الفصل الدراسي الأول (١٠)

تلخيص

المصطلحات والتعليلات

كيمياء

عاشر (١٠)

أ/ هاني نوح

الوحدة الأولى

تعريفات الوحدة الأولى

١	منطقة في الفضاء المحيط بالنواة، ويحتمل وجود الإلكترون فيها في كل الاتجاهات والأبعاد.	(**السحابة الإلكترونية**)
٢	نموذج الذرة الذي اعتمد على طيف الانبعاث الخطي لذرات الهيدروجين.	(**نموذج بور**)
٣	تُستخدم لمعرفة موضع الإلكترون في الذرة وطاقته ، وشكل حركته حول النواة في أبعادها الثلاثة ، واتجاه محور حركته الدوراني حول النواة واتجاه دوران الإلكترون المحوري حول نفسه.	**أعداد الكم**
٤	المنطقة الفراغية حول النواة التي يكون فيها أكبر احتمال لوجود الإلكترون. أو منطقة من الفراغ الثلاثي الأبعاد والمحيط بالنواة حيث يُحتمل وجود الإلكترون.	**الفلك الذري**
٥	كمية الطاقة اللازمة لنقل الإلكترون من مستوى الطاقة الساكن فيه إلى مستوى الطاقة الأعلى التالي له.	**كم الطاقة**
٦	عدد الكم الذي يحدد عدد مستويات الطاقة في الذرة.	**عدد الكم الرئيسي** n
٧	عدد الكم الذي يحدد عدد تحت مستويات الطاقة في كل مستوى طاقة.	**عدد الكم الثانوي** ℓ
٨	عدد الكم الذي يُحدد عدد الأفلاك في تحت مستويات الطاقة واتجاهاتها في الفراغ.	**عدد الكم المغناطيسي** $m_ℓ$
٩	أحد أفلاك تحت المستويات له شكل كروي واتجاه محتمل واحد. ويكون احتمال وجود الإلكترون في أي اتجاه من النواة متساوياً.	**فلك تحت المستوى** s
١٠	أحد أفلاك تحت المستويات تأخذ الكثافة الإلكترونية حوله شكل فصين متقابلين عند الرأس حيث تنعدم الكثافة الإلكترونية.	**فلك تحت المستوى** p
١١	عدد الكم الذي يحدد نوع حركة الإلكترون المغزلية حول محوره ويأخذ القيم (½ + , ½ -).	**عدد الكم المغزلي** m_s
١٢	الطرق التي تترتب بها الإلكترونات حول أنوية الذرة.	**الترتيبات الإلكترونية**
١٣	لابد للإلكترونات أن تملأ تحت مستويات الطاقة ذات الطاقة المنخفضة أولاً، ثم تحت مستويات الطاقة ذات الطاقة الأعلى	**مبدأ أوفباو أو مبدأ البناء التصاعدي**

١٤	في ذرة ما، لا يوجد إلكترونان لهما أعداد الكم الأربعة نفسها.	**مبدأ باولي للاستبعاد**
١٥	الإلكترونات تملأ أفلاك تحت مستوى الطاقة الواحد، كل واحدة بمفردها باتجاه الغزل نفسه، ثم تبدأ بالازدواج في الأفلاك تباعاً باتجاه غزل معاك	**قاعدة هوند**
	نهاية القصير الأول	
١٦	ترتيب العناصر تصاعدياً تبعاً للزيادة في الكتلة الذرية.	**الجدول الدوري لمنديليف**
١٧	ترتيب العناصر تصاعدياً تبعاً للزيادة في العدد الذري.	**الجدول الدوري الحديث**
١٨	عند ترتيب العناصر بحسب ازدياد العدد الذري يحدث تكرار دوري للصفات الفيزيائية والكيميائية.	**القانون الدوري**
١٩	الصف الأفقي في الجدول الدوري وعناصره تتدرج في الخواص.	**الدورة**
٢٠	الصف الرأسي (العمود) في الجدول الدوري وعناصره تتشابه في الخواص.	**المجموعة (العائلة)**
٢١	العناصر المثالية الواقعة إلى اليسار في الجدول الدوري الحديث.	**الفلزات**
٢٢	عناصر تتميز بالتوصيل الكهربائي العالي، واللمعان، قابلية السحب لتكوين أسلاك ، وقابلية الطرق لتكوين صفائح رقيقة .	**الفلزات**
٢٣	عناصر المجموعة (1A) في الجدول الدوري الحديث.	**الفلزات القلوية**
٢٤	عناصر المجموعة (2A) في الجدول الدوري الحديث.	**الفلزات القلوية الأرضية**
٢٥	عنصر فلزي يوجد في الحالة السائلة.	**الزئبق**
٢٦	عناصر تشغل الجزء الأيمن العلوي من الجدول الدوري الحديث	**اللافلزات**
٢٧	عناصر لا تملك بصفة عامة لمعاناً مميزاً و ضعيفة التوصيل للكهرباء، كما أنها هشة في الحالة الصلبة .	**اللافلزات**
٢٨	عناصر المجموعة (7A) من الجدول الدوري.	**الهالوجينات**
٢٩	عناصر المجموعة (8A) من الجدول الدوري.	**الغازات النبيلة**
٣٠	عناصر لها صفات متوسطة بين الفلزات واللافلزات، وتستخدم كمواد شبه موصلة للكهرباء.	**أشباه الفلزات**
٣١	عناصر مثالية مجاورة للخط العريض المتعرج على هيئة درجات السلم، والمرسوم بين البورون والأستاتين.	**أشباه الفلزات**
٣٢	عناصر تمتلئ فيها تحت المستويات الخارجية s وp بالإلكترونات.	**الغازات النبيلة**
٣٣	عناصر تمتلئ فيها تحت المستويات الخارجية sأوp جزئياً فقط بالإلكترونات.	**العناصر المثالية**

٣٤	عناصر فلزيه حيث يحتوي كل من تحت مستوى الطاقة s وتحت مستوى الطاقة d المجاور له على الكترونات.	**العناصر الانتقالية**
٣٥	عناصر فلزيه حيث يحتوي كل من تحت مستوى الطاقة s وتحت مستوى الطاقة f المجاور له على الكترونات.	**العناصر الانتقالية الداخلية**
٣٦	فلزات تحت المستوى p تقع بين أشباه الفلزات والفلزات الانتقالية	(**الفلزات الضعيفة**)
٣٧	نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين (نوع واحد) في جزئ ثنائي الذرة.	**نصف قطر الذرة**
٣٨	مقدار الطاقة اللازمة للتغلب على جذب شحنة النواة، ونزع إلكترون من ذرة في الحالة الغازية.	**طاقة التأين**
٣٩	مقدار (كمية) الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الخارجي الأول من ذرة في الحالة الغازية.	**طاقة التأين الأولى**
٤٠	مقدار (كمية) الطاقة اللازمة لنزع إلكترون خارجي من أيون بسيط غازي (1+)	(**طاقة التأين الثانية**)
٤١	مقدار (كمية) الطاقة التي يحتاجها أيون بسيط غازي (2+) لنزع إلكترون خارجي.	**طاقة التأين الثالثة**
٤٢	كمية الطاقة المنطلقة عند إضافة إلكترون إلى ذرة غازية متعادلة لتكوين أيون سالب في الحالة الغازية.	**الميل الالكتروني**
٤٣	ميل ذرات العنصر لجذب الإلكترونات عندما تكون مرتبطة كيميائياً بذرات عنصر آخر.	**السالبية الكهربائية**
٤٤	العنصر الذي له أعلى سالبيه كهربائية في الجدول الدوري.	**الفلور**
٤٥	العنصر الذي له أقل سالبيه كهربائية في الجدول الدوري.	**السيزيوم**

علل لما يأتي [الوحدة الأولى]:

١- تحتوي النواة على أكثر من (99%) **من المادة الموجودة في الذرة. أو تتركز كتلة الذرة في نواتها.**

◆ لأن كتلة الإلكترونات صغيراً جداً مقارنة بكتلة مكونات النواة

==========

٢- تسمية السحابة الالكترونية بهذا الاسم.

◆ بسبب حركة الإلكترونات الموجية السريعة حول النواة .

==========

٣- النواة موجبة الشحنة .

لأنها تحتوي على بروتونات موجبة ونيوترونات متعادلة.

==========

٤ - الذرة متعادلة كهربيا ؟

لأن عدد الشحنات السالبة (الإلكترونات) يساوي عدد الشحنات الموجبة (البروتونات)

==========

٥ - في تفسير رذرفورد لتركيب الذرة لا يلتصق الإلكترون بالنواة .

حين يدور الإلكترون حول النواة يخضع لقوتين متساويتين في المقدار ومتعاكستين في الاتجاه الأولى قوة جذب النواة للإلكترونات والأخرى القوة المركزية الناشئة عن دوران الإلكترونات حول النواة

==========

٦- يصعب تعيين موقع الالكترون بالنسبة إلى النواة في أي لحظة بأية وسيلة علمية ممكنة.

◆ بسبب حركة الإلكترونات الموجية السريعة حول النواة.

==========

٧- لا يتنافر الإلكترونان الموجودان في الفلك نفسه .

◆ لأن كل منهما يغزل باتجاه معاكس للأخر فينشأ مجالان مغناطيسيان متعاكسان في الاتجاه فيتجاذبان مغناطيسياً فيقلل من التنافر بينهما

==========

٨- 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

==========

٩- يستوعب (السعة القصوى) تحت المستوى (p) **ستة الكترونات فقط.**

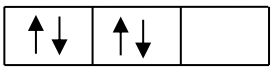
◆ لأن تحت المستوى (P) عبارة عن ثلاث أفلاك وكل فلك يستوعب الكترونين .

==========

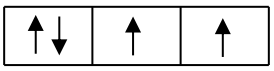
١٠- يستوعب (السعة القصوى) مستوى الطاقة الرئيسي الثاني ثمانية الكترونات .

◆ لأن مستوى الطاقة الرئيسي الثاني به أربعة افلاك (فلك s وثلاث أفلاك P) وكل فلك يستوعب الكترونين .

١١- في الشكل المقابل الشكل (٢) يمثل التوزيع الصحيح لأربعة إلكترونات توجد في تحت المستوى (p) وليس الشكل (1)



الشكل (١)



الشكل (٢)

◆ لأنه حسب قاعدة هوند الإلكترونات تملأ أفلاك تحت مستوى الطاقة الواحد، كل إلكترون بمفرده باتجاه الغزل نفسه، ثم تبدأ بالازدواج في الأفلاك تباعاً باتجاه غزل معاك

==========

١٢- تختلف الترتيبات الإلكترونية الفعلية للكروم ($_{24}Cr$) والنحاس ($_{29}Cu$) عن الترتيبات الإلكترونية المستنتجة باستخدام قاعدة أوفباو .

أو الترتيب الالكتروني لعنصر الكروم ينتهي بـ $4s^1\ 3d^5$ **ولا ينتهي بـ** $4s^2\ 3d^4$

أو الترتيب الالكتروني لعنصر النحاس ينتهي بـ $4s^1\ 3d^{10}$ **ولا ينتهي بـ** $4s^2\ 3d^9$

◆ لأن تحت مستويات الطاقة (d) الممتلئة كلياً (d^{10}) أو نصف الممتلئة(d^5) أكثر استقراراً

نهاية القصير الأول

١٣- ترك مناديل أماكن شاغرة في جدوله.

◆ لأنه تنبأ باكتشاف عناصر جديده في المستقبل وتوقع بعض الخواص الفيزيائية والكيميائية لهذه العناصر

==========

١٤- رتبت العناصر تصاعدياً تبعاً للزيادة في العدد الذري في الجدول الدوري الحديث.

◆ لأن الخواص الفيزيائية والكيميائية للعناصر مرتبطة بالأعداد الذرية للعناصر وليس الكتلة الذرية .

==========

١٥- سُميت عناصر المجموعات من (1A) إلى (8A) بالعناصر المثالية

◆ لأنها تظهر مدى واسعاً لكل من الخواص الفيزيائية والكيميائية.

==========

١٦- تُسمى عناصر المجموعة (8A) أحياناً بالغازات النبيلة .

◆ وذلك لقدرتها المحدودة جداً على التفاعل كيميائياً.

==========

١٧- يُعتبر عنصر الحديد ($_{26}Fe$) من الفلزات الانتقالية .

◆ لأن الترتيب الالكتروني لذرة الحديد [$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$] ينتهي بتحت المستوى d^6 ولذلك يعتبر من العناصر الانتقالية

==========

١٨- لماذا تتشابه الخواص الفيزيائية والكيميائية لكل من عنصري الصوديوم ($_{11}Na$) والبوتاسيوم ($_{19}K$) ؟

◆ تتشابه الخواص الفيزيائية والكيميائية لكل من عنصري الصوديوم والبوتاسيوم، وذلك لتشابه الترتيبات الإلكترونية لكل منهما، واحتوائهما على إلكترون واحد في تحت مستوى الطاقة (s) لكل منهما

==========

١٩- لا يُمكن قياس نصف القطر الذرى بطريقة مباشرة.

◆ لأن الذرة ليس لها حدود واضحة تحدد حجمها.

٢٠- يزداد نصف القطر الذرى (الحجم الذرى) من أعلى إلى أسفل (بزيادة العدد الذري) في المجموعة الواحدة في الجدول الدوري.

◆ في المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذري (من أعلى إلى أسفل) - عدد مستويات الطاقة الرئيسية يزداد بالتتابع - تزداد شحنة النواة - تزداد درجة حجب النواة. - تقل قوة جذب النواة وبين الالكترونات الخارجية - يزداد الحجم الذري (نصف القطر الذري)

==========

٢١- يقل نصف القطر الذري (الحجم الذري) من اليسار إلي اليمين (بزيادة العدد الذري) عبر الدورة الواحدة في الجدول الدوري.

أو نصف قطر الهالوجين اقل من نصف قطر الفلز القلوي بنفس الدورة.

◆ في الدورة الواحدة بزيادة العدد الذري (من اليسار إلى اليمين)
- عدد مستويات الطاقة الرئيسية ثابت. والحجب ثابت - وشحنة النواة تزداد . فتزداد قوة جذب النواة للإلكترونات الخارجية. فيقل نصف القطر الذري (فيقل حجم الذرة)

==========

٢٢- تقل طاقة التأين الأولى كلما اتجهنا إلى أسفل في مجموعة بالجدول الدوري.

◆ يُعزى ذلك إلى زيادة حجم الذرات كلما اتجهنا إلى أسفل في المجموعات وبالتالي يقع الإلكترون على مسافة أبعد من النواة ما يسهل نزعه، وتصحب ذلك طاقة تأين أقل للعنصر.

==========

٢٣- طاقة تأين ذرة عنصر الصوديوم اكبر من طاقة تأين ذرة عنصر البوتاسيوم .

◆ لأن نصف قطر ذرة البوتاسيوم اكبر من نصف قطر ذرة الصوديوم وبالتالي يقع الإلكترون على مسافة أبعد من النواة في ذرة عنصر البوتاسيوم ما يسهل نزعه ، وتصحب ذلك طاقة تأين أقل للعنصر .

==========

٢٤- تزيد طاقة التأين الأولى كلما اتجهنا إلى اليمين في الدورة بالجدول الدوري

◆ في الدورة الواحدة نلاحظ أن شحنة النواة تزداد، وتأثير الحجب ثابت كلما تحركنا عبر الدورة، وبذلك يصبح جذب النواة للإلكترون أكبر ما يؤدي إلى صعوبة نزعه ، وبالتالي إلى زيادة طاقة التأين .

==========

٢٥- طاقة التأين الثاني لفلزات المجموعة الأولى اكبر بكثير من طاقة التأين الأول

أو فسر الزيادة الكبيرة بين طاقة التأين الأولى وطاقة التأين الثانية للفلزات القلوية؟ (س29 ص59)

بسبب صغر نصف القطر الذري وزيادة الشحنة الموجبة على النواة فيزداد الجذب في الحالة الثانية وهذا يتطلب طاقة أكبر للتغلب على قوى التجاذب بين الالكترون السالب والكاتيون الذي سينفصل عنه.

==========

٢٦- طاقة التأين الثانية للمغنسيوم أكبر من طاقة التأين الأولى له.

لزيادة شحنة النواة وجذبها للإلكترونات فتحتاج لطاقة أكبر لنزع الإلكترون)

==========

٢٧- هناك قفزة كبيرة بين طاقة التأين الثانية وطاقة التأين الثالثة للمغنيسيوم، في حين تكون هذه القفزة الكبيرة في حالة الألومنيوم بين طاقة التأين الثالثة وطاقة التأين الرابعة. اشرح الفقرة السابقة. (س12 ص61)

◆ يصل المغنيسيوم إلى الترتيب الإلكتروني الثابت بفقدانه إلكترونين، أمّا الألومنيوم فيفقد ثلاثة إلكترونات.

٢٨- يتناقص (يقل) الميل الالكتروني للعناصر من اعلي إلي أسفل في المجموعة بزيادة العدد الذري.

◆ بسبب زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية الداخلية المستقرة، وزيادة التنافر بين الالكترونات بزيادة عددها.

أو لأن الحجم الذري يزداد، مما يصعب على النواة جذب الإلكترون المُضاف (الجديد).

==========

٢٩- يزداد الميل الإلكتروني للعناصر بزيادة العدد الذري (من اليسار إلي اليمين) في الدورة الواحدة في الجدول الدوري.

◆ لأن الحجم الذري يقل، مما يسهل على النواة جذب الإلكترون المُضاف (الجديد).

==========

٣٠- الميل الالكتروني لذرة الفلور ($_{9}F$) اقل من الميل الالكتروني لذرة الكلور ($_{17}Cl$) علي الرغم من صغر نصف قطر الكلور.

◆ وذلك بسبب تأثر الإلكترون المُضاف بقوة تنافر مع الإلكترونات التسعة الموجودة أصلاً.

==========

٣١- الميل الإلكتروني للهالوجين يكون أكبر ما يكون في دورته.

◆ لصغر حجم ذرة الهالوجين مما يسهل على نواتها جذب الإلكترون المضاف.

==========

٣٢- الميل الالكتروني للنيتروجين موجب.

◆لان تحت المستوى P يحتوي على ثلاثة الكترونات أي نصف ممتلئ وبالتالي يكون أكثر استقرارا

==========

٣٣- تقل السالبية الكهربائية للعناصر المثالية تدريجياً في المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذري لها (من أسفل لأعلى).

◆ بسبب زيادة نصف القطر الذري فيقل جذب النواة فتقل السالبية الكهربائية .

==========

٣٤- تزداد السالبية الكهربائية للعناصر المثالية تدريجياً عبر الدورة الواحدة في الجدول الدوري بزيادة العدد الذري (من اليسار الي اليمين).

◆ بسبب صغر نصف القطر الذري فيزداد جذب النواة فتزيد السالبية الكهربائية .

==========

٣٥- تم حذف الغازات النبيلة من جدول مقاييس السالبية الكهربائية (ص53).

◆ لأنها لا تكون عدداً كبيراً من المركبات

==========

٣٦- عنصر الفلور يشكل انيون عندما يرتبط بعنصر آخر.

◆ لأن الفلور أكبر عنصر في السالبية الكهربائية ولذلك يميل لجذب إلكترون فيتكون انيون

==========

٣٧- عنصر السيزيوم يشكل كاتيون عندما يرتبط بعنصر آخر.

◆ لأن السيزيوم أصغر عنصر في السالبية الكهربائية ولذلك يميل لفقد إلكترونات فيتكون كاتيون

==========

٣٨- الفلور أكبر العناصر في الجدول الدوري سالبية كهربائية بينما السيزيوم أقل هذه العناصر سالبية كهربائية.

◆ بسبب صغر نصف القطر الذري وكبر شحنة النواة للفلور فيزداد جذب النواة للإلكترونات، وزيادة نصف القطر الذري لعنصر السيزيوم فيقل جذب النواة للإلكترونات.

الوحدة الثانية

تعريفات الوحدة الثانية

١	قوى التجاذب التي تربط الذرات أو الأيونات مع بعضها البعض في المواد.	**الروابط الكيميائية**
٢	الإلكترونات الموجودة في أعلى مستوى طاقة مشغول في ذرات العنصر.	**الكترونات التكافؤ**
٣	الأشكال التي توضح الكترونات التكافؤ في صورة نقاط.	**الترتيبات الإلكترونية النقطية**
٤	تميل الذرة الى اكتساب أو فقدان أو المشاركة بإلكترونات الى أن يصبح هناك ثمانية الكترونات في غلاف التكافؤ لبلوغ الترتيب الإلكتروني الخاص بالغاز النبيل خلال عملية تكوين المركبات.	**قاعدة الثمانية**
٥	وحدة ثابتة تتألف من ذرتين أو أكثر مترابطتين بإحكام وتحمل شحنة	**أيون متعدد الذرية (عديد الذرات)**
٦	ذرة واحدة تحمل شحنة	**أيون أحادي الذرية (أحادي الذرة) أو بسيط**
٧	ذرة او مجموعة من الذرات تحمل شحنة موجبة.	**الكاتيون**
	نهاية القصير الثاني	
٨	ذرة او مجموعة من الذرات تحمل شحنة سالبة.	**الأنيون**
٩	الأيونات التي تتكون عندما تكتسب ذرات الهالوجينات إلكترونات.	**الهاليدات**
١٠	قوى التجاذب الإكتروستاتيكي التي تربط الايونات المختلفة فى الشحنة أو تجاذب الكتروستاتيكي متبادل بين الأيونات المختلفة في الشحنة	**الروابط الايونية**
١١	المركبات المكونة من مجموعات متعادلة كهربائيا من الايونات المرتبطة ببعضها بقوى الكتروستاتيكية.	**المركبات الايونية**
١٢	صيغة تدل على اقل نسبة عددية صحيحة من الكاتيونات الى الانيونات لأى عينة من مركب أيونى.	**وحدة الصيغة**
١٤	الرابطة التي يتقاسم فيها زوج من الذرات زوجاً واحداً من الإلكترونات (تتكون من زوج واحد فقط من الإلكترونات)	**الرابطة التساهمية الأحادية**
١٥	صيغة تدل على العدد الحقيقي للذرات في كل جزيء وليس من الضروري أن تكون الأعداد المكتوبة أسفل الذرات في الجزيء أصغر النسب العددية الصحيحة.	**الصيغة الجزيئية**
١٦	صيغ كيميائية توضح العدد الحقيقي للذرات وطريقة ترتيب الذرات في الجزيئات عديدة الذرات.	**الصيغة البنائية**

١٧	أزواج إلكترونات التكافؤ التي لم تساهم بين الذرات.	**الأزواج غير المشاركة أو الأزواج غير المرتبطة**
١٨	الرابطة التي يتقاسم فيها زوج من الذرات زوجين من الالكترونات.	**الرابطة التساهمية الثنائية**
١٩	الرابطة التي يتقاسم فيها زوج من الذرات ثلاثة أزواج من الالكترونات.	**الرابطة التساهمية الثلاثية**
٢٠	رابطة حقيقية تنشأ بين ذرات متماثلة أو مختلفة يوجد بينها فرق صغير في سالبيتها الكهربائية.	**الرابطة التساهمية**
٢١	الرابطة التساهمية التي تساهم فيها ذرة واحدة بكل من إلكترونات الرابطة (أي تتقاسم زوج الإلكترونات ذرة واحدة بين ذرتين). **أو** نوع من أنواع الروابط التساهمية تتكون نتيجة مساهمة ذرة مع الأخرى بزوج من الإلكترونات غير المشتركة في روابط.	**الرابطة التناسقية**
٢٢	الذرة التي تقدم زوج الإلكترونات للمشاركة بهما عند تكوين الرابطة التناسقية.	**الذرة المانحة**
٢٣	الذرة التي تستقبل زوج الإلكترونات للمشاركة فيهما عند تكوين الرابطة التناسقية.	**الذرة المستقبلة**

تعليلات الوحدة الثانية

١- تميل ذرات العناصر لأن ترتبط ببعضها لتكوين المركبات.

◆ حتى تكون في أقل مستوى من الطاقة ، فطاقة المركب تكون أقل من مجموع طاقات العناصر المكونة له.

==========

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

◆ نظراً لأن لها العدد نفسه من إلكترونات التكافؤ.

==========

٣- لا يحتوي الهيليوم على ثمانية الكترونات تكافؤ رغم أنه يقع في المجموعة 8A .

◆ لأن الهيليوم يحتوي على الكترونين في المستوى الرئيسي الأول

==========

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

◆ لأن إلكترونات التكافؤ الإلكترونات الوحيدة التي تستخدم عادة في تكوين الروابط الكيميائية

==========

٥- تسمية قاعدة الثمانية بهذا الاسم

◆ يعود ذلك الى الترتيب الإلكتروني الخارجي للغازات النبيلة يحتوي على ثماني الكترونات في مستوى طاقته الأعلى ما عدا الهيليوم.

٦- ذرات عناصر الغازات النبيلة ثابتة.

◆ لأن مستوى طاقتها الخارجية المشغولة ممتلئة بالإلكترونات.

==========

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

لأن لها سالبية كهربائية وميل إلكتروني وطاقة تأين منخفض. لذلك تميل لفقد إلكتروناً أو إلكترونين أو ثلاثة إلكترونات لتصل إلى الترتيب الإلكتروني لأقرب غاز نبيل .

==========

٨- 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.

٩- يحمل الكاتيون شحنة موجبة.

◆ لأنه عندما يفقد العنصر إلكترونات، يصبح عدد الإلكترونات السالبة أقل من عدد البروتونات الموجبة فيكتسب شحنة موجبة تساوي عدد الالكترونات المفقودة .

==========

نهاية القصير الثاني

==========

١٠- جميع أنيونات الهاليدات تحتوى على شحنة سالبة واحدة.

◆ لأن غلاف تكافؤ جميع الهالوجينات يحتوي على سبعة إلكترونات ($7e^-$) وهي تحتاج الى اكتساب الكترون واحد فقط لتبلغ الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل الذي يليها.

==========

١١- يحمل الأنيون شحنة سالبة.

◆ لأنه عندما يكتسب العنصر إلكترونات، يصبح عدد الإلكترونات السالبة أكبر من عدد البروتونات الموجبة فيكتسب شحنة سالبة تساوي عدد الالكترونات المكتسبة.

==========

١٢- تكون المركبات الأيونية متعادلة كهربائياً.

وذلك لأن عدد الالكترونات المفقودة تساوي عدد الالكترونات المكتسبة وبالتالي فإن الشحنات الموجبة للكاتيونات تساوي الشحنات السالبة للأنيونات.

==========

١٣- تتميز المركبات الأيونية بصفة عامة بدرجات انصهار عالية.

◆ بسبب كبر قوة التجاذب بين الأيونات في المركب الأيوني حيث تترتب الأيونات المختلفة مع بعضها في البلورة بطريقة تزيد من قوة التجاذب بينها وتقلص من التنافر الى الحد الأدنى.

==========

١٤- مصاهير المركبات الأيونية ومحاليلها المائية توصل التيار الكهربائي.

◆ لأنه عند صهر المركبات الأيونية أو إذابتها في الماء ينكسر الترتيب المنظم للبلورة وتصبح الأيونات حرة الحركة حيث تتحرك الكاتيونات بحرية نحو الكاثود (قطب سالب) فيما تتجه الانيونات نحو الأنود (قطب موجب).

١٥- كلوريد المغنيسيوم ($MgCl_2$) **المتبلّر** (**الصلب**) **لا يوصل الكهرباء.**

◆ لأن الأيونات غير حرة الحركة (مقيدة)

==========

١٦- النيون ($_{10}Ne$) **أحادي الذرية في حين أن الكلور** ($_{17}Cl$) **ثنائي الذرية** .

◆ لأن النيون يحتوي على ثماني إلكترونات تكافؤ (قاعدة الثمانية) وذرة الكلور تصل إلى قاعدة الثمانية عبر المساهمة بإلكترون واحد مع ذرة كلور أخرى.

==========

١٧- لا تملك المركبات الأيونية صيغاً جزيئية خاصة بها.

◆ لأنها لا تتكون من جزيئات

==========

١٨- تُعتبر المركبات (H_2O ,HCl) **مركبات تساهمية ولا تُعتبر مركبات ايونية.**

◆ لأن هذه المركبات تكونت نتيجة المساهمة بالإلكترونات (الروابط التساهمية) ,لم تتكون عن طريق فقد واكتساب الكترونات (الروابط الأيونية).

==========

١٩- يكون لكاتيون الهيدرونيوم شحنة موجبة واحدة (+1).

لأن جزئ الماء متعادل كهربائياً وكاتيون الهيدروجين يحمل شحنة موجبة واحدة ترتبط ذرة الأكسجين في جزي الماء (ذرة مانحة) مع كاتيون الهيدروجين (ذرة مستقبلة) برابطة تناسقية فينتج كاتيون أمونيوم يحمل شحنة موجبة .

مع خالص تمنياتي

بالتوفيق والتفوق

أ/ هاني نوح