النوطة الشاملة في الكيمياء

للتحضير للامتحان الترشيحي

للعام الدراسي 2021-2022

❶ ملخص لكامل الأفكار

❷ أسئلة دورات محلولة

❸نماذج مؤتمتة مع شرح طريقة الحل

إعداد المدرس: طارق غبرا

للتواصل والاستفسار: 0938639857

قناتنا على التلغرام: الكيمياء مع المدرس طارق غبرا

YouTube الكيمياء مع المدرس طارق غبرا

يجب معرفة الرموز والعناصر لمعرفة كيفية كتابة صيغ المركبات

الأيونات الموجبة:

الاسم	الرمز	التكافؤ
الهيدروجين	H	+1
الصوديوم	Na	+1
البوتاسيوم	K	+1
الفضة	Ag	+1
الأمونيوم	NH_4	+1
النحاسي أو النحاس (I)	Cu	+1
المغنزيوم	Mg	+2
الكالسيوم	Ca	+2
الباريوم	Ba	+2
الرصاص	Pb	+2
الزنك	Zn	+2
النحاس (II)	Cu	+2
الحديدي أو الحديد (II)	Fe	+2
الحديد (III)	Fe	+3
الألمنيوم	Al	+3

الأيونات السالبة:

الأيون	الرمز	التكافؤ
الفلوريد	F (اسم العنصر: فلور)	−1
الكلوريد	Cl (اسم العنصر: كلور)	−1
البروميد	Br (اسم العنصر: بروم)	−1
اليوديد	I (اسم العنصر: يود)	−1
الهيدروكسيد	OH	−1
الخلات	CH_3COO	−1
النملات	HCOO	−1
النترات	NO_3	−1
السيانيد	CN	−1
الكبريتيد (أو الكبريت)	S (اسم العنصر: كبريت)	−2
أكسيد	O (اسم العنصر: أكسجين)	−2
الكبريتات	SO_4	−2
الكربونات	CO_3	−2
الفوسفات	PO_4	−3

الحموض والأسس:

الحموض والأسس القوية: تتأين بشكل كلي في الماء، وتنقل التيار الكهربائي بشكل جيد.

الحموض والأسس الضعيفة: تتأين بشكل جزئي في الماء، وتنقل التيار الكهربائي بشكل ضعيف.

عدد الوظائف الحمضية: هو عبارة عن عدد البروتونات (H^+) في الحمض.

عدد الوظائف الأساسية: هو عبارة عن عدد زمر الهيدروكسي التي يستطيع الأساس منحها (أو عدد البروتونات التي يستطيع استقبالها)

للكشف عن الأسس: نلاحظ تلوّن المحاليل الأساسية ورقة عباد الشمس باللون **الأزرق**.

للكشف عن الحموض: نلاحظ تلوّن المحاليل الحمضية ورقة عباد الشمس باللون **الأحمر**.

يوضح الجدول التالي صيغ أهم الحموض الواجب حفظها:

اسم الحمض (قوته)	الصيغة الجزيئية	الصيغة الأيونية	عدد أيونات H^+ في الصيغة الأيونية
حمض كلور الماء (قوي)	HCl	$H^+ + Cl^-$	1
حمض الخل (ضعيف)	CH_3COOH	$CH_3COO^- + H^+$	1
حمض الآزوت (قوي)	HNO_3	$H^+ + NO_3^-$	1
حمض النمل (ضعيف)	$HCOOH$	$H^+ + HCOO^-$	1
حمض الكبريت (قوي)	H_2SO_4	$2H^+ + SO_4^{2-}$	2
حمض الكربون (ضعيف)	H_2CO_3	$2H^+ + CO_3^{2-}$	2
حمض الفوسفور (متوسط)	H_3PO_4	$3H^+ + PO_4^{3-}$	3

يوضح الجدول التالي صيغ أهم الأسس الواجب حفظها:

اسم الأساس (قوته)	الصيغة الجزيئية	الصيغة الأيونية	عدد أيونات OH^- في الصيغة الأيونية
هيدروكسيد الصوديوم (قوي)	$NaOH$	$Na^+ + OH^-$	1
هيدروكسيد البوتاسيوم (قوي)	KOH	$K^+ + OH^-$	1
هيدروكسيد الأمونيوم (ضعيف)	NH_4OH	$NH_4^+ + OH^-$	1
هيدروكسيد الكالسيوم (قوي)	$Ca(OH)_2$	$Ca^+ + 2OH^-$	2
هيدروكسيد المغنزيوم (متوسط)	$Mg(OH)_2$	$Mg^+ + 2OH^-$	2
هيدروكسيد الألمنيوم (ضعيف)	$Al(OH)_3$	$Al^{3+} + 3OH^-$	3
هيدروكسيد الحديد III (ضعيف)	$Fe(OH)_3$	$Fe^{3+} + 3OH^-$	3
الأمونيا (النشادر)	NH_3	–	قادر على استقبال (بروتون واحد)

بعض الصيغ التي قد يُسأل عنها بالامتحان:

ايتانول	ميتانول	لأغوال	الكيتونات	الايترات	الاسترات	الحموض الكربوكسيلية	الأمينات	الأميدات	الألدهيدات	رباعي كلور الكربون
C_2H_5OH	CH_3OH	ROH	$RCOR'$	ROR'	$RCOOR'$	$RCOOH$	RNH_2	$RCONH_2$	$RCHO$	CCl_4

طريقة كتابة صيغ المركبات:

لكتابة صيغة مركب كيميائي يجب اتباع الخطوات التالية:

1- نكتب اسم المركب بالشكل التالي: (سنأخذ مثال كلوريد المغنزيوم)

2- نكتب أسفل كل عنصر رمزه.

2- نكتب أسفل كل رمز تكافؤه.

3- نبدل التكافؤات فنحصل على الصيغة المطلوبة:

كلوريد المغنزيوم
$Mg_{2}Cl_{1}$
$MgCl_2$

ملاحظة: دائماً نكتب الأيون السالب في البداية ثم الموجب (ماعدا الخلات والنملات فيتم كتابة الأيون الموجب على اليمين والخلات أو النملات على اليسار).

أمثلة:

نترات البوتاسيوم	كبريتات الفضة	فوسفات الكالسيوم

أما لو طُلب منا كتابة أسماء المركبات وأُعطيت صيغها، مثال: ما هو اسم $MgSO_4$؟

نكتب اسم الأيون السالب على اليمين (كبريتات) والأيون الموجب على اليسار (المغنزيوم) فيصبح اسم المركب (كبريتات المغنزيوم).

مثال(2): ما هو اسم المركب CH_3COONa.

تعلمنا سابقاً أنّ الأيون السالب في هذا المركب هو الخلات (الواقع على اليسار) بينما الموجب هو الصوديوم (الواقع على اليمين) لذلك يصبح اسم المركب السابق: خلات الصوديوم.

■ ملاحظات:

1) عندما تتساوى التكافؤات لا نضع أرقام أسفل الأيونات كما هو حال كبريتات الكالسيوم $CaSO_4$

2) عندما يكون الأيون مؤلف من أكثر من ذرة ونريد وضع رقم أسفل يمينه نضع حول الأيون قوسين كما هو حال هيدروكسيد الباريوم $Ba(OH)_2$.

موازنة المعادلات الكيميائية:

المبدأ الرئيسي في موازنة أي معادلة كيميائية هو أنّ يكون: **عدد ذرات العناصر المتفاعلة يساوي عدد ذرات العناصر الناتجة**

أهم قاعدة في موازنة التفاعلات الكيميائية هي:

أن لا نقوم بأي تغيير في صيغ المركبات والتغيير يكون فقط في أعداد المولات (وهي الأرقام الموجودة على يسار العناصر والمركبات في المعادلة).

ولموازنة تفاعل كيميائي نقوم بـ:

1) موازنة **عدد ذرات المعادن** في البداية (كالصوديوم، البوتاسيوم، الفضة، النحاس ..إلخ)

2) موازنة **عدد ذرات اللامعادن** (ماعدا الأكسجين والهيدروجين) مثل: الكلور، البروم، النتروجين، ..إلخ.

3) موازنة **عدد ذرات الهيدروجين والأكسجين**.

أمثلة: وازن المعادلات التالية:

$$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$$

في البداية نوازن عدد ذرات الأكسجين: $H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$

نلاحظ أنه أصبح لدينا في الطرف الأيمن 4 ذرات هيدروجين لذلك نضرب الهيدروجين في الطرف الأيسر بـ 2:

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

$$C + H_2 \rightarrow CH_4$$

$$N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$$

$$SO_2 + O_2 \rightarrow SO_3$$

$$C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

طريقة حل المسائل: (يأتي في الامتحان مسألة عليها 40 درجة)

يوجد نوعان للمسائل التي تأتي في الامتحان الترشيحي، الأولى: هي **مسائل التراكيز** والثانية: مسائل تتعلق **مسائل السطرين**.

سنتحدث الآن عن النوع الأول من المسائل: **مسائل التراكيز**

القوانين الواجب معرفتها لحل هذه المسائل:

الطلب	القانون	ملاحظات
حساب عدد المولات n	القانون(1): $n = C_{mol.L^{-1}}.V$	n: عدد المولات (mol) ، V: الحجم باللتر حصراً (L) $C_{mol.L^{-1}}$: التركيز المولي $(mol.L^{-1})$.
	القانون(2): $n = \frac{m}{M}$	m: الكتلة (g). M: الكتلة المولية.
حساب التركيز المولي	$C_{mol.L^{-1}} = \frac{n}{V}$	نؤكد V حصراً باللتر، وللتحويل من (mL) إلى (L) نضرب بـ 10^{-3}

حساب التركيز الغرامي	$C_{g.L^{-1}} = \frac{m}{V}$	نؤكد V حصراً باللتر، قد يُعطى أحياناً التركيز الغرامي ويُطلب حساب الكتلة عندها نعزل m وفق الشكل: $m = C_{g.L^{-1}}.V$
العلاقة بين التركيز المولي والتركيز الغرامي	$C_{g.L^{-1}} = C_{mol.L^{-1}}.M \Leftrightarrow C_{mol.L^{-1}} = \frac{C_{g.L^{-1}}}{M}$ تُستخدم هذه العلاقات عندما يُعطى أحد التراكيز ويُطلب حساب الآخر.	
حساب pH محلول	$pH = -\log[H_3O^+]$ $[H_3O^+] =$ عدد وظائف الحمض $\times$ تركيز الحمض	

ملاحظة: نستخدم pH لمعرفة طبيعة الوسط:

أمثلة على هذا النوع من المسائل:

مسألة(1): قمنا بحل 4g من هيدروكسيد الصوديوم في 2L من الماء، والمطلوب: 1) احسب عدد مولات هيدروكسيد الصوديوم المذابة.
2) احسب تركيز المحلول بواحدة $mol.L^{-1}$ و $g.L^{-1}$. $(Na: 23, O: 16, H: 1)$

مسألة(2): قمنا بتحضير محلول من حمض الكبريت H_2SO_4 تركيزه $1\ mol.L^{-1}$ في حجم 2000 mL، المطلوب:
1) احسب عدد مولات الحمض. 2) احسب كتلة حمض الكبريت الموجودة في المحلول. 3) احسب تركيز المحلول مقدراً بـ $g.L^{-1}$
علماً أنّ: $H: 1\ ,\ O: 16\ ,\ S: 32$

والنوع الثاني من المسائل هو مسائل السطرين:

ملاحظات للحل: دائماً في هذا النوع من المسائل نتبع الخطوات التالية: 1) نكتب المعادلة ونوازنها.

2) نضع في السطر الأول (أسفل المعادلة تماماً) المعلومات الثابتة والتي لا تتغير بتغير المسألة: مثل: الكتلة المولية للمركب أو العنصر، أو عدد المولات من المعادلة الموزونة أو الحجم المول الواحد من أي غاز في الشرطين النظاميين $(22.4L)$.

3) نضع في السطر الثاني المعلومات المعلومة أو المجهولة في نص المسألة.

4) عندما تُعطى أو تُطلب في المسألة كتلة، نضع فوقها الكتلة المولية للعنصر أو المركب المطلوب حساب كتلتها، وعندما يُعطى أو يُطلب في نص المسألة حجم نضع أعلاه $22.4L$ ، وعندما يُعطى أو يُطلب في نص المسألة عدد مولات نضع أعلاه عدد المولات من المعادلة الموزونة.

5) جميع المعلومات التي نضعها في السطر الأول تُضرب بعدد المولات من المعادلة الموزونة.

مسألة(1): يحترق 2.8g من غاز الايتيلين C_2H_4 بأكسجين الهواء احتراقاً تاماً. المطلوب:

1- اكتب المعادلة الكيميائية المعبرة عن التفاعل الحاصل. 2- احسب حجم غاز ثنائي أكسيد الكربون الناتج.

3- احسب كتلة بخار الماء الناتج. 4- احسب عدد مولات غاز الأكسجين المتفاعل (علماً بأنّ حجوم الغازات مقيسة في الشرطين النظاميين). علماً أن: (H: 1, C: 12, O: 16)

الحل:

مسألة(2): يتفاعل 5.6 من الحديد مع حمض الكبريت المخفف، والمطلوب: 1) اكتب معادلة التفاعل الحاصل ووازنها.

2) احسب عدد مولات حمض الكبريت اللازم للتفاعل. 3) احسب حجم غاز الهيدروجين المنطلق مقاساً في الشرطين النظاميين. 4) احسب كتلة كبريتات الحديد (II) الناتجة. (Fe: 56, S: 32, O: 16)

الحل:

الفقرات التي سنتحدث عنها الآن يأتي عليها بالامتحان تقريباً (40) درجة.

المادة وتحولاتها:

المادة: هي كل ما تشعر به حواسنا، وله كتلة ويشغل حيزاً من الفراغ.

تختلف حالات المادة عن بعضها البعض: بالشكل والحجم وقوى الترابط.

لدينا ثلاث حالات للمادة: 1) صلبة 2) سائلة 3) غازية ويوجد حالة رابعة غير تقليدية هي **البلازما** (وهي عبارة عن غاز متأين).

قارن بين حالات المادة (الصلبة والسائلة والغازية) من حيث الشكل والحجم وقوى الترابط (سؤال دورة).

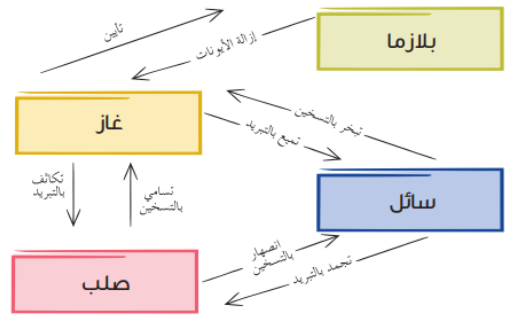
الحالة	الشكل	الحجم	قوى الترابط
صلب	محدد	ثابت	أشد ترابطاً
سائل	غير محدد	ثابت	أقل من الصلبة
غاز	غير محدد	غير ثابت	أقل من السائلة

التغير الفيزيائي: هو تغير يطرأ على المادة فتتحول من حالة إلى حالة أخرى دون تغير تركيبها الكيميائي (كالتبخر والغليان والتكاثف والتجمد و...إلخ).

أهميته: يمكن الاستفادة منه بفصل المواد عن بعضها البعض (كالتقطير البسيط الذي يفصل الصلب عن السائل، والتقطير التجزيئي الذي يفصل السوائل عن بعضها البعض).

التغير الكيميائي: هو تحول مادة أو أكثر إلى مواد جديدة ويرافقه تغير في التركيب الكيميائي.

يوضح الشكل التالي التحولات المختلفة لحالات المادة:



الأكسدة والإرجاع:

تفاعل الأكسدة: هو التفاعل الذي يتم فيه فقدان الكترونات والعنصر الذي يفقد الكترونات يسمى عاملاً مرجعاً.

تفاعل الإرجاع: هو التفاعل الذي يتم فيه اكتساب الكترونات والعنصر الذي يكتسب الالكترونات يسمى عاملاً مؤكسداً.

الأعداد الكمومية

تُفيد الأعداد الكمومية في تعيين مواقع الالكترونات في الذرة.

2) العدد الكمي الثانوي ℓ:

يُحدد عدد سويات الطاقة الفرعية في كل سوية رئيسية ويحدد الشكل الهندسي لهذا المدار.

عندما $\ell = 0$ نوع المحط s شكله كروي	عندما $\ell = 1$ نوع المحط p شكله مغزلان بلتقيان برأس	عندما $\ell = 2$ نوع المحط d شكله معقد	عندما $\ell = 3$ نوع المحط f شكله أكثر تعقيداً

القيم التي يأخذها هذا العدد هي: من 0 وحتى $n-1$.

يمكن معرفة عدد الحجرات في السوية الرئيسية من العلاقة: n^2

ملاحظة: كل حجرة تتسع لالكترونين.

3) العدد الكمي المغناطيسي m: يُحدد الأوضاع التي يأخذها المحط عندما يخضع لحقل مغناطيسي خارجي.

وقيمته عبارة عن أعداد صحيحة تتراوح بين $[-\ell, \ldots 0 \ldots, +\ell]$

لدينا أنواع للأعداد الكمومية:

1) العدد الكمي الرئيسي n: يحدد سويات الطاقة الرئيسية للمدارات التي يتحرك عليها الالكترون، ويأخذ القيم المبينة في الجدول التالي:

n	1	2	3	4	5	6	7
رمز السويّة الطاقية الرئيسية	K	L	M	N	O	P	Q

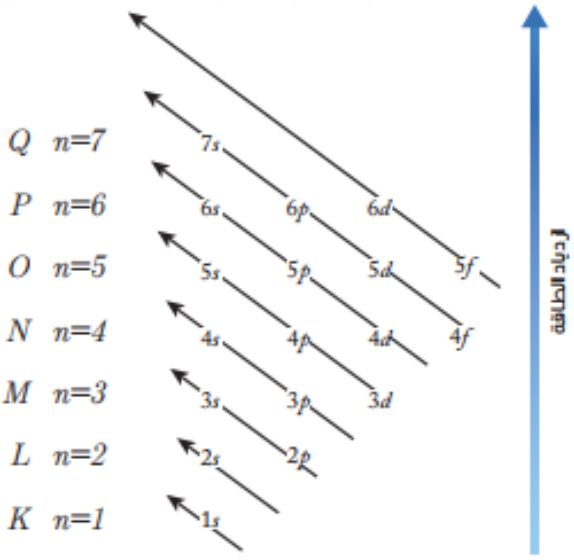
وتُعطى السعة العظمى من الالكترونات في سويات الطاقة الرئيسية بالعلاقة: $2n^2$

س: ما قيمة العدد الكمي الرئيسي للسوية M؟ وما السعة العظمى للإلكترونات في هذه السوية؟

$M \Rightarrow n = 3 \Rightarrow$ السعة العظمى $= 2(3)^2 = 18$

4) العدد الكمي للف الذاتي m_s: يحدد دوران الالكترون حول محور مار من مركزه.

التوزيع الالكتروني:



قبل معرفة طريقة كتابة التوزيع الالكتروني يجب أنّ نعلم أنّ:

المدار s: يحتوي حجرة واحدة تتسع لالكترونين.

المدار p: يحتوي ثلاث حجرات تتسع لست الكترونات.

المدار d: يحتوي خمس حجرات تتسع لعشر الكترونات.

نضع الالكترونين الموجودين داخل الحجرة على شكل سهمين متعاكسين: $\uparrow\downarrow$

يتم كتابة التوزيع الالكتروني بناءً على الشكل التالي: أي يتم التوزيع وفق الترتيب التالي:

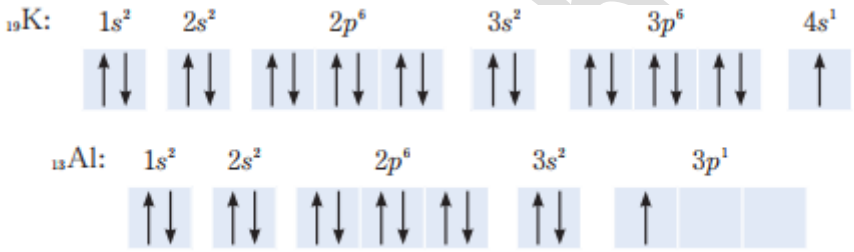
$$\underbrace{1s}_{\text{اس}}\ \underbrace{2s}_{\text{اس}}\ \underbrace{2p\ 3s}_{\text{بس}}\ \underbrace{3p\ 4s}_{\text{بس}}\ \underbrace{3d\ 4p\ 5s}_{\text{دبس}}\ \underbrace{4d\ 5p\ 6s}_{\text{دبس}}$$

ولدينا طريقتين للتعبير عن التوزيع الالكتروني: الأولى: طريقة الترميز الالكتروني "فقط نضع رموز المدارات الفرعية وأعداد الالكترونات فوق كل رمز.

والطريقة الثانية: طريقة الأسهم والحجرات (وهي الأهم) ونرسم فيها الحجرات ونضع الالكترونات داخلها على شكل أسهم.

ودائماً بطريقة الأسهم والحجرات عندما يحتوي المدار على أكثر من حجرة نقوم بوضع الكترون مُفرد في كل حُجرة ثم نقوم بمزاوجته:

مثال: اكتب التوزيع الالكتروني لكل من البوتاسيوم $_{19}K$ والألمنيوم $_{13}Al$ بطريقة الأسهم والحجرات:



ملاحظات: قمنا بكتابة التوزيع الالكتروني السابق بناءً على ثلاث قواعد وهي:

1) مبدأ الاستبعاد: وهو أنّ لا يمكن أنّ يكون لالكترونين الأعداد الكمومية الأربعة ذاتها.

2) مبدأ البناء: إنّ الالكترونات التي تملأ المدارات بدءاً من المدار ذي السوية الطاقية الأدنى وبالتدريج.

3) قاعدة هوند: لا يمكن لحجيرة في أي مدار أنّ تضم الكترونين معاً قبل أنّ تضم كل حجيرات المدار الكتروناً واحداً.

أسئلة على ما سبق:

عند انتقال الالكترون من *سوية طاقية أقرب إلى سوية طاقية أبعد* عن النواة فإنه: **يصدر طاقة**.

سوية *الطاقة الرئيسية الثانية* تتكون من *سويتين فرعيتين* هما: s, p.

العدد الكمومي الذي يحدد *سويات الطاقة الفرعية* هو **العدد الكمي الثانوي ℓ**

يختلف الالكترونان الموجودان في المحط $1s$ في ذرة الهيليوم في العدد الكمومي **للف الذاتي m_s**

تنتمي السوية الطاقية الفرعية f إلى *السوية الطاقية الرئيسية*: **الرابعة** (لأن أول رقم يأخذه هو $4f$)

القيم التي *يأخذها العدد الكمومي ℓ* من أجل $n = 2$ هو: **0, 1**

إذا كانت $(\ell = 2, n = 3)$ هذا يعني أنّ المدار هو: **3d**

بعض المعلومات عن الجدول الدوري:

يتألف الجدول الدوري من مجموعة مربعات كل مربع يحتوي: اسم العنصر، رمزه، عدده الذري، كتلته الذرية، توزيعه الالكتروني.

تحديد موقع عنصر في الجدول الدوري:

يمكن تحديد موقع العنصر في الجدول الدوري من خلال كتابة توزيعه الالكتروني، ويكون: **عدد الطبقات الرئيسية** يساوي الدور (السطر) الذي يوجد فيه العنصر و **عدد الكترونات الطبقة الأخيرة (التكافؤية)** يساوي رقم الفصيلة(رقم العمود).

فمثلاً: أين يقع عنصر المغنزيوم $_{12}Mg$ وعنصر النيون $_{10}Ne$ ؟؟

نكتب التوزيع الالكتروني لكل منهما: $_{10}Ne: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ (أي يقع في السطر الثاني في الفصيلة الثامنة $8A$)

$_{12}Mg: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$ (يقع في السطر الثالث من الفصيلة الثانية $2A$)

بعض الفصائل الرئيسية في الجدول الدوري:

فصيلة المعادن القلوية $1A$: تحتوي على الترتيب من الأعلى إلى الأسفل: الهيدروجين H والليثيوم Li والصوديوم Na والبوتاسيوم K والروبيديوم Rb والسيزيوم Cs. وتتمتع عناصر هذه الفصيلة بكهرجابية عالية حيث يُعد عنصر السيزيوم أكثر العناصر كهرجابية.	**فصيلة المعادن القلوية الترابية $2A$:** تحتوي على الترتيب من الأعلى إلى الأسفل: البيريليوم Be، المغنزيوم Mg، الكالسيوم Ca ، السترانسيوم Sr وعناصر الفصيلة $1A$ و $2A$ تقع في القطاع s في الجدول الدوري (لأن توزيعها الالكتروني ينتهي بالمدار الفرعي s)
فصيلة الهالوجينات $7A$: وتحتوي على الترتيب من الأعلى إلى الأسفل: الفلور F والكلور Cl والبروم Br واليود I. تتميز عناصر هذه الفصيلة بكهرسلبية عالية حيث يُعد الفلور أكثر عناصر الجدول الدوري كهرسلبية.	**فصيلة الغازات النادرة (النبيلة) $8A$:** وتحتوي على الترتيب من الأعلى إلى الأسفل: الهيليوم He، النيون Ne، الأرغون Ar، الكربتون Kr، الكيزنون Xe. تتميز بطبقة إلكترونية خارجية مشبعة لذلك هي خاملة (لا تتفاعل). وتوجد على شكل ذرات مفردة في الطبيعة.

ملاحظة: دائماً عناصر الفصيلة الواحدة تتشابه بالخواص الكيميائية.

ملاحظة(2): رقم الفصيلة ($1A$، $2A$، $7A$، $8A$) يساوي الكترونات الطبقة التكافؤية.

يحتوي الجدول الدوري على **معادن**: موجودة على يسار ووسط الجدول الدوري و **لا معادن**: تقع على يمين وأعلى الجدول الدوري و **أشباه المعادن**: والتي تقع على جانبي الخط المتعرج بالجدول الدوري (توجد في القطاع p).

قارن بين المعادن واللامعادن من حيث: البريق، الطرق والسحب، الناقلية للحرارة والكهرباء؟

الخاصية الفيزيائية	المعادن	اللامعادن
البريق	لها بريق	ليس لها بريق
الطرق والسحب	قابلة للطرق والسحب	غير قابلة للطرق والسحب
الناقلية للحرارة والكهرباء	جيدة النقل	رديئة النقل

دورية خاصيات العناصر:

نصف القطر: هو النصف المسافة بين نواتي الذرتين المتجاورتين، **ويزداد نصف القطر كلما اتجهنا من يمين الجدول الدوري إلى يساره** (بسبب تناقص قوة جذب النواة لإلكترونات التكافؤ) **ومن الأعلى إلى الأسفل** (بسبب زيادة عدد السويات الطاقية).

ودائماً نصف القطر يساوي نصف طول الرابطة: $r_{\text{نصف القطر}} = \frac{d_{\text{طول الرابطة}}}{2}$

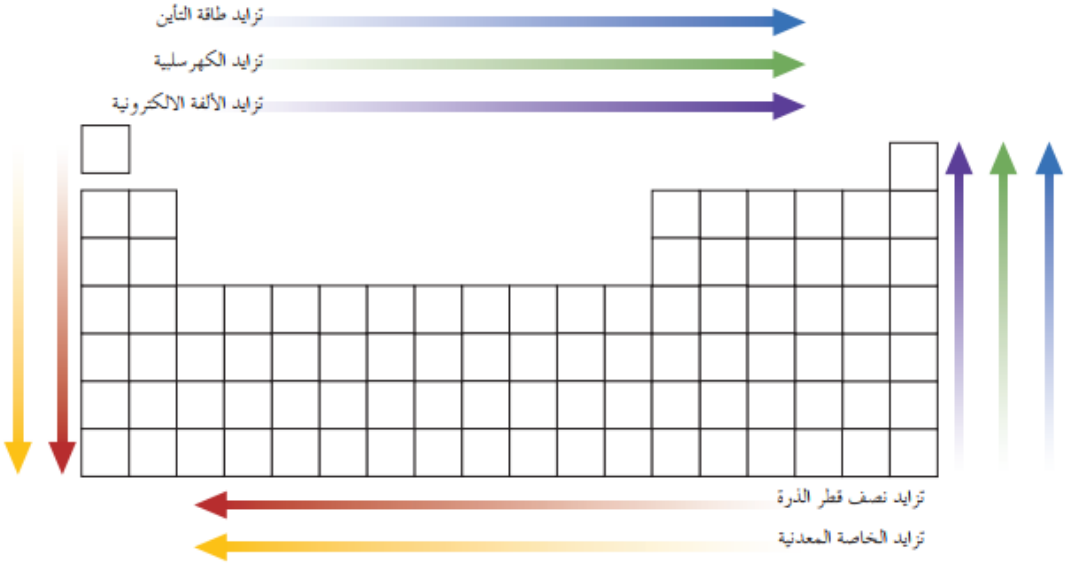
نصف قطر الأيون: عند تحول الذرة إلى أيون موجب يتناقص نصف القطر (بسبب نقصان عدد السويات الطاقية وبالتالي زيادة جذب النواة للإلكترونات) أما عندما تتحول الذرة إلى أيون سالب يزداد نصف القطر (بسبب زيادة التنافر الكهربائي الساكن بين الالكترونات مما يدفعها نحو الخارج)

طاقة التأين: هي الطاقة المبذولة لانتزاع الكترون من ذرة معتدلة مأخوذة بمفردها في الحالة الغازية لتشكل أيوناً موجباً في حالة مستقرة، وتزداد طاقة التأين كلما انتقلنا من يسار الجدول الدور إلى يمينه (بسبب زيادة شحنة النواة وبالتالي زيادة جذب النواة للإلكترونات)، وتتناقص كلما انتقلنا من الأعلى إلى الأسفل (بسبب تزايد عدد سويات الالكترونات الرئيسية).

الألفة الالكترونية: هي الطاقة المتحررة عند انضمام الكترون واحد إلى ذرة غازية معتدلة لتشكل أيوناً سالباً في حالة مستقرة. **وتزداد الألفة الالكترونية كلما انتقلنا من يسار الجدول الدور إلى يمينه** (بسبب زيادة شحنة النواة وبالتالي زيادة جذب النواة للإلكترونات)، وتتناقص كلما انتقلنا من الأعلى إلى الأسفل (بسبب تزايد عدد سويات الالكترونات الرئيسية وبالتالي نقصان جذب النواة للإلكترونات).

الكهرسلبية: هي مدى قابلية ذرات العنصر على جذب الالكترونات في الرابطة الكيميائية وهي خاصية من خاصيات الذرات في المركبات بينما باقي الخواص السابقة هي خواص الذرات بحالتها المفردة. وتقل الكهرسلبية ازداد نصف القطر.

يوضح الشكل التالي كيف تتغير خواص الجدول الدوري من اليسار إلى اليمين ومن الأعلى إلى الأسفل:



ملاحظة: إذا أتى في الامتحان مقارنة بين أكثر من عنصر من حيث أكثر من صفة، نقوم بما يلي:

1) كتابة التوزيع الالكتروني لجميع العناصر المعطاة. 2) تحديد مواقع هذه العناصر في الجدول الدوري. 3) بالمقارنة بين هذه العناصر حسب ما تعلمنا قبل قليل.

مثال: قارن بين الفوسفور $_{15}P$ والكبريت $_{16}S$ والكلور $_{17}Cl$ من حيث:

1) الكهرسلبية. 2) نصف القطر. 3) طاقة التأين.

الحل: نكتب التوزيع الالكتروني لكل منهم:

$_{15}P: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

$_{16}S: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

$_{17}Cl: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

نلاحظ من التوزيع الالكتروني أنّ جميعهم واقع في السطر الثالث ولكن الفوسفور يقع في الفصيلة الخامسة والكبريت في الفصيلة السادسة والكلور في الفصيلة السابعة أي تترتب في الجدول الدوري وفق الشكل التالي:

$P \rightarrow S \rightarrow Cl$ (الأقل كهرسلبية، والأقل نصف قطر، والأكثر طاقة تأين) (الأكثر كهرسلبية، والأقل نصف قطر، والأقل طاقة تأين)

أي أنّ الترتيب: الكهرسلبية: $Cl > S > P$ ، نصف القطر: $P > S > Cl$ طاقة التأين: $Cl > S > P$

أسئلة على ماسبق:

عناصر الفصيلة الواحدة في الجدول الدوري متماثلة في: **عدد الكترونات التكافؤ.**	الفصيلة التي تحتوي على أشباه معادن هي: ***VA* و *IV* أو *4A, 5A***
علل: لا يوجد عنصر البوتاسيوم أو الصوديوم حراً في الطبيعة؟ لأنه نشيط كيميائياً.	علل: تستعمل أشباه المعادن في موصلات الترانزستور والأجهزة الكهربائية: **لأن ناقليتها الكهربائية أعلى من اللامعادن وأقل من المعادن.**

الجزيئات والروابط الكيميائية:

الروابط بين الذرات: 1) الرابطة الأيونية. 2) الرابطة المشتركة (التساهمية) 3) الرابطة المشتركة القطبية. 4) الرابطة التساندية. 5) الرابطة المعدنية.	**الروابط بين الجزيئات:** 1) الرابطة الهيدروجينية. 2) روابط فاندرفالس.
الرابطة الأيونية: تنشأ عن التجاذب الكهربائي الساكن بين الأيونات الموجبة والسالبة. مشكلةً مركبات أيونية. **خاصيات المركبات الأيونية:** 1- صلبة في الدرجة العادية من الحرارة. 2- توجد على شكل تجمعات أيونية بترتيب منتظم تُشكل بلورات. 3- درجات انصهارها وغلياناها مرتفعة بسبب وجود تجاذب كهربائي ساكن. 4- بلوراتها سريعة الكسر، لا تقبل السحب والتصفيح لأن طبقاتها مقاومة للحركة. 5- معظمها ذواب في الماء ومحاليلها ومصاهيرها ناقلة للتيار الكهربائي لأن أيوناتها حرة الحركة. أغلب الأملاح مثل $NaCl$ ، $MgBr_2$ وغيرها .. يملك رابطة أيونية.	**الرابطة المشتركة:** هي رابطة تنشأ بين ذرتين لاشتراكهما بزوج الكتروني أو أكثر. فمثلاً: جزيء H_2: يشكل رابطة مشتركة أحادية وجزيء O_2: يشكل رابطة مشتركة ثنائية وجزيء N_2: يشكل رابطة مشتركة ثلاثية.(دورة) **خاصيات المركبات ذات الروابط المشتركة:** 1- معظمها غازات، لأنّ قوى الترابط بين جزيئاتها ضعيف، وتوجد بعضها في الحالة الصلبة والحالة السائلة. 2- لا تذوب في الماء (الماء مُحل قطبي وهي مركبات لاقطبية) إنما تذوب في المحلات اللاقطبية مثل البنزن ورباعي كلور الكربون. 3- لا تنقل التيار الكهربائي، لأنها لا تحوي أيونات. 4- معظمها ذات درجات انصهار وغليان منخفضة لأن قوى الترابط بين جزيئاتها ضعيف.
الرابطة المشتركة القطبية: تنشأ بين ذرتين مختلفتين في الكهرسلبية، حيث ينجذب الزوج الالكتروني المشترك نحو الذرة الأكثر كهرسلبية. مثل: H_2O, NH_3, CO_2 وغيرها . ويمكن معرفة نوع الرابطة من الفرق في الكهرسلبية بين الذرتين فمثلاً إذا كان أقل من 0.3 تكون مشتركة غير قطبية،	**الرابطة التساندية:** هي رابطة تنشأ بين ذرتين تقدم احداهما زوج الكتروني غير رابط يستند إلى مدار فارغ لذرة أخرى تحتاج لزوج الكتروني وصولاً إلى الترتيب الالكتروني المستقر. أمثلة: $NH_3 + H^+ \rightarrow [NH_4]^+$

وإذا كان الفرق في الكهرسلبية بين 0.3 و 1.7 تكون مشتركة قطبية وإذا كان أعلى من 1.7 تكون أيونية.	تشكلت رابطة تساندية من ذرة نتروجين النشادر NH_3 إلى البروتون H^+. $H_2O + H^+ \rightarrow [H_3O^+]$ تشكلت رابطة تساندية من ذرة أكسجين الماء إلى البروتون.
الرابطة المعدنية: هي رابطة تنشأ عن وجود الكترونات حرة التنقل بين ذرات المعدن بحيث يمكن اعتبارها غير منتمية إلى ذرة معينة وتلعب دور عامل التحام بين ذرات المعدن. وتجعل هذه الرابطة المعادن قابلة للسحب والطرق والتصفيح. كما أن وجود الالكترونات الحرة ضمن الشبكة المعدنية يكسب المعادن الناقلية الكهربائية والحرارية.	**الرابطة الهيدروجينية:** تتكون عندما تقع ذرة **هيدروجين** بين ذرتين شديدتي الكهرسلبية (الفلور، الأكسجين، النتروجين). وتكون مُرتبطة مع إحدى الذرتين برابطة مشتركة قطبية، وترتبط مع الذرة الأخرى برابطة هيدروجينة.
	قوى فاندرفالس: تنشأ عندما تتكدس الجزيئات المشبعة فوق بعضها بسبب قوى تجاذب

أسئلة على ما سبق:

الرابطة بين ذرتي الكلور والهيدروجين في جزيء HCl هي رابطة: **مشتركة قطبية**. (يجب حفظها)

الرابطة المعدنية الأقوى تتشكل في: أ. Na ب. Al ج. Mg ح. **Cr.** (الإجابة هي Cr لأنها يحوي أكبر عدد من الالكترونات الحرة)

تتناقص قوى ارتباط فاندرفالس بـ : أ. زيادة عدد الالكترونات. ب. زيادة الكتلة الجزيئية. ت. نقصان درجة الحرارة. **ث. زيادة درجة الحرارة.**

المذيبات القطبية (مثل الماء) تُذيب: **المركبات القطبية** والمذيبات غير القطبية (مثل CCl_4): تذيب **المركبات غير القطبية** (مثل الزيت والشمع ..).

المحطات الذرية وتهجينها وتشكل المحطات الجزيئية:

- **نظرية رابطة التكافؤ تقومُ على فرضيّتَين:**
  1. تنتجُ الرابطة عن تداخل محطَّين نصفِ مُمتلِئَين.
  2. منطقة تداخل المحطَّين المُكوِّنين للرابطة تتسع لإلكترونين فقط (متعاكسان في اللف الذاتي)، هما الإلكترونان الرابطان.
- التداخُل الرأسيّ للمحطّات يُشكِّل رابطة من النوع σ.
- التداخل الجانبي للمحطّات يشكّل رابطة من النوع π، وهي أضعف من الرابطة σ.
- **التهجين:** هو عملية دمج محطَّين أو أكثر مُختلِفةٌ في الشكل والطاقة في الذرّة ذاتها، وينتجُ عنها محطّات جديدة مُتكافِئة في الشكل والطاقة تدعَى المحطّات الهجينة.
- **يندمجُ محطّ s مع ثلاثة محطّات** p_x, p_y, p_z لتشكيل أربعة محطّاتٍ هجينة من النوع sp^3 مُتماثِلة في الشكل والطاقة، وتكون الزاوية بين المحطّات $109.5°$.
- **يندمجُ محطٌّ s مع محطَّين** p_x, p_y لتشكيل ثلاثةِ محطّاتٍ هجينة من النوع sp^2 مُتماثِلة في الشّكل والطاقة، وتكونُ الزاوية بين المحطّات الهجينة $120°$.
- **يندمجُ محطٌّ s مع محطّ** p_x لتشكيل محطَّين هجينين من النوع sp مُتماثِلة في الشكل والطاقة، وتكونُ الزاوية بين المحطّات الهجينة $180°$.

المركبات العضوية التي لها الصيغة العامة: C_nH_{2n+2} (الألكانات) هي مركبات مشبعة (حيث n: عدد ذرات الكربون) وفي هذا النوع من المركبات يكون التهجين sp^3 وجميع الروابط أحادية بسيطة.

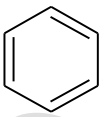
المركبات العضوية التي لها الصيغة العامة: C_nH_{2n} (الألكِنات) هي مركبات غير مشبعة وفي هذا النوع من المركبات يكون التهجين sp^2 ويوجد روابط مضاعفة ثنائية.

المركبات العضوية التي لها الصيغة العامة C_nH_{2n-2} (الألكينات) هي مركبات غير مشبعة وفي هذا النوع من المركبات يكون التهجين sp ويوجد روابط ثلاثية.

يكون الشكل الفراغي في التهجين: sp^3: رباعي وجوه بينما في sp^2: مثلثي، و في sp: خطي (مستقيم).

في التهجين sp^3: جميع الروابط تكون من النوع σ، بينما في sp^2: يكون لدينا σ وواحدة π أما في sp: يكون σ, π, π.

بعض المركبات العضوية التي يجب معرفة نمط تهجينها وصيغها:

المركب	الصيغة المجملة	الصيغة نصف المنشورة	نوع التهجين
الميتان	CH_4	CH_4	sp^3
الإيتان	C_2H_6	CH_3CH_3	
البروبان	C_3H_8	$CH_3CH_2CH_3$	
البوتان	C_4H_{10}	$CH_3CH_2CH_2CH_3$	
البنتان	C_5H_{12}	$CH_3(CH_2)_3CH_3$	
الهكسان	C_6H_{14}	$CH_3(CH_2)_4CH_3$	
الإيتلن (الإيتِن)	C_2H_4	$CH_2 = CH_2$	sp^2
الأستيلين (الإيتين)	C_2H_2	$HC \equiv CH$	sp
البنزن (مركب هيدروكربوني أروماتي "عطري")	C_6H_6		sp^2

ملاحظة: المركبات الهيدروكربونية: هي مركبات تحوي في تركيبها على الكربون والهيدروجين فقط.

دائماً تفاعلات احتراق الهيدروكربونات بأكسجين الهواء يُعطي: $CO_2 + H_2O$

ملاحظة عن تسمية الألكانات:

نرقم أطول سلسلة كربونية بدءاً من الطرف الأقرب للتفرع ثم نكتب اسم الألكان ونسبق اسمه برقم واسم الفرع المرتبط بالسلسلة الرئيسية.

من الجذور التي تُعتبر فروع لدينا: الميتيل CH_3 ، الإيتيل: C_2H_5 أو $-CH_3CH_2$، (الهالوجينات (كلورو Cl،فلورو F،بورمو Br،يودو I)

أمثلة:

2–ميتيل البروبان	بورمو الميتان	كلورو الإيتان
$CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle |}{CH}}-CH_3$	CH_3Br	CH_3CH_2Cl

التصاوغ: هو أنّ يكون لمركبين نفس الصيغة المجملة وتختلف إما بـ موضع الزمرة الوظيفية أو شكل السلسلة أو بالشكل الفراغي.

أنواع التصاوغات:

1- **تصاوغ بنيوي** وله ثلاث أنواع:

أ. **تصاوغ سلسلي**: هو أنّ يختلف شكل السلسلة في مركب مثل البوتان و 2- ميتيل البروبان.

ب. **تصاوغ وظيفي**: هو أنّ يختلف نوع الزمرة الوظيفية (مثل البروبانال، والبروبان-2-ون).

ت. **تصاوغ موضعي**: هو أنّ يتغير موضع الزمرة الوظيفية، مثال: (البوتن-1 ، البوتن-2).

2- **تصاوغ فراغي**: عند وجود رابطة مضاعفة في المركب، (كالبوتن-2 ، نلاحظ له شكلين مقرون cis ومفروق trans).

تعيين رقم الأكسدة:

ملاحظات: لتعيين رقم أكسدة عنصر في مركب أو أيون يجب معرفة أنّ:

مجموع أرقام أكسدة العناصر في المركب المعتدل = صفر

مجموع أرقام أكسدة العناصر في الأيون = شحنة الأيون

سؤال: عيّن رقم الأكسدة للمنغنيز في: MnO_2.

نكتب العناصر المشكلة للجزيء كل منها مضروب بعدد ذراته ونضع في الطرف الآخر صفر لأن MnO_2 مُعتدل:

$$Mn + 2O = 0$$

نعوض (-2) "رقم أكسدة الأكسجين"بدلاً من O بينما نضع بدلاً من العنصر المراد معرفة رقم أكسدته الرمز x:

$$x + 2(-2) = 0 \Rightarrow x = +4$$

أي أنّ رقم أكسدة المنغنيز في المركب السابق يساوي $+4$.

سؤال: عيّن رقم أكسدة الكبريت في: H_2SO_4.

الحل: بنفس الخطوات السابقة: $2H + S + 4O = 0$ والآن نعوض أرقام الأكسدة:

$$2(+1) + x + 4(-2) = 0 \Rightarrow x = +6$$

سؤال: عيّن رقم أكسدة المنغنيز في MnO_4^-

$$Mn + 4O = -1 \quad (-1 \text{ لأنّ شحنة الأيون تساوي})$$

$$x + 4(-2) = -1 \Rightarrow x = +7$$

الكيمياء الحرارية:

حرارة التفاعل الكيميائي عند ثبات الضغط تسمى بتغير الانتالبية ويرمز لها بـ ΔH.

عندما تكون $\Delta H > 0$ يكون التفاعل ماص للحرارة وعندما تكون $\Delta H < 0$ يكون ناشر للحرارة.

طرق حساب الانتالبية:

1) بالاعتماد على انتالبيات التشكل القياسية للعناصر للمواد المتفاعلة والناتجة:

إنتالبية التفاعل القياسية = مجموع قيم انتالبيات التشكل للمواد الناتجة × الأمثال - مجموع انتالبيات التشكل للمواد المتفاعلة × الأمثال

$$\Delta H^o_{rxn} = \sum \Delta H^o_f{}_{\text{مواد ناتجة}} - \sum \Delta H^o_f{}_{\text{مواد متفاعلة}}$$

ملاحظة: كلما كان المركب له انتالبية تشكل أصغر كلما كان أكثر ثبات والعكس صحيح ...

2) بالاعتماد على قانون هس:

وهي طريقة يمكن فيها حساب ΔH بشكل غير مباشر أي لو كان التفاعل $A \to C \quad \Delta H = ?$ يتم على مرحلتين: $A \to B \quad \Delta H_1$ و $B \to C \quad \Delta H_2$ يكون عندها ΔH للتفاعل المطلوب: $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$

3) بالاعتماد على طاقة الروابط:

$$\Delta H = \sum \Delta H_b{}_{\text{مواد متفاعلة}} - \sum \Delta H_b{}_{\text{مواد ناتجة}}$$

مسائل:

1) **إذا علمت أنّ:** $\Delta H^{o}_{f\,(SO_2)} = -296.1\ kJ.mol^{-1}$

و $\Delta H^{o}_{f\,(H_2S)} = -20.2\ kJ.mol^{-1}$ و $\Delta H^{o}_{f\,(H_2O)_g} = -241.8\ kJ.mol^{-1}$

احسب انتالبية التفاعل: $SO_{2(g)} + 2H_2S_{(g)} \rightarrow 3S_{(s)} + 2H_2O_{(g)}$.

الحل:

$$\Delta H = [3\Delta H^0_{f(s)} + 2\Delta H^0_{f(H_2O)g}] - [2\Delta H^0_{f(H_2S)} + 2\Delta H^0_{f(SO_2)g}]$$

$$\Delta H = [3(0) + 2(-241.8)] - [2(-20.2) + (-296.1)] = -147.1\,kJ$$

---

2) **احسب تغير الانتالبية المرافق لتحول الفحم (الغرافيت) إلى ألماس اعتماداً على التفاعلات الحرارية الممثلة بالمعادلتين الآتيتين:**

$$C_{(graphite)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} \quad \Delta H^0_1 = -393.5\,kJ$$

$$C_{(diamond)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} \quad \Delta H^0_2 = -395.4\,kJ$$

الحل:

$C_{(graphite)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} \quad \Delta H^0_1 = -393.5\,kJ$ تبقى المُعادَلة الأولى كما هي:

$CO_{2(g)} \longrightarrow C_{(diamond)} + O_{2(g)} \quad \Delta H^0_2 = +395.4\,kJ$ نعكسُ المُعادَلة الثّانية:

بجمع المُعادلتَين، واختصار المُشترَك في الطرفَين:

$$C_{(graphite)} + \cancel{O_{2(g)}} + \cancel{CO_{2(g)}} \longrightarrow \cancel{CO_{2(g)}} + \cancel{O_{2(g)}} + C_{(diamond)}$$

نحصلُ على المُعادَلة المطلوبة $C_{graphite} \longrightarrow C_{diamond}$

وبالتالي حسب قانون هِسْ نجدُ: $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = -393.5 + 395.4 = +1.9\,kJ$

---

3) **احسب تغير انتالبية التفاعل الآتي:** $C_2H_{4(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow C_2H_4Cl_{2(g)}$

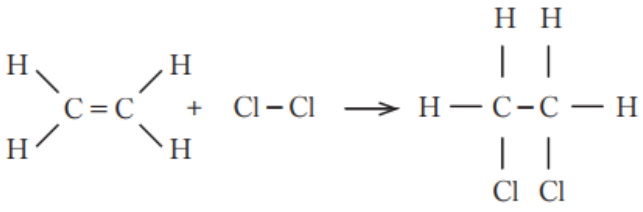
علماً أنّ: $\Delta H_{b\,(Cl-Cl)} = 243\ kJ.mol^{-1}$ و $\Delta H_{b\,(C-C)} = 344 kJ.mol^{-1}$ و

$\Delta H_{b\,(C=C)} = 615 kJ.mol^{-1}$ $\Delta H_{b\,(C-H)} = 415\ kJ.mol^{-1}$, $\Delta H_{b\,(C-Cl)} = 328\ kJ.mol^{-1}$

الحل:

$$\Delta H_{rxn} = \Sigma \Delta H_b - \Sigma \Delta H_b$$

مواد ناتجة مواد متفاعلة



$$\Delta H^\circ = [4\Delta H_{b(C-H)} + \Delta H_{b(C-C)} + \Delta H_{b(Cl-Cl)}] - [4\Delta H_{b(C-H)} + \Delta H_{b(C-C)} + 2\Delta H_{b(C-Cl)}]$$

$$\Delta H^\circ = [\ \cancel{1660} + 615 + 243\ ] - [\ \cancel{1660} + 344 + 656\ ]$$

$$\Delta H^\circ = -142\,kJ$$

بعض المعلومات عن العناصر:

الصوديوم Na:

يتفاعل مع الأكسجين الجاف وينتج: **فوق أكسيد الصوديوم Na_2O_2**.

يتفاعل مع الهيدروجين وينتج: **هيدريد الصوديوم NaH**

يتفاعل مع الماء وينتج: **هيدروكسيد $NaOH$ وينطلق الهيدروجين H_2**.

يتأكسد بأكسجين الهواء وينتج: **أكسيد الصوديوم Na_2O**.

علل: يُحفظ معدن الصوديوم في أوعية من الكيروسين؟

لأنّ الصوديوم لا يتفاعل مع الكيروسين، حيث يمنع الكيروسين تفاعل الصوديوم مع الأكسجين ومع بخار الماء في الهواء الجوي.

علل: يُنصح باستخدام ملقط لمسك قطعة الصوديوم في المختبر؟

حتى لا يلامس الجلد ويحدث حروق بسبب نشاطه الكيميائي.

علل: يُعد الصوديوم مُرجعاً قوياً؟ لأنه يقع في مكان متقدم في سلسلة الإزاحة وبالتالي سهل التخلي عن الكترونه.

علل: يُستعمل الماء الأكسجيني في التعقيم؟ لأنه يتفكك معطياً الأكسجين الوليد الذي يقضي على الجراثيم.

الكلور Cl:

يتحد غاز الكلور مع الحديد بالحرارة وينتج: $FeCl_3$

عند إمرار غاز الكلور بمحلول الصود الكاوي نحصل على محلول: **ماء جافيل**

علل: ماء الكلور مادة قاصرة للألوان؟ لأنّ ماء الكلور مادة مؤكسدة تتفكك بالضوء مُطلقة الأكسجين الذي يؤكسد المادة العضوية فيزيل لونها ويخربها.

يُجمّع غاز الكلور في أنابيب اختبار فوهتها نحو الأعلى؟

لكونه أثقل من الهواء.

علل: يُحفظ ماء الكلور في أوعية عاتمة؟ لأنه غير ثابت يتفكك بالضوء.

النتروجين N:

يتحد النتروجين مع بعض المعادن مُعطياً: **النتريدات** (مثل نتريد الصوديوم NaN_3)

عند اتحاد النتروجين مع المعادن القلوية تتشكل رابطة: **أيونية فقط**

علل: الخمول الكيميائي لغاز النتروجين؟

بسبب قوة الرابطة المشتركة الثلاثية في جزيئه $N \equiv N$ (N_2).

علل: يستعمل غاز النتروجين في ملء بعض أنواع المصابيح الكهربائية؟

لأنه خامل كيميائياً (لا يسبب تأكسد أسلاك المصباح.

يتحد غاز النشادر في الماء، ويعطي محلولاً: **أساسياً ضعيفاً**.

الكبريت S:

يتحد كبريتيد الهيدروجين بوجود الأكسجين، فينتج بخار الماء و: **SO_2**

علل: يُعد الكبريت من العناصر المُرجعة القوية؟ لشدة الألفة الكيميائية بين الكبريت والأكسجين حيث يستطيع الكبريت انتزاع الأكسجين من مركباته.

علل: يُستعمل الكبريت في صناعة الإطارات المطاطية؟ (سؤال دورة)

يُمزج الكبريت مع المطاط لجعله أكثر قساوة.

علل: للكبريت أشكال بنيوية (تأصلية) مُتعددة؟

يعود ذلك إلى مجموعة عوامل مختلفة تؤثر في الترتيب الهندسي لجزيئاته كدرجة الحرارة أو المذيبات لبلوراته وغيرها.

الحديد Fe:

تتلون محاليل أملاح الحديد II باللون: **الأخضر الفاتح**.

تتلون محاليل أملاح الحديد III باللون: **البني**.

يتفاعل الحديد مع حمض كلور الماء فيكون أحد النواتج: **$FeCl_2$ و H_2**

يتفاعل الحديد مع حمض الكبريت الممدد وينتج: $FeSO_4 + H_2$

علل: تستعمل أوعية الحديد في نقل القلويات وتخزينها؟ لأن الحديد لا يتفاعل مع القلويات حتى لو كانت مركزة وساخنة.

علل: يصدأ الحديد عند تعرضه للهواء الرطب؟ بسبب تفاعل الحديد مع الهواء الرطب وتشكل طبقة بنية اللون تدعى صدأ الحديد.

وفيما يلي بعض الأسئلة والتطبيقات على ما سبق:

1) الالكترون الذي يشكل سوية الطاقة السطحية في ذرة الصوديوم $_{11}Na$ يكون في المدار:

a	P	b	S	c	d	d	F

شرح: نكتب التوزيع الالكتروني: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ (نلاحظ أنّ الالكترون الأخير موجود في المدار s)

2) يكون عدد الالكترونات في السوية الالكترونية L للعنصر $_9F$ مساوياً:

a	2	b	3	c	5	d	7

طريقة الحل: نكتب التوزيع الالكتروني للفلور: $_9F: \underbrace{1s^2}_{K}\ \underbrace{2s^2\ 2p^5}_{L}$ (الطبقة L تعني أنّ يكون $n = 2$

وبالتالي الطبقة L فيها $2s^2\ 2p^5$ أي أنّ عدد الالكترونات في الطبقة L هو 7).

3) يكون عدد الالكترونات في السوية الالكترونية M للعنصر $_{12}Mg$ مساوياً:

a	1	b	2	c	4	d	8

طريقة الحل: نكتب التوزيع الالكتروني: $_{12}Mg: \underbrace{1s^2}_{K}\ \underbrace{2s^2\ 2p^6}_{L}\ \underbrace{3s^2}_{M}$ (جميع المدارات التي على يسارها الرقم 1 تكون موجودة في K والتي على يسارها 2 تكون في L والتي على يسارها 3 تكون في M).

4) يكون عدد الالكترونات في السوية الالكترونية M للعنصر $_{18}Ar$ مساوياً:

a	6	b	8	c	10	d	12

طريقة الحل: نكتب التوزيع الالكتروني للأرغون: $_{18}Ar: \underbrace{1s^2}_{K}\ \underbrace{2s^2\ 2p^6}_{L}\ \underbrace{3s^2\ 3p^6}_{M}$

5) السعة العظمى للسوية الطاقية الفرعية 3d من الالكترونات هي:

a	3	b	6	c	10	d	8

شرح: نعلم أنّ: d يحوي خمس حجرات كل منها يتسع لالكترونين وبالتالي السعة العظمى له هي 10 الكترونات (تذكرة: s يتسع لالكترونين، p يتسع لست الكترونات، f يتسع لـ 14 الكترون).

6) السعة العظمى من الالكترونات في السوية الطاقية M هي:

a	2	b	18	c	8	d	4

طريقة الحل: الطبقة M تعني أنّ $n = 3$ وبالتالي:

السعة العظمى من الالكترونات $= 2n^2 = 2(3)^2 = 18$

7) عندما يكون $n = 2$ و $\ell = 0$ يكون المدار:

a	2p	b	1s	c	2s	d	3p

شرح: دائماً الـ n (العدد الكمي الرئيسي أو رقم السوية الطاقية الرئيسية) توضع على يسار رمز المدار ومن ℓ نعرف شكل المدار فعندما يكون $\ell = 0$ يكون المدار s.

8) عندما يكون $n = 3$ و $\ell = 1$ يكون المدار:

a	3p	b	3s	c	2p	d	4f

9) القيم التي يأخذها العدد الكمومي ℓ من أجل $n = 2$ هي:

a	1,2,3	b	0,1,2	c	0,1	d	1,2

شرح: القيم التي يأخذها ℓ دائماً تبدأ بالصفر وتنتهي بـ $n - 1$ وهنا $n = 2$ وبالتالي القيم هي: $0, (2 - 1)$ أي هي: 0,1

10) يقع عنصر الأرغون $_{18}Ar$ في(الفصيلة – السطر):

a	السطر الأول 1A	b	السطر الثاني 7A	c	السطر الثالث 8A	d	السطر الثالث 6A

طريقة الحل: نكتب التوزيع الالكتروني للأرغون:

$$_{18}Ar: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \underbrace{3s^2\ 3p^6}_{\text{الطبقة السطحية}}$$

شرح: نأخذ فقط الطبقة السطحية ويكون فيها: الرقم الموجود على يسار المدار (أي العدد الكمي الرئيسي) يمثّل رقم السطر، أيّ السطر الثالث. أما عدد الكترونات هذه الطبقة $(6 + 2)$ فهو يمثل رقم الفصيلة 8A.

11) الفلور من عناصر فصيلة:

a	الهالوجينات	b	المعادن الفلوية	c	المعادن الفلوية الترابية	d	الغازات النادرة

12) يعد السيليكون:

a	شبه معدن	b	معدن فلوي	c	معدن انتقالي	d	معدن فلوي ترابي

13) توجد أشباه المعادن في الجدول الدوري فقط في الفئة:

a	s	b	p	c	d	d	f

14) العنصر الذي تكون شحنة أيونه $(+1)$ هو:

a	K	b	Cl	c	Br	d	Mg

شرح: شحنة الأيون هي نفسها التكافؤ.

15) تنشأ بين ذرتي الأكسجين في غاز الأكسجين O_2 رابطة كيميائية:

a	مشتركة أحادية	b	مشتركة ثنائية	c	مشتركة ثلاثية	d	مشتركة قطبية

16) تنشأ بين ذرتي النتروجين في جزيء N_2 رابطة كيميائية:

a	مشتركة ثلاثية	b	مشتركة ثنائية	c	مشتركة أحادية	d	مشتركة قطبية

شرح: لأنّ تكافؤ النتروجين 3 وبالتالي كل ذرة نتروجين سترتبط بثلاث روابط مع الذرة الأخرى $N \equiv N$.

17) الرابطة الكيميائية في جزيء الماء H_2O نوعها:

a	أيونية	b	تساندية	c	معدنية	d	مشتركة قطبية

18) الرابطة بين ذرتي الكلور والهيدروجين في جزيء HCl هي:

a	أيونية	b	تساندية	c	معدنية	d	مشتركة قطبية

19) الرابطة الكيميائية في جزيء NaF هي:

a	أيونية	b	تساندية	c	معدنية	d	مشتركة قطبية

20) الرابطة المعدنية الأضعف تتشكل في:

a	$_{19}K$	b	$_{5}B$	c	$_{20}Ca$	d	$_{24}Cr$

شرح: نكتب التوزيع الالكتروني في كل منهم، والمركب الحاوي على أقل عدد الكترونات في طبقته السطحية يكون هو الأضعف. والأكثر عدد الكترونات في طبقته السطحية تكون رابطته المعدنية هي الأقوى.

21) الرابطة بين NH_3 و H^+ في NH_4^+ هي رابطة:

a	تساندية	b	أيونية	c	معدنية	d	مشتركة قطبية

شرح: دائماً الرابطة التساندية تنشئ بين جزيء يحوي ثنائية الكترونية مثل (H_2O أو NH_3) وبين مركب أو أيون يحوي مدار فارغ (مثل H^+) لذلك الرابطة أيضاً في H_3O^+ هي رابطة تساندية.

22) إذا كان الفرق في الكهرسلبية بين ذرتين مرتبطتين أكبر من 1.7 تكون الرابطة:

a	أيونية	b	تساندية	c	مشتركة لاقطبية	d	مشتركة قطبية

23) إذا كانت الزاوية بين المحطات الهجينة 180° فيكون التهجين من النمط:

a	sp^3	b	sp	c	sp^2	d	s^2p^2

24) تتناقص قوى فاندرفالس بـ :

a	زيادة عدد الالكترونات	b	زيادة درجة الحرارة	c	نقصان درجة الحرارة	d	زيادة الكتلة الجزيئية

25) أي الجزيئات التالية يمكنه تشكيل رابطة هيدروجينية:

a	NH_3	b	H_2O	c	HF	d	جميع ماسبق صحيح

شرح طريقة الحل: عندما يكون المركب حاوي على ذرة هيدروجين مرتبطة بذرة عالية الكهرسلبية مثل (O, N, S, F) يكون عندها قادراً على تشكيل رابطة هيدروجينية.

26) تتناقص قوى فاندرفالس بـ :

a	زيادة عدد الالكترونات	b	زيادة درجة الحرارة	c	نقصان درجة الحرارة	d	زيادة الكتلة الجزيئية

27) العنصر الأكثر كهرسلبية من العناصر الآتية هو:

a	اليود	b	البروم	c	الفلور	d	الكلور

شرح: الفلور هو العنصر الأكثر كهرسلبية في الجدول الدوري فدائماً عندما يأتي مثل هذا السؤال نختار الفلور في حال كان موجوداً بين الخيارات.

28) ترتب العناصر التالية وفق تزايد نصف القطر وفق الشكل: ($_4Be$, $_{12}Mg$, $_{20}Ca$)

a	Be > Mg > Ca	b	Mg > Be > Ca	c	Ca > Mg > Be	d	Ca > Be > Mg

شرح طريقة الحل: نقوم بكتابة التوزيع الالكتروني لكل منها:

$_4Be: 1s^2 \underbrace{2s^2}_{\text{الطبقة السطحية}}$, $_{12}Mg: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6 \underbrace{3s^2}_{\text{الطبقة السطحية}}$

$Ca: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6 3s^2\ 3p^6 \underbrace{4s^2}_{\text{الطبقة السطحية}}$

نلاحظ أن جميع هذه العناصر تقع في الفصيلة الثانية (لأنّ جميعها يحوي الكترونين مفردين في الطبقة السطحية) ونلاحظ أنّ Be في السطر الثاني و Mg في السطر الثالث و Ca في السطر الرابع ونحن نعلم أنّ نصف القطر يزداد من أعلى الجدول الدوري إلى أسفله لذلك يكون: $Ca > Mg > Be$

29) يتفاعل الصوديوم مع الكبريت بالتسخين وينتج:

a	NaS	b	Na_6S	c	Na_4S	d	Na_2S

30) يحترق غاز الميثان بوجود أكسجين الهواء احتراقاً تاماً وينتج بخار الماء وغاز:

a	CO	b	SO_2	c	CO_2	d	H_2

31) عندما ينتقل الالكترون من سوية طاقية أبعد عن النواة إلى سوية أقرب لها فإنه:

a	يحافظ على طاقته	b	يمتص طاقة	c	تتعدم طاقته	d	يصدر طاقة

32) عندما ينتقل الالكترون من سوية طاقية أقرب إلى سوية طاقية أبعد عن النواة فإنه:

a	يحافظ على طاقته	b	يمتص طاقة	c	تتعدم طاقته	d	يصدر طاقة

33) التغير الفيزيائي مما يأتي هو:

a	الصدأ	b	التسامي	c	التحلل الكهربائي	d	الهدرجة

شرح طريقة الحل: التغير الفيزيائي لا تتغير فيه صيغة المركب فقط تتغير حالته (صلبة – سائلة – غازية – بلازما) في حين التغير الكيميائي يحدث فيه تغير في صيغة المركب "تفاعل".

34) التغير الكيميائي مما يأتي هو:

a	الصدأ	b	التسامي	c	التحلل الكهربائي	d	الهدرجة

35) تفاعل الأكسدة، هو تفاعل قد يتم فيه:

a	خسارة الكترونات	b	اكتساب أكسجين	c	فقد هيدروجين	d	جميع ما سبق صحيح

36) تفاعل الإرجاع، هو تفاعل يتم فيه:

a	اكتساب الكترونات	b	خسارة أكسجين	c	كسب هيدروجين	d	جميع ما سبق صحيح

37) العنصر المؤكسد:

a	يحدث عليه تفاعل إرجاع	b	يفقد الكترونات	c	ينقص عدد أكسدته	d	جميع ما سبق صحيح

38) العنصر المُرجع:

a	يحدث عليه تفاعل أكسدة	b	يكتسب الكترونات	c	يزداد عدد أكسدته	d	جميع ما سبق صحيح

لِيكن لدينا التفاعل التالي:

$$Zn_{(s)} + CuSO_{4(aq)} \rightarrow Cu_{(s)} + ZnSO_{4(aq)}$$

39) العنصر الذي تأكسد هو:

a	الأكسجين	b	الكبريت	c	الزنك	d	النحاس

شرح: الزنك لأن عدد أكسدته ارتفع من الصفر (Zn) إلى (+2) في ($ZnSO_4$).

ملاحظة: دائما الذي يتأكسد يسمى العامل المُرجع.

40) العنصر الذي أُرجع هو:

a	الأكسجين	b	الكبريت	c	الزنك	d	النحاس

شرح: النحاس لأن عدد أكسدته انخفض من (+2) إلى (0).

ملاحظة: دائماً الذي يُرجع يسمى بـ العامل المؤكسد.

41) عدد أكسدة المنغنيز في MnO_2 يساوي:

a	−2	b	−4	c	+2	d	+4

شرح: نعلم أنّ رقم أكسدة الاكسجين (−2) وبالتالي: $x + 2 \times (-2) = 0 \Rightarrow x = +4$

42) رقم تأكسد الكبريت في H_2S يساوي:

a	+1	b	−1	c	+2	d	−2

شرح: لإيجاد رقم الأكسدة: نعلم أنّ رقم أكسدة الهيدروجين (+1) وبالتالي: $2(+1) + x = 0$ وبالتالي:
$x = -2$ (رقم أكسدة الكبريت)

يُذاب 4g من هيدروكسيد الصوديوم في الماء المُقطر ثم يُكمل الحجم إلى 1000mL

43) فيكون التركيز المولي: (Na: 23, O: 16, H: 1)

A	$0.1 mol.\ell^{-1}$	b	$0.2 mol.\ell^{-1}$	c	$4\ mol.\ell^{-1}$	d	$0.4 mol.\ell^{-1}$

شرح طريقة الحل: نحوّل الحجم إلى L وذلك بالقسمة على 1000 ونحسب عدد المولات من العلاقة:

$n = \frac{m}{M} = \frac{4}{40} = 0.1\ mol$ والآن نطبق العلاقة:

$$C_{mol.\ell^{-1}} = \frac{n}{V} = \frac{0.1}{1} = 0.1\ mol.\ell^{-1}$$

44) عطفاً على السؤال السابق يكون التركيز الغرامي:

A	$0.1\ g.\ell^{-1}$	b	$0.2\ g.\ell^{-1}$	c	$4\ g.\ell^{-1}$	d	$0.4 g.\ell^{-1}$

شرح طريقة الحل: نطبق العلاقة:

$$C_{g.L^{-1}} = \frac{m}{V} = \frac{4}{1} = 4\ g.\ell^{-1}$$

45) محلول حمض كلور الماء، تركيزه $3.65\ g.L^{-1}$ تكون قيمة pH لمحلول هذا الحمض مساوية إلى: علماً أنّ: (H: 1, Cl: 35.5)

a	2.5	b	3	c	2	d	1

شرح طريقة الحل: $C_{mol.L^{-1}} = \frac{C_{g.L^{-1}}}{M} = \frac{3.65}{36.5} = 0.1\ mol.L^{-1}$

نعلم أنّ: $pH = -\log(\text{عدد وظائف الحمض} \times \text{تركيز الحمض})$

$pH = -\log(0.1 \times 1) = 1$

46) أنّ تغيّر الانثالبية (ΔH) المرافق لتفاعل **ناشر** للحرارة يكون:

a	أصغر من الصفر	b	أكبر من الصفر	c	مساوياً للصفر	d	أحياناً أكبر وأحياناً أصغر

47) أنّ تغيّر الانثالبية (ΔH) المرافق لتفاعل **ماص** للحرارة يكون:

a	أصغر من الصفر	b	أكبر من الصفر	c	مساوياً للصفر	d	أحياناً أكبر وأحياناً أصغر

48) يزداد ثبات المركبات كلما:

a	زادت قيمة انثالبية التشكل القياسية	b	صغرت قيمة انثالبية التشكل القياسية	c	كانت قيمة انثالبية التشكل القياسية مساوية للصفر	d	جميع الإجابات خاطئة

48) الجزيء المشبع من الجزيئات الآتية:

a	C_2H_2	b	C_2H_4	c	C_3H_8	d	C_3H_4

شرح: جميع المركبات التالي لها الصيغة العامة C_nH_{2n+2} هي مركبات مشبعة (حيث n عدد ذرات الكربون)

49) الصيغة العامة للإيثر هي:

a	$R-O-R'$	b	$R-CO-R'$	c	$R-COOH$	d	$R-CHO$

50) الصيغة العامة للأغوال هي:

a	$R-OH$	b	$R-COOH$	c	$R-CHO$	d	$R-COOR'$

51) الصيغة العامة $R-CHO$ تدل على:

a	غول	b	حمض كربوكسيلي	c	كيتون	d	ألدهيد

52) أحد المركبات الآتية هو من المركبات الهيدروكربونية:

A	C_5H_{10}	b	$C_6H_{12}O_6$	c	CCl_4	d	C_2H_5OH

شرح طريقة الحل: المركبات الهيدروكربونية هي مركبات تحوي فقط C, H ولا تحوي أي عنصر آخر.

53) المركب الذي ليس من الألكانات هو:

a	C_3H_8	b	C_9H_{16}	c	C_6H_{14}	d	C_8H_{18}

شرح: الألكانات يجب أنّ تحقق القاعدة: C_nH_{2n+2} (حيث n عدد ذرات الكربون) أي يجب أنّ تكون عدد ذرات الهيدروجين تساوي (ضعف عدد ذرات الكربون +2)

54) الألكِين من المركبات الآتية هو:

a	C_2H_4	b	C_3H_8	c	C_6H_{14}	d	C_8H_{18}

شرح: الألكِينات يجب أنّ تحقق الصيغة: C_nH_{2n} أي يجب أنّ يكون عدد ذرات الهيدروجين ضعف عدد ذرات الكربون.

55) ينتج عن الاحتراق التام للإثن في الهواء:

a	ماء + ثنائي أكسيد الكربون	b	كربون فقط	c	هيدروجين فقط	d	هيدروجين + ثنائي أكسيد الكربون

56) الجزيء المشبع بين الجزيئات الآتية هو:

a	C_6H_6	b	CH_4	c	C_3H_6	d	C_3H_4

شرح: عندما يُطلب الجزيء المُشبع نختار المركب الذي يحقق صيغة الألكانات (أي أنّ يكون عدد ذرات الهيدروجين يساوي (ضعف عدد ذرات الكربون + 2).

57) الألكِين من المركبات الآتية هو:

a	C_2H_6	b	C_3H_6	c	C_3H_4	d	CH_4

شرح: في الألكِين يجب أنّ تتحقق الصيغة (C_nH_{2n-2}) أي أنّ يكون عدد ذرات الهيدروجين يساوي (ضعف عدد ذرات الكربون – 2).

ملاحظات: الألكِينات (C_nH_{2n}) والألكِينات (C_nH_{2n-2}) تُعد مركبات غير مشبعة.

58) من دلالات حدوث التفاعل الكيميائي:

a	اختفاء مواد وتشكّل مواد	b	ظهور ألوان	c	انطلاق غازات وانتشار روائح	d	جميع ما سبق صحيح

حل أسئلة دورات سابقة للامتحان الترشيحي:

كيمياء – الامتحان الترشيحي - دورة 2020 – 2021

1- السعة العظمى للسوية الطاقية الفرعية P من الالكترونات هي:

a	2	**b**	**6**	c	10	d	14

شرح: نعلم أنّ المدار p يمتلك ثلاث حجرات وكل حجرة تتسع لالكترونين، لذلك السعة العظمى من الالكترونات له تساوي 6.

2- رقم أكسدة الكبريت (-2) في المركب:

a	SO_2	b	SO_3	c	H_2S	d	SO

شرح: في H_2S يكون رقم أكسدة الكبريت (-2) ويتم حساب ذلك بالشكل:

$$2(H) + (S) = 0 \Rightarrow (S) = -2(H) = -2(+1) = -2$$

3- الصيغة المجملة للبروبين هي:

a	C_4H_8	b	C_3H_8	c	C_3H_6	**d**	**C_3H_4**

شرح: الصيغة العامة للألكينات هي C_nH_{2n-2} وبما أنه بروبين فـ $n = 3$ لذلك الصيغة: C_3H_4

- اقرأ النص الآتي ثم أجب عن السؤالين:

محلول لحمض كلور الماء تركيزه $3.65\ g.L^{-1}$ فإذا علمت أنّ: $(C: 35.5, H: 1)$

4- تركيز محلول الحمض السابق بواحدة $mol.L^{-1}$ يساوي:

a	0.1	b	0.01	c	0.2	d	0.02

شرح: $C_{mol.L^{-1}} = \frac{C_{g.L^{-1}}}{M} = \frac{3.65}{36.5} = 0.1\ mol.L^{-1}$ $(\mathbf{M = H + Cl = 1 + 35.5 = 36.5\ g.mol^{-1}})$

5- تكون قيمة pH المحلول السابق:

a	2	b	3	c	1	d	4

شرح: بما أنّ حمض كلور الماء حمض قوي أحادي الوظيفة يكون: $[H_3O^+] = [HCl]$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(0.1) = 1$$

دورة 2019 – 2020 دمشق:

أولاً – اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يأتي، وانقلها إلى ورقة إجابتك: (15 درجة لكل سؤال)

1- تنشأ بين ذرتي النتروجين في جزيء N_2 رابطة كيميائية:

a	مشتركة ثلاثية	b	مشتركة ثنائية	c	مشتركة أحادية	d	مشتركة قطبية

شرح: لأنّ تكافؤ النتروجين 3 وبالتالي كل ذرة نتروجين ستربط بثلاث روابط مع الذرة الأخرى $N \equiv N$.

2- الجزيء المشبع من الجزيئات الآتية:

a	C_2H_2	b	C_2H_4	c	C_3H_8	d	C_3H_4

شرح: جميع المركبات التالي لها الصيغة العامة C_nH_{2n+2} هي مركبات مشبعة (حيث n عدد ذرات الكربون)

للتواصل على الواتس اب أو التلغرام 0938639857
الكيمياء مع المدرس طارق غبرا

3- رقم تأكسد الكبريت في H_2S يساوي:

a	$+1$	b	-1	c	$+2$	d	-2

شرح: لإيجاد رقم الأكسدة: نعلم أنّ رقم أكسدة الهيدروجين $(+1)$ وبالتالي: $2(+1) + x = 0$ وبالتالي:
$x = -2$ (رقم أكسدة الكبريت)

4- الالكترون الذي يشكّل سوية الطاقة السطحية في ذرة الصوديوم $_{11}Na$ يكون في المدار:

a	P	b	S	c	d	d	F

شرح: نكتب التوزيع الالكتروني: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ (نلاحظ أنّ الالكترون الأخير موجود في المدار s)

ثانياً – حل المسألة الآتية: (40 درجة)

محلول مائي لملح نترات الصوديوم $NaNO_3$ حجمه $2L$ تركيزه $8.5\ g.L^{-1}$ المطلوب حساب:

1- كتلة $NaNO_3$ المذابة. 2- عدد مولات $NaNO_3$ المذابة.

3- تركيز المحلول السابق مقدراً بـ $mol.L^{-1}$ $(Na: 23,\ O: 16,\ N: 14)$

الحل: نكتب المعطيات: $V = 2L\ ,C_{g/L} = 8.5g.L^{-1}$

ط1: $m = C_{g/L}.V = 8.5 \times 2 = 17\ g$

ط2: $n = \frac{m}{M} = \frac{17}{(23+14+16\times3)} = 0.2\ mol$ (ضربنا الـ 16 بـ 3 لأنّ لدينا ثلاث ذرات أكسجين)

ط3: $C_{mol/L} = \frac{n}{V} = \frac{0.2}{2} = 0.1\ mol.L^{-1}$

دورة 2020 – 2019 حماه:

1- اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يأتي وانقلها إلى ورقة إجابتك: (20 درجة)

A- العنصر الذي تكون شحنة أيونه $(+1)$ هو:

a	K	b	Cl	c	Br	d	Mg

شرح: شحنة الأيون هي نفسها التكافؤ.

B- تنشأ بين ذرتي الأكسجين في غاز الأكسجين O_2 رابطة كيميائية:

A	مشتركة أحادية	b	مشتركة ثنائية	c	مشتركة ثلاثية	d	مشتركة رباعية

شرح: مشتركة ثنائية لأنّ تكافؤ الأكسجين (2) وبالتالي كل ذرة لها رابطتين $O = O$

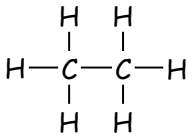
2- اكتب الصيغة الكيميائية لكل من المركبات الآتية: (20 درجة)

a) يوديد الفضة. b)فلور الهيدروجين. c)أكسيد الكالسيوم. d)حمض الآزوت.

يوديد الفضة	فلور الهيدروجين	أكسيد الكالسيوم	حمض الآزوت
AgI	HF	CaO	HNO_3

3- إذا علمت أنّ الصيغة المجملة للإيثان هي C_2H_6، المطلوب: (20 درجة)

a) اكتب الصيغة المنشورة للإيثان. b) حدد عدد الروابط المشتركة $C-H$ في هذا المركب.

الصيغة المنشورة للإيثان		عدد الروابط $C-H$	6

4- حل المسألة الآتية: (40 درجة)

نُذيب عينة نقية من سيانيد الصوديوم $NaCN$ كتلتها $4.9\ g$ في $0.2L$ من الماء المقطر، المطلوب حساب:

1- عدد مولات $NaCN$ المُذابة.

2- تركيز المحلول الناتج مقدراً بـ $mol.L^{-1}$ و $g.L^{-1}$ $(Na:23, C:12, N:14)$.

الحل:

$$n=\frac{m}{M}=\frac{4.9}{23+12+14}=\frac{4.9}{49}=0.1\ mol$$

$$C_{mol/L}=\frac{n}{V}=\frac{0.1}{0.2}=0.5\ mol.L^{-1}$$

$$C_{g/L}=\frac{m}{V}=\frac{4.9}{0.2}=\frac{49}{2}=24.5\ g.L^{-1}$$

دورة 2019 – 2018 "دمشق":

1- اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يأتي وانقلها إلى ورقة إجابتك: (20 درجة)

A- العنصر الأكثر كهرسلبية من العناصر الآتية هو:

a	اليود	b	البروم	c	الفلور	d	الكلور

شرح: هذه العناصر هي عناصر فصيلة الهالوجينات وكلما اتجهنا نحو الأعلى فيها كلما زادت الكهرسلبية وبالتالي الفلور هو الأكثر بالكهرسلبية.

B- عدد أكسدة المنغنيز في MnO_2 يساوي:

a	-2	b	-4	c	$+2$	d	$+4$

شرح: نعلم أنّ رقم أكسدة الاكسجين (-2) وبالتالي: $x+2\times(-2)=0\Rightarrow x=+4$

2- إذا علمت أنّ العدد الذري للأرغون $(Z=18)$ المطلوب: (20 درجة)

a) اكتب التوزيع الالكتروني لـ $^{39}_{18}Ar$ بطريقة الأسهم والمربعات.

b) حدد موقع هذا العنصر في الجدول الدوري (الفصيلة – الدور).

الحل: التوزيع الالكتروني $^{39}_{18}Ar: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ موقع العنصر: (رقم الطبقة يمثل الدور) وبما أن لدينا ثلاث طبقات (الرقم الموجود على يسار المدارات في آخر التوزيع) وبالتالي العنصر في الدور الثالث ورقم الفصيلة ينم معرفته بمعرفة <u>عدد الكترونات الطبقة السطحية</u> $(3s^2\ 3p^6)$ وبالتالي $2+6=8$ أي بالفصيلة الثامنة.

3- اكتب الصيغة الكيميائية لكل من: (20 درجة)

a) أكسيد الكالسيوم. b) الميثانول. c)نترات الفضة. d) 2− ميثيل البروبان.

أكسيد الكالسيوم	الميثانول	نترات الفضة	2−ميثيل البروبان
CaO	CH_3OH	$AgNO_3$	$CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_3$

4- حل المسألة الآتية: (40 درجة)

يحترق $4.48L$ من غاز الإيثيلين C_2H_4 بأكسجين الهواء احتراقاً تاماً. المطلوب:

1- اكتب المعادلة الكيميائية المعبرة عن التفاعل الحاصل.

2- احسب حجم غاز ثنائي أكسيد الكربون الناتج.

3- احسب كتلة بخار الماء الناتج. $(H:1, C:12, O:16)$

4- احسب عدد مولات غاز الأكسجين المتفاعل (علماً بأنّ حجوم الغازات مقيسة في الشرطين النظاميين).

الحل:

$$\begin{array}{ccccccc} C_2H_4 & + & 3O_2 & \rightarrow & 2CO_2 & + & 2H_2O \\ 22.4L & & 3mol & & 2\times 22.4L & & 2\times 18 \\ 4.48L & & n & & V & & m \end{array}$$

$$V=\frac{4.48\times 2\times 22.4}{22.4L}=8.69\ L$$

$$m=\frac{4.48\times 2\times 18}{22.4}=7.2\ g$$

$$n=\frac{4.48\times 3}{22.4}=0.6\ mol$$

دورة 2018 – 2019 "ريف دمشق":

1- اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يأتي، وانقلها إلى ورقة إجابتك: (20 درجة)

A- يحترق غاز الميثان بوجود أكسجين الهواء احتراقاً تاماً وينتج بخار الماء وغاز:

a	CO	b	SO_2	c	CO_2	d	H_2

B- عندما ينتقل الالكترون من سوية طاقية أبعد عن النواة إلى سوية أقرب لها فإنه:

a	يحافظ على طاقته	b	يمتص طاقة	c	تنعدم طاقته	d	يصدر طاقة

2- أعط تفسيراً علمياً: (20 درجة)

a) يستعمل الكبريت في صناعة الإطارات.

لتحسين خواصه وجعله أكثر قساوة (فلكنة المطاط).

b) محلول حمض الآزوت ينقل التيار الكهربائي.

لأنه حمض قوي يتأين بشكل تام في المحلول.

3- اكتب اسم كل من المركبات التالية: a) H_3PO_4 b) $MgCl_2$ c) CH_4 d) CH_3Br (20 درجة)

H_3PO_4	$MgCl_2$	CH_4	CH_3Br
حمض الفوسفور	كلوريد المغنزيوم	الميثان	بروموميثان

4- حل المسألة الآتية: (40 درجة)

يتحد $11.2\ g$ من برادة الحديد مع كمية كافية من غاز الكلور بالتسخين. المطلوب:

1- اكتب المعادلة الكيميائية المعبرة عن التفاعل الحاصل، ثم وازنها.

2- احسب عدد مولات كلوريد الحديد III الناتج.

3- احسب حجم غاز الكلور المتفاعل مقاساً في الشرطين النظاميين. $(Cl: 35.5,\ Fe: 56)$

$$\begin{array}{ccccc} 2Fe & + & 3Cl_2 & \rightarrow & 2FeCl_3 \\ 2\times 56\ g & & 3\times 22.4L & & 2mol \\ 11.2\ g & & V & & n \end{array}$$

$$n = \frac{11.2\times 2}{2\times 56} = 0.2\ mol$$

$$V = \frac{11.2\times 3\times 22.4}{2\times 56} = 6.72\ L$$

لاستفساراتكم يمكنكم التواصل مع الأستاذ طارق غبرا على الحسابات التالية :

على الفيس بوك:

fb.com/Chemsyria

قناتنا على اليوتيوب:

الكيمياء مع المدرس طارق غبرا

قناتنا على التلغرام:

t.me/Chemsyria

وعلى الواتس اب يمكنكم التواصل على الرقم التالي:

0938639857

مع أطيب التمنيات بالتوفيق والنجاح