تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج الكويتية

almanahj.com/kw

موقع المناهج الكويتية

محمد المقداد

الملف تعاليل وتعاريف مهمة للمنهج
موقع المناهج ⇦ المناهج الكويتية ⇦ الصف العاشر ⇦ كيمياء ⇦ الفصل الأول

روابط مواقع التواصل الاجتماعي بحسب الصف العاشر			
روابط مواد الصف العاشر على تلغرام			
التربية الاسلامية	اللغة العربية	اللغة الانجليزية	الرياضيات

المزيد من الملفات بحسب الصف العاشر والمادة كيمياء في الفصل الأول	
1	توزيع الحصص الإفتراضية(المتزامنة وغير المتزامنة)
2	نموذج اختبار قصير 1
3	مراجعة المعادلات الكيميائية
4	أسئلة مراجعة اختبار قصير1
5	مراجعة اجابة اختبار قصير 1

تعاليل وتعاريف كيمياء للصف العاشر

أ

اعداد أ.محمدالمقداد

م	المفهوم العلمي	المصطلح العلمي
-1	منطقة من الفضاء المحيط بالنواة ويحتمل وجود الإلكترون فيها في كل الاتجاهات والأبعاد	السحابة الإلكترونية
	النموذج الذي شبه الذرة بالمجموعة الشمسية	نموذج رذرفورد
-2	نموذج يفترض أن الإلكترون يدور حول النواة في مدار ثابت دون أن يمتص أو يشع طاقة.	نموذج بور
-3	الطيف الناتج عندما ينتقل الإلكترون من مستوى طاقة أعلى إلى مستوى طاقة أدنى.	طيف الإشعاع الخطي
-4	نموذج الذرة الذي وصف طبيعة حركة الإلكترونات حول النواة معتمدًا على طبيعته الموجبة	النموذج الميكانيكي الموجي
-5	المنطقة الفراغية حول النواة التي يكون فيها أكبر احتمال لوجود الإلكترون	الفلك الذري
-6	كمية الطاقة اللازمة لنقل الإلكترون من مستوى طاقة إلى مستوى طاقة أعلى.	كم الطاقة (الكوانتم)
-7	عدد يحدد مستويات الطاقة في الذرة.	عدد الكم الرئيسي (n)
-8	عدد يحدد عدد تحت مستويات الطاقة في مستوى الطاقة	عدد الكم الثانوي (l)
-9	عدد يحدد عدد الأفلاك في تحت مستويات الطاقة واتجاهات في الفراغ.	عدد الكم المغناطيسي (ml)
-10	عدد يحدد نوع حركة الإلكترون المغزلية حول محوره.	عدد الكم المغزلي (ms)
-11	فلك له شكل كروي واتجاه محتمل واحد ويكون احتمال وجود الإلكترون في أي اتجاه من النواة متساويًا.	الفلك S
-12	فلك يأخذ شكل فصين متقابلين عند الرأس حيث تنعدم الكثافة الإلكترونية.	الفلك p
-13	لابد للإلكترونات أن تملأ تحت مستويات الطاقة ذات الطاقة المخفضة أولًا ثم تحت مستويات الطاقة ذات الطاقة الأعلى.	مبدأ أوفباو أو (مبدأ البناء التصاعدي)

LANA

-14	في ذرة ما لا يوجد إلكترونان لهما أعداد الكم الأربعة نفسها	مبدأ الاستبعاد لباولي
-15	الإلكترونات تملأ أفلاك تحت مستوى الطاقة الواحد، كل واحدة بمفردها باتجاه الغزل نفسه، ثم تبدأ بالازدواج في الأفلاك تباعًا باتجاه غزل معاكس.	قاعدة هوند
-16	الطريقة التي تترتب بها الإلكترونات حول أنوية الذرات.	الترتيبات الإلكترونية
-18	ترتيب العناصر تبعًا للتشابه في خواصها.	الجدول الدوري
-19	جدول رتبت فيه العناصر بحسب الزيادة في الكتلة الذرية.	الجدول الدوري لمنديليف.
-20	جدول رتبت فيه العناصر بحسب الزيادة في العدد الذري من اليسار إلى اليمين ومن أعلى إلى أسفل.	الجدول الدوري الحديث
-21	الصفوف الأفقية في الجدول الدوري.	الدورات
-22	عند ترتيب العناصر بحسب ازدياد العدد الذري يحدث تكرار دوري للصفات الفيزيائية والكيميائية.	القانون الدوري
-23	كل عمود رأسي من العناصر في الجدول الدوري.	المجموعة
-24	العناصر التي تقع على يسار الجدول الدوري باستثناء الهيدروجين.	الفلزات
-25	العنصر الفلزي الوحيد السائل في درجة حرارة الغرفة ويستخدم في البارومترات	الزئبق (Hg)
-26	عناصر المجموعة (1A) في الجدول الدوري والتي ينتهي ترتيبها الإلكتروني بـ ns^1	الفلزات القلوية
-27	عناصر المجموعة (2A) في الجدول الدوري والتي ينتهي ترتيبها الإلكتروني بـ ns^2	الفلزات القلوية الأرضية
-28	عناصر الجزء الأيمن العلوي من الجدول الدوري.	اللافلزات
-29	العنصر اللافلزي الوحيد السائل المدخن الأحمر بدرجة حرارة الغرفة.	عنصر البروم
-30	لا فلزات المجموعة A 7.	الهالوجينات
-31	عناصر ذات خواص متوسطة بين الفلزات واللافلزات وتستخدم كأشباه موصلات	أشباه الفلزات
	العناصر المجاورة للخط الفاصل بين السلوك الفلزي واللافلزي.	
-		

LANA

-32	عناصر تمتلئ فيها تحت المستويات الخارجية s, p بالإلكترونات.	الغازات النبيلة
-33	عناصر تنتمي إلى المجموعة 8A لا تشترك في الكثير من التفاعلات الكيميائية.	
-34	عناصر يكون تحت مستويات الطاقة s، p لها ممتلئة جزيئًا بالإلكترونات.	العناصر المثالية
-35	عناصر كافة المجموعات من 1A إلى7A وتظهر مدى واسعًا من الخواص الفيزيائية والكيميائية.	
-37	فلزت تحت المسمى P وتقع بين أشباه الفلزات والفلزات الانتقالية.	الفلزات الضعيفة
-38	فلزات لها سالبية كهربائية أكبر من الفلزات الانتقالية وأكبر من الفلزات القلوية والقلوية الأرضية.	
-39	عناصر فلزي يحتوي كل من تحت المستوى S وتحت المستوى d المجاور له على إلكترونات.	العناصر الانتقالية
-40	عناصر فلزية تتميز بإضافة إلكترون إلى أفلاك تحت مستوى الطاقة d وتسمى عناصر المجموعة B	
-41	عناصر فلزية يحتوي كل من تحت مستوى الطاقة S وتحت مستوى f المجاور له على إلكترونات.	العناصر الانتقالية الداخلية
-42	عناصر فلزية تتميز بإضافة إلكترون إلى أفلاك تحت مستوى الطاقة f وتسمى العناصر الأرضية النادرة	
-43	نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين في جزئ ثنائي الذرة.	نصف القطر الذري
-44	الطاقة اللازمة للتغلب على جذب شحنة النواة ونزع إلكترون من الذرة في الحالة الغازية.	طاقة التأين
-45	كمية الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الخارجي الأول لتكوين أيون موجب (+1).	طاقة التأين الأول
-46	كمية الطاقة اللازمة لنزع إلكترون من أيون بسيط غازي (+1).	طاقة التأين الثاني
-47	كمية الطاقة التي يحتاجها أيون بسيط غازي (+2) لنزع إلكترون خارجي.	طاقة التأين الثالث

-48	كمية الطاقة المنطلقة عند إضافة إلكترون إلى ذرة غازية متعادلة لتكوين أيون سالب في الحالة الغازية.	الميل الإلكتروني
-49	ميل ذرات العنصر لجذب الإلكترونات عندما تكون مرتبطة كيميائيًا بذرات عنصر آخر	السالبية الكهربائية
-50	الإلكترونات الموجودة في أعلى مستوى طاقة مشغول بالإلكترونات ي ذرات العنصر.	إلكترونات التكافؤ
-51	الأشكال التي توضح إلكترونات التكافؤ في صورة نقاط.	الترتيبات الإلكترونية النقطية
-52	الذرات تميل إلى بلوغ الترتيب الإلكتروني الخاص بالغاز النبيل خلال عملية تكوين المركبات.	قاعدة الثمانية
-53	ذرة أو مجموعة من الذرات تحمل شحنة موجبة.	الكاتيون
-54	ذرة أو مجموعة من الذرات تحمل شحنة سالبة.	الأنيون
-55	الأيونات التي تتكون عندما تكتسب ذرات الكلور والهالوجينات الأخرى إلكترونات.	الهاليدات
-56	قوى التجاذب الإلكتروستاتيكية التي تربط الأيونات المختلفة في الشحنة (السالبة والموجبة).	الرابطة الأيونية.
-57	المركبات المكونة من مجموعات متعادلة كهربائيًا من الأيونات المرتبطة مع بعضها بقوة إلكتروستاتيكية.	المركبات الأيونية
-58	أقل نسبة عددية صحيحة من الكاتيونات إلى الأنيونات لأي عينة من مركب أيوني.	وحدة الصيغة
-59	رابطة كيميائية تنتج عن المشاركة الإلكترونية بين الذرات.	الرابطة التساهمية
-60	الرابطة حيث تتقاسم فيها الذرتان زوجًا واحدًا من الإلكترونات.	الرابطة التساهمية الأحادية
-61	روابط يتقاسم فيها زوج من الذرات زوجين من الإلكترونات	الروابط التساهمية الثنائية
-62	روابط يتقاسم فيها زوج من الذرات ثلاثة أزواج من الإلكترونات.	الروابط التساهمية الثلاثية
-63	صيغ كيميائية توضح ترتيب الذرات في الجزئيات والأيونات عديدة الذرات.	الصيغ البنائية
-64	الرابطة التساهمية التي تساهم فيها ذرة واحدة بكل من إلكترونات الرابطة (أي تتقاسم زوج الإلكترونات ذرة واحدة بين ذرتين).	الرابطة التساهمية التناسقية

علل لكل مما يلي تعليلًا علميًا صحيحًا

1- تتركز كتلة الذرة في النواة.

لأن كتلة الإلكترونات صغيرة جدًا مقارنة بكتلة مكونات النواة من البروتونات والنيوترونات.

2- الذرة متعادلة كهربائيًا.

لأن عدد الشحنات الموجبة داخل النواة يساوي عدد الشحنات السالبة للإلكترونات حول النواة.

3- لا يتنافر إلكترونان في نفس الفلك بالرغم أن لهما نفس الشحنة أو لا يمكن للفلك أن يستوعب أكثر من إلكترونين. أو عندما يتواجد إلكترونان في نفس الفلك تكون الحركة المغزلية لأحدهما عكس الآخر.

نتيجة لدوران الإلكترونين حول محوريهما في الفلك نفسه باتجاهين متعاكسين، ينشأ مجالان مغناطيسيان متعاكسان في الاتجاه فيتجاذبان مغناطيسيًا. يقلل هذا من التنافر بينهما.

4- يتسع تحت المستوى s لإلكترونين فقط.

وذلك لأنه يحتوي فلك واحد وكل فلك يتسع لإلكترونين فقط.

5- يتسع تحت المستوى p لستة إلكترونات.

وذلك لأنه يحتوي ثلاثة أفلاك وكل فلك يتسع لإلكترونين فقط.

6- يتسع تحت المستوى d لعشرة إلكترونات.

وذلك لأنه يحتوي خمسة أفلاك وكل فلك يتسع لإلكترونين فقط.

7- يتسع تحت المستوى f لأربعة عشرة إلكترونًا.

وذلك لأنه يحتوي سبعة أفلاك وكل فلك يتسع لإلكترونين فقط.

8- يتسع المستوى الرئيسي الأول لإلكترونين (2) فقط.

لأنه يحتوي على تحت مستوى واحد (s) يحتوي فلك واحد وكل فلك يتسع لإلكترونين

9- يتسع المستوى الرئيسي الثاني لثمانية (8) إلكترونات فقط.

لأنه يحتوي على تحت مستويين s , p وبالتالي فإنه يحتوي 4 أفلاك وكل فلك يتسع لإلكترونين فقط.

10- يتسع المستوى الرئيسي الثالث لثمانية عشر (18) إلكترون فقط.

لأنه يحتوي على ثلاث تحت مستويات s , p , d وبالتالي فإنه يحتوي 9 أفلاك وكل فلك يتسع لإلكترونين.

11- يتسع المستوى الرئيسي الرابع (والخامس والسادس والسابع) لـ 32 إلكترون فقط.

لأنه يحتوي على أربعة تحت مستويات s , p , d , f وبالتالي فإنه يحتوي 16 فلك وكل فلك يتسع لإلكترونين.

12- يُملأ تحت المستوى (4s) بالإلكترونات قبل تحت المستوى (3d).

لأن (4s) أقل طاقة (أكثر استقرارًا) من تحت المستوى (3d) وذلك طبقًا لمبدأ أوفباو.

13- يُملأ تحت المستوى (4f) بالإلكترونات بعد تحت المستوى (6s).

لأن تحت المستوى (4f) أكبر طاقة (أقل استقرارًا) من تحت المستوى (6s) وذلك طبقا لمبدأ أوفباو.

14- ينتقل إلكترون واحد في ذرة البوتاسيوم (19K) إلى مستوى الطاقة الرابع بدلًا من دخوله في مستوى الطاقة الثالث مع الإلكترونات الثمانية الموجودة أصلًا في هذا المستوى.

لأن تحت المستوى (4s) أقل طاقة (أكثر استقرارًا) من تحت المستوى (3d) وذلك طبقًا لمبدأ أوفباو.

15- يختلف الترتيب الإلكتروني الفعلي للكروم عن الترتيب المستنتج من مبدأ أوفباو

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

لأن تحت المستوى d يكون أكث استقرارًا (ثباتًا) عندما يكون نصف ممتلئ بالإلكترونات.

16- يختلف الترتيب الإلكتروني الفعلي للنحاس عن الترتيب المستنتج حسب مبدأ أوفباو

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

لأن تحت المستوى d يكون أكثر استقرارًا (ثباتًا) عندما يكون ممتلئ بالإلكترونات.

17- عدد الإلكترونات المفردة في ذرة النيتروجين (7N) يساوي ثلاث إلكترونات.

$_7N : 1S^2\ 2S^2\ 2P^3$

لأن آخر تحت مستوى يحتوي على 3 أفلاك بها 3 إلكترونات وحسب قاعدة هوند الإلكترونات تملأ أفلاك تحت المستوى الواحد بمفرده ثم تبدأ بالازدواج في الأفلاك.

LANA

18- عناصر المجموعة الواحدة تتشابه في الخواص.

وذلك لتشابهها في الترتيب الإلكتروني أي احتواء مستوى الطاقة الخارجي لها على نفس العدد من الإلكترونات.

19- يعتبر الكربون $_6C$ عنصر مثالي $_6C: 1S^2\ 2S^2\ 2P^2$

لأنه عنصر يكون تحت مستويات الطاقة s , P له ممتلئ جزئيًا فقط بالإلكترونات

20- يعتبر سكانديوم $_{21}Sc$ عنصر انتقالي

$_{21}Sc: 1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^6\ 4S^2\ 3d^1$

لأنه عنصر ينتهي بتحت مستوى الطاقة d المشغول بالإلكترونات.

21- تسمى عناصر المجموعة 8A بالغازات النبيلة مثل الهيليوم أو النيون .

لأنها عناصر تمتلئ فيها تحت المستويات الخارجية S , P بالإلكترونات (مستوى الطاقة الأخير لها مكتمل بالإلكترونات).

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

وذلك لتشابه الترتيبات الإلكترونية لكل منهما (يقعان في نفس المجموعة 1A) واحتوائهما على إلكترون واحد في تحت المستوى S.

23- يزداد نصف القطر الذري (الحجم الذري) كلما اتجهنا إلى أسفل (بزيادة العدد الذري) في المجموعة.

وذلك بسبب زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية مما يؤدي إلى زيادة درجة حجب النواة .

24- يقل نصف القطر الذري (الحجم الذري) عبر الدورة من اليسار إلى اليمين (بزيادة العدد الذري).

لأن حجب النواة للإلكترونات ثابت وتزداد شحنة النواة فتؤدي إلى تجاذب أكبر لإلكترونات تحت مستوى الطاقة الخارجي لذلك يتم سحب الإلكترونات الخارجية إلى مسافة أقرب إلى النواة.

25- تقل طاقة التأين الأولى كلما اتجهنا إلى أسفل في المجموعة (بزيادة العدد الذري) في الجدول الدوري.

بسبب زيادة حجم الذرات (نصف القطر) وبالتالي يقع الإلكترون على مسافة أبعد من النواة فيسهل نزعه.

26- تزداد طاقة التأين الأولى للعناصر المثالية في الدورة من اليسار لليمين

لأن شحنة النواة تزداد، وتأثير الحجب ثابت كلما تحركت عبر الدورة وبذلك مما يؤدي إلى صعوبة نزعه وبالتالي إلى زيادة طاقة التأين.

LANA

27- طاقة التأين الثانية للفلزات القلوية (المجموعة 1A) أكبر من طاقة التأين الأولى لها أو طاقة التأين الثانية للصوديوم أو البوتاسيوم أكبر من طاقة التأين الأولى.

لصعوبة نزع إلكترون سالب من أيون موجب الشحنة (X^+) لزيادة قوة جذب النواة وصعوبة كسر مستوى طاقة مكتمل.

28- طاقة التأين للغاز النبيل تزداد زيادة كبيرة مقارنة بالعنصر الذي يسبقه في الدورة.

بسبب استقرار نظامها الإلكتروني أو الغلاف الخارجي لها مكتمل بالإلكترونات ويصعب نزع إلكترون من نظام مستقر.

29- ذرات العناصر الفلزية لها طاقات تأين منخفضة.

لكبر نصف القطر الذري (الحجم الذري) وضعف قوة جذب النواة الإلكترونات مستوى الطاقة الخارجي.

30- ذرات العناصر الفلزية تكون أيونات موجبة بسهولة.

لكبر نصف القطر الذري وصغر طاقة التأين الأول فيسهل فقد إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي.

31- ميل بعض الذرات إلى اكتساب إلكترونات.

وذلك للوصول إلى حالة طاقة أدنى وثبات (استقرار) أكبر خلال التفاعلات الكيميائية.

32- يتناقص (يقل) الميل الإلكتروني كلما اتجهنا إلى أسفل في المجموعة (بزيادة العدد الذري) في الجدول الدوري.

وذلك بسبب زيادة عدد المستويات الأصلية (زيادة نصف القطر) وزيادة عدد المستويات المستقرة فيزداد عدد الإلكترونات المتنافرة فيصعب على النواة جذب الإلكترون المضاف.

33- يزداد الميل الإلكتروني عبر الدورة الواحدة من اليسار إلى اليمين (بزيادة العدد الذري) في الجدول الدوري.

لأن الحجم الذري (نصف القطر الذري) يقل مما يسهل على النواة جذب الإلكترون المضاف.

34- الميل الإلكتروني لذرة للفلور أقل من الميل الإلكتروني لذرة الكلور على الرغم من صغر نصف قطر ذرة الفلور.

بسبب تأثر الإلكترون المضاف بقوة تنافر مع الإلكترونات التسعة الموجودة أصلًا.

35- الميل الإلكتروني للهالوجين أكبر ما يمكن في دورته.

بسبب صغر حجم ذرة الهالوجين (صغر نصف القطر الذري مما يسهل على النواة جذب الإلكترون المضاف.

36- الميل الإلكتروني لكل عنصر من عناصر الفلزات القلوية تكون أقل ما يمكن في دورتها.

LANA

لكبر حجم الذرة (كبر نصف القطر الذري) فيصعب على نواتها جذب الإلكترون المضاف.

36- تم حذف الغازات النبيلة من جدول قيم السالبية الكهربائية.

لأنها لا تكون عدد كبير من المركبات لأن الغلاف الخارجي لها مكتمل بالإلكترونات (عناصر مستقرة).

37- عنصر السيزيوم أقل العناصر سالبية كهربائية في الجدول الدوري ويشكل كاتيون عند ارتباطه بعنصر آخر.

لأن السيزيوم له أقل ميل لجذب الإلكترونات (بسبب كبر نصف القطر) لذلك يفقد إلكترونًا ويشكل كاتيونا.

38- عنصر الفلور أعلى العناصر سالبية كهربائية في الجدول الدوري ويشكل أنيون عند ارتباطه بعنصر آخر.

لأن الفلور له أكبر ميل لجذب الإلكترونات (بسبب صغر نصف القطر) فعندما يرتبط كيميائيًا بأي عنصر آخر، يجذب الإلكترونات المشاركة ويشكل أنيونًا.

39- تميل الفلزات إلى تكوين كاتيونات.

لأنها تفقد إلكترونات التكافؤ الخاصة بها حتى تصل للترتيب الإلكتروني للغاز النبيل طبقًا لقاعدة الثمانية.

40- الترتيب الإلكتروني لكاتيون الصوديوم Na^+ يشبه الترتيب الإلكتروني للنيون.

لأن الصوديوم فلز يفقد إلكترون ليصل للترتيب الإلكتروني للغاز النبيل (النيون) طبقًا لقاعدة الثمانية.

41- تميل اللافلزات إلى تكوين أنيونات.

لأنها تكتسب إلكترونات حتى تصل للترتيب الإلكتروني للغاز النبيل طبقًا لقاعدة الثمانية.

42- الترتيب الإلكتروني لأنيون الكلوريد Cl^- يشبه الترتيب الإلكتروني للأرجون.

لأن الكلور لا فلز يكتسب إلكترون ليصل للترتيب الإلكتروني للغاز النبيل (الأرجون) طبقًا لقاعدة الثمانية.

43- جميع أنيونات الهاليدات تحتوي على شحنة سالبة واحدة (F^- , Cl^- , Br^- , I^-).

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

44- كلوريد الصوديوم أو أكسيد الصوديوم ... إلخ) مركب أيوني.

لأن الصوديوم فلز يفقد إلكترونات ويتحول إلى كاتيون والكلور لافلز يكتسب إلكترونات ويتحول إلى أنيون ويحدث تجاذب إلكتروستاتيكي بين الأيونات مختلفة الشحنة مكونًا مركب أيوني.

45- درجات انصهار المركبات الأيونية مرتفعة (عالية).

LANA

بسبب قوى التجاذب الكبيرة بين الأيونات السالبة والموجبة والتي تؤدي إلى تركيب ثابت جدًا للمركب الأيوني.

46- مصاهير ومحاليل المركبات الأيونية توصل التيار الكهربائي.

يرجع ذلك لاحتوائها على أيونات حرة الحركة تعمل على نقل التيار الكهربائي حيث تتجه الكاتيونات ناحية الكاثود (القطب السالب) وتتجه الأنيونات ناحية الأنود (القطب الموجب) عند تطبيق جهد كهربائي.

47- المركبات الأيونية الصلبة لا توصل التيار الكهربائي (كلوريد الصوديوم الصلب لا يوصل التيار الكهربائي).

يرجع ذلك لعدم احتوائها على أيونات حرة الحركة تعمل على نقل التيار الكهربائي.

48- تكون ذرتا الهيدروجين في جزئ الهيدروجين رابطة تساهمية أحادية.

كل ذرة هيدروجين لها إلكترون تكافؤ واحد، وبذلك يتقاسم زوج من ذرات الهيدروجين إلكتروني التكافؤ لتكوين جزيء الهيدروجين ثنائي الذرة (أي تساهم كل ذرة بإلكترون واحد لتكوين الرابطة في الجزيء).

49- تكون الهالوجينات (F , Cl , Br , r) روابط تساهمية أحادية في جزيئاتها ثنائية الذرة.

لأن كل ذرة لها سبع إلكترونات تكافؤ، وتحتاج إلى إلكترون إضافي لتصل إلى الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل، لذلك تتقاسم ذرتان من الهالوجين زوجًا من الإلكترونات فتكون رابطة تساهمية أحادية.

50- يحتوي جزئ الماء (H_2O) على رابطتين تساهميتين أحاديتين.

حيث تساهم كل من ذرتي الهيدروجين بإلكترون مع ذرة أكسجين واحدة بحيث تصل جميعها إلى الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل.

51- يحتوي كلوريد الهيدروجين HCl، على رابطة تساهمية أحادية.

حيث تتقاسم كل من ذرة الكلور وذرة الهيدروجين زوجًا من الإلكترونات أي تساهم كل ذرة بإلكترون واحد في الرابطة.

52- يحتوي جزئ الأكسجين (O_2) على رابطة تساهمية ثنائية.

لأن كل ذرة أكسجين تحتوي على 6 إلكترونات تكافؤ لذلك فإن كل ذرة تساهم بزوج من إلكتروناتها مع الأخرى (أي تتقاسم ذرتا الأكسجين زوجين من الإلكترونات) لتتكون الرابطة التساهمية الثنائية.

53- يحتوي جزئ النيتروجين (N_2) على رابطة تساهمية ثلاثية.

لأن كل ذرة نيتروجين تحتوي على 5 إلكترونات تكافؤ لذلك فإن كل ذرة تساهم بثلاث إلكترونات مع الأخرى (أي تتقاسم ذرتا النيتروجين ثلاثة أزواج من الإلكترونات) لتتكون الرابطة التساهمية الثلاثية.