مكثف أوكسجين
كيمياء عاشر

الفصل الدراسي الأول

إعداد : م. مريم السرطاوي

تلاخيص منهاج أردني

المنهاج الجديد

2020

الوحدة الأولى: البنية الذرية وتركيبها

التعريفات

1- الطيف الكهرومغناطيسي: الضوء في جميع أطواله الموجية وتردداته

2- الطيف المرئي [ويعرف أيضا بالمتصل أو المستمر]: حزمة ضيقة من الطيف الكهرومغناطيسي يمكن تمييزها بالعين وتتراوح أطوالها الموجية بين 350 نانومترًا [اللون البنفسجي] و 800 نانومتر [اللون الأحمر]

3- الطيف المتصل أو المستمر: مجموعة الأطوال الموجية التي تظهر في صورة مجموعة من الألوان المتتابعة المتداخلة التي يتكون منها الضوء العادي

4- الطيف غير المرئي: الأطوال الموجية التي يتألف منها الطيف الكهرومغناطيسي ويقل طولها الموجي عن 350 نانومترًا ويزيد عن 800 نانومتر ولا يمكن تمييزها بالعين

5- الكم: هو مقدار محدد من الطاقة ينبعث من الذرة المثارة؛ نتيجة انتقال الإلكترون فيها من مستوى طاقة أعلى إلى مستوى طاقة أقل، على نحو يوافق فرق الطاقة بين المستويين

6- الفوتونات: جسيمات مادية متناهية في الصغر تمثل الوحدات الأساسية المكونة للضوء، ويحمل كل منها مقدارًا محددًا من الطاقة

7- طول الموجة: هو المسافة الفاصلة بين قمتين متتاليتين أو قاعين متتاليين

8- التردد: هو عدد الموجات التي تمر بنقطة في ثانية

9- الذرة المثارة: هي ذرة العنصر التي امتصت كمية الطاقة؛ مما أدى إلى انتقال أحد إلكتروناتها أو أكثر من المستوى الموجود فيه إلى مستوى أعلى من الطاقة

10- الطيف الذري: مجموعة الأمواج الضوئية التي تصدر عن ذرات العناصر ويقع بعضها في منطقة الضوء المرئي وبعضها الآخر في منطقة الضوء غير المرئي

11- الطيف الخطي [المنفصل]: مجموعة من الأطوال الموجية التي تظهر في صورة مجموعة من الألوان المتباعدة التي تظهر في منطقة الطيف المرئي [ويُعرف أيضا بالانبعاث الخطي]

12- طيف الانبعاث الخطي: مجموعة من الأطوال الموجية للضوء الصادر عن ذرات العنصر المثارة عند عودة الإلكترون فيها إلى حالة الاستقرار

13- مستوى الطاقة: منطقة تحيط بالنواة، وفيها توجد الإلكترونات، وتتحدد طاقة الإلكترون ومعدل بعده عن النواة

14- الفلك: منطقة فراغية حول النواة يكون فيها احتمال وجود الإلكترونات أكبر ما يُمكن

15- المعادلة الموجية: هي معادلة رياضية تصف بوجه عام حركة الأمواج بأشكالها المختلفة

16- عدد الكم الرئيس: عدد نتج من حل معادلة شرودنغر ويدل على مستوى الطاقة الرئيس، رمزه n

17- عدد الكم الفرعي: عدد نتج من حل معادلة شرودنغز ويدل على عدد المستويات الفرعية ورمزه l

18- عدد الكم المغناطيسي: عدد نتج من حل معادلة شرودنغر ويدل على عدد الأفلاك في المستوى الفرعي ورمزه m_l

19- عدد الكم المغزلي: عدد اكتشفه العلماء لاحقًا وأضافوه إلى أعداد الكم ويدل على وجود مجال مغناطيسي للإلكترون ورمزه m_s

20- مبدأ الاستبعاد لباولي: عدم وجود إلكترونين في الذرة نفسها لهما نفس قيم أعداد الكم الأربعة

المعلومات

1- الضوء المصدر الرئيس للمعلومات في تفسير بنية الذرة وتركيبها

2- اندفع العلماء في أواخر القرن التاسع عشر إلى دراسة الضوء وتحليله

3- من خصائص الضوء: شكل من أشكال الطاقة، وحداته هي الفوتونات، ينتقل في الفراغ بسرعة ثابتة وحركة انتشاره موجية

4- للضوء طبيعة مزدوجة مادية وموجية

5- سرعة الضوء في الفراغ قيمة ثابتة = $3 \times 10^8\ m/s$

6- يوصف الضوء عن طريق التردد وطول الموجة، ونحسب أيًّا منهما من قانون سرعة الضوء

7- أقسام الطيف الكهرومغناطيسي: (1) الطيف المرئي [متصل ومستمر] (2) الطيف غير المرئي

8- نطاق الطيف المرئي: 350 نانومترًا و 800 نانومتر

9- قوس المطر من أمثلة الطيف المرئي

10- الأشعة السينية من أمثلة الطيف غير المرئي وطولها أقل من 350 نانومترًا

11- أمواج الراديو والتلفاز والميكروويف من أمثلة الطيف غير المرئي وطولها أكبر من 800 نانومتر

12- تستخدم أمواج الميكروويف في تسخين الطعام وطهيه

13- تستخدم الأشعة السينية في تصوير أجزاء جسم الإنسان، العظام والتصوير الملون الداخلي

14- يظهر قوس المطر في السماء نتيجة انكسار وتشتت ضوء الشمس خلال حبات المطر

15- العالمان بلانك وآينشتاين درسا الضوء وخرجا بنتائج مهمة: نظرية الكم للعالم بلانك، للضوء طبيعة موجية مادية، يحمل الفوتون مقدارًا محددًا من الطاقة، الفوتونات هي الوحدة الأساسية للضوء

16- نتائج دراسات العالمين بلانك وآينشتاين كانت الأسس التي اعتمدها العالم بور في نظريته الذرية

17- تتكون الموجة من قمة وقاع متتاليين، انتبه يختلف عن طول الموجة

18- كلما زاد طول الموجة قل التردد وقلت الطاقة [العلاقة عسكية]

19- كلما قل التردد قلت الطاقة [العلاقة طردية]

20- استطعنا معرفة العلاقة بين التردد والطاقة من قانون بلانك

21- استطعنا معرفة العلاقة بين التردد وطول الموجة من قانون سرعة الضوء

22- الأطول الموجية 350 نانومتر [البنفسجي] أقل في طولها الموجي من 800 نانومتر [الأحمر] لكنها أي 350 نانومتر أعلى تردد وطاقة لأن العلاقة عكسية

23- ذرات العنصر تكتسب طاقة عند تسخينها فتصبح في حالة الذرة المثارة

24- الذرة تعود إلى الاستقرار بعد فقدها تلك الطاقة الممتصة على شكل أمواج ضوئية

25- نحصل على طيف الانبعاث الخطي من تحليل ضوء مصباح عنصر ما كالصوديوم، الهيدروجين وغير ذلك، وشكل طيف الانبعاث الخطي: خطوط ملونة [أو مضيئة] ومتباعدة

26- نحصل على طيف الامتصاص الخطي عند إمرار ضوء الشمس أو مصباح عادي [طيف مستمر] خلال بخار أحد العناصر، ويكون شكل الخطوط الناتجة سوداء معتمة

27- خطوط طيف الانبعاث الخطي وطيف الامتصاص الخطي تتشابه في التردد وطول الموجة وتختلف في الشكل، الانبعاث [ملونة متباعدة] الامتصاص [سوداء معتمة]

28- طيف الانبعاث الخطي مميز للعنصر فهو مثل بصمة الإصبع للإنسان

29- تجربة اللهب مثال على طيف الانبعاث الخطي

30- للصوديوم طيف أصفر، البوتاسيوم: طيف بنفسجي، الباريوم: طيف أخضر مصفر

31- يستخدم الطيف الذري في التحاليل الكيميائي للتعرف على العناصر المكونة للمركبات، في مجال التحاليل الطبية، الصناعية، الزراعية

32- يعد الطيف الذري الأساس الذي قامت عليه نظرية بور لذرة الهيدروجين

33- الطيف المتصل ألوانه متصلة مستمرة لا حدود فاصلة بينها بينما الطيف المنفصل فيه خطوط ملونة متباعدة

34- الطيف الذري يختلف من عنصر لآخر لأسباب كثيرة منها: لاختلاف تركيب الذرة وبنيتها، واختلاف عدد البروتونات في النواة، واختلاف مستويات الطاقة في الذرة، وكيفية توزيع الإلكترونات فيها

35- نظرية رذرفورد أن الذرة تتكون من نواة موجبة الشحنة، تتركز فيها معظم كتلة الذرة وتدور حولها الإلكترونات السالبة في مسارات دائرية فالذرة متعادلة الشحنة الكهربائية

36- لم يستطع رذرفورد تفسير سبب عدم سقوط الإلكترون في النواة

37- فسر بور ما فشل عنه رذرفورد بنظريته الذرية وهي أن الإلكترون يمتلك طاقة محددة في مستواه لا تتغير إلا إذا انتقل عن مستواه لمستوى آخر

38- اعتمد بور نتائج دراسات بلانك وأينشتاين بخصوص: نظرية الكم وللضوء طبيعة موجية مادية

39- من فروض أو بنود نظرية بور: (1) يمتلك الإلكترون طاقة محددة في مستواه مساوية لطاقة المستوى الذي هو موجود فيه (2) تتغير طاقة الإلكترون في الذرة إذا انتقل من مستوى طاقة إلى آخر، يكتسب طاقة فينتقل من أقل إلى أعلى، يفقد طاقة فينتقل من أعلى إلى أقل

40- تنبعث الفوتونات [الأمواج الضوئية] من الذرة إذا انتقل من مستوى أعلى إلى أقل، ويسمى ذلك بطيف الانبعاث الخطي ولذلك الطيف طاقة وتردد محدد

41- أطلق بور مصطلح مستويات الطاقة على المسارات التي فيها يدور الإلكترون حول النواة، ورمز له بالرمز n

42- تبدأ n من 1 إلى مالانهاية ∞

43- تزيد طاقة المستوى الرئيس كلما ابتعدنا عن النواة، فالمستوى الرئيس n=1 هو أقل طاقة وأكثر استقرارًا، والمستوى الرئيس ما لانهاية هو أكبر طاقة وأقل استقرارًا حيث يخرج الإلكترون من الذرة

44- طاقة الإلكترون في مستواه دائمًا سالبة، ونحسبها باستخدام قانون طاقة المستوى

45- يقل الفرق بين مستويات الطاقة كلما ابتعدنا عن النواة

46- الذرة المتأينة: تفقد إلكترونها حيث ينتقل الإلكترون إلى المستوى الأخير =∞ ، وتصبح الذرة أيون موجب

47- اختار بور ذرة الهيدروجين لبساطة تركيبها؛ لأنها تملك إلكترونًا واحدًا

48- لم تنجح نظرية بور بالكامل لأنه لم يستطع تفسير أطياف ذرات العناصر الأكثر تعقيدًا من الهيدروجين

49- توصل العالم دي برولي إلى وجود خصائص مزدوجة للإلكترون [موجية ومادية]

50- توصل العالم شرودنغر إلى أن: حركة الإلكترون موجية ولا نستطيع تحديد مكانه بدقة، إنما أكبر احتمال لوجوده هو في منطقة حول النواة تسمّى الفلك وتشبه السحابة، وسمى نموذجه بالنموذج الميكانيكي الموجي للذرة، واستطاع تحديد دالة احتمالات لموقع وطاقة الإلكترون في الذرة باستخدام معادلته الرياضية واسمها "المعادلة الموجية"

51- نتج عن المعادلة الموجية ثلاثة أعداد كم، ثم استخرج العلماء بعد ذلك عددًا رابعًا وأضافوه للثلاثة السابقة، فصارت أعداد الكم أربعة

52- أعداد الكم الأربعة هي: عدد الكم الرئيس n ، عدد الكم الفرعي l ، عدد الكم المغناطيسي m_l، الثلاثة نتجت عن معادلة شرودنغر، أما الرابع فقد اكتشفه العلماء وأضافوه وهو: عدد الكم المغزلي m_s

53- عدد الكم الرئيس رمزه n ، وقيمه العددية: تبدأ من 1 إلى ∞ ، يدل على مستوى الطاقة الرئيس، ويشير إلى الخاصية الفيزيائية: حجم المستوى الرئيس ومعدل بعده عن النواة [نصف القطر]

54- كلما زاد عدد الكم الرئيس زاد حجم المستوى الرئيس وزاد حجم الفلك الذي فيه، العلاقة طردية بين قيمة n وحجم المستوى والفلك

55- عدد الكم الفرعي رمزه l ويدل على عدد المستويات الفرعية في المستوى الرئيس، يشير إلى الخاصية الفيزيائية: شكل الفلك، تتراوح قيمه من: 0 إلى n-1

56- رموز المستويات الفرعية هي: s , p , d , f وكل مستوى له قيمة كم فرعي ثابتة وعدد أفلاك ثابت، وشكل أفلاك ثابت

57- شكل فلك s هو كروي، شكل فلك p مالانهاية، شكل فلك d مالانهايتان، شكل فلك f معقد للغاية

58- قيم l ورمز كل مستوى رئيس s = 0 , p = 1 , d= 2 , f = 3

59- عدد الكم المغناطيسي رمزه m_l ويدل على عدد الأفلاك في المستوى الفرعي ويشير إلى الخاصية الفيزيائية: الاتجاه الفراغي للأفلاك

60- عدد أفلاك s = 1، عدد أفلاك p = 3، عدد أفلاك d = 5 ، عدد أفلاك f = 7

61- عدد الكم المغزلي رمزه m_s وقيمه تتراوح بين $+\frac{1}{2}$, $-\frac{1}{2}$ وهو يدل على وجود مجال مغناطيسي للإلكترون، ويشير إلى الخاصية الفيزيائية: اتجاه دوران أو غزل الإلكترون حول نفسه في الفلك

62- يتكون المجال المغناطيسي للإلكترون نتيجة دورانه حول نفسه في الفلك

63- يستقر إلكترونان في الفلك نفسه رغم تشابه الشحنة بسبب وجود مجال مغناطيسي مختلف لكل إلكترون فيحدث تجاذب مما يقلل التنافر بينهما بسبب الشحنة

قوانين وعلاقات رياضية مهمة

1- قانون بلانك $E = hv$

نحسب منه التالي:

1- تردد الفوتون

2- أو طاقة الفوتون

E طاقة الفوتون (جول) ، h ثابت بلانك = 6.63×10^{-34} J. s ، v تردد الضوء (الهيرتز Hz)

وحدة التردد: هيرتز ونفسها مقلوب الثانية s^{-1}

أمثلة عليه:

مثال (1): فوتون طاقته: 4.6×10^{5}J ، احسب التردد

$$E = hv$$

$$v = \frac{E}{h} = \frac{4.6 \times 10^{5}\text{J}}{6.63 \times 10^{-34}\ \text{J.s}} = 0.69 \times 10^{39} = 69 \times 10^{37} s^{-1}$$

$$= 69 \times 10^{37} Hz$$

مثال (2): احسب طاقة الفوتون الذي تردده $0.31 \times 10^{16} Hz$

$$E = hv = 6.63 \times 10^{-34} \times 0.31 \times 10^{16} = 2.055 \times 10^{-18} J$$

تنبيهات: إذا جاء التردد بوحدات الكيلوهيرتز والميجاهيرتز فلا بد من تحويلها قبل التعويض في القانون

$$1\ MHz = 10^{6} Hz$$
$$1\ KHz = 10^{3} Hz$$

2- قانون سرعة الضوء $C = \lambda v$

نحسب منه التالي:

1- تردد الفوتون (الوحدة هيرتز)

2- طول الموجة (الوحدة متر m)

C سرعة الضوء في الفراغ = 3×10^{8} m/s

λ طول الموجة [لامدا] الوحدة: متر m

v تردد الضوء (الهيرتز Hz)

تنبيه: إذا جاء طول الموجة بوحدة أخرى (نانومتر مثلاً) فإننا نحولها قبل التعويض إلى متر

$$1\ nm = 10^{-9} m$$

مثال (1): فوتون طول موجته 7.1×10^{-8}m ، احسب تردده

$$C = \lambda v$$

$$v = \frac{C}{\lambda} = \frac{3 \times 10^{8}\ \text{m/s}}{7.1 \times 10^{-8}\text{m}} = 0.42 \times 10^{16} = 42 \times 10^{14} s^{-1}$$
$$= 42 \times 10^{14} Hz$$

مثال (2): احسب تردد الفوتون الذي له طول موجي: 1.5nm وحدد موقعه ضمن أي نطاق من الطيف الكهرومغناطيسي

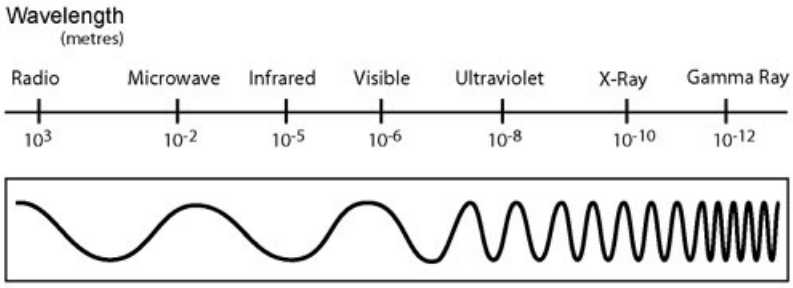
$$1nm = 10^{-9}\text{m}$$
$$1.5nm = 1.5 \times 10^{-9}\text{m}$$

$$C = \lambda v$$

$$v = \frac{C}{\lambda} = \frac{3 \times 10^{8}\ \mathrm{m/s}}{1.5 \times 10^{-9}\mathrm{m}} = 2\ \times 10^{17} Hz$$

$$1.5nm = 1.5 \times\ 10^{-9}\mathrm{m}$$

تقع في نطاق الطيف غير المرئي بين الأشعة السينية والأشعة فوق البنفسجية



مثال (3): فوتون طاقته: $2 \times 10^{-18}\mathrm{J}$ ، احسب طول موجته

نستخدم قانون بلانك نسحب التردد، ثم قانون سرعة الضوء لنحسب طول الموجة

3- قانون طاقة المستوى $E_n = \frac{-R_H}{n^2}$

نحسب منه التالي:

1- طاقة المستوى أوالإلكترون في الذرة (دائمًا النتيجة سالبة)

2- رقم المستوى الذي فيه الإلكترون

E_n طاقة المستوى ، R_H ثابت ريد بيرغ = $2.18 \times 10^{-18}\ \mathrm{J}$ ، n رقم المستوى الذي فيه الإلكترون

مثال (1): احسب طاقة المستوى الأول في ذرة الهيدروجين

$$E_n = \frac{-2.18 \times 10^{-18}}{1^2} = -2.18 \times 10^{-18} J$$

مثال (2): احسب طاقة المستوى اللانهائي في ذرة الهيدروجين

$$E_n = \frac{-2.18 \times 10^{-18}}{\infty^2} = 0\ J$$

مثال(3): ما رقم المستوى الذي طاقته $-0.24 \times 10^{-18} J$

$$-0.24 \times 10^{-18} = \frac{-2.18 \times 10^{-18}}{n^2}$$

$$n^2 = \frac{-2.18 \times 10^{-18}}{-0.24 \times 10^{-18}} = 9.08 = 9$$

$$n = 3$$

4- قانون فرق الطاقة بين المستويين $\Delta E = R_H \left(\frac{1}{{n_1}^2} - \frac{1}{{n_2}^2}\right)$

نحسب منه التالي:

1- طاقة الفوتون المنبعث

2- رقم المستوى الذي فيه انتقل منه إلى أو إليه الإلكترون

E طاقة الفوتون ، R_H ثابت ريد بيرغ = 2.18×10^{-18} J ،

$n1$ الأقرب للنواة (الأقل)

$n2$ الأبعد للنواة (الأكبر)

مثال (1): احسب طاقة الفوتون المنبعث عندما ينتقل الإلكترون من المستوى الرابع إلى الثالث

$$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{4^2}\right) = 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{1}{9} - \frac{1}{16}\right)$$

$$2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{16}{144} - \frac{9}{144}\right) = 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{7}{144}\right) = 0.11 \times 10^{-18} \text{J}$$

مثال (2): احسب طاقة الفوتون المنبعث عندما يعود الإلكترون من المستوى الرابع إلى الاستقرار

الاستقرار أي المستوى الأول n1=1

$$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{4^2}\right) = 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{16}{16} - \frac{1}{16}\right)$$

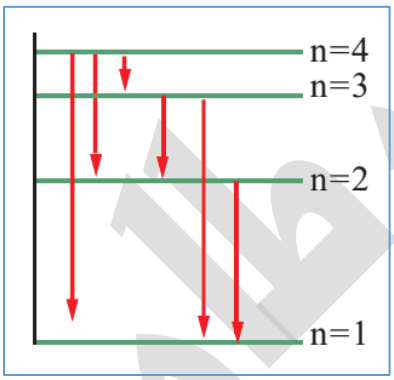
$$2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{15}{16}\right) = 2.04 \times 10^{-18} \text{J}$$

مثال (3): إذا كانت طاقة الإشعاع المنبعثة من ذرة هيدروجين مثارة عند عودتها إلى حالة الاستقرار 1.93×10^{-18}J فما رقم مستوى الطاقة الأعلى؟

المطلوب n_2

$$\Delta E = R_H \left(\frac{1}{{n_1}^2} - \frac{1}{{n_2}^2}\right)$$
$$\frac{1.93 \times 10^{-18}}{2.18 \times 10^{-18}} = \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{{n_2}^2}\right)$$
$$\frac{1.93 \times 10^{-18}}{2.18 \times 10^{-18}} = \left(1 - \frac{1}{{n_2}^2}\right)$$
$$0.885 = \left(1 - \frac{1}{{n_2}^2}\right)$$
$$\frac{1}{{n_2}^2} = 1 - 0.885$$
$$\frac{1}{{n_2}^2} = 0.115$$
$$\frac{1}{0.115} = {n_2}^2$$
$$8.7 = {n_2}^2$$
$$9 = {n_2}^2$$
$$n_2 = \sqrt{9} = 3$$

5- احتمالات أو خطوط عودة الإلكترون



مثال: احسب خطوط عودة الإلكترون من الرابع إلى الأول

1- نجد الفرق بين رقم المستويين: $n_2 - n_1 = 4\text{-}1 = 3$

نجد مفكوك الفرق أي مفكوك الرقم (3) حيث مفكوك العدد هو

جمع الأعداد التي قبله تراكميًّا $3 + 2 + 1 = 6$

6- كلما ازداد العدد n زاد الحجم للمستوى الرئيس، وزاد حجم الفلك في ذلك المستوى

مثال: n = 4 أكبر حجمًا من n=3

مثال: 4s أكبر حجمًا من 3s

7- كيفية حساب عدد الكم الفرعي l من العلاقة: 0 , 1 , ... , n -1

مثال: n = 4 قيم $l = 0, 1, 2, 3$

8- عدد المستويات الفرعية = قيمة n

مثال: n = 4 قيم $l = 0, 1, 2, 3$

9- قيمة الكم المغناطيسي m_l نحسبها من العلاقة $-l, 0, +l$

مثال: $l = 3$ نحسب قيم m_l $m_l = -3, -2, -1, 0, 2, 3$

10- عدد الأفلاك في المستوى الرئيس نحسبه من العلاقة = n^2

مثال: $n = 3$ عدد الأفلاك = 9

11- السعة القصوى من الإلكترونات في المستوى الرئيس نحسبه من العلاقة = $2n^2$

مثال: $n = 3$ سعة الإلكترونات = 18

م. مريم السرطاوي

الوحدة الثانية: التوزيع الإلكتروني والدورية

التعريفات

1- العدد الذري: عدد البروتونات الموجبة في النواة وهو يساوي عدد الإلكترونات في الذرة المتعادلة

2- التوزيع الإلكتروني: عملية ترتيب الإلكترونات في الذرة وفق مستويات الطاقة المختلفة

3- مبدأ أوفباو: امتلاء الأفلاك بالإلكترونات تبعًا لتزايد طاقاتها بحيث توزع الإلكترونات أولًا في أدنى مستوى للطاقة ثم تُملأ المستويات العليا للطاقة

4- قاعدة هوند: تُوزع الإلكترونات بصورة منفردة على أفلاك المستوى الفرعي الواحد باتجاه الغزل

5- إلكترونات التكافؤ: إلكترونات المستوى الخارجي للذرة

6- التأين: ميل ذرات العناصر إلى كسب الإلكترونات أو فقدها للوصول إلى توزيع يشبه توزيع العناصر النبيلة

7- الذرة المتعادلة: هي التي يتساوى فيها عدد البروتونات وعدد الإلكترونات

8- نصف القطر الذري: نصف المسافة الفاصلة بين نواتي ذرتي عنصر في البلورة الصلبة لعنصر الفلز

9- نصف القطر التساهمي: نصف المسافة الفاصلة بين نواتي ذرتي عنصر في الحالة الغازية بينهما رابطة تساهمية

10- شحنة النواة الفعالة: مقدار شحنة النواة الفعلية التي تؤثر في إلكترونات المستوى الخارجي بعد تأثير الإلكترونات الحاجبة

11- الإلكترونات الحاجبة: إلكترونات المستويات الداخلية الممتلئة

12- طاقة التأين: الحد الأدني من الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الأبعد عن النواة في الحالة الغازية للذرة أو الأيون

13- الألفة الإلكترونية: مقدار التغير في طاقة الذرة المتعادلة المقترن بإضافة إلكترون إليها في الحالة الغازية

14- السالبية الكهربائية: قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة نحوها عند ارتباطها بذرة أخرى

م. مزيون السرطاوي

المعلومات

1- أعداد الكم تصف الإلكترون وطاقته ومعدل بعده عن النواة

2- سعة الإلكترونات القصوى لكل مستوى فرعي ثابتة، s = 2e ، p = 6e، d = 10e، f = 14e

3- مبادئ وقواعد نراعيها أثناء توزيع الإلكترونات: 1- مبدأ الاستبعاد لباولي 2- مبدأ أوفباو للبناء التصاعدي 3- قاعدة هوند

4- أوفباو: كلمة ألمانية الأصل وتعني البناء التصاعدي

5- يبدأ التداخل في المستويات بعد 3p

6- التوزيع على قاعدة هوند يعطي الحد الأدني من الطاقة فلا تتنافر الإلكترونات داخل الأفلاك

7- الغازات النبيلة مستقرة بـ 8 إلكترونات في مستواها الخارجي ما عدا الهيليوم مستقر بـ 2 إلكترون

العنصرُ النبيلُ	رمزُ العنصرِ	العددُ الذرِّيُّ	التوزيعُ الإلكترونيُّ
الهيليومُ Helium	He	2	$1s^2$
النيونُ Neon	Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$
الآرغونُ Argon	Ar	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
الكربتونُ Krypton	Kr	36	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$

8- عنصر الكروم $_{24}Cr$ حالة شاذة في التوزيع الإلكتروني فيكون توزيعه الفعلي هو: $_{18}[Ar]4s^1 3d^5$

9- عنصر النحاس $_{29}Cu$ حالة شاذة في التوزيع الإلكتروني فيكون توزيعه الفعلي هو: $_{18}[Ar]4s^1 3d^{10}$

10- نحسب الإلكترونات المنفردة في المستوى الذي انتهت فيه الإلكترونات فقط، بينما في الحالة الشاذة لعنصري الكروم والنحاس فإننا نحسب الإلكترونات المنفردة في s و d، المنفردة للكروم = 6، وللنحاس=1

11- أحيانًا نوزع الإلكترونات على مبدأ أوفباو ثم نعيد الترتيب على رقم المستويات n

مثال عنصر النحاس [على أوفباو]: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$

ثم نعيد فقط الكتابة على ترتيب المستويات n: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$

12- الحالات الشاذة في العناصر الانتقالية: منها توزيع النحاس والكروم، لأن أفلاك d تصبح أكثر استقرارًا عندما تكون ممتلئة أو نصف ممتلئة بدلًا أن تكون d^4 و d^9

13- يتكون الجدول الدوري من 18 مجموعة، 8 مجموعات من العناصر الممثلة، 10 مجموعات من العناصر الانتقالية التي تُقسم إلى انتقالية رئيسة وانتقالية داخلية

14- يتكون الجدول الدوري من 7 دورات وهي نفسها تعبر عن n المستويات الرئيسية في الذرة

15- العناصر الممثلة تنتهي بالمستوى الفرعي s والمستوى الفرعي p

16- العناصر الانتقالية الرئيسة تنتهي بالمستوى الفرعي d

17- العناصر الانتقالية الداخلية تنتهي بالمستوى الفرعي f

18- ترقيم العناصر الممثلة من اليسار: 1، 2، 13، 14 ، 15، 16، 17، 18، وهو نفسه الترقيم 1A – 8A رمز تلك المجموعات هو حرف A

ترقيم العناصر الانتقالية من اليسار: 3، 4، 5، 6 ، 7، 8، 9، 10، 11، 12 وهو نفسه الترقيم 3B – 4B – 5B – 6B – 7B – 8B – 1B – 2B حيث رمز تلك المجموعات هو حرف B

19- الرموز اللاتينية من 1-8 هي: I – II- III- IV- V – VI – VII- VIII

20- يبدأ ظهور المستوى الفرعي s من المستوى الأول، ويبدأ ظهور المستوى الفرعي p في المستوى الثاني، ويبدأ ظهور المستوى الفرعي d في المستوى الثالث، ويبدأ ظهور المستوى الفرعي f في المستوى الرابع

21- تُملأ المناطيد والبالونات الطائرة والغواصات بغاز الهيليوم لأن كثافته منخفضة وآمن غير سام وغير قابل للاشتعال أو الانفجار [قلة نشاطه الكيميائي]

22- رقم المجموعة في العناصر الممثلة هو نفسه رقم إلكترونات التكافؤ للعنصر

23- العناصر في المجموعة الواحدة تتشابه في الخصائص الفيزيائية والكيميائية

24- المجموعة 10 – 9 – 8 في الانتقالية كلها ضمن المجموعة 8B لأن لها خصائص فيزيائية وكيميائية متشابهة

25- يستخدم التيتانيوم [عنصر انتقالي] في الاقتصاد والصناعة وفي المجالات الطبية وهو منافس لغيره، بسبب خفة وزنه وصلابته الكبيرة وقلة نشاطه الكيميائي وعدم تأثره بالعوامل البيئية

26- يستخدم التيتانيوم في مجال الطب: صناعة المفاصل البديلة الورك والركبة، علاج الانزلاقات الغضروفية في العمود الفقري، صناعة صفائح الجمجمة وبراغي الأسنان والفك الصناعي

م. مزيد السرطاوي

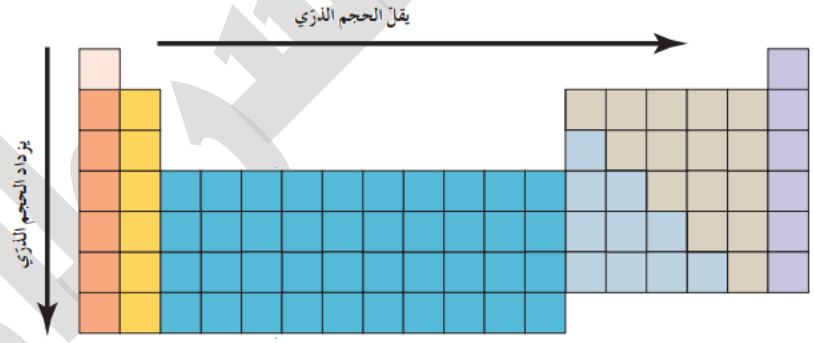
27- الأيونات: موجبة وسالبة، الأيون الموجب فقد إلكترونات فأصبحت البروتونات أكثر من الإلكترونات ولذا حمل شحنة موجبة، الأيون السالب كسب إلكترونات فأصبحت الإلكترونات أكثر من البروتونات ولذا حمل شحنة سالبة

28- الخصائص الدورية هي نصف القطر الذري، نصف القطر الأيوني، طاقة التأين، الألفة الإلكترونية، السالبية الكهربائية

29- وحدة قياس نصف القطر الذري، نصف القطر الأيوني هي البيكومتر $1pm = 10^{-12}m$

30- العوامل المؤثرة على نصف القطر الذري هي: (1) العامل الأول: عدد الكم الرئيس وهو مؤثر في المجموعة كلما ازداد العدد الذري أي اتجهنا إلى أسفل زاد الحجم الذري مع زيادة الكم الرئيس (علاقة طردية) (2) العامل الثاني: شحنة النواة الفعالة وهي مؤثرة في الدورة كلما ازداد العدد الذري أي اتجهنا إلى اليمين زادت شحنة النواة الفعالة فقل الحجم الذري ونصف القطر (علاقة عكسية)

31- تزداد شحنة النواة الفعالة في الدورة وتؤثر على الحجم: بسبب ازدياد العدد الذري مع بقاء عدد الكم الرئيس وإلكترونات الحجب ثابتة، فتجذب الشحنة إلكترونات التكافؤ ويقل الحجم



التدرّج في نصف القطر الذرّي

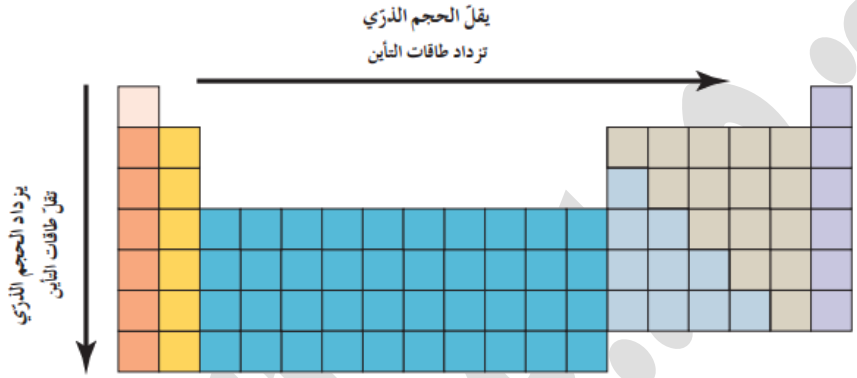
32- الأيون الموجب دائمًا أقل من ذرته المتعادلة لأنه فقد مستواه الخارجي مثل $Na^+ < Na$، الأيون السالب دائمًا أكبر من ذرته المتعادلة مثل: $F^- > F$ بسبب زيادة الإلكترونات فيزداد التنافر ويكبر الحجم الأيوني

33- الأيونات في نفس الدورة، أو التي لها توزيع أيوني متشابه، يكون الأكبر في الشحنة السالبة هو الأكبر، والأكبر في الشحنة الموجبة هو الأصغر، مثال: أيون الفلوريد السالب F^- أكبر من أيون الصوديوم الموجب Na^+

34- في المجموعة الواحدة يزداد الحجم الأيوني كلما اتجهنا إلى أسفل

35- مقدار طاقة التأين يعبر عن قوة ارتباط الإلكترون بالنواة ومؤشر على نشاط العنصر في التفاعلات الكيميائية

36- تزداد طاقة التأين كلما ازداد العدد الذري وقل الحجم في الدورة، وتقل طاقة التأين كلما ازداد العدد الذري وازداد الحجم في المجموعة



37- التغير في طاقة التأين في الدورة لا يكون ثابتًا وهناك حالات شاذة بسبب استقرار الأفلاك، المستويات الفرعية ذات الأفلاك نصف الممتلئة أو الممتلئة أكثر ثباتًا من غيرها، ويفترض كلما ازداد العدد الذري في الدورة أن تزيد طاقة التأين، لكن هناك حالات شاذة وهي:

الشواذ في الدورة الثانية: ${}_{4}Be > {}_{5}B$ ${}_{7}N > {}_{8}O$

الشواذ في الدورة الثالثة: ${}_{12}Mg > {}_{13}Al$ ${}_{15}P > {}_{16}S$

38- طاقة التأين درجات أو أنواع [المعادلات مهمة]:

- الأولى: طاقة ط1 تلزم لنزع الإلكترون من الذرة المتعادلة $M_{(g)} + \text{طاقة} \rightarrow M^{+}_{(g)} + e^{-}$
- الثانية: طاقة ط2 تلزم لنزع الإلكترون من أيون أحادي موجب $M^{+}_{(g)} + \text{طاقة} \rightarrow M^{+2}_{(g)} + e^{-}$
- الثالثة: طاقة ط3 تلزم لنزع الإلكترون من أيون ثنائي موجب $M^{+2}_{(g)} + \text{طاقة} \rightarrow M^{+3}_{(g)} + e^{-}$

39- طاقة التأين الثالثة أعلى من الثانية، والثانية أعلى من الأولى

40- أعلى طاقة تأين أولى في الجدول الدوري تكون للمجموعة الثامنة [العناصر النبيلة]، وأقل طاقة تأين أولى للمجموعة الأولى، مثل: الصوديوم والبوتاسيوم والخ

41- أعلى طاقة تأين ثانية تكون للمجموعة الأولى مثل: الصوديوم والبوتاسيوم، وأعلى طاقة تأين ثالثة تكون للمجموعة الثانية مثل: المغنيسيوم والكالسيوم

42- الألفة الإلكترونية: معادلة مهمة: $M_{(g)} + e^- \rightarrow M^-_{(g)}$ + طاقة

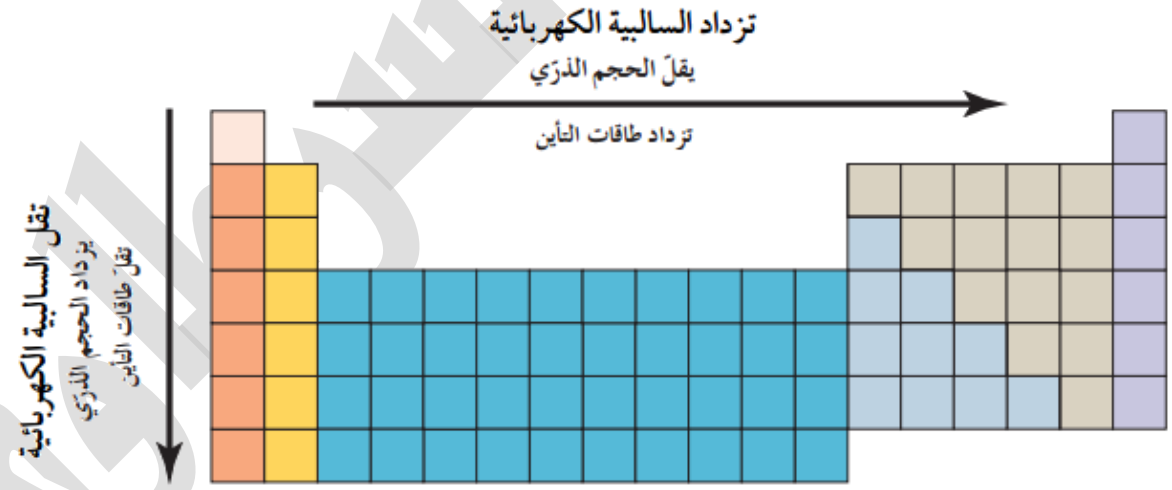
43- الألفة الإلكترونية معاكسة في المعنى لطاقة التأين، فالطاقة تصدر في الألفة لأننا أضفنا إلكترونًا بينما يحدث العكس في طاقة التأين

44- وحدة الطاقة في الألفة الإلكترونية وطاقة التأين: كيلوجول/ مول KJ/mole

45- السالبية الكهربائية تزداد كلما ازداد العدد الذري وقل الحجم في الدورة، وتقل كلما ازداد العدد الذري والحجم في المجموعة

46- السالبية الكهربائية لا نعتبرها للمجموعة الثامنة [العناصر النبيلة] وكأنها غير موجودة، لأن هذه الخاصية مرتبطة بالتفاعلات والعناصر النبيلة خاملة ولا ترتبط

47- أعلى عناصر في السالبية الكهربائية على الترتيب: الفلور > الأكسجين > النيتروجين FON

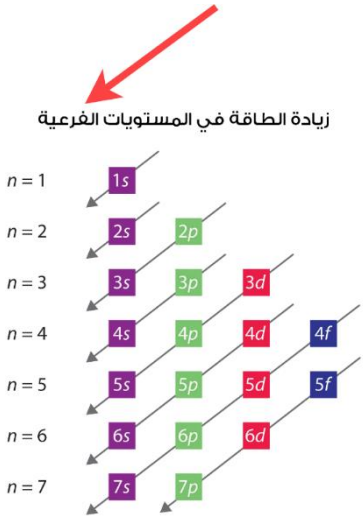


48- وحدة السالبية الكهربائية: باولنج

القوانين والعلاقات الرياضية

1- حساب طاقة المستوى الفرعي

باستخدام قيمة الكم الفرعي $\boldsymbol{l}$ لكل مستوى فرعي باستخدام العلاقة $n + l$ ، إن تساوى الناتج، نختار المستوى الفرعي الأقل في قيمة n



مثال: أيها أقل طاقة ويُملأ أولًا بالإلكترونات؟ 4s أم 3d

4s = 4+0= 4
3d = 3 + 2 = 5
3d > 4s إذًا يُملأ 4s أولًا بالإلكترونات

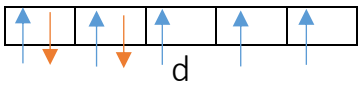
2- التوزيع على مبدأ أوفباو: نستخدم رسمة أوفباو لتوزيع الإلكترونات في المستويات الفرعية

مثال: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 4s^2 3d^{10} 4p^6$

3- التوزيع على قاعدة هوند: نحسب منه الإلكترونات المنفردة

مثال: ما عدد الإلكترونات المنفردة في المستوى الفرعي $3d^7$

عدد الإلكترونات المنفردة: ثلاث

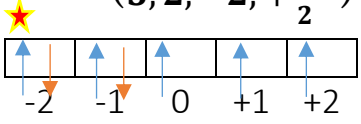


4- حساب أعداد الكم لإلكترون في المستوى الفرعي

مثال: ما أعداد الكم الأربعة $\boldsymbol{n, l, m_l, m_s}$

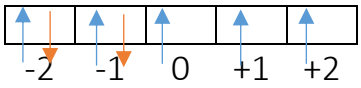
للإلكترون الأول، والإلكترون الأخير في المستوى الفرعي $3d^7$

الأول: $\left(\boldsymbol{3, 2, -2, +\frac{1}{2}}\right)$



مدرسة السرطاوي

الأخير: $(3, 2, -1, -\frac{1}{2})$



5- معرفة مجموعة ودورة أي عنصر في الجدول الدوري

a. إذا انتهى التوزيع بـ s فإن الإلكترونات عليها هو رقم المجموعة والعنصر ممثل

b. إذا انتهى التوزيع بـ p فإننا نجمع الإلكترونات على p و s قبلها وهو رقم المجموعة والعنصر ممثل

c. إذا انتهى التوزيع بـ d فهو عنصر انتقالي: وهنا نجمع الإلكترونات عليها مع s فإن كان الجمع من 3-7 فهو نفس رقم المجموعة 3B – 7B ، وإن كان 8 – 9 – 10 فهو مجموعة 8B وإن امتلأت d وكانت 10 فرقم المجموعة هو الإلكترونات على s يعني إما 1B أو 2B

d. رقم الدورة دائمًا هو أعلى n في التوزيع

e. دائمًا تظهر d في المستوى الثالث أي n=3 ولذا تم رسمها في الجدول الدوري بدءًا من الدورة الرابعة لكن نطرح منها 1 فيكون التوزيع ns (n-1)d

مثال: 4s 3d

6- التوزيع بدلالة الغاز النبيل

مثال: وزع الأكسجين $_{8}O$ بدلالة الغاز النبيل

نحدد العنصر النبيل الأقل منه وهو الهيليوم وعدده الذري (2) ويكون في الدورة الأولى، فنكتبه ونأتي بالدورة الثانية لنكمل $[He]2s^2 2p^4$

مثال: وزع الخارصين $_{30}Zn$ بدلالة الغاز النبيل

نحدد العنصر النبيل الأقل منه وهو الآرغون وعدده الذري (18) ويكون في الدورة الثالثة، فنكتبه ونأتي بالدورة الرابعة بعده لنكمل $[Ar]4s^2 3d^{10}$ نلاحظ أن المستوى d يظهر بعد 4s ولا بد أن تكون n له أقل بواحد

مثال: وزع البروم $_{35}Br$ بدلالة الغاز النبيل

نحدد العنصر النبيل الأقل منه وهو الآرغون وعدده الذري (18) ويكون في الدورة الثالثة، فنكتبه ونأتي بالدورة الرابعة لنكمل $[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^5$ نلاحظ دخول 3d بين المستويين 4p – 4s، لمعرفة مجموعة ذلك العنصر، نجمع الإلكترونات على 4s + 4p فقط لأنه عنصر ممثل انتهى بـ p

م. مازن السرطاوي

7- التوزيع الأيوني

مثال: وزع أيون الأكسجين $_8O^{2-}$

نوزعه وهو ذرة متعادلة ثم نطبق الفقد أو الكسب، كسب 2 إلكترون فنزيد ذلك على المستوى الأخير، ليصبح $[He]2s^22p^6$

مثال: احسب العدد الذري لأيون ثنائي سالب انتهى بالمستوى الفرعي $2p^6$

حساب العدد الذري يكون للذرة المتعادلة فقط لأن الإلكترونات = البروتونات، صيغة السؤال تذكر توزيع أيوني ولا بد من إعادته للتعادل، وذلك بنزع الإلكترونات المكتسبة من المستوى الأخير، ليصبح التوزيع في وضع التعادل: $[He]2s^22p^4$ وهو نفس توزيع الأكسجين المتعادل والعدد الذري = 8

م. مريم السرطاوي

الوحدة الثالثة: المركبات والروابط الكيميائية

التعريفات

1- تركيب لويس: التمثيل النقطي لإلكترونات التكافؤ وفيه يرمز إلى كل إلكترون تكافؤ بنقطة واحدة توضع على رمز العنصر

2- الروابط الكيميائية: قوة تجاذب تنشأ بين ذرتين أو أكثر عند ارتباط بعضها ببعض

3- التكافؤ: عدد صحيح مطلق لمقدار الفقد أو الكسب أو المشاركة للإلكترونات [قيمة بدون إشارة]

4- الرابطة الأيونية: القوة التي تجذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة في المركبات

5- الرابطة التساهمية: الرابطة الكيميائية الناتجة من تشارك ذرتين أو أكثر من العناصر اللافلزية بزوج أو أكثر من الإلكترونات

6- الرابطة التساهمية الأحادية: الرابطة الكيميائية الناتجة من تشارك ذرتين أو أكثر من العناصر اللافلزية بزوج واحد من الإلكترونات

7- الرابطة التساهمية الثنائية: الرابطة الكيميائية الناتجة من تشارك ذرتين أو أكثر من العناصر اللافلزية بزوجين من الإلكترونات

8- الرابطة التساهمية الثلاثية: الرابطة الكيميائية الناتجة من تشارك ذرتين أو أكثر من العناصر اللافلزية بثلاثة أزواج من الإلكترونات

9- رابطة سيجما σ: رابطة تنشأ من التداخل الرأسي بين فلكي s-s أو فلكي p-p أو فلكي s-p

10- رابطة باي π: رابطة تنشأ من التداخل الجانبي بين فلكي p-p

11- الرابطة الفلزية: قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة للفلزات والإلكترونات حرة الحركة في الشبكة البلورية

12- بحر الإلكترونات: إلكترونات التكافؤ لذرات الفلز في البلورة التي تحيط بالأيونات الموجبة في الاتجاهات جميعها

13- الصيغة الكيميائية: طريقة موجزة للتعبير عن نسب الذرات ونوعها التي يتكون منها المركب الكيميائي

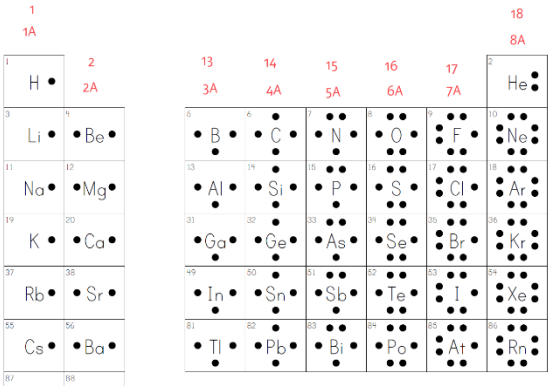
14- المجموعة الأيونية: أيون مكون من نوعين أو أكثر من الذرات المرتبطة ببعضها بروابط تساهمية بينما ترتبط بغيرها بروابط أيونية

م. مريم السرطاوي

المعلومات

1- قام العالم جيليبرت لويس عام 1902 باختراع طريقة لتمثيل أشكال الجزيئات أسماها تركيب لويس

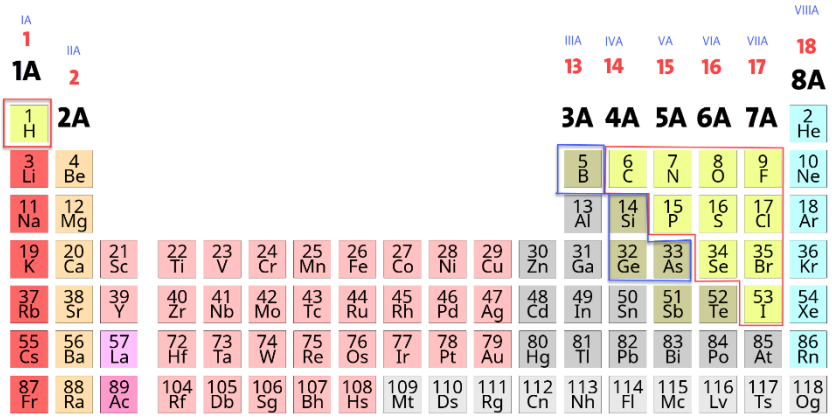
2- تُرسم إلكترونات التكافؤ كنقاط حول العنصر، وإلكترونات التكافؤ للعنصر الممثل هو نفس رقم المجموعة



3- أنواع الروابط الكيميائية: (1) الأيونية (2) التساهمية (3) الفلزية

4- تُحفظ **اللافلزات** من الجدول الدوري: [اللون الأصفر]

أو من خلال جملة كفك فيه كأس بُن



5- أنواع الروابط الكيميائية: (1) الأيونية (2) التساهمية (3) الفلزية

6- يستثنى من قاعدة الثمانية: الهيدروجين H، البيريليوم Be، البورون B

7- الرابطة الأيونية تتكون من تفاعل فلز + لافلز، الفلز يفقد الإلكترون واللافلز يكسب الإلكترون

أمثلة: $NaCl - MgCl2 - MgO - Al_2S_3$

8- الرابطة التساهمية تتكون من تفاعل لافلز + لافلز، وتكون بينهما مشاركة بالإلكترونات

9- الرابطة التساهمية الأحادية، أمثلة: $H_2 - Cl_2 - H_2O - CH_4 - NH_3 - C_2H_6$

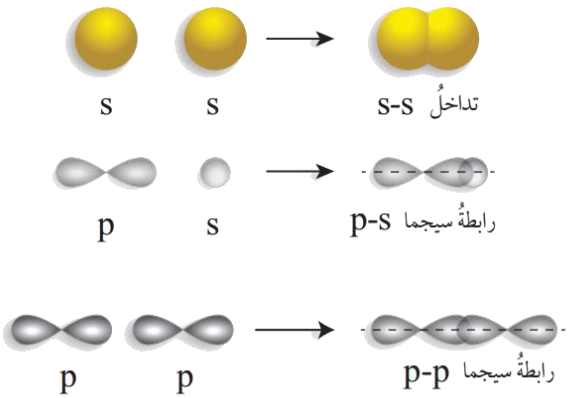
الإيثان – الأمونيا – الميثان – الماء – غاز الكلور – غاز الهيدروجين

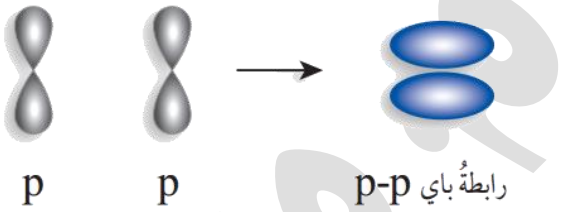
10- الرابطة التساهمية الثنائية موجودة في: $O_2 - CO_2 - C_2H_4$

الإيثين – غاز ثاني أكسيد الكربون – غاز الأكسجين

11- الرابطة التساهمية الثلاثية موجودة في $N_2 - HCN$

12- شكل التداخل لروابط سيجما وباي





13- تنشأ الرابطة الفلزية بين ذرات الفلز نفسه حيث

تكون بين أيوناته الموجبة وإلكتروناته التكافؤ الموجودة في بحر الإلكترونات، أمثلة: Na - Mg – Ca – K – Fe – Cu – Zn – Al

14- سبب التجاذب في الرابطة الأيونية هو اختلاف الشحنات بين الأيونات للفلز واللافلز، بينما في التساهمية هو تجاذب بين النواة الموجبة لكل ذرة لافلزية مع الإلكترونات المشتركة بينهما، وفي الرابطة الفلزية يكون التجاذب بين الأيونات الموجبة للفلز مع إلكتروناته التكافؤ حرة الحركة في الشبكة البلورية

15- الخصائص الفيزيائية للمركبات الأيونية: بلورات صلبة قاسية هشة سهلة الكسر، لها درجات انصهار وغليان مرتفعة مع ذائبية عالية في الماء، غير موصلة للكهرباء في الحالة الصلبة، وموصلة في حالة المحلول والمصهور

16- شكل بلورات كلوريد الصوديوم مكعبة مع نسبة أيونات 1:1 حيث يُحاط بكل أيون كلوريد ستة من أيونات الصوديوم، ويُحاط بأيون الصوديوم ستة من أيون الكلوريد

17- البلورات الأيونية قاسية بسبب قوة الرابطة الأيونية التي تجذب الأيونات مختلفة الشحنة لبعضها

18- البلورات الأيونية هشة سهلة الكسر عند الضغط عليها، لأن الضغط يجعل الأيونات المتشابهة تقترب من بعضها ويحدث التنافر فيسهل الكسر

19- المركبات الأيونية درجة انصهارها وغليانها مرتفعة لأن التغلب على قوة التجاذب بين الأيونات يتطلب طاقة كبيرة

20- درجة انصهار أكسيد المغنيسيوم MgO أعلى من كلوريد الصوديوم NaCl لأن الشحنات التي على أيوناته أعلى من التي على كلوريد الصوديوم فهذا يزيد قوة التجاذب ويحتاج طاقة أكبر للتغلب على الرابطة

21- يستعمل أكسيد المغنيسيوم في صناعات البناء والاسمنت والمواد المقاومة للحرائق مثل الطوب الحراري بسبب ارتفاع درجة انصهاره المرتفعة التي قد تصل إلى C2800

22- تذوب المركبات الأيونية في الماء بسبب قدرة جزيئات الماء على فصل أيونات البلورة

23- توصل المركبات الأيونية الكهرباء في حالة المحلول والمصهور بسبب حركة أيوناتها الحرة، بينما هي مقيدة في الحالة الصلبة فلا توصل الكهرباء

24- الخصائص الفيزيائية للمركبات التساهمية: توجد في الحالات الثلاث الصلبة والسائلة والغازية، للمركبات التساهمية البسيطة درجات انصهار وغليان منخفضة، متطايرة، ولاتذوب غالبًا في الماء، غير موصلة للكهرباء في الحالة الصلبة إلا الجرافيت، وغير موصلة بوجه عام للكهرباء في حالة المحلول وبعضها موصل مثل محلول HCl لأنه يتأين في الماء

25- المركبات التساهمية البسيطة متطايرة لأن لها درجات انصهار وغليان منخفضة

26- الخصائص الفيزيائية للفلزات: توجد في الحالة الصلبة إلا الزئبق فهو سائل، لامعة وقابلة للطرق والسحب وبلورة الفلز لا تتكسر، موصلة جيدة للكهرباء والحرارة

27- عند طرق الفلز تتكون الصفائح وعند سحبه تتكون الأسلاك

28- الفلزات لا تتكسر لأن الأيونات الموجبة عند انزلاقها تظل مرتبطة بإلكترونات التكافؤ حرة الحركة في بحر الإلكترونات

29- الفلزات موصلة جيدة للكهرباء والحرارة بسبب حركة الإلكترونات الحرة في بلورة الفلز

30- تستخدم الفلزات في مجال طب الأسنان في الحشوات (مزيج النحاس والفضة والقصدير والزئبق) لكن نظرًا لسمية أبخرة الزئبق تم استبداله بحشوات معدنية من الصمغ والبورسلان، أيضًا يستخدم في تقويم الأسنان من خلال سبائك النيكل والتيتانيوم لأنها لا تصدأ ولا تتآكل

31- السالبية الكهربائية وعلاقتها بنوع الرابطة، أعلى قيمة الفلور F= 3.98 باولنج، أقل قيمة الفرانسيوم Fr = 0.7 باولنج

32- السالبية الكهربائية = صفر، تكون للجزيئات ثنائية الذرة مثل O_2, H_2, Cl_2

الفرق في السالبية الكهربائية	نوع الرابطة
صفر	تساهمية [جزيء نقي]
0.4 - 2	تساهمية
أكبر من 2	أيونية

33- جدول بأهم العناصر والمجموعات الأيونية مطلوب حفظ شحنتها ورمزها

اسم العنصر	رمز العنصر مع شحنته	التكافؤ
الليثيوم	Li^+	1
الصوديوم	Na^+	1
البوتاسيوم	K^+	1
الفضة	Ag^+	1
الفلور	F^-	1
الكلور	Cl^-	1
البروم	Br^-	1
الهيدروجين	H	1
الكالسيوم	Ca^{2+}	2
المغنيسيوم	Mg^{2+}	2
الخارصين	Zn^{2+}	2
النيكل	Ni^{2+}	2
النحاس	Cu^{2+}	2
الحديد (II)	Fe^{2+}	2
الأكسجين	O^{2-}	2
الكبريت	S^{2-}	2
الألمنيوم	Al^{3+}	3
الحديد (III)	Fe^{3+}	3
النيتروجين	N^{3-}	3
الفسفور	P^{3-}	3
الكربون	C	4
السيليكون	Si	4

اسم المجموعة	رمز المجموعة	الشحنة
أمونيوم	$[NH_4]^+$	1+
هيدروكسيد	$[OH]^-$	1-
نترات	$[NO_3]^-$	1-
بيكربونات	$[HCO_3]^-$	1-
بيرمنجنات	$[MnO_4]^-$	1-
كربونات	$[CO_3]^{2-}$	2-
كبريتات	$[SO_4]^{2-}$	2-
كرومات	$[CrO_4]^{2-}$	2-
دايكرومات	$[Cr_2O_7]^{2-}$	2-
فوسفات	$[PO_4]^{3-}$	3-

القوانين والعلاقات الرياضية

1- حساب روابط سيجما وباي في المركب:

نوع الرابطة التساهمية	عدد روابط سيجما	عدد روابط باي
أحادية	1	0
ثنائية	1	1
ثلاثية	1	2

مثال: نحسب الرابطة الأحادية: 1 سيجما

$:N\equiv C-C\equiv N:$

الرابطة الثلاثية: 1 سيجما و2 باي

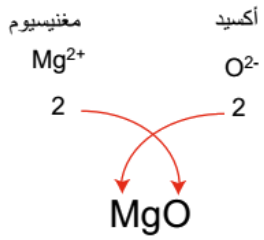
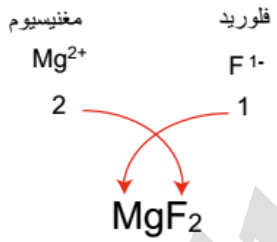
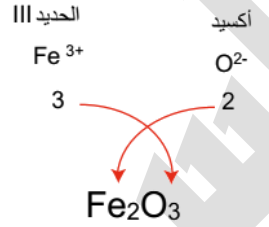
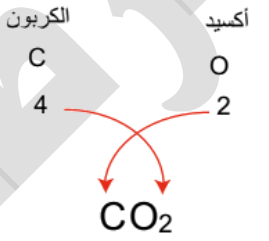
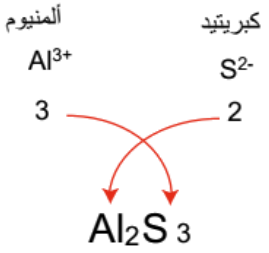
الرابطة الثلاثية الأخرى: 1 سيجما و2باي

المجموع: 3 سيجما ، 4 باي

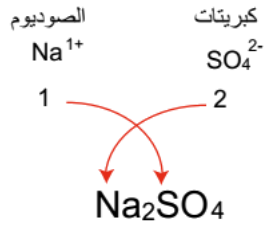
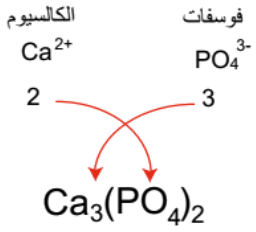
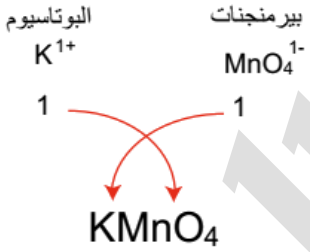
2- كتابة الصيغ الكيميائية والتسمية:

- من اليمين يُكتب ويُقرأ اللافلز ويُضاف له (يد) مثل الفلوريد – الكلوريد – البروميد – الأكسيد ثم يُكتب بعده الفلز
- في الصيغة الكيميائية بالإنجليزية نبدأ من اليسار بكتابة رمز الفلز الموجب ثم اللافلز السالب
- توضع الشحنات أعلاها، والتكافؤ أسفل الرمز، التكافؤ المتشابه يُلغى، والمختلف من غير قاسم مشترك يُضرب ضربًا تبادليًّا

- في المجموعات الأيونية تُعامل معاملة الأيون الواحد
- إن كان الفلز عنصرًا انتقاليًّا فلا بد من إضافة الرقم اللاتيني بعد التسمية، والرقم اللاتيني هو نفس تكافؤ العنصر الانتقالي، أمثلة:

أكتب الصيغة الكيميائية للمركب:	الحل
أكسيد المغنيسيوم	
فلوريد المغنيسيوم	
أكسيد الحديد (III)	
ثاني أكسيد الكربون مركب تساهمي لا نضع شحنات ويوجد قاسم مشترك أصغر للتكافؤ (2)	
كبريتيد الألمنيوم	

م. مريم السرطاوي

أكتب الصيغة الكيميائية للمركب:	الحل
كبريتات الصوديوم	
فوسفات الكالسيوم	
بيرمنجنات البوتاسيوم	

تابع دروس الكيمياء للصف العاشر [المنهاج الأردني] عبر مدرسة الكيمياء
https://web.facebook.com/groups/schoolofchemistry
وعبر قناة اليوتيوب:
https://www.youtube.com/mariamsartawi
صفحة تلاخيص منهاج أردني [كامل دروس المنهاج الأردني تلاخيص وشروحات]
https://web.facebook.com/talakheesjo