تعاليل وتعاريف كيمياء للصف العاشر

المنهج الجديد 2026-2027

م	المفهوم العلمي	المصطلح العلمي
1-	كل ما له كتلة ويشغل حيزًا من الفراغ	المادة
2-	العلم الذي يدرس تركيب المادة وخواصـها والتغيرات التي تطرأ عليها، والطاقة المصاحبة لهذه التغيرات.	علم الكيمياء
3-	الجزء الأصغر من العنصر ويحتفظ بخواص ذلك العنصر .	الذرة
4-	العلم الذي يدرس المواد والتفاعلات الكيميائية التي تحدث داخل الكائنات الحية.	الكيمياء الحيوية
5-	العلم الذي يدرس المواد التي تحتوي غالبًا على روابط بين الكربون والهيدروجين.	الكيمياء العضوية
6-	العلم الذي يدرس الفلزات واللافلزات ومركباتها، الأحماض، القواعد، الأملاح، والأكاسيد.	الكيمياء غير العضوية
7-	العلم الذي يدرس سلوك المادة وتغيراتها والطاقة المصاحبة لها.	الكيمياء الفيزيائية
8-	العلم الذي يدرس تحليل مكونات المادة وتحديد كمية كل مكون.	الكيمياء التحليلية
9-	النموذج الذي شبه الذرة بالمجموعة الشمسية	نموذج رذرفورد
10-	نموذج يفترض أن الإلكترون يدور حول النواة في مدار ثابت دون أن يمتص أو يشع طاقة.	نموذج بور
11-	الذرة عندما تكون طاقة إلكتروناتها أقل ما يمكن، بحيث ترتب إلكتروناتها في مستويات الطاقة وفق الترتيب الإلكتروني الأكثر استقرارًا.	الذرة المستقرة
12-	الذرة التي اكتسبت (امتصت) كمية معينة من الطاقة مما أدى إلى انتقال إلكترون أو أكثر من مستوى طاقة أقل إلى مستوى طاقة أعلى.	الذرة المثارة

-13	نموذج الذرة الذي وصف طبيعة حركة الإلكترونات حول النواة معتمدًا على طبيعته الموجبة	النموذج الميكانيكي الكمي الموجي
-14	مناطق داخل السحابة الإلكترونية، يزداد احتمال وجود الإلكترون فيها.	الفلك الذري
-15	مناطق الفراغ المحيط بالنواة، والتي يحتمل وجود الإلكترون فيها في كل الاتجاهات.	السحابة الإلكترونية
-16	هي الوصف الكامل لوضع الإلكترون داخل الذرة من حيث الطاقة، الموقع والاتجاه ويتم تحديدها باستخدام أعداد الكم	حالة الالكترون
-17	عدد يحدد مستويات الطاقة في الذرة.	عدد الكم الرئيسي (n)
-18	عدد يحدد تحت مستوى الطاقة داخل مستوى الطاقة الرئيسي، كما يحدد شكل الفلك الذري الذي يشغله الإلكترون	عدد الكم الزاوي (l)
-19	عدد يحدد عدد الأفلاك في تحت مستويات الطاقة واتجاهات في الفراغ.	عدد الكم المغناطيسي (m_l)
-20	عدد يحدد نوع حركة الإلكترون المغزلية حول محوره.	عدد الكم المغزلي (m_s)
-21	فلك له شكل كروي واتجاه محتمل واحد ويكون احتمال وجود الإلكترون في أي اتجاه من النواة متساويًا.	الفلك S
-22	فلك يأخذ شكل فصين متقابلين عند الرأس حيث تنعدم الكثافة الإلكترونية.	الفلك p
-23	له أربعة أفلاك متشابهة يكون شكلها يشبه زهرة رباعية البتلات، أما الفلك الخامس يتكون من فصين وحلقة حول المركز.	الفلك d
-24	مستويات الطاقة الرئيسية ذوات الطاقة المنخفضة تملأ بالإلكترونات أولًا.	مبدأ أوفباو أو (مبدأ البناء التصاعدي)
-25	«تحت مستوى الطاقة الذي يكون مجموع قيمة عددي الكم الرئيسي والزاوي $(n + \ell)$ له أقل يملأ بالإلكترونات أولًا، فإذا تساوت تحت مستويين في مجموع قيمة $(n + \ell)$، فتحت مستوى الطاقة الذي له أقل عدد كم رئيسي (n) يملأ بالإلكترونات أولًا».	قاعدة مادلنج

-26	في ذرة ما لا يوجد إلكترونان لهما أعداد الكم الأربعة نفسها	مبدأ الاستبعاد لباولي
-27	لا يحدث تزاوج بين إلكترونين في فلك تحت مستوى طاقة معين يتكون من عدة أفلاك إلا بعد أن تشغل أفلاكه فرادى أولًا، ثم تبدأ الإلكترونات بالازدواج في الأفلاك تباعًا باتجاه غزل معاكس».	قاعدة هوند
-28	جدول رتبت فيه العناصر بحسب الزيادة في الكتلة الذرية.	الجدول الدوري لمنديليف.
-29	جدول رتبت فيه العناصر بحسب الزيادة في العدد الذري من اليسار إلى اليمين ومن أعلى إلى أسفل.	الجدول الدوري الحديث
-30	الصفوف الأفقية في الجدول الدوري.	الدورات
-31	عند ترتيب العناصر بحسب ازدياد العدد الذري يحدث تكرار دوري للصفات الفيزيائية والكيميائية.	القانون الدوري
-32	كل عمود رأسي من العناصر في الجدول الدوري.	المجموعة
-33	عناصر المجموعة (1) في الجدول الدوري والتي ينتهي ترتيبها الإلكتروني بـ ns^1	فلزات الأقلاء
-34	عناصر المجموعة (2) في الجدول الدوري والتي ينتهي ترتيبها الإلكتروني بـ ns^2	فلزات الأقلاء الأرضية
-35	لا فلزات المجموعة 7.	الهالوجينات
-36	عناصر الدورة السادسة يبدأ فيها ملء تحت مستوى الطاقة 4f تدريجيًا بالإلكترونات،	اللانثانيدات
-37	عناصر الدورة السابعة يبدأ فيها ملء تحت مستوى الطاقة 5f تدريجيًا بالإلكترونات،	الأكتينيدات
-38	عناصر ذات خواص متوسطة بين الفلزات واللافلزات وتستخدم كأشباه موصلات العناصر المجاورة للخط الفاصل.	أشباه الفلزات
-39	عناصر تمتلئ فيها تحت المستويات الخارجية s, p بالإلكترونات.	الغازات النبيلة

-40	هي عناصر قطاع تحت مستوى الطاقة (s) وعناصر تحت مستوى الطاقة (p) عندما تملأ جزئيًا أو كليًا بالإلكترونات،	العناصر المُمَثِّلة
-41	هي عناصر قطاع تحت مستوى الطاقة (d) تقع في وسط الجدول الدوري ، حيث يتم امتلاء تحت مستوى الطاقة (d) جزئيًا أو كليًا بالإلكترونات.	العناصر الانتقالية الرئيسية
-42	هي عناصر قطاع تحت مستوى الطاقة (f) تقع في أسفل الجدول حيث يتم امتلاء تحت مستوى الطاقة (f) جزئيًا أو كليًا بالإلكترونات.	العناصر الانتقالية الداخلية
-43	نصف المسافة بين نواتي ذرتين متجاورتين في التركيب البلوري للعنصر .	نصف القطر الذري الفلزي
-44	نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين بينهما رابطة كيميائية .	نصف القطر الذري اللافلزي
-45	انخفاض تأثير شحنة النواة على الإلكترونات الخارجية نتيجة وجود إلكترونات داخلية تحد من قوة جذب النواة.	الحجب
-46	مقدار الطاقة اللازمة لنزع أضعف إلكترون ارتباطًا بالنواة من ذرة متعادلة في الحالة الغازية	طاقة التأين
-47	مقدر الطاقة المنطلقة أو الممتصة من الذرة وهي في الحالة الغازية عندما تكتسب إلكترونًا أو أكثر	الميل الإلكتروني
-48	مقياس قدرة الذرة على جذب الإلكترونات نحوها من ذرة أخرى مرتبطة معها برابطة كيميائية	السالبية الكهربائية
-49	المقياس الذي يتم قياس السالبية الكهربائية	مقياس باولنج
-50	الإلكترونات الموجودة في أعلى مستوى طاقة ممتلئ جزئيًا أو بشكل كامل بالإلكترونات في الذرة، وهي التي تستخدم في التفاعل والارتباط مع الذرات الأخرى».	إلكترونات التكافؤ
-51	«مستوى الطاقة الخارجي للذرة الذي تُفقد منه الإلكترونات أو تنتقل إليه في التفاعل الكيميائي	مستوى التكافؤ

-52	عدد الإلكترونات التي تفقدها أو تكتسبها أو تشارك بها الذرة للوصول إلى حالة الاستقرار الإلكتروني».	يعرّف التكافؤ
-53	الأشكال التي توضح إلكترونات التكافؤ في صورة نقاط.	الترتيبات الإلكترونية النقطية
-54	ميل ذرة العنصر إلى فقد أو اكتساب أو مشاركة إلكترونات التكافؤ للوصول إلى ثماني إلكترونات لتحقيق حالة الاستقرار المشابهة للغاز النبيل».	قاعدة الثمانية
-55	هو ذرة العنصر عندما تفقد إلكترونات التكافؤ وتتحول إلى أيون موجب .	الكاتيون
-56	هو ذرة العنصر عندما تكتسب إلكترون أو أكثر وتتحول إلى أيون سالب.	الأنيون
-57	«قوة التجاذب الكهروستاتيكي التي تربط الأيونات مختلفة الشُحنة في المركب الأيوني».	الرابطة الأيونية.
-58	المركبات المكونة من مجموعات متعادلة كهربائيًا من الأيونات المرتبطة مع بعضها بقوة إلكتروستاتيكية.	المركبات الأيونية
59	«مجموع الشحنات الكهربائية الكلية للمواد المتفاعلة يساوي مجموع الشحنات الكهربائية الكلية للمواد الناتجة	قانون حفظ الشحنة
-59	تصطف الأيونات مختلفة الشحنة على شكل مصفوفات ثلاثية الأبعاد ممتدة من الكاتيونات والأنيونات في المركبات الأيونية	الشبكة البلورية
-60	«رابطة تتكون نتيجة تشارك زوج أو اكثر من الإلكترونات بين الذرات».	الرابطة التساهمية
-61	الرابطة التي تتكون عندما تشارك الذرة الواحدة المكونة للرابطة بإلكترونٍ واحدٍ للوصول على حالة الاستقرار».	الرابطة التساهمية الأحادية
-62	«الرابطة التي تتكون عندما تشارك الذرة الواحدة المكونة للرابطة بإلكترونين للوصول إلى حالة الاستقرار».	الروابط التساهمية الثنائية
-63	الرابطة التي تتكون عندما تشارك الذرة الواحدة المكونة للرابطة بثلاث إلكترونات للوصول إلى حالة الاستقرار».	الروابط التساهمية الثلاثية

-64	الرابطة التساهمية التي تساهم فيها ذرة واحدة بكل من إلكترونات الرابطة (أي تتقاسم زوج الإلكترونات ذرة واحدة بين ذرتين).	الرابطة التساهمية التناسقية
-65	الذرة التي تقدم (تمنح) زوجًا أو أكثر من الإلكترونات غير المشاركة في الرابطة	ذرة مانحة
-66	الذرة أو الأيون الذي يستقبل زوجًا أو أكثر من الإلكترونات من الذرة المانحة	ذرة مستقبلة / أيون مستقبل

علل لكل مما يلي تعليلًا علميًا صحيحًا

١ ـ يوصف علم الكيمياء بأنه «العلم المركزي»

لما له من دور محوري في الربط بين فروع العلوم الطبيعية مثل الفيزياء، الأحياء، والجيولوجيا

2-نفاذ معظم جسيمات ألفا خلال رقاقة الذهب دون أي انحراف في مسارها

لأن الذرة معظمها فراغ.

3-انحراف عدد قليل من جسيمات ألفا عن مسارها بعد اصطدامها برقاقة الذهب

لأن الذرة تحوي جسيمًا مشحونًا بشحنة موجبة (النواة) مشابهة لشحنة جسيمات ألفا، لذلك تنافرت معها.

4-ارتداد عدد قليل جدًا من جسيمات ألفا في اتجاه مصدرها، بعد اصطدامها برقاقة الذهب

بسبب وجود بالذرة جزء يشغل حيزًا صغيرًا جدًا بالنسبة لحجم الذرة يتركز فيه معظم كتلة الذرة. (النواة)

5-اعترض العلماء على تفسير (رذرفورد) لكيفية دوران الإلكترونات حول النواة، وتشبيهه دورانها بدوران الكواكب حول الشمس

لأن الإلكترونات جسيمات تحمل شحنة كهربائية أما الكواكب فهي متعادلة الشحنة.

6-وواجه نموذج بور بعض الاعتراضات التي لم يستطع تفسيرها

لأنه طُبق نموذج بور على ذرة الهيدروجين، وهي أبسط الذرات، إلا أنه فشل في تفسير بعض الظواهر مثل طيف الانبعاث الذري للذرات التي تحتوي على عدد أكبر من الإلكترونات.

7-تتركز كتلة الذرة في النواة.

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

8- الذرة متعادلة كهربائيًا.

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

9- تحت مستوى الطاقة (s) يحتوي على فلك واحد.

لأن عدد الكم الزاوي له يساوي الصفروبالتالي عدد الكم المغناطيسي له قيمة واحدة فقط هو $m_{\ell=0}$ يحدد اتجاه الفلك الذري في الفراغ وبالتالي فلك واحد

10- 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.

11- يتسع تحت المستوى s لإلكترونين فقط.

وذلك لأنه يحتوي فلك واحد وكل فلك يتسع لإلكترونين فقط.

12- يتسع تحت المستوى p لستة إلكترونات.

وذلك لأنه يحتوي ثلاثة أفلاك وكل فلك يتسع لإلكترونين فقط.

13- يتسع تحت المستوى d لعشرة إلكترونات.

وذلك لأنه يحتوي خمسة أفلاك وكل فلك يتسع لإلكترونين فقط.

14- يتسع تحت المستوى f لأربعة عشرة إلكترونًا.

وذلك لأنه يحتوي سبعة أفلاك وكل فلك يتسع لإلكترونين فقط.

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

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

16- 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.

17- 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.

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

يرجع ذلك إلى قاعدة مادلنج، حيث مجموع قيمة $(n + \ell)$ لتحت المستوى (4s) أقل فيملأ بالإلكترونات أولًاوهو أقل طاقة.

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

يرجع ذلك إلى قاعدة مادلنج، حيث مجموع قيمة $(n + \ell)$ لتحت المستوى ((4f) أقل فيملأ بالإلكترونات أولًاوهو أقل طاقة

20- 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.

يرجع ذلك إلى قاعدة مادلنج، حيث مجموع قيمة $(n + \ell)$ لتحت المستوى ((4s) أقل فيملأ بالإلكترونات أولًاوهو أقل طاقة

21- 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 أكثر استقرارًا (ثباتًا) عندما يكون نصف ممتلئ بالإلكترونات.

22- 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.

23- 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.

24- عناصر المجموعة الواحدة تتشابه في الخواص.

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

25-تسميت العناصرفي المجموعة السادسة أسفل الجدول باللانثانيدات

لأنها تأتي مباشرة بعد عنصر اللانثانيوم $_{57}La$ في الجدول الدوري.

26-تسميت العناصرفي المجموعة السادسة أسفل الجدول بالأكتينيدات

لأنها تأتي مباشرة بعد عنصر الأكتينيوم $_{89}Ac$ في الجدول الدوري.

27-ووضعت اللانثانيدات والأكتينيدات في صف أفقي أسفل الجدول الدوري .

توفيرًا للمساحة وحفاظًا على تنظيم الجدول الدوري.

28- يعتبر الكربون 6C من عناصر المُمَثِلة 6C: 1S2 2S2 2P2

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

29- يعتبر سكانديوم $_{21}Sc$ عنصر انتقالي رئيسي.

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

لأنه عنصر ينتهي بتحت مستوى الطاقة d المشغول بالإلكترونات.

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

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

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

وذلك لتشابه التركيب الإلكتروني لكل منهما (يقعان في نفس المجموعة 1) واحتوائهما على إلكترون واحد في تحت المستوى S.

32- من الصعب جدًا تحديد المسافة بين النواة وأبعد إلكترون .

الإلكترونات تتحرك بسرعة هائلة مكونة سحابة إلكترونية تقل كثافتها تدريجيًا كلما ابتعدنا عن النواة.ومعظم ذرات العناصر لا توجد في الطبيعة بصورة منفردة

33- 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 .

34- 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.

35- 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.

36- تزداد طاقة التأين الأولى للعناصر 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.

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

. بسبب صغر حجم ذراتها واكتمال مستويات طاقتها الخارجية، مما يحد من نشاطها الكيميائي.

38- ذرات عناصرفلزات الاقلاء لها طاقات تأين منخفضة.

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

39- ذرات عناصرفلزات الاقلاء تكون أيونات موجبة بسهولة.

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

40- ميل بعض الذرات إلى اكتساب إلكترونات.

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

41- (يقل) الميل الإلكتروني كلما اتجهنا إلى أسفل 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.

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

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

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

وذلك بسبب صغر حجم ذرة الفلور فإن الإلكترون المضاف يتنافر بشدة مع الإلكترونات التسعة الأصلية الموجودة مما يقلل من اســـتقرار الذرة فتقل طاقة الميل الإلكتروني، بينما ذرة الكلور أكبر حجمًا لذلك يكون التنافر أقل

44- الميل الإلكتروني للهالوجين أكبر ما يمكن في دورته.

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

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

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

46-طاقة الميل الإلكتروني الغازات النبيلة تكون ممتصة.

بسبب استقرار تركيبها الإلكتروني واكتمال مستوياتها، مما يجعل إضافة إلكترون جديد يتطلب طاقة كبيرة.

47-تزداد الســـالبية الكهربائية عبر الدورة الواحدة من اليســـار إلى اليمين (بزيادة العدد الذري) في الجدول الدوري.)

بسـبب زيادة شـحنة النواة وتزداد قوة جذب النواة للإلكترونات، بينما تبقى درجة الحجب ثابتة (بسـبب عدم زيادة مستويات الطاقة الرئيسية)

48-يتناقص (يقل) السالبية الكهربائية كلما اتجهنا إلى أسفل في المجموعة (بزيادة العدد الذري) في الجدول الدوري.

بسبب زيادة مستويات الطاقة الرئيسية فيزداد تأثير الحجب، وتقل قوة جذب النواة للإلكترونات المشتركة

49- الغازات النبيلة ليس لها قيم سالبية كهربائية

لأن الغازات النبيلة مستقرة وغالبًا لا تكون روابط كيميائية.

50-- عنصر الفلور أعلى العناصر سالبية كهربائية في الجدول الدوري .

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

51-بعض العناصرمثل الليثيوم والبورون لا تحقق قاعدة الثمانية عندما تفقد إلكترونات التكافؤ،

لأنها تستقر بإلكترونين فقط لتشابه أقرب غاز نبيل لها وهو الهيليوم $_2He$.

52-في التالي يكون شحنة الناتج اكيد المغنسيوم تساوي الصفر

$$Mg: + \ddot{O}: \rightarrow Mg^{2+} + :\ddot{O}^{2-}: \rightarrow MgO$$

لأن مجموع الشحنات الكهربائية الكلية للمواد المتفاعلة يساوي مجموع الشحنات الكهربائية الكلية للمواد الناتجة حسب قانون حفظ الشحنة

53- تميل الفلزات إلى تكوين كاتيونات.

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

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

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

55- تميل اللافلزات إلى تكوين أنيونات.

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

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

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

57- 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.

58- 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.

أو لأن الفرق في السالبية الكهربائية بين العنصرين المكونين للرابطة أكبر من أو يساوي (1.7) حسب مقياس باولنج .

59- درجات انصهار المركبات الأيونية مرتفعة (عالية).

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

60-معظم المركبات الأيونية في الحالة الصلبة.

لأن الأيونات مختلفة الشحنة تصطف على شكل «مصفوفات ثلاثية الأبعاد ممتدة من الكاتيونات والأنيونات يؤدي هذا الشكل أو الترتيب إلى زيادة قوة التجاذب بين الأيونات مختلفة الشحنة

61- مصاهير ومحاليل المركبات الأيونية توصل التيار الكهربائي.

يرجع ذلك لاحتوائها على أيونات حرة الحركة تعمل على نقل التيار الكهربائي

62- 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.

63- 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).

64- 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.

65- 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.

66- 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.

67- 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.

68- 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.

69-رابع كلوريد الكربون. غير قطبي على الرغم أن الرابطة بين ذرة الكربون وأي ذرة كلور رابطة تساهمية أحادية قطبية

ويرجع ذلك إلى أن الروابط الأربعة مرتبة بشكل متساوٍ في المركب المتكون مما يلغي أثر الشحنات الكهربائية المختلفة.

70-مركبات تساهمية غير قطبية لا توصل التيار الكهربائي عند ذوبانها في الماء

بسبب عدم وجود أيونات حرة توصل التيار الكهربائي. (مثل: غاز الكلور، رابع كلوريد الكربون).

71-مركبات تساهمية قطبية توصل التيار الكهربائي عند ذوبانها وتفككها في الماء

بسبب وجود أيونات حرة توصل التيار الكهربائي. (مثل: حمض الهيدروكلوريك، محلول الأمونيا)