستوى الطاقة الأخير للغازات النبيلة مستقر بالإلكترونات .

29 يزيد الميل الإلكتروني بزيادة العدد الذري من اليسار إلى اليمين في الدورة الواحدة.
بسبب نقص نصف القطر الذري مما يسهل على النواة جذب الإلكترون المضاف.

| وجه المقارنة | الفلزات | اللافلزات |
|---|---|---|
| الحجم الذري ( أو نصف القطر الذري) | أكبر | أصغر |
| طاقة التأين | أقل | أكبر |
| الميل الإلكتروني | أقل | أكبر |
| السالبية الكهربائية | أقل | أكبر |
| التوصيل الكهربائي | يوصل | لا يوصل |
| قابلية الطرق والسحب | قابل | غير قابل |

| وجه المقارنة | المجموعة الثانية | المجموعة السابعة |
|---|---|---|
| اسم المجموعة | الفلزات القلوية الأرضية | الهالوجينات |
| نوع عناصرها حسب الترتيب الإلكتروني ( مثالي- انتقالي ) | مثالي | مثالي |

# الوحدة الثانية

## الروابط الكيميائية

| | |
|---|---|
| 1-الإلكترونات الموجودة في أعلى مستوى طاقة مشغول في ذرات العنصر | (إلكترونات التكافؤ) |
| 2-إلكترونات تستخدم عادة في تكوين الروابط الكيميائية ، كما تظهر في الترتيبات الإلكترونية النقطية | (إلكترونات التكافؤ) |
| 3-الأشكال التي توضح إلكترونات التكافؤ في صورة نقاط | ( الترتيب النقطي) |
| 4-تميل الذرات إلى بلوغ الترتيب الإلكتروني الخاص بالغاز النبيل خلال عملية تكوين المركبات | (قاعدة الثمانية) |
| 5- ذرة او مجموعة من الذرات تحمل شحنة موجبة بعد فقدها الالكترونات. | (الكاتيون) |
| 6- ذرة او مجموعة من الذرات تحمل شحنة سالبة بعد اكتسابها الالكترونات. | (الأنيون) |

| | |
|---|---|
| 1-قوى التجاذب الإلكتروستاتيكية التي تربط بين الكاتيونات والأنيونات المختلفة في الشحنة | ( الرابطة الأيونية) |
| 2-المركبات المكونة من مجموعات متعادلة كهربائياً من الأيونات المرتبطة ببعضها بقوى الكتروستاتيكية | (المركبات الأيونية) |

| | |
|---|---|
| 1-نوع من الروابط الكيميائية ينتج عن المشاركة الإلكترونية بين الذرات | (الروابط التساهمية) |
| 2-نوع من الروابط التساهمية تتقاسم فيها الذرتان زوجاً واحداً من الإلكترونات | (الروابط التساهمية الأحادية) |
| 3-روابط تساهمية يتقاسم فيها زوج من الذرات زوجين من الإلكترونات | ( الروابط التساهمية الثنائية) |
| 4-روابط تساهمية يتقاسم فيها زوج من الذرات ثلاث أزواج من إلكترونات | (الروابط التساهمية الثلاثية) |

| | |
|---|---|
| 5- رابطة تساهمية تساهم فيها ذرة واحدة بكل من إلكترونات الرابطة. | (رابطة تساهمية تناسقية) |

| وجه المقارنة | $N_2$ | $O_2$ |
|---|---|---|
| عدد أزواج الإلكترونات المشتركة بين الذرات في الجزيء | ثلاثة أزواج | زوجين |

- خواص العناصر الموجودة في كل مجموعة من مجموعات الجدول الدوري متشابهة.

لأن لها نفس العدد نفسه من إلكترونات التكافؤ و لتشابهها في الترتيب الإلكتروني .

- إلكترونات التكافؤ هي الإلكترونات الوحيدة التي تظهر في الترتيبات الإلكترونية النقطية.

لأن إلكترونات التكافؤ هي الوحيدة التي تستخدم عادة في تكوين الروابط الكيميائية.

- تميل ذرات اللافلزات إلى تكوين أنيونات عندما تتفاعل لتكوين المركبات.

لأن ذرات عناصر اللافلزات تتمتع بأغلفة تكافؤ ممتلئة نسبياً ولذلك من الأسهل لها أن تكتسب إلكترونات لتكمل غلاف تكافؤها وتبلغ الترتيب الإلكتروني لأقرب غاز نبيل وذلك لأن لها سالبية كهربائية وميل إلكتروني و طاقة تأين مرتفع.

- تميل ذرات الفلزات إلى تكوين كاتيونات عندما تتفاعل لتكوين المركبات.

معظم الفلزات تفقد إلكتروناً أو إلكترونين أو ثلاثة إلكترونات لتصل إلى الترتيب الإلكتروني لأقرب غاز نبيل وذلك لأن لها سالبية كهربائية وميل إلكتروني وطاقة تأين منخفض.

- جميع أنيونات الهاليدات تحتوى على شحنة سالبة واحدة.

لأن غلاف تكافؤ جميع الهالوجينات يحتوي على سبعة إلكترونات ، وهي تحتاج إلى اكتساب الكترون واحد فقط لتبلغ الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل الذي يليها.

- يحمل الأنيون شحنة سالبة.

لأنه عندما يكتسب العنصر إلكترونات، يصبح عدد الإلكترونات السالبة أكبر من عدد البروتونات الموجبة فيظهر على الذرة عدد من الشحنات السالبة يساوي عدد الإلكترونات المكتسبة.

- يحمل الكاتيون شحنة موجبة.

لأنه عندما يفقد العنصر إلكترونات، يصبح عدد الإلكترونات السالبة أقل من عدد البروتونات الموجبة فيظهر على الذرة عدد من الشحنات الموجبة يساوي عدد الإلكترونات المفقودة.

- جميع المركبات الأيونية صلبة.

بسبب قوة التجاذب الكبيرة بين الأيونات مما تؤدي إلى تركيب بلوري ثابت جداً.

- المركبات الأيونية تتميز بصفة عامة بدرجات انصهار عالية .

لأنه عند تكوين البلورة، ترتب الأيونات نفسها بحيث وتقلص من قوة التنافر و يزيد من قوة التجاذب مما يؤدي إلى تركيب ثابت جداً.

- مصاهير المركبات الأيونية ومحاليلها المائية توصل التيار الكهربائي.

لأنه بالصهر أو الذوبان في الماء ينكسر الترتيب المنظم للبلورة وتتحرك الكاتيونات بحرية نحو الكاثود فيما تتجه الأنيونات بحرية نحو الأنود مما يسبب سريان التيار الكهربائي.

- درجة انصهار كلوريد الصوديوم عالية .

لأنه مركب أيوني تترتب فيه الأيونات بحيث تقل قوة التنافر إلى أقل ما يمكن وتكون قوة التجاذب بينهما أكبر ما يمكن

- يعتبر HCl من المركبات التساهمية ولا يعتبر من المركبات الأيونية .
لأنها تتكون من مساهمة الذرات بزوج أو أكثر من الإلكترونات حتي تصل إلى الإستقرار.

- تتكون رابطة تساهمية أحادية في جزيء الفلور $F_2$ .
ذرة الفلور لها سبعة إلكترونات تكافؤ و تحتاج إلى إلكترون إضافي لتصل إلى الترتيب الإلكتروني لأقرب غاز نبيل لذلك تتقاسم ذرتان من الفلور زوجاً من الإلكترونات فتكون رابطة تساهمية أحادية.

- نوع الربطة في جزيء الأكسجين $O_2$ تساهمية ثنائية.
لأن ذرة الأكسجين ذرة لافلزية تملك ستة إلكترونات بالمستوى الأخير وتساهم بإلكترونين لتصل لحالة الإستقرار مع ذرة الأكسجين الأخرى .

- الماء جزيء ثلاثي الذرات وفيه رابطتان تساهميتان أحاديتان.
لأن يحتوي علي ذرة أكسجين وذرتي هيدروجين وتساهم كل ذره هيدروجين بإلكترون واحد وتساهم ذرة الأكسجين بإلكترونين ليصل الجميع إلى الترتيب الإلكتروني لأقرب غاز نبيل له.

| | |
|---|---|
| نيترات البوتاسيوم | $KNO_3$ |
| كلوريد الباريوم | $BaCl_2$ |
| كبريتات المغنيسيوم | $MgSO_4$ |
| كربونات الأمونيوم | $(NH_4)_2CO_3$ |
| أكسيد الليثيوم | $Li_2O$ |
| فوسفات الكالسيوم | $Ca_3(PO_4)_2$ |
| كلوريد ليثيوم | $LiCl$ |
| يوديد صوديوم | $NaI$ |
| كبريتيد بوتاسيوم | $K_2S$ |
| أكسيد الكالسيوم | $CaO$ |
| كبريتات الصوديوم | $Na_2SO_4$ |
| فوسفات الألمنيوم | $AlPO_4$ |
| كلوريد الهيدروجين | $HCl$ |
| الماء | $H_2O$ |
| أكسيد النحاس II | $CuO$ |

| الاسم | الصيغة الكيميائية |
|---|---|
| غازالأمونيا | $NH_3$ |
| غاز الكلور | $Cl_2$ |
| غاز الأكسجين | $O_2$ |
| غاز النيتروجين | $N_2$ |
| ثاني أكسيد الكربون | $CO_2$ |
| أول أكسيد الكربون | $CO$ |
| كاتيون الأمونيوم | $NH_4^+$ |
| كبريتات الباريوم | $BaSO_4$ |
| كلوريد البوتاسيوم | $KCl$ |
| بروميد المغنيسيوم | $MgBr_2$ |
| كربونات الليثيوم | $Li_2CO_3$ |
| كلوريد المغنيسيوم | $MgCl_2$ |
| كبريتيد الصوديوم | $Na_2S$ |
| كبريتيد الهيروجين | $H_2S$ |
| كبريتيد الكالسيوم | $CaS$ |
| ثاني أكسيد الكبريت | $SO_2$ |