

التركيب الذري للمواد الكيميائية وخواصها الفيزيائية

- ❖ العنصر
- ❖ المركب
- ❖ المخاليط
- ❖ خواص المادة
- ❖ قياس درجة الحرارة
- ❖ الطاقة
- ❖ الجدول الدوري
- ❖ أشباه الفلزات
- ❖ تدرج خواص العناصر بالجدول الدوري
- ❖ تركيب الذرة
- ❖ أسئلة وتمارين عن العناصر والمركبات
- ❖ أسئلة وتمارين عن التركيب الذري
- ❖ أسئلة وتمارين عن الروابط
- ❖ أسئلة وتمارين عن الجدول الدوري

التركيب الذري للمواد الكيميائيةوخواصها الفيزيائيةالعنصر Element

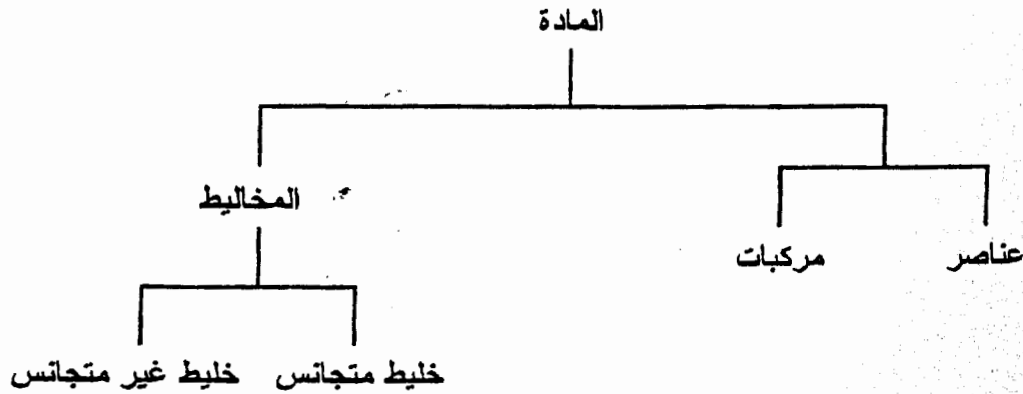
يعرف العنصر بأنه مادة نقية كيميائياً تحتوي على نوع واحد من الذرات سواء ذرات مفردة كما في الغازات النبيلة أو ذرات من نوع واحد مرتبطة مع بعضها بروابط كيميائية في شكل جزيئات مثل جزيئات عنصر الأكسجين O_2 أو جزيئات عنصر الكلور Cl_2 والعنصر هو أبسط حالات المادة.

المركب Compound

يعرف المركب بأنه مادة نقية كيميائياً تحتوي على عدد من الذرات لعناصر مختلفة مرتبطة مع بعضها البعض بروابط كيميائية، مثل حمض الهيدروكلوريك (HCl)، أو الماء (H_2O).

المخاليط

هي مادة كيميائية تنتج عن إضافة مادتين أو أكثر تحتفظ كل منهما بخواصها في المخلوط، وتنقسم إلى مخاليط متجانسة محاليل مثل محلول السكر ومحلول الملح، ومخاليط غير متجانسة مثل خليط الزيت مع الماء والهواء الملوّث.

خواص المادة

(١) الخواص الفيزيائية:

- الخواص الشاملة: وهي التي تعتمد على كمية المادة (الطول - الحجم - الوزن).
- الخواص المركزة: وهي التي لا تعتمد على كمية المادة (الكثافة - نوع اللون - درجة الانصهار درجة الغليان).

- الكثافة (d): وهي وحدة كتلة الحجم ($d = \frac{m}{V}$) ، ووحدة الكثافة هي: g/mL أو g/cm³

- الكثافة النسبية للمادة = $\frac{\text{كثافة المادة}}{\text{كثافة الماء}}$ ، وليست لها وحدة.

قياس درجة الحرارة

يوجد أكثر من وحدة لقياس درجة الحرارة: سيليزي (°C) أو كيلفن (K) أو فهرنهايت (°F).

أ- للتحويل من °C → °F والعكس:

$$^{\circ}\text{F} = ^{\circ}\text{C} \times \frac{9}{5} + 32$$

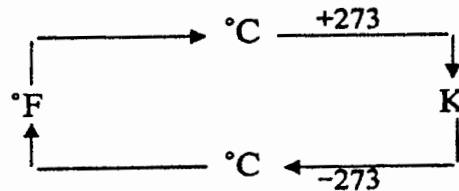
$$^{\circ}\text{C} = (^{\circ}\text{F} - 32) \times \frac{5}{9}$$

ب- للتحويل من سيليزي إلى كيلفن والعكس:

$$\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$$

$$^{\circ}\text{C} = \text{K} - 273$$

ج- للتحويل من كيلفن إلى فهرنهايت والعكس:



حالات المادة وخواصها:

تقسم المادة إلى ثلاث حالات: صلب - سائل - غاز.

تجمد
سائل ← صلب
تكثيف
غاز ← سائل

انصهار
صلب ← سائل
تبخير
سائل ← غاز
تسامي
صلب ← غاز

الطاقة

تعرف الطاقة بأنها القدرة على أداء شغل، وتظهر الطاقة في صور متعددة منها الطاقة الحرارية والطاقة الضوئية والطاقة الميكانيكية والطاقة الكهربائية والطاقة النووية.

وحدات الطاقة: السع والجول

السع Calorie: هو وحدة قياس كمية الحرارة وهو عبارة عن كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة جرام واحد من الماء درجة واحدة مئوية.

1 سع حراري = 4.184 جول

الجدول الدوريالتصنيف الدوري للعناصر:

- الخاصية الفلزية واللافلزية

تقسيم العناصر إلى فلزات ولافلزات مازال يستخدم حتى الآن رغم أنه يوجد تداخل بين خواص كل منهما و لا توجد حدود فاصلة لكل منهما، ويمكن التميز بينهما من خلال التوزيع الإلكتروني كما يلي:

وجه المقارنة	الفلزات	اللافلزات
١- موقعها في الجدول الدوري	في بداية الدورات	في نهاية الدورات
٢- عدد الكترونات غلاف التكافؤ	يحتوي غلاف التكافؤ على أقل من ٤ الكترونات	يحتوي غلاف التكافؤ على أكثر من ٤ الكترونات
٣- فقد أو اكتساب الالكترونات	تفقد الكترونات لتصل إلى التركيب الإلكتروني لأقرب غاز نبيل	تكتسب الكترونات لتصل إلى التركيب الإلكتروني لأقرب غاز نبيل
٤- نوع الأيون	أيوناتها موجبة	أيوناتها سالبة
٥- نصف قطر الذرة	كبير نسبياً	صغير نسبياً
٦- جهد التأين	صغير نسبياً	كبير نسبياً

أشباه الفلزات

عناصر لها مظهر الفلزات ولكن خواصها تشبه خواص اللافلزات غالباً وتتميز بما يلي:

- (١) غلاف التكافؤ نصف ممتلئ تقريباً بالإلكترونات.
 - (٢) تتحد مع الفلزات أحياناً ومع اللافلزات أحياناً أخرى.
 - (٣) السالبية الكهربائية لها متوسطة.
 - (٤) توصل التيار الكهربائي لدرجة متوسطة (لذلك تسمى أشباه موصلات، ومن هنا تأتي أهميتها الاقتصادية حيث تستخدم في الأجهزة الإلكترونية).
- من أمثلتها: البورون (B) - السيليكون (Si) - الجرمانيوم (Ge).

أهم المجموعات في الجدول الدوري

تتميز بعض المجموعات في الجدول الدوري بأسماء مميزة منها:

- (١) المجموعة الأولى (IA): تسمى بعناصر الألقاء أو الفلزات القلوية.
 - (٢) المجموعة الثانية (IIA): تسمى بالفلزات القلوية الأرضية.
 - (٣) المجموعة السابعة (VIIA): تسمى بالهالوجينات.
 - (٤) المجموعة الثامنة (الغاملة): تسمى بالغازات النبيلة.
 - (٥) المجموعة الأولى (IB): فلزات العملة (Cu, Ag, Au)
- وبصفة عامة فإن العناصر تقسم في الجدول الدوري إلى عناصر مثالية وعناصر انتقالية، وهناك عناصر انتقالية داخلية (اللانثيدات والاكثيدات) وتسمى اللانثيدات بالعناصر الأرضية الفلزقة.

باختصار يتكون الجدول الدوري من:

- (١) ٧ دورات إقفية.
- (٢) الدورة عبارة عن عدة عناصر مرتبة بشكل أفقي.
- (٣) ١٨ مجموعة رأسية (عبارة عن ٨ مجموعات عناصر مثالية و ١٠ مجموعات عناصر انتقالية).
- (٤) المجموعة عبارة عن عدة عناصر مرتبة بشكل رأسي ومتشابهة في عدد الكترونات المستوى الأخير.
- (٥) العناصر مرتبة ترتيباً تصاعدياً حسب أعدادها الذرية وكل عنصر يزيد عن العنصر السابق له بـ ١ إلكترون واحد.

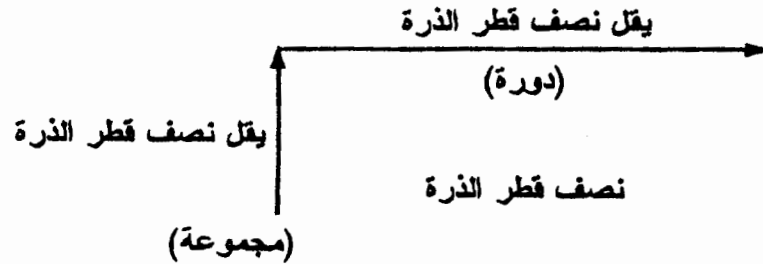
تدرج خواص العناصر بالجدول الدوري

الفرع من دراسة تدرج الخواص في العناصر المثالية هو معرفة خواص العنصر من خلال موضعه بالجدول الدوري.

(١) نصف قطر الذرة

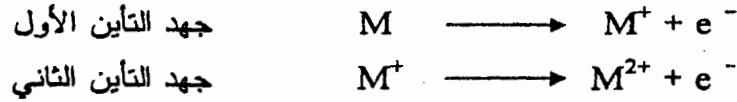
- هو عبارة عن نصف المسافة بين مركزي ذرتين متقابلتين في جزيء ثاني الذرة.
- يلحظ التدرج في نصف قطر الذرة في الجدول الدوري كما يلي:
- في الدورات الأفقية: يقل نصف قطر الذرة تدريجياً بزيادة العدد الذري.

- في المجموعات الرأسية: يزداد نصف قطر الذرة بازدياد العدد الذري. يمكن تمثيل ذلك كما يلي:



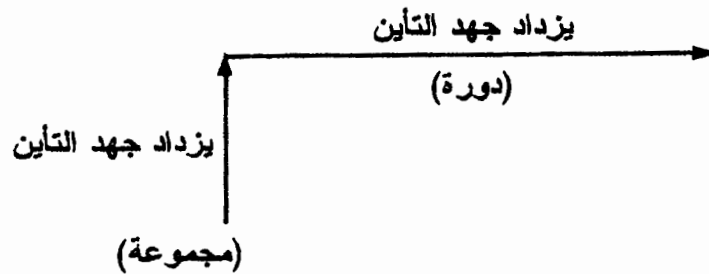
(٢) جهد التأين

يعرف جهد التأين بأنه الطاقة اللازمة لنزع أقل إلكترون ارتباطاً بالذرة المفردة وهي في الحالة الغازية وتتحول الذرة نتيجة لذلك إلى أيون موجب (كاتيون):



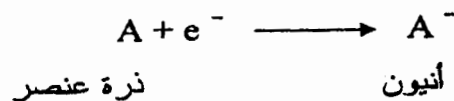
يلاحظ التدرج في جهد التأين كما يلي:

- في الدورات الأفقية: يزداد جهد التأين كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين في الدورة أي كلما ازداد العدد الذري.
- في المجموعات الرأسية: يقل جهد التأين كلما ازداد العدد الذري أي كلما اتجهنا من الأعلى إلى الأسفل.

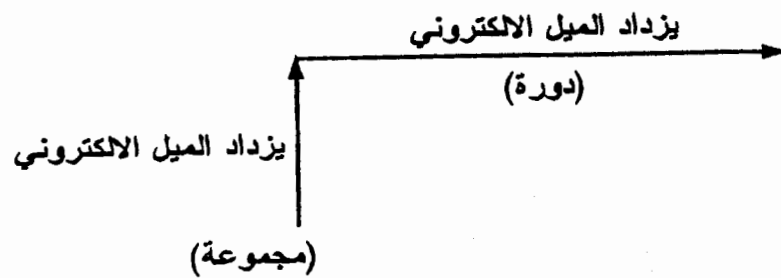


(٣) الميل الإلكتروني

يعرف بأنه كمية الطاقة المنطلقة أو المكتسبة عندما تكتسب الذرة المفردة إلكترونات وهي في الحالة الغازية وتتحول بذلك إلى أيون سالب (أنيون):



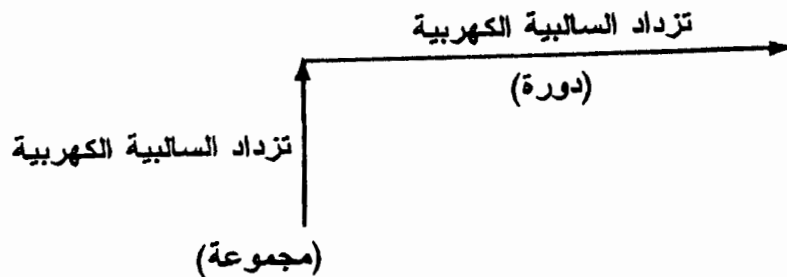
- يلاحظ التدرج في الميل الإلكتروني أو القابلية الإلكترونية كما يلي:
- في الدورات الأفقية: يزداد الميل الإلكتروني بزيادة العدد الذري.
 - في المجموعات الرأسية: يقل الميل الإلكتروني بزيادة العدد الذري.
- ويمكن تمثيل ذلك كما يلي:



(٤) السالبية الكهربية

تعرف السالبية الكهربية للذرة بأنها قدرة الذرة على جذب الكترونات الرابطة نحوها وهي في حالة اتحاد كيميائي في المركب.

- يلاحظ التدرج في السالبية الكهربية كما يلي:
- في الدورات الأفقية: تزداد السالبية الكهربية بزيادة العدد الذري.
 - في المجموعات الرأسية: تقل السالبية الكهربية بزيادة العدد الذري.
- ويمكن تمثيل ذلك كما يلي:

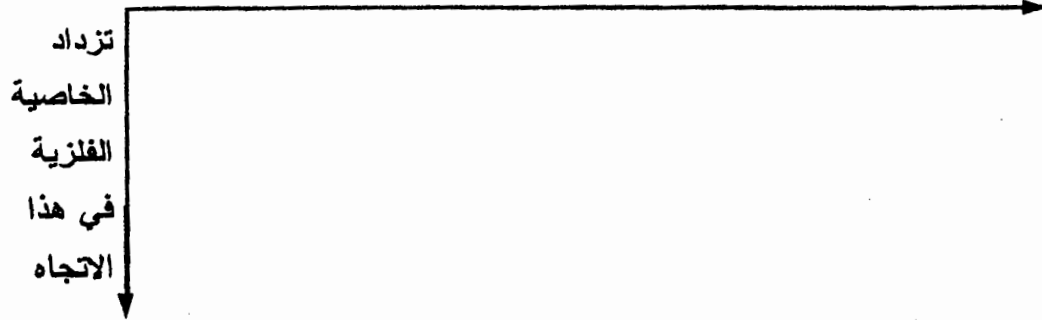


(٥) الخاصية الفلزية واللافلزية في الجدول الدوري

- في الدورات الأفقية: تتدرج الخاصية الفلزية بالنقصان بزيادة العدد الذري حتى تصل إلى أشباه الفلزات (البورن - السيليكون - الجرمانيوم) ثم تبدأ الخاصية اللافلزية في الظهور وتتدرج بالزيادة إلى أن تنتهي بالمجموعة السابعة التي تحتوي على أقوى اللافلزات.

- في المجموعات الرأسية: تزداد الخاصية الفلزية بزيادة العدد الذري كلما اتجهنا إلى أسفل في المجموعات.
- أقوى الفلزات: السيزيوم
- أقوى اللافلزات: الفلور

نقل الخاصية الفلزية في منتصف الدورة (تقريباً) ثم تبدأ الخاصية اللافلزية في الظهور ثم تزداد



تركيب الذرة

الذرة هي وحدة بناء المادة وتتكون الذرة من:

(١) نواة موجبة يحيط بها مستويات طاقة محددة أعطيت لها الرموز.

KLMNOPQ أو الأرقام

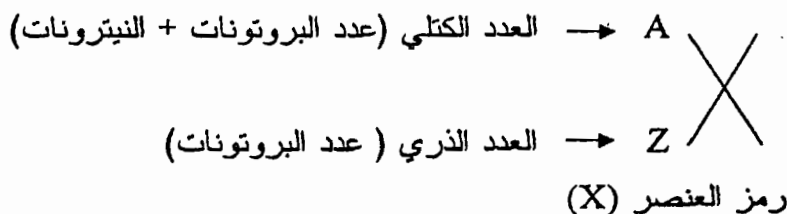
1 2 3 4 5 6 7

وتحتوي النواة على بروتونات (تحمل شحنة موجبة) بالإضافة إلى نيوترونات (متعادلة الشحنة).

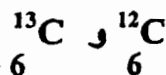
(٢) الكترونات (سالبة الشحنة) تدور حول النواة في مستويات الطاقة المحددة.

ويعبر عن طاقة المستويات بعدد صحيح يسمى "عدد الكم الرئيسي"، وعدد مستويات الطاقة سبعة في الحالة العادية.

يكتب رمز العنصر ملحقاً برقم من أسفل يعبر عن (العدد الذري) وآخر من أعلى ويعبر عن العدد الكتلي، ويمكن كتابته كما يلي:

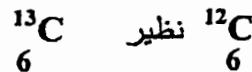


أمثلة:



الأول عدده الذري هو 6 وعدده الكتلي 12. أما الثاني فعدده الذري هو 6 بينما عدده الكتلي 13.

ومما سبق يمكن القول بأن:



ومن هنا يأتي تعريف النظائر حيث أن النظائر هي ضروب مختلفة لذرات عنصر واحد تتفق في العدد الذري وتختلف في عدد الكتلة ولذلك فهي تتشابه في التفاعلات الكيميائية وتختلف في التفاعلات التي تعتمد فقط على الكتلة.

أعداد الكم:

يحدد كل إلكترون في الذرة بأربعة أعداد تسمى أعداد الكم وهي أعداد تحدد الأفلاك وطاقتها وأشكالها واتجاهاتها الفراغية بالنسبة لمحور الذرة، وتشمل:

- (1) عدد الكم الرئيسي (n) (3) عدد الكم المغناطيسي (m)
(2) عدد الكم الثانوي (l) (4) عدد الكم المغزلي (m_s)

(1) عدد الكم الرئيسي (n): هو عبارة عن عدد يحدد رقم المستوى الرئيسي في الذرة وبالتالي يحدد عدد الإلكترونات التي يتشبع بها كل مستوى رئيسي والتي تساوي رقمياً ($2n^2$) وهو عدد صحيح. ويمكن القول:

- عدد الكم الرئيسي عدد صحيح لا يمكن أن يكون صفر أو عدد غير صحيح.
- المستويات الرئيسية تختلف عن بعضها اختلافاً كبيراً في الطاقة.

يرمز لعدد الكم الرئيسي بالرموز والقيم المقابلة وهي:

K	L	M	N	O	P	Q
1	2	3	4	5	6	7

مثال: احسب عدد الإلكترونات التي يتشبع بها مستوى الطاقة الرئيسي M.

الإجابة: مستوى الطاقة الرئيسي M يقابله العدد 3.

∴ عدد الإلكترونات = $2n^2 = 2(3)^2 = 18$ إلكترون

(2) عدد الكم الثانوي (l): هو عدد يحدد مستويات الطاقة الفرعية (تحت مستوى الطاقة)

في كل مستوى طاقة رئيسي وعددها يساوي رقم المستوى الرئيسي التابعة لها.

والجدول التالي يوضح العلاقة بين عدد الكم الرئيسي وعدد تحت مستويات الطاقة.

رموز المستويات الفرعية	عدد المستويات الفرعية (تحت المستوى) (l)	عدد الكم الرئيسي (n)
s	مستوى فرعي واحد	1
s,p	مستويين فرعيين	2
s,p,d	3 مستويات فرعية	3
s,p,d,f	4 مستويات فرعية	4

(٣) عدد الكم المغناطيسي (m): هو عدد يحدد أفلاك كل مستوى فرعي واتجاهاتها الفراغية. وعدد الكم المغناطيس يوضح عدد الأفلاك التي يحتوي عليها تحت المستوى فمثلاً تحت مستوى (s) يتكون من فلك واحد كروي الشكل بينما تحت مستوى (p) يتكون من ثلاث أفلاك تتخذ محاورها الاتجاهات الفراغية الثلاثة ويرمز لها بالرمز P_x, P_y, P_z .

(٤) عدد الكم المغزلي (m_s): عدد الكم المغزلي يحدد نوع حركة الإلكترون المغزلية حول محوره وتكون قيمته لأي إلكترون $(+\frac{1}{2})$ أو $(-\frac{1}{2})$.
الجدول التالي يوضح أعداد الكم المحتملة للعشرة إلكترونات المكونة للنيون.

m_s	m	l	n	أعداد الكم
$-\frac{1}{2}$	0	0	1	الإلكترون الأول
$+\frac{1}{2}$	0	0	1	الإلكترون الثاني
$-\frac{1}{2}$	0	0	2	الإلكترون الثالث
$+\frac{1}{2}$	0	0	2	الإلكترون الرابع
$-\frac{1}{2}$	-1	1	2	الإلكترون الخامس
$-\frac{1}{2}$	0	1	2	الإلكترون السادس
$-\frac{1}{2}$	+1	1	2	الإلكترون السابع
$+\frac{1}{2}$	-1	1	2	الإلكترون الثامن
$+\frac{1}{2}$	0	1	2	الإلكترون التاسع
$+\frac{1}{2}$	+1	1	2	الإلكترون العاشر

يجب ملاحظة ما يلي:

1 = 0	يرمز	s
1 = 1	يرمز	p
1 = 2	يرمز	d
1 = 3	يرمز	f

مثال: ما هي أعداد الكم الأربعة المحتملة التي تصف إلكترونات في المدار 3s.

الإجابة: الرقم 3 يرمز إلى n

$$3 = n \dots$$

الرمز s يعني أن $l = 0$

وعليه فإن أعداد الكم الأربعة تكون لها القيم التالية:

n	l	m_l	m_s
3	0	0	$\pm \frac{1}{2}$

التوزيع الإلكتروني للذرة المتعادلة:

يتم توزيع الإلكترونات في الذرة بناءً على القواعد التالية:

(١) مبدأ البناء التصاعدي

(٢) قاعدة هوند (Hund's rule)

ويمكن تعريف مبدأ البناء التصاعدي فيما يلي:

" تفضل الإلكترونات أن تشغل تحت المستوى (المستويات الفرعية) ذات الطاقة الأقل ثم تشغل

تحت المستوى ذو الطاقة الأعلى تدريجياً"

وترتب المستويات الفرعية (تحت المستويات) ترتيباً تصاعدياً حسب الطاقة كما في الشكل

التالي:

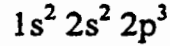
1	2	3	4	5	6	7
(S)	(S)	(S)	(S)	(S)	(S)	(S)
	(P)	(P)	(P)	(P)	(P)	
		(d)	(d)	(d)		
			(f)			

1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s

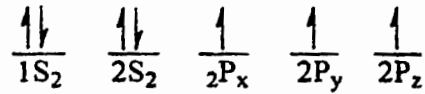
قاعدة هوند:

إلكترونات تحت المستوى الواحد تفضل أن تشغل أفلاك مستقلة (تتوزع فرادي) قبل أن تزوج وذلك أفضل لها من ناحية الطاقة حيث لا يحدث تناثر بينهما.

مثال: اكتب التوزيع الإلكتروني لذرة النيتروجين (N).



الإجابة: نكتب هكذا حسب قاعدة هوند

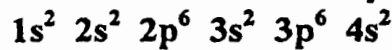
التوزيع الإلكتروني للأيونات الموجبة والسالبة:

في حالة الأيونات الموجبة يجب أولاً التوزيع الإلكتروني لذرة العنصر في الحالة المتعادلة ثم حذف عدد من الإلكترونات تعادل قيمة الشحنة الموجبة وذلك من المدار الخارجي.

مثال: اكتب التوزيع الإلكتروني لأيون Ca^{2+} .

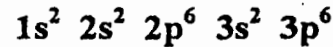
الإجابة: العدد الذري للعنصر (Ca) يساوي 20 وتحتوي ذرة العنصر المتعادلة على 20

إلكترون فيكون التوزيع الإلكتروني لفلز Ca هو:



وحيث أن المدار الخارجي هو 4s فإنه عند تحول $Ca \rightarrow Ca^{2+}$

تفقد الذرة عدد 2 إلكترون من المدار الخارجي فيكون التوزيع الإلكتروني لأيون Ca^{2+} هو:

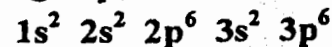


أما في حالة الأيون السالب فإنه يتم إضافة عدد من الإلكترونات تساوي الشحنة السالبة لإلكترونات الذرة المتعادلة.

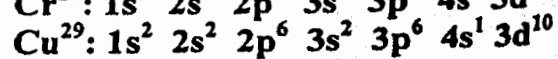
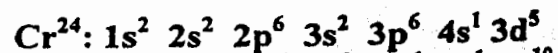
مثال: اكتب التوزيع الإلكتروني لأيون Cl^- .

الإجابة: العدد الذري لعنصر (Cl) هو (17) وعليه يحتوي عنصر Cl على 17 إلكترون

وبالتالي يكون أيون Cl^- يحتوي على 18 إلكترون فيكون التوزيع الإلكتروني لأيون Cl^- هو:



هناك حالات خاصة للتوزيع الإلكتروني مثل: Cr, Cu



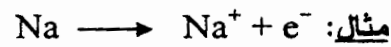
الروابط الكيميائية

تعرف الروابط الكيميائية بأنها قوة التجاذب بين ذرات العناصر مع بعضها البعض في المركبات الكيميائية المختلفة. وبصفة عامة فإنه يمكن القول بأن الروابط تحدث نتيجة فقد و اكتساب إلكترونات أو المساهمة بالإلكترونات. وفيما يلي سوف ندرس بعض من هذه الروابط.

(١) الرابطة الأيونية

توجد هذه الرابطة في معظم المركبات التي تتكون من عنصر فلزي وآخر لا فلزي. وهذه الرابطة تتم حسب الخطوات التالية:

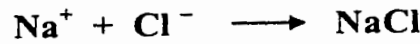
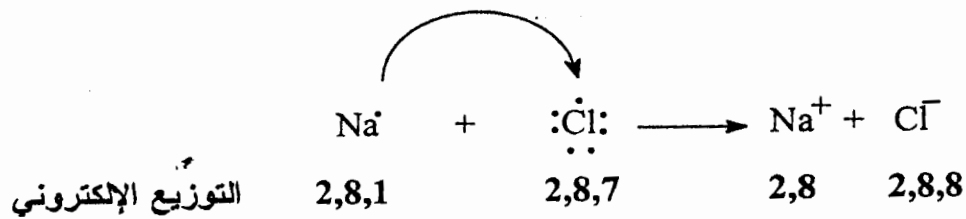
١- الفلزات ذراتها كبيرة الحجم نسبياً ولذا نجد أن جهد التأين صغير وتميل إلى فقد الكترونات التكافؤ وتتحول إلى أيون موجب يشبه في تركيبه الإلكتروني لأقرب غاز خامل.



٢- اللافلزات ذراتها صغيرة الحجم نسبياً ولذا نجد أن ميلها الإلكتروني كبير وتميل لاكتساب الإلكترونات التي يفقدها الفلز وذلك لتتحول إلى أيون سالب يشبه في تركيبه الإلكتروني لأقرب غاز خامل.



وتتكون الرابطة بين الصوديوم والكلور في مركب كلوريد الصوديوم كما يلي:



مركب أيوني: كلوريد الصوديوم

يجب ملاحظة أن الرابطة الأيونية رابطة غير مادية (رابطة افتراضية) تنشأ نتيجة لتجاذب الأيون الموجب والسالب.

(٢) الرابطة التساهمية

تتكون هذه الرابطة بصفة عامة بين ذرات العناصر المتشابهة في السالبية الكهربية أو بين الذرات التي يكون الفرق في السالبية الكهربية بينهما أقل من 1.7 ، وتتم بالمشاركة في بعض أو

كل الكترونات المستوى الأخير للذرات، ويمكن القول بأنها تنشأ عادة عند اتحاد لا فلز مع لا فلز. وتنقسم الرابطة التساهمية إلى قسمين:

الرابطة التساهمية

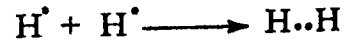
رابطة تساهمية قطبية	رابطة تساهمية غير قطبية
تنشأ بين ذرتين الفرق في السالبية الكهربية بينهما أقل من 1.7 مثل اتحاد الكلور والهيدروجين حيث تساهم ذرة الكلور وذرة الهيدروجين بالإلكترون واحد لكل منهما لتكوين الرابطة.	تنشأ بين ذرتين متساويتين في السالبية الكهربية مثل اتحاد ذرتي كلور لتكوين جزيء الكلور.

ملحوظة:

- السالبية الكهربية للكلور = 3
- السالبية الكهربية للهيدروجين = 2.1
- الفرق في السالبية الكهربية = 3 - 2.1 = 0.9

والرابطة التساهمية من الممكن أن تتواجد في هياكل مختلفة منها:

١- رابطة تساهمية أحادية: مثل التي تنشأ بين ذرتي هيدروجين لتكوين جزيء هيدروجين.



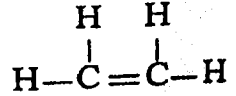
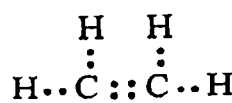
ونكتب على هيئة (-): H-H

وكذلك مثل تلك التي تنشأ بين ذرة هيدروجين وذرة كلور.



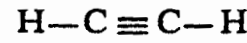
ونكتب H-Cl

٢- رابطة تساهمية ثنائية: مثل تلك التي تنشأ ذرتي الكربون في جزيء الايثين.



رابطة ثنائية وتتكون من رابطة سيجما وأخرى باي.

٣- رابطة تساهمية ثلاثية: مثل تلك التي تنشأ بين ذرتي الكربون في جزيء الايثان.



رابطة ثلاثية مكونة من رابطة سيجما + رابطتين باي.

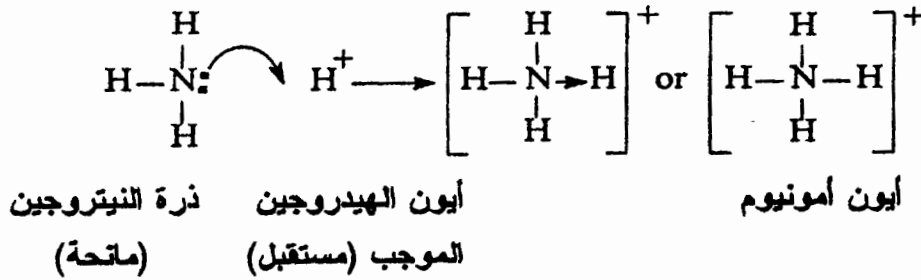
(٣) الرابطة التناسقية

تعتبر الرابطة التناسقية رابطة تساهمية حيث أنها تسمى في بعض الأحيان رابطة تساهمية تناسقية، وتنشأ بين ذرتين أحدهما لديها فلك ذري يحتوي على زوج من الإلكترونات الحرة (غير مشتركة في أي رابطة) والأخرى لديها فلك ذري خال من الإلكترونات. الذرة الأولى مانحة والأخرى تستقبل زوج الإلكترونات وتسمى الذرة المستقبلة.

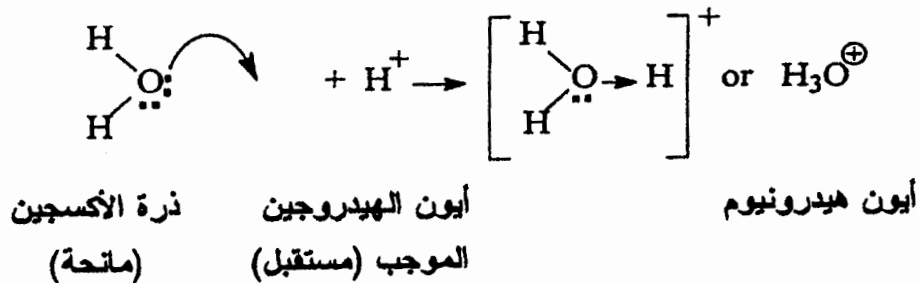
أمثلة:

١- NH_4^+ (أيون الأمونيوم)

يتكون من اتحاد جزيء أمونيا (NH_3): مع أيون هيدروجين موجب (H^+) حيث أن ذرة النيتروجين في جزيء الأمونيا لديها زوج حر من الإلكترونات بينما أيون (H^+) يحتوي على فلك ذري خال من الإلكترونات.

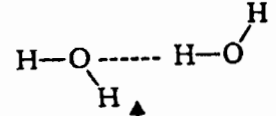


٢- أيون الهيدرونيوم



هناك أنواع أخرى من الروابط منها على سبيل المثال:

- الرابطه الهيدروجينية: تتكون عندما تقع ذرة الهيدروجين بين ذرتين لهما سالبيه كهربيه عاليه مثل NH_3 , H_2O .



رابطه هيدروجينية

- الرابطه الفلزيه: ليست رابطه أيونيه أو تساهميه لأن ذرات الفلز تعطي نوع واحد من الأيونات الموجبه وهذا لا يسمح بوجود روابط أيونيه بين الذرات. وهي تنشأ من السحابة الإلكترونية المكونه من تجمع إلكترونات التكافؤ الحرة والتي تحيط بنواة الفلز الموجبه لتكون مع بعضها البعض روابط قويه في الشبكة البلوريه، وإلكترونات التكافؤ تقلل من قوى التنافر بين أنويه (جمع نواة) الفلز الموجبه.

مقارنات

عدد الكم الرئيسي	عدد الكم الثانوي
١ يرمز له بالرمز (n)	يرمز له بالرمز (l)
٢ يستخدم في تحديد رتب مستويات الطاقة الرئيسية وعدد الإلكترونات تشبع كل مستوى رئيسي	يستخدم في تحديد طاقة (تحت مستوى الطاقة) وعددها في كل مستوى طاقة رئيسي
٣ تأخذ أعداد الكم الرئيسية الرموز والقيم التالية: $K < L < M < N < O$ 1 2 3 4 5	تأخذ أعداد الكم الثانوية الرموز والقيم التالية: $s < p < d < f$ 0 1 2 3

عدد الكم المغناطيسي	عدد الكم المغزلي
١ يرمز له بالرمز (m)	يرمز له بالرمز (m_s)
٢ يستخدم في تحديد: - عدد الأفلاك في كل تحت مستوى الطاقة. - الاتجاه الفراغي للأفلاك.	يستخدم في تحديد نوعية حركة الإلكترون المغزلية في الفلك (مع اتجاه عقارب الساعة أو عكسها).

العلاقة الرياضية بين أعداد الكم الأربعة

العلاقة	تحدد	تطبيق
$2n^2$	عدد إلكترونات تشبع مستويات الطاقة الرئيسية.	المستوى الأول $(k,1) = 2 \times 1^2 = 2$ إلكترون المستوى الثاني $(l,2) = 2 \times 2^2 = 8$ إلكترون
$2l+1$	عدد أفلاك كل مستوى فرعي.	المستوى الفرعي $(s,0) = (2 \times 0 + 1) = 1$ فلك المستوى الثاني $(p,1) = (2 \times 1 + 1) = 3$ أفلاك
$n=l$	عدد تحت المستويات في كل مستوى طاقة رئيسي.	المستوى الرئيسي الأول $(k'1)$ يحتوي على مستوى فرعي واحد (s)
$m=n^2$	عدد أفلاك كل مستوى طاقة رئيسي.	المستوى الرئيسي الأول $(k,1) = 1^2 = 1$ فلك المستوى الرئيسي $(l,2) = 2^2 = 4$ أفلاك

الروابط الكيميائية

الرابطة التساهمية	الرابطة الأيونية	
تتشأ بين عنصرين لا فلزين	تتشأ بين عنصر فلزي وآخر لا فلزي	١
قد تتشأ بين ذرتي العنصر الواحد	لا تتشأ بين ذرتي العنصر الواحد	٢
تتم بالمشاركة بالإلكترونات	تتم بفقد واكتساب الإلكترونات	٣
أضعف من الرابطة الأيونية	أقوى من الرابطة التساهمية	٤

المركبات التساهمية	المركبات الأيونية	
تتميز بانخفاض درجتي الغليان والانصهار	تتميز بارتفاع درجتي الغليان والانصهار	١
تذوب في المذيبات العضوية وغير القطبية	تذوب في المذيبات القطبية	٢
محاليلها رديئة التوصيل الكهربائي	محاليلها جيدة التوصيل الكهربائي	٣
مركباتها صلبة أو سائلة أو غازية	جميعها مركبات صلبة	٤
مثل: الدهون والزيوت وغاز الميثان	مثل مركبات: NaCl , KBr , Ca(OH)_2	٥

الرابطة التساهمية القطبية	الرابطة التساهمية غير القطبية	
تتم بالمشاركة بين ذرتين مختلفتين لعنصرين مختلفين	تتم بالمشاركة بين ذرتين متشابهتين لعنصر لا فلزي واحد	١
الفرق في السالبية الكهربائية بين عنصري الرابطة أقل من 1.7	الفرق في السالبية الكهربائية بين عنصري الرابطة يساوي صفر	٢
مثل الرابطة في: HCl , H_2O	مثل الرابطة في: H_2 , O_2 , Cl_2	٣

الرابطة التساهمية	الرابطة التساهمية	
تتشأ غالباً بين ذرتي عنصرين لا فلزين	تتشأ بين ذرة مانحة وأخرى مستقبلة	١
زوج الإلكترونات المكون للرابطة مصدره ذرتي الرابطة	زوج الإلكترونات المكون للرابطة مصدره الذرة المانحة	٢
مثل الرابطة في: CO_2 , H_2	مثل الرابطة في: $(\text{NH}_4)^+$, $(\text{H}_3\text{O})^+$	٣

(١) فيما يلي العنصر هو

CO (أ)

H₂O (ب)

Co (ج)

NaCl (د)

(٢) فيما يلي المركب هو

Mg (أ)

CO (ب)

Hg (ج)

Co (د)

(٣) عدد العناصر الموجودة في (Si, Si₂) تساوي

1, 2 (أ)

1, 3 (ب)

1, 1 (ج)

2, 2 (د)

(٤) الرمز الكيميائي لفلز الحديد هو

Cu (أ)

F (ب)

HF (ج)

Fe (د)

(٥) الرمز الكيميائي لغاز أول أكسيد الكربون هو

CO₂ (أ)

Co (ب)

CO (ج)

Ce (د)

(٦) أي التوالي يعتبر خليطاً متجانساً؟

(أ) الكحول في الماء

(ب) الزيت في الماء

(ج) الروب

(د) حبيبات الرمل في الماء

(٧) أي التوالي يعتبر خليطاً غير متجانساً؟

(أ) ماء البحر

(ب) الهواء النقي

(ج) محلول السكر

(د) الهواء المترب

تدريس اختبار القدرات وتمهيدي كيمياء (110-102-101) 96618707

(٨) أي المواد التالية يصنف كغاز؟

Li (ج)
Al (د)Na (ا)
Ne (ب)

(٩) أي المواد التالية يصنف كسائل؟

Cu (ج)
Hg (د)He (ا)
Ar (ب)(١٠) ما عدد العناصر الموجودة في جزيء H_3PO_4 ؟3 (ج)
4 (د)8 (ا)
1 (ب)

(١١) أي من المجموعات الذرية التالية تحتوي على ٤ ذرات من الأكسجين؟

 CO_3^{2-} (ج) مجموعة الكربونات
 SO_4^{2-} (د) مجموعة الكبريتات NO_2^- (ا) مجموعة النيتريت
 NO_3^- (ب) مجموعة النترات(١٢) ما عدد الذرات الموجودة في جزيء H_2SO_4 ؟6 (ج)
5 (د)3 (ا)
7 (ب)(١٣) إذا كانت كتلة قطعة من المعدن تساوي ١٢,٥ جرام وحجمها ٢٥ سم^٣، فإن كثافة

المعدن تساوي

(ج) 2 جرام/سم^٣
(د) 0.2 جرام/سم^٣(ا) 0.5 جرام/سم^٣
(ب) 3.125 جرام/سم^٣

$$m = d \cdot V$$

(١٤) إذا كان كثافة الزئبق ١٣.٦ جرام/سم^٣. فإن كتلة ١٥ سم^٣ من الزئبق تساوي

(ج) 20.4 جرام

(أ) 1.1 جرام

(د) 1 جرام

(ب) 204 جرام

(١٥) وضعت قطعة من فلز الخارصين الذي كثافته ٥.٨ جرام/سم^٣ في مخبر مدرج يحتوي على ٢.٢ سم^٣ فارتفع مستوى الماء في المخبر إلى ٢.٤ سم^٣ فإن كتلة الخارصين $V = V_2 - V_1$

(ج) 1.16 جرام

$$m = d \cdot V =$$

(أ) 2.9 جرام

(د) 0.0345 جرام

(ب) 29 جرام

(١٦) كثافة الإيثيلين جليكول ١.١٢٤ جرام/سم^٣ فإن الكثافة النسبية للإيثيلين جليكول هي

الكثافة النسبية = $\frac{\text{كثافة المادة}}{\text{كثافة الماء}}$

(ج) 1.124 جرام/سم^٣

(أ) 1.124

(د) 1.124 سم^٣/جرام

(ب) 1.124 جرام

(١٧) إذا كانت درجة حرارة الجسم 98.6 °F ، فإنها تعادل

$$C = \frac{5}{9} [F - 32]$$

(ج) 37.0 °C

(أ) 72.6 °C

(د) 235 °C

(ب) 120 °C

(١٨) إذا ارتفعت درجة حرارة كمية من الماء من 25.0 °C إلى 45.0 °C ، فإن هذا

الارتفاع يعادل الفرق في السيليزيوس = الفرق في الفahrenheit

(ج) 343 K

(أ) 20.0 K

(د) 70 K

(ب) 293 K

(١٩) إذا كانت درجة حرارة عينة من الماء تساوي 303 K فإنها تعادل

(ج) 49 °F

(أ) 30 °F

(د) 86 °F

(ب) -15 °F

$$1 \text{ } ^\circ C = K - 273$$

$$= 303 - 273$$

$$= 30$$

$$F = \left[\frac{9}{5} \times C \right] + 32$$

الرابعة الأيونية تتم عادة

- (أ) بين فلز ولا فلز
(ب) بين لا فلز ولا فلز
(ج) بين فلز وفلز
(د) بين ذرات نفس الفلز

الرابعة في جزيء HCl في الحالة الغازية هي

- (أ) أيونية
(ب) فلزية
(ج) تساهمية قطبية
(د) تناسقية

الجزيء الذي له خاصية قطبية هو

- (أ) CH₄
(ب) H₂O
(ج) O₂
(د) CO₂

عنصر عدده الذري (9). عندما تربط ذرتان من هذا العنصر معاً، فإن الرابطة في الجزيء الناتج تكون

1s², 2s², 2p⁵

- (أ) تناسقية
(ب) فلزية
(ج) أيونية
(د) تساهمية

عند إذابة جزيء NH₄OH في الماء فإن الروابط الخاصة بالجزيء تتكون من

- (أ) روابط تساهمية
(ب) روابط أيونية
(ج) روابط تناسقية
(د) من جميع هذه الروابط

لرابطة في مركب NaCl هي

- (أ) أيونية
(ب) تساهمية تناسقية
(ج) تساهمية
(د) فلزية

تدريس اختبار القدرات وتمهيدي كيمياء (110-102-101) 96618707

(٧) الرابطة بين أيون الهيدروجين وجزيء الماء في أيون الهيدرونيوم (H_3O^+) هي

- (أ) تساهمية
(ب) أيونية
(ج) تناسقية
(د) هيدروجينية

(٨) الرابطة بين عنصرين مختلفين الفرق في السالبية الكهربائية بينهما أقل من 1.7 تعتبر

- (أ) رابطة أيونية
(ب) رابطة تساهمية قطبية
(ج) رابطة تساهمية غير قطبية
(د) رابطة فلزية

(٩) تتكون الرابطة التناسقية بين ذرتين

- (أ) إحداهما مانحة للإلكترونات والثانية قابلة للإلكترونات
(ب) كلاهما مانحة للإلكترونات
(ج) كلاهما قابلة للإلكترونات
(د) جميع ما سبق

تمارين عن التركيب الذري

(١) تحتوي ذرة الألمنيوم ($^{27}_{13}\text{Al}$) على

- (أ) 13 بروتون، 14 نيترون، 13 إلكترون
 (ب) 13 بروتون، 14 نيترون، 14 إلكترون
 (ج) 14 بروتون، 13 نيترون، 13 إلكترون
 (د) 27 بروتون، 13 نيترون، 15 إلكترون

(٢) يحتوي أيون الكلوريد (Cl^-) على

- (أ) 17 إلكترون
 (ب) 18 إلكترون
 (ج) إلكترون واحد
 (د) 16 إلكترون

(٣) التوزيع الإلكتروني لذرة البوتاسيوم (^{19}K)

- (أ) $1s^1 2s^2 2p^7 3s^2 3p^6 4s^1$
 (ب) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^2 3p^6 4s^2$
 (ج) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^7 4s^1$
 (د) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

(٤) التوزيع الإلكتروني لذرة الماغنسيوم (^{12}Mg) في مستوى الطاقة الأخير

- (أ) $2s^2$
 (ب) $3p^2$
 (ج) $3s^2$
 (د) $2p^2$

(٥) عدد الإلكترونات في تحت مستوى الطاقة ($3d$) يساوي

- (أ) 3
 (ب) 5
 (ج) 7
 (د) 2

(٦) مستوى الطاقة الرابع ($N, 4$) يتشبع بعدد من الإلكترونات يساوي

- (أ) 32
 (ب) 18
 (ج) 8
 (د) 72

(٧) ما هو تحت مستوى الطاقة الذي لا يمكن تواجده في ذرة عادية؟

2p (ج)

1p (د)

2s (ا)

5d (ب)

(٨) نواة الذرة تحمل شحنة

موجبة (ج)

إلكترونية (د)

سالبة (ا)

متعادلة (ب)

(٩) العدد الكتلي للعنصر يمثل

عدد الإلكترونات (ج)

عدد البروتونات والنيوترونات (د)

عدد النيوترونات (ا)

عدد الإلكترونات والبروتونات (ب)

(١٠) نظائر العنصر الواحد تختلف في عدد

الإلكترونات فقط (ج)

البروتونات والإلكترونات (د)

النيوترونات (ا)

البروتونات فقط (ب)

(١١) يستخدم عدد الكم الثانوي (l) في

تحديد الأفلاك في تحت مستويات الطاقة (ج)

تحديد مستويات الطاقة الرئيسية وعددها (د) لا توجد إجابة

تحديد تحت مستوى الطاقة (ا)

(١٢) إذا كانت قيمة عدد الكم الرئيسي $n = 4$ فإن أكبر قيمة لعدد الكم الثانوي (l) هي

4 (ج)

1 (د)

3 (ا)

2 (ب)

(١٤) أي مجموعة من أعداد الكم التالية صحيحة؟

$n=4, l=4, m=-1$ (ج)

$n=2, l=1, m=-1$ (د)

$n=2, l=2, m=-1$ (ا)

$n=3, l=2, m=-3$ (ب)

تمارين عن الجدول الدوري

أي العناصر التالية يصنف ضمن أشباه الفلزات؟

- Si (أ)
S (ب)
C (ج)
Na (د)

أي العناصر التالية يعتبر من العناصر القلوية؟

- Mg (أ)
K (ب)
He (ج)
Ca (د)

أي من العناصر التالية يعتبر من الهالوجينات؟

- Ne (أ)
Ba (ب)
F (ج)
Ni (د)

أي من العناصر التالية له أكبر ذرة حجماً؟

- Al (أ)
Si (ب)
P (ج)
S (د)

أي من العناصر التالية له أعلى جهد (طاقة) تأين؟

- Be (أ)
Mg (ب)
Ca (ج)
Sr (د)

أي من العناصر التالية له أعلى سالبية كهربية؟

- Cl (أ)
F (ب)
Br (ج)
I (د)

أي من العناصر التالية له أقل ميل إلكترونياً؟

- K (أ)
Na (ب)
Li (ج)
Rb (د)

(٨) أي من العناصر التالية يعتبر لا فلز؟

Ni (ج)

Fe (د)

N (ا)

Ca (ب)

(٩) ما هو المصطلح العلمي الذي تدل عليه العبارة التالية:

" قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة نحو نفسها وهي في حالة اتحاد كيميائي في المركب "

السالبية الكهربية (ج)

جميع ما سبق (د)

جهد التأين (ا)

الميل الإلكتروني (ب)

(١٠) المجموعة التي توجد عناصرها على هيئة عناصر غازية عند درجة الحرارة العادية

والضغط الجوي هي:

Ni, N, Ne (ج)

O, Ne, He (د)

C, O, Na (ا)

H, He, Hg (ب)

الصيغ الكيميائية

- كيفية كتابة رموز العناصر
- العناصر والتكافؤ
- المجموعات الذرية وتكافؤها
- كيفية كتابة بعض الصيغ الكيميائية، بمدلول التكافؤ
- الصيغة الأولية
- الصيغة الجزيئية
- الصيغة التركيبية
- حساب الكتلة الجزيئية والكتلة الصغرية
- تسمية المركبات غير العضوية
- تسمية المركبات المكونة من عنصرين (لا فلز - لا فلز)
- تسمية المركبات الأيونية
- تمارين عن الصيغ الكيميائية

الصنع الكيميائيةكيفية كتابة رموز العنصر:

حيث أن المواد تتكون من عناصر فإنه من الضروري معرفة رموز العناصر، وقد اتفق على أن يكتب الحرف الأول اسم العنصر على أن يكون بالحرف الكبير (Capital Letter). مثال: كبريت (Sulfur): وفي حالة التشابه يستخدم الحرف الأول (حرف كبير) _ الحرف الثاني (حرف صغير) (أكثر الحروف ظهوراً في النطق). مثال ذلك سيليكون (Si: Silicon)، الكلور (Cl: Chlorine).

وهناك حوالي عشرين عنصراً يختلف فيها الاسم عن الرمز، ويوضح الجدول (١) هذه العناصر: الجدول (١) عناصر لا يتفق فيها الاسم مع الرمز

الرمز	الاسم بالعربية	الاسم بالإنجليزية
Sb	انتيمون	Antimony
Au	ذهب	Gold
Fe	حديد	Iron
Pb	رصاص	Lead
Hg	زئبق	Mercury
K	بوتاسيوم	Potassium
Ag	فضة	Silver
Na	صوديوم	Sodium
Sn	قصدير	Tin
W	تنجستين	Tungsten

معظم هذه العناصر مشتق رموزها من الاسم اللاتيني لها، وعلى سبيل المثال:

الذهب	Aurous	يرمز له بالرمز	Au
الحديد	Ferrum	يرمز له بالرمز	Fe
الرصاص	Plumbous	يرمز له بالرمز	Pb

العناصر والكافؤ:

لرات العناصر المختلفة عندما تنتهى لها الظروف المناسبة ترتبط مع بعضها البعض لتكوين مركبات. ونعرف قدرة الذرات على الاتحاد مع غيرها من الذرات بالكافؤ والذي يقاس بعدد

ذرات الهيدروجين التي ترتبط بذرة واحدة من العنصر أو تحل محله. ويمكن تلخيص الأمر فيما يلي:

(١) التكافؤ يكون عدداً صحيحاً على العكس من عدد التأكسد الذي يصح أن يكون عدداً صحيحاً أو كسر.

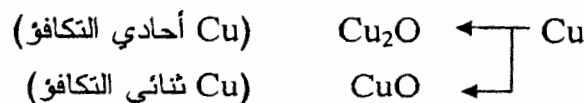
(٢) هناك عدد من العناصر ثابتة التكافؤ ومنها على سبيل المثال:

(أ) عناصر المجموعة الأولى وتكون أحادية التكافؤ.

(ب) عناصر المجموعة الثانية وتكون ثنائية التكافؤ.

(ج) ومن أمثلة ذلك أيضاً العناصر التالية: Sc, Y, Zn, Cd, Ag, Al.

(٣) هناك الكثير من العناصر لها أكثر من تكافؤ. على سبيل المثال:



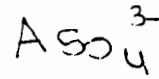
الجدول (٢) يشمل بعض العناصر الشائعة وتكافؤها الأكثر شيوعاً:

اسم العنصر	التكافؤ	اسم العنصر	التكافؤ
هيدروجين (H)	أحادي	بروم (Br)	أحادي
صوديوم (Na)	أحادي	خارصين (Zn)	ثنائي
بوتاسيوم (K)	أحادي	سيلكون (Si)	رباعي
كالسيوم (Ca)	ثنائي	كربون (C)	ثنائي و رباعي
باريوم (Ba)	ثنائي	نحاس (Cu)	أحادي و ثنائي
ماغنسيوم (Mg)	ثنائي	حديد (Fe)	ثنائي و ثلاثي
أكسجين (O)	ثنائي	نيتروجين (N)	ثلاثي و خماسي
المونيوم (Al)	ثلاثي	كبريت (S)	ثنائي و رباعي و سداسي
فلور (F)	أحادي	كروم (Cr)	ثلاثي و سداسي
كلور (Cl)	أحادي	رصاص (Pb)	ثنائي و رباعي

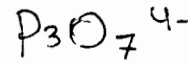
المجموعات متعددة الذرات وتكافؤها:

المجموعات متعددة الذرات تعرف بأنها تجمع عدد من ذرات العناصر المختلفة والتي تعم كوحدة واحدة لها تكافؤ يساوي عدد تأكسدها. وفيما يلي يوضح الجدول (٣) بعض المجموعات الهامة وتكافؤها:

تدريس اختبار القدرات وتمهيدي كيمياء (110-102-101) 96618707



الزئبقات



ليروفسفات

تحتفظ

الجدول (3): بعض المجموعات الهامة وتكافؤها

اسم المجموعة	الرمز	التكافؤ
أمونيوم	NH_4^+	أحادي
هيدرونيوم	H_3O^+	أحادي
زئبق (I)	Hg_2^{2+}	أحادي
هيدروكسيد	OH^-	أحادي
سيانيد	CN^-	أحادي
نترات	NO_3^-	أحادي
نيتريت	NO_2^-	أحادي
بيكربونات	HCO_3^-	أحادي
بيكبريتات	HSO_4^-	أحادي
بيكبريتيت	HSO_3^-	أحادي
بيركلورات	ClO_4^-	أحادي
كلورات	ClO_3^-	أحادي
كلوريت	ClO_2^-	أحادي
هيبوكلوريت	ClO^-	أحادي
برمنجنات	MnO_4^-	أحادي
أستات	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	أحادي
كربونات	CO_3^{2-}	ثنائي
أوكسالات	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	ثنائي
كبريتات	SO_4^{2-}	ثنائي
بيكرومات	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	ثنائي
كرومات	CrO_4^{2-}	ثنائي
فوسفات	PO_4^{3-}	ثلاثي

كيفية كتابة بعض الصيغ الكيميائية بمدلول التكافؤ:

معرفة التكافؤ تفيد في كتابة الصيغ الكيميائية للمركبات بطريقة صحيحة ويجب إتباع الخطوات التالية:

- (١) يكتب رمز العناصر والشقوق الأيونية في تركيب المركب.
 (٢) يكتب رقم التكافؤ أسفل كل عنصر أو شق أيوني.
 (٣) تبادل التكافؤات.
 (٤) في حالة وجود عامل مشترك بين التكافؤات المكتوبة فيقسم على هذا العامل للحصول على أبسط قيمة عددية.

أمثلة:

اكتب الصيغة الكيميائية للمركبات التالية:

(١) كلوريد صوديوم

(٢) كلوريد كالسيوم

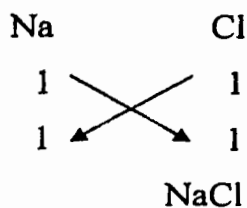
(٣) حمض النيتريك

(٤) حمض الكبريتيك

(٥) الماء

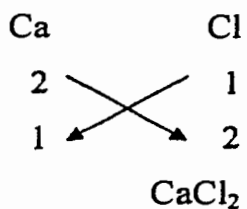
الحل:

(١) كلوريد صوديوم



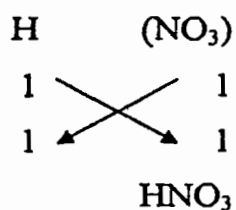
- رمز العنصر
- تكافؤ العنصر
- تبادل التكافؤ
- الصيغة النهائية

(٢) كلوريد كالسيوم



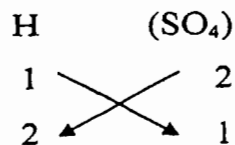
- رمز العنصر
- تكافؤ العنصر
- تبادل التكافؤ
- الصيغة النهائية

(٣) حمض النيتريك



- رمز العنصر والمجموعة
- تكافؤ العنصر والمجموعة
- تبادل التكافؤ
- الصيغة النهائية

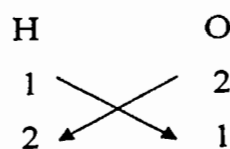
(٤) حمض الكبريتيك



- رمز العنصر والمجموعة
- تكافؤ العنصر والمجموعة
- تبادل التكافؤ
- الصيغة النهائية



(٥) الماء



- رمز العنصر
- تكافؤ العنصر
- تبادل التكافؤ
- الصيغة النهائية

الصيغة الأولية (الأبسط) أو الصيغة التجريبية (Empirical Formula):

وتعرف بأنها الصيغة التي تعطي أصغر عدد نسبي صحيح للذرات المكونة للجزيء. وعلى سبيل المثال: المركب الذي له صيغة جزيئية C₆H₁₂O₆ فإن الصيغة الأولية له هي CH₂O حيث أن أصغر عدد نسبي للذرات هو 1:2:1 (كربون:هيدروجين:أكسجين) وهذه الأعداد تمثل عدد مولات كل عنصر من العناصر المكونة للصيغة.

أمثلة:

اكتب الصيغة الأولية للمركبات المكونة من الكربون والهيدروجين بالنسبة التالية:

- (أ) 2 مول كربون إلى 3 مول هيدروجين
(ب) 1 مول كربون إلى 1.5 مول هيدروجين
(ج) 0.7126 مول كربون إلى 1.069 مول هيدروجين

الحل:

- (أ) C₂H₃ (حيث أن النسبة 3:2 كربون إلى هيدروجين)
(ب) حيث أن النسبة 1.5:1 هذا يعني أن النسبة الصحيحة يمكن الحصول عليها بالضرب في 2. هكذا تصبح النسبة 3:2 وهذا يعني أن الصيغة الأولية C₂H₃
(ج) حيث أن النسبة عبارة عن كسر لذا يمكن الحل كما يلي:
C 0.7126 : H 1.069
بالقسمة على العدد الأصغر (0.7126)

- (١) يكتب رمز العناصر والشقوق الأيونية في تركيب المركب.
 (٢) يكتب رقم التكافؤ أسفل كل عنصر أو شق أيوني.
 (٣) تبادل التكافؤات.
 (٤) في حالة وجود عامل مشترك بين التكافؤات المكتوبة فيقسم على هذا العامل للحصول على أبسط قيمة عددية.

أمثلة:

اكتب الصيغة الكيميائية للمركبات التالية:

(١) كلوريد صوديوم

(٢) كلوريد كالسيوم

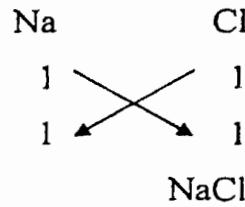
(٣) حمض النيتريك

(٤) حمض الكبريتيك

(٥) الماء

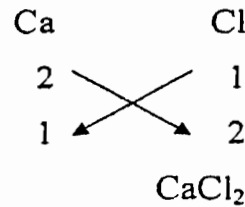
الحل:

(١) كلوريد صوديوم



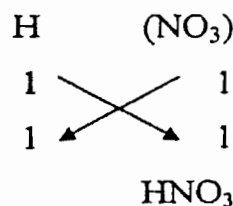
- رمز العنصر
- تكافؤ العنصر
- تبادل التكافؤ
- الصيغة النهائية

(٢) كلوريد كالسيوم



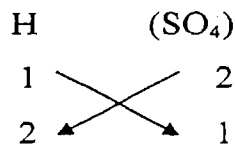
- رمز العنصر
- تكافؤ العنصر
- تبادل التكافؤ
- الصيغة النهائية

(٣) حمض النيتريك

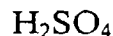


- رمز العنصر والمجموعة
- تكافؤ العنصر والمجموعة
- تبادل التكافؤ
- الصيغة النهائية

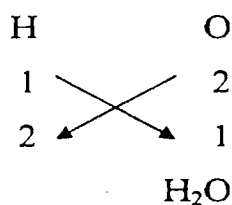
(٤) حمض الكبريتيك



- رمز العنصر والمجموعة
- تكافؤ العنصر والمجموعة
- تبادل التكافؤ
- الصيغة النهائية



(٥) الماء



- رمز العنصر
- تكافؤ العنصر
- تبادل التكافؤ
- الصيغة النهائية



الصيغة الأولية (الأبسط) أو الصيغة التجريبية (Empirical Formula):

وتعرف بأنها الصيغة التي تعطي أصغر عدد نسبي صحيح للذرات المكونة للجزيء. وعلى سبيل المثال: المركب الذي له صيغة جزيئية $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ فإن الصيغة الأولية له هي CH_2O حيث أن أصغر عدد نسبي للذرات هو 1:2:1 (كربون:هيدروجين:أكسجين) وهذه الأعداد تمثل عدد مولات كل عنصر من العناصر المكونة للصيغة.

أمثلة:

اكتب الصيغة الأولية للمركبات المكونة من الكربون والهيدروجين بالنسبة التالية:

- (أ) 2 مول كربون إلى 3 مول هيدروجين
 (ب) 1 مول كربون إلى 1.5 مول هيدروجين
 (ج) 0.7126 مول كربون إلى 1.069 مول هيدروجين

الحل:

- (أ) C_2H_3 (حيث أن النسبة 3:2 كربون إلى هيدروجين)
 (ب) حيث أن النسبة 1.5:1 هذا يعني أن النسبة الصحيحة يمكن الحصول عليها بالضرب في 2. هكذا تصبح النسبة 3:2 وهذا يعني أن الصيغة الأولية C_2H_3
 (ج) حيث أن النسبة عبارة عن كسر لذا يمكن الحل كما يلي:
 1.069 H : 0.7126 C بالقسمة على العدد الأصغر (0.7126)

$$\frac{0.7126}{0.7126} : \frac{1.069}{0.7126}$$

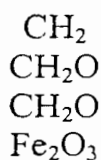
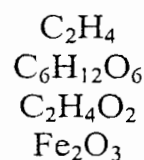
$$1 : 1.50$$

و بالضرب $2 \times$

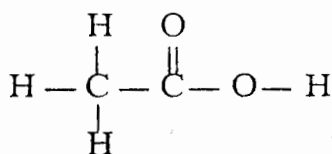
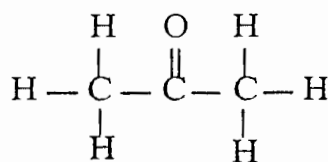
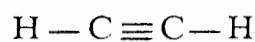
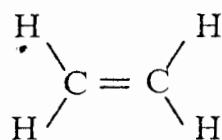
تصبح الصيغة C_2H_3

الصيغة الجزيئية (Molecular Formula):

هي الصيغة التي تعطي العدد الحقيقي لذرات كل عنصر في الجزيء. والصيغة الجزيئية إما أن تكون مضاعفات الصيغة الأولية أو هي نفس الصيغة الأولية. والأمثلة التالية توضح ذلك:

الصيغة الأوليةالصيغة الجزيئية**الصيغة التركيبية (Structural Formula):**

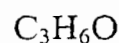
هي الصيغة التي يمكن من خلالها توزيع الذرات المكونة للصيغة الجزيئية في الفراغ بحيث لا يحدث خلل في تكافؤ كل ذرة داخلية في التكوين.

أمثلة:الصيغة التركيبيةالصيغة الجزيئية

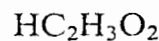
إيثيلين



استلين



استون



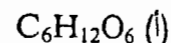
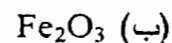
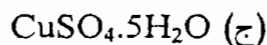
حمض خليك

حساب الكتلة الجزيئية والكتلة الصغية:

الكتلة الصغية تطلق عادة على كتلة المول الواحد من المركبات الأيونية وغير الأيونية، بينما يطلق تعبير الكتلة الجزيئية على كتلة المول الواحد من المركبات غير الأيونية، وتعتبر الكتلة الصغية هي مجموع كتل الذرات المكونة للجزيء الواحد، ووحدة الكتلة الصغية هي وحدة الوزن الذري (و.ك.ذ. : amu).

أمثلة:

احسب الكتلة الصغية للمركبات التالية:

الإجابة:

نوع الذرات	عدد الذرات	الوزن الذري	(أ)
C	6	$\times 12.01$	$= 72.06 \text{ amu (و.ك.ذ.)}$
H	12	$\times 1.01$	$= 12.12 \text{ amu (و.ك.ذ.)}$
O	6	$\times 16.00$	$= 96.00 \text{ amu (و.ك.ذ.)}$
		الكتلة الصغية	$= 180.18 \text{ و.ك.ذ.}$

نوع الذرات	عدد الذرات	الوزن الذري	(ب)
Fe	2	$\times 55.85$	$= 111.70$
O	3	$\times 16.00$	$= 48.00$
		الكتلة الصغية	$= 159.70 \text{ و.ك.ذ.}$

نوع الذرات	عدد الذرات	الوزن الذري	(ج)
Cu	1	$\times 63.55$	$= 63.55$
S	1	$\times 32.07$	$= 32.07$
O	9	$\times 16.00$	$= 144.00$
H	10	$\times 1.01$	$= 10.1$
		الكتلة الصغية	$= 249.72 \text{ و.ك.ذ.}$

أمثلة تطبيقية:

مثال (١): إذا علمت أن الصيغة الأولية للبنزين هي CH. أوجد الصيغة الجزيئية إذا كانت كتلته الصيفية = 78 و.ك.ذ. تقريباً [الوزن الذري التقريبي (و.ك.ذ.) : C = 12 ; H = 1].

الإجابة:

$$(١) \text{ الكتلة الصيفية للصيغة الأولية (CH) } = 12 + 1 = 13$$

$$(٢) \text{ عدد تكرار الصيغة الأولية في الجزيء } = \frac{\text{الكتلة الصيفية للمركب}}{\text{الكتلة الصيفية للصيغة الأولية}}$$

$$= \frac{78}{13}$$

$$= 6$$

$$(٣) \text{ الصيغة الجزيئية } = (\text{CH})_6 \Leftarrow \text{C}_6\text{H}_6$$

مثال (٢): إذا علمت أن الصيغة الأولية لمركب ما هي CH₂O، وكتلته الصيفية هي 180 و.ك.ذ. أوجد الصيغة الجزيئية لهذا المركب [وزن ذري (و.ك.ذ.) : H=1; C=12; O=16].

الإجابة:

$$(١) \text{ الكتلة الصيفية للصيغة الأولية (CH}_2\text{O) } = 12 + 2 + 16 = 30$$

$$(٢) \text{ عدد تكرار الصيغة الأولية في الجزيء } = \frac{\text{الكتلة الصيفية للمركب}}{\text{الكتلة الصيفية للصيغة الأولية}}$$

$$= \frac{180}{30}$$

$$= 6$$

$$(٣) \text{ الصيغة الجزيئية } = (\text{CH}_2\text{O})_6 \Leftarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

تسمية المركبات غير العضوية(١) تسمية المركبات المكونة من عنصرين (لافلز - لافلز):

▪ فيما عدا المركبات الهيدروجينية، فإن رمز المركب يصاغ بحيث يكتب رمز اللافلز الموجود على اليسار في الدورة في الجدول الدوري أو الموجود في الأسفل في المجموعة أولاً ثم يكتب بعد ذلك رمز اللافلز الثاني، وفي تسمية المركب باللغة العربية يكتب اسم الفلز الثاني في مقدمة الاسم، ويكتب عدد ذرات العنصر الثاني باستخدام أول أو ثاني ... الخ.

أمثلة:

(١) أي عنصر يجب أن يكتب أولاً:

(أ) كربون (C) أم الأكسجين (O)

(ب) الفلور (F) أم الزينون (Xe)

(ج) أكسجين (O) أم كبريت (S)

الإجابة:

(أ) الكربون (C) يقع على اليسار من الأكسجين في الجدول الدوري لذلك يكتب رمز الكربون أولاً (CO ، مثلاً)، ويسمى المركب أول أكسيد الكربون.

(ب) على الرغم من أن الفلور يقع على اليسار في الجدول الدوري من الزينون يكتب الزينون أولاً.

(ج) حيث أن الكبريت (S) يقع أسفل الأكسجين (O) في الجدول الدوري يكتب رمز الكبريت أولاً (SO₂ ، مثلاً) ويسمى المركب ثاني أكسيد الكبريت.

▪ المركبات التي تحتوي على هيدروجين وليست أحماض يكون لها أسماء خاصة مثل: (H₂O الماء) (NH₃ الأمونيا).

أمثلة:

سمي المركبات التالية:

(أ) CCl₄ (ب) CO₂ (ج) SO₂الإجابة:

(أ) رابع كلوريد الكربون

(ب) ثاني أكسيد الكربون

(ج) ثاني أكسيد الكبريت

تسمية المركبات الأيونية

في معظم الحالات فإن تسمية المركبات الأيونية تشمل تسمية كلا من الكاتيون والأنيون. يكتب رمز الكاتيون أولاً ثم يلي ذلك رمز الأنيون، أما في التسمية باللغة العربية فيسمى الأنيون أولاً ثم الكاتيون. والجدول التالي يوضح أسماء بعض الكاتيونات عديدة الذرات.

كاتيونات

الاسم	الرمز
أيون أمونيوم	NH_4^+
أيون هيدرونيوم	H_3O^+
أيون زئبق (I)	Hg_2^{2+}

والكاتيونات منها أيضاً ما هو ثابت الشحنة مثل عناصر المجموعة الأولى والثانية بالجدول الدوري، وهناك كيتونات ذات شحنات (أعداد تأكسد) متغيرة مثل الحديد $\text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}$ ويكتب بطريقة (استوك) فيكتب :



مع ملاحظة أنه قديماً كان يسمى Fe^{2+} حديدوز بينما Fe^{3+} يسمى حديدك.

أما بالنسبة للأنيون فإنه هناك نوعان من التسميات:

(أ) أنيونات أحادية الذرة

مثل: Cl^- أنيون كلوريد

I^- أنيون أيوديد

O^{2-} أنيون أكسيد

(ب) أنيونات أوكسي

مثل: ClO_4^- بيركلورات

ClO_3^- كلورات

ClO_2^- كلوريت

ClO^- هيبوكلوريت

وقد سبق ذكر رموز وأسماء بعض الأنيونات الخاصة في الجدول (٣).

أمثلةمثال (١): سمي ما يلي: Co^{2+} , Co^{3+} الإجابة:كوبلت II $\Rightarrow Co^{2+}$ كوبلت III $\Rightarrow Co^{3+}$

مثال (٢): سمي المركبات التالية:

CoBr₂ (ج)SBr₂ (ب)MgBr₂ (أ)

CuO (هـ)

Cu₂O (ء)الإجابة:(أ) يعتبر Mg^{2+} ذات شحنة ثابتة (الشحنة موجبة) ولذلك يكتب الاسم كما يلي: بروميد ماغنسيوم.

(ب) الكبريت (S) والبروم يعتبران لا فلزات لذلك يكتب الاسم كما يلي: ثنائي بروميد الكبريت.

(ج) الكوبلت (Co) ذات أعداد تأكسد مختلفة يكتب الاسم بروميد كوبلت (II).

(ء) أكسيد نحاس (I).

(هـ) أكسيد نحاس (II).

أمثلة

مثال (١): سمي الأنيونات التالية: IO_4^- ، IO^- ، IO_2^- ، IO_3^- ، I^- .

الإجابة:

الاسم	الرمز
أيوديد	I^-
أيودات	IO_3^-
أيوديت	IO_2^-
هيبوأيوديت	IO^-
بيرأيودات	IO_4^-

مثال (٢): أكتب رمز ما يلي:

(أ) أنيون كبريتات
(ب) أنيون برومات

الإجابة:

(أ) أنيون كبريتات SO_4^{2-}
(ب) أنيون برومات BrO_3^-

مثال (٣): سمي المركبات التالية:

(أ) $LiClO_3$
(ب) Cu_2S
(ج) $(NH_4)_2CO_3$

الإجابة:

(أ) كلورات ليثيوم
(ب) كبريتيد نحاس (I)
(ج) كربونات أمونيوم

تمارين عن الصيغ الكيميائية

(١) في أي العناصر التالية لا يتفق الاسم مع الرمز؟

- (أ) الحديد (Fe) (ب) الذهب (Au)
(ج) الصوديوم (S) (د) الفضة (Ag)

(٢) الصيغة الأولية للمركب المكون من C, H, O بالنسب 2:3:1 مول بالترتيب هي

- (أ) C_2HO_3 (ب) C_2H_3O
(ج) CH_3O_2 (د) C_3HO_2

(٣) الصيغة الأولية للمركب المكون من C, H بالنسب 2.138 : 1.4252 مول بالترتيب هي

- (أ) $CH_{1.5}$ (ب) CH
(ج) C_2H_3 (د) C_3H_2

(٤) الصيغة الأولية للمركب $C_6H_{12}O_6$ هي

- (أ) CH (ب) CH_2O_2
(ج) CHO_2 (د) CH_2O

(٥) الكتلة الصغية للمركب $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ ؟

- (أ) 249.72 و.ك.ذ (ب) 159.00 و.ك.ذ
(ج) 294.27 و.ك.ذ (د) 195.31 و.ك.ذ

(٦) إذا علمت أن الصيغة الأولية لمركب ما هي CH وأن كتلته الصغية هي 26.04 و.ك.ذ، علماً بأن الكتلة المولية (و.ك.ذ) للكربون تساوي 12.01 والهيدروجين تساوي 1.01 فإن صيغته الجزيئية للمركب هي:

- (أ) C_2H_2 (ب) C_2H_5
(ج) C_6H_6 (د) CH_4

(٧) الاسم الصحيح للمركب (NaClO_3) هو

- (أ) هيبوكلوريت الصوديوم
(ب) بيركلورات الصوديوم
(ج) كلورات الصوديوم
(د) كلوريت الصوديوم

(٨) الاسم الصحيح للمركب (Fe_2O_3) هو

- (أ) أكسيد حديد (II)
(ب) أكسيد حديد (IV)
(ج) أكسيد حديد (I)
(د) أكسيد حديد (III)

(٩) الاسم الخطأ فيما يلي هو

- (أ) كربونات كالسيوم (CaCO_3)
(ب) بيركلورات صوديوم (NaClO_2)
(ج) أول أكسيد الكربون (CO)
(د) كلوريد كالسيوم (CaCl_2)

(١٠) أي الصيغ التالية ترمز إلى أيون الفوسفات؟

- (أ) HPO_4^{2-}
(ب) H_2PO_4^-
(ج) PO_4^{3-}
(د) PO_4^{2-}

(١١) أي المجموعات التالية تحتوي على ثلاثة ذرات أكسجين؟

- (أ) بيكرومات
(ب) فوسفات
(ج) كبريتات
(د) كربونات

الحساب الكيميائي

- ❖ المعادلة الكيميائية
- ❖ المول
- ❖ الكتلة (جرام / مول)
- ❖ حساب عدد المولات
- ❖ حساب الكتلة بمدلول عدد المولات
- ❖ حساب كتلة الذرة الواحدة من العنصر
- ❖ حساب الكتلة (جرام / مول) بمدلول وزن ذرة واحدة أو جزيء واحد
- ❖ حساب عدد الذرات في وزن عينة
- ❖ حساب نسبة المولات أو الذرات في مركب
- ❖ استنتاج نسبة المولات من المعادلات الموزونة
- ❖ حساب عدد العناصر أو عدد الذرات في الصيغة الجزيئية لمركب
- ❖ حساب عدد الأيونات
- ❖ تحديد أو استنتاج كميات المواد في التفاعلات الكيميائية
- ❖ استنتاج نوع التفاعل الكيميائي
- ❖ كيمياء المحاليل
- التركيز (مول / لتر)
- التركيز المولالي
- مركز بالنسبة المئوية
- التركيز بالكسر الجزيئي
- ❖ أسئلة وتمارين عن الحساب الكيميائي

الحساب الكيميائي

لدراسة الحساب الكيميائي يجب بداية دراسة المعادلات الكيميائية كمفهوم وكدلالة.

المعادلة الكيميائية:

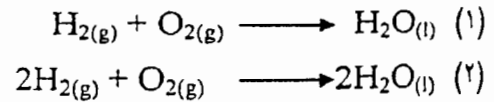
للمعادلة الكيميائية الموزونة العديد من المفاهيم التي يمكن تلخيصها فيما يلي:

- (١) المعادلة الكيميائية تعبر عن حالة المواد المتفاعلة والنتيجة، هل هي غازية (g) - سائلة (l) - صلبة (s) أو مذابة في الماء (aq).
- (٢) تعبر المعادلة الكيميائية الموزونة عن عدد مولات المواد المتفاعلة والنتيجة.
- (٣) تعبر المعادلة الكيميائية الموزونة عن عدد ذرات المواد المتفاعلة والنتيجة.
- (٤) تعبر المعادلة الكيميائية الموزونة عن عدد جرامات المواد المتفاعلة والنتيجة.
- (٥) تعبر المعادلة الكيميائية الموزونة عن طبيعة التفاعل هل هو طارد للحرارة أم ماص لها.

مثال:

أكتب المعادلة الكيميائية الموزونة لاحتراق الهيدروجين في فائض من الأكسجين. وأكتب ما يمكن استنتاجه من المعادلة.

الإجابة:



المعادلة (١) غير موزونة بينما المعادلة (٢) موزونة. ويمكن استنتاج الآتي:

- يتفاعل عدد (2) مول من غاز الهيدروجين مع مول واحد من غاز الأكسجين لينتج (2) مول من سائل الماء.

لكي نتمكن من حساب كميات المواد المتفاعلة والنتيجة في التفاعلات الكيميائية يجب بداية معرفة ما يلي:

(١) **المول**: هو كمية المادة التي تحتوي على عدد أفوجادرو من الوحدات البنائية لهذه المادة عنصرية كانت أو مركبة.

(٢) عدد أفوجادرو = 6.022×10^{23} ذرة (عنصر) أو جزيء/مول (مركب).

(٣) كتلة المول: المقصود بكتلة المول هو الآتي: الكتلة الصيغية للمركب معبراً عنها بالجرام، ويحتوي (أ) مول منها على 6.022×10^{23} جزيء من المركب ، (ب) الكتلة الذرية لعنصر معبراً عنها بالجرام تعرف بأنها الذرة الجرامية. والكتلة الذرية لعنصر ما معبراً عنها بالجرام تمثل (١) مول من هذا العنصر وتحتوي على 6.022×10^{23} ذرة.

مثال:

الكتلة الذرية لذرة الصوديوم = 23 و.ك.ذ. (وحدة كتلة ذرية) وهذا يعني أنه عند وزن 23 جرام من الصوديوم فإننا نحصل على (1) مول من الصوديوم والذي يحتوي على عدد أفوجادرو (6.022×10^{23}) ذرة من الصوديوم. وامتداداً لهذا المفهوم فإن الجزيء الجرامي هو عبارة عن الكتلة الصيغية معبراً عنها بالجرام والتي تمثل (1) مول من الجزيئات و تحتوي على عدد أفوجادرو (6.022×10^{23}) جزيء من المركب.

مثال:

الكتلة الصيغية لجزيء الأمونيا NH_3 = 17.03 و.ك.ذ. وهذه القيمة معبر عنها بالجرام (17.03 جرام) من الأمونيا تمثل (1) مول من مركب (NH_3) وتحتوي على 6.022×10^{23} جزيء أمونيا. وقد تم وضع علاقة بين عدد المولات والجرامات والكتلة الصيغية في القانون التالي:

$$(١) \quad \dots\dots\dots \frac{\text{كتلة المادة (بالجرام)}}{\text{الكتلة المولية (جرام/مول)}} = \text{عدد المولات}$$

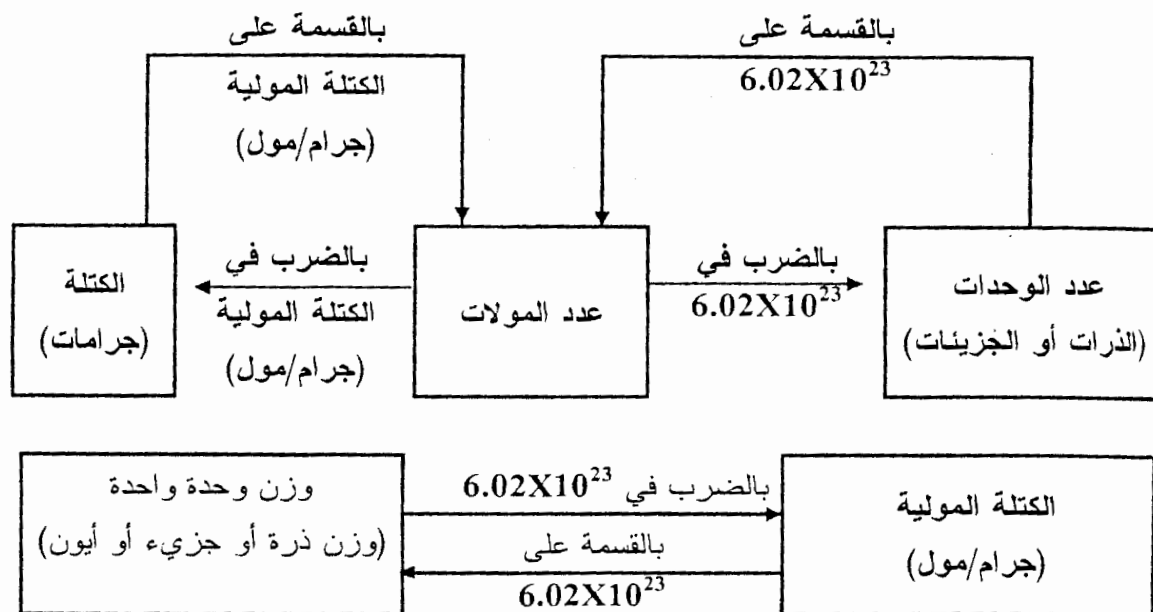
ويوضع هذا القانون في أكثر من صورة، منها على سبيل المثال:

$$\text{كتلة المادة (بالجرام)} = \text{عدد المولات} \times \text{الكتلة (جرام/مول)}$$

علاوة على ذلك فإن كتلة ذرة واحدة أو كتلة جزيء واحد لأي مادة تم بلورتها بالقانون التالي:

$$(٢) \quad \dots\dots\dots \frac{\text{الكتلة المولية (جرام/مول)}}{\text{عدد أفوجادرو}} = \text{كتلة (ذرة واحدة أو جزيء واحد)}$$

ونظراً لأهمية هذا الأمر فإنه يمكن تلخيص كافة التحويلات فيما يلي:



فيما يلي بعض التمارين لتطبيق واستخدام القوانين السابق ذكرها.

❖ حساب عدد المولات:

مثال (1):

احسب عدد المولات المتوفرة في كتلة 12 جرام من عنصر الماغنسيوم (وزن ذري = 24.3 و.ك.ذ.).

الإجابة:

الكتلة المولية (جرام/مول) لعنصر الماغنسيوم = 24.3 جرام/مول

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{الكتلة بالجرام}}{\text{الكتلة المولية}}$$

$$= \frac{12 \text{ الجرام}}{24.30 \text{ جرام/مول}} = 0.49 \text{ مول ماغنسيوم}$$

مثال (٢):

احسب عدد المولات المتوفرة في كتلة 0.01131 كيلو جرام من الماء [وزن ذري (و.ك.ذ.) :
 $[O = 16.0 , H = 1.01]$.

الإجابة:

الوزن الجزيء للماء

$$18.02 = (2 \times 1.01) + 16.0 = (H_2O) \text{ و.ك.ذ.}$$

الكتلة المولية للماء = 18.02 مول/لتر

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{الكتلة بالجرام}}{\text{الكتلة المولية}}$$

0.01131 كيلو جرام ماء = 11.31 جرام ماء

$$\text{عدد المولات} = \frac{11.31}{18.02} = 0.628 \text{ مول}$$

❖ حساب الكتلة بمعدل عدد المولات:مثال:

ما هي الكتلة بالجرام المتوفرة في 0.450 مول من فيتامين B_{12} (صيغة جزيء $B_{12} -$
 $(C_{63}H_{88}CoN_{14}O_{14}P)$

الإجابة:

لحساب الكتلة يجب أن يتوفر لدينا عدد المولات وكذلك الكتلة المولية (جرام/مول) (أو الكتلة
 الصيغية) (بوحدة : و.ك.ذ.) .
 ولحساب الكتلة الصيغية (و.ك.ذ.) :

C	63	×	12.01	=	756.66
H	88	×	1.01	=	88.88
Co	1	×	58.93	=	58.93
N	14	×	14.01	=	196.14
~	14	×	16.00	=	224.00
P	1	×	30.97	=	30.97
				=	1355.58

وعليه فإن الكتلة المولية (جرام/مول) للمركب = 1355.58 جرام/مول
 الكتلة (بالجرام) = عدد المولات × الكتلة المولية (جرام/مول)
 $1355.58 \times 0.450 =$
 - 610 جرام

❖ حساب كتلة الذرة الواحدة من العنصر:

مثال:

ما كتلة ذرة واحدة من الحديد (Fe) : الوزن الذري للحديد = 55.85 و.ك.ذ.
الإجابة:

وزن ذرة واحدة من الحديد = $\frac{\text{الكتلة المولية (جرام/مول)}}{6.02 \times 10^{23} \text{ مول}}$

$\frac{55.85 \text{ جرام/مول}}{6.02 \times 10^{23} \text{ مول}} =$
 - 9.277×10^{-23} جرام

❖ حساب الكتلة المولية بمدلول وزن ذرة واحدة أو جزئية واحد:

مثال:

إذا علمت أن وزن ذرة واحدة من Al تساوي 4.480×10^{-23} جرام. فما هي كتلته المولية (جرام/مول)؟

الإجابة:

الكتلة المولية للألومنيوم = وزن ذرة واحدة من Al × $(6.02 \times 10^{23} \text{ مول})$
 - $(4.480 \times 10^{-23} \text{ جرام}) \times (6.02 \times 10^{23} \text{ مول}) =$
 - 26.97 جرام/مول

❖ حساب عدد الذرات في وزنة معينة:

مثال:

كم ذرة هيدروجين (H) متوفرة في 1.03 جرام من الماء؟

الإجابة:

$$(1) \text{ عدد مولات الماء} = \frac{1.03 \text{ جرام}}{18.02 \text{ جرام/مول}}$$

$$= 0.0572 \text{ مول}$$

$$(2) \text{ عدد جزيئات الماء} = (\text{عدد المولات}) \times (6.02 \times 10^{23})$$

$$= (0.0572) \times (6.02 \times 10^{23})$$

$$= 3.44 \times 10^{22}$$

$$(3) \text{ 1 مول من الماء (H}_2\text{O)} \rightleftharpoons 2 \text{ مول من الهيدروجين (H)}$$

$$\therefore \text{ عدد ذرات الهيدروجين} = \text{عدد جزيئات الماء} \times 2 = (2) \times (3.44 \times 10^{22})$$

$$= 6.88 \times 10^{22} \text{ ذرة}$$

❖ حساب نسبة المولات أو الذرات في مركب:

$$\text{النسبة المئوية بالوزن} = 100 \times \frac{\text{كتلة الجزء}}{\text{كتلة الكل}}$$

والمقصود هنا بكتلة الجزء (كتلة العنصر) وكتلة الكل يعني الكتلة المولية للجزيء.

مثال:

احسب النسبة المئوية للعناصر الداخلة في مركب الاسيتاميد وصيغته الجزيئية CH_3CONH_2 .

الإجابة:

		(1)		حساب الكتلة المولية	الوزن الذري	عدد للذرات
				(و.ك.ذ.)		
C	2	×	12.01	=	24.02	
H	5	×	1.01	=	5.05	
N	1	×	14.01	=	14.01	
O	1	×	16.00	=	16.00	
				59.08 و.ك.ذ.		

$$(1) \text{ النسبة المئوية للكربون (C\%)} = 100 \times \frac{\text{الكتلة المولية للكربون}}{\text{الكتلة المولية للأسيتاميد}}$$

$$= 100 \times \frac{24.02}{59.08} = 40.66 \%$$

$$(2) \text{ النسبة المئوية للهيدروجين} = \frac{5.05}{59.08} \times 100 = 8.55\%$$

$$(3) \text{ النسبة المئوية للأكسجين} = \frac{16.00}{59.08} \times 100 = 27.08\%$$

$$(4) \text{ النسبة المئوية للنيتروجين} = \frac{14.01}{59.08} \times 100 = 23.71\%$$

ويجب ملاحظة أن مجموع النسب المئوية الكلية للعناصر تساوي تقريباً 100 .

❖ استنتاج نسبة المولات من المعادلات الموزونة:

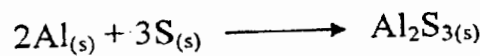
من المعروف أنه من الممكن حساب عدد مولات أي مادة في معادلة كيميائية موزونة بمعدل معرفة عدد مولات مادة واحدة في أحد طرفي المعادلة.

مثال:

احسب عدد مولات الألومنيوم التي تتفاعل مع 1.45 مول من الكبريت لتكوين كبريتيد الألومنيوم.

الإجابة:

المعادلة الموزونة للتفاعل:



من المعادلة الموزونة يمكن إيجاد علاقة بين المطلوب والمعطيات

$$2 \text{ مول Al} \rightleftharpoons 3 \text{ مول S}$$

$$x \rightleftharpoons 1.45 \text{ مول S}$$

$$x = \frac{(1.45) \times (2)}{3} = 0.967 \text{ مول Al}$$

$$\text{طريقة حل أخرى : } 1.45 \text{ مول S} \times \frac{2 \text{ مول Al}}{3 \text{ مول S}} = 0.967 \text{ مول Al}$$

ملحوظة: من المعادلة الموزونة السابقة يمكن وضع العلاقات التالية:

$\frac{3 \text{ مول S}}{\text{Al}_2\text{S}_3 \text{ مول 1}}$	$\frac{2 \text{ مول Al}}{\text{Al}_2\text{S}_3 \text{ مول 1}}$	$\frac{3 \text{ مول S}}{2 \text{ مول Al}}$	$\frac{2 \text{ مول Al}}{3 \text{ مول S}}$
---	--	--	--

حساب عدد العناصر أو عدد الذرات في الصيغة الجزيئية لمركب

مثال:

احسب عدد العناصر والذرات في جزيء السكروز ($C_{12}H_{22}O_{11}$)

الإحابة:

عدد العناصر = 3 (وهي C, H, O)

عدد الذرات : $12(\text{C}) + 22(\text{H}) + 11(\text{O}) = 45$ ذرة

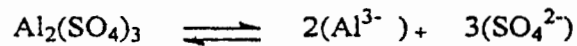
حساب عدد الأيونات

مثال:

احسب عدد الأيونات في كبريتات الألمونيوم $Al_2(SO_4)_3$

الإجابة:

يتأين كبريتات الألومنيوم في الماء ليكون كاتيونات الومنيوم (Al^{3+}) وانيونات كبريتات (SO_4^{2-}) كالآتي:



عدد الأيونات = 3 (أيونات SO_4^{2-}) + 2 (أيون Al^{3+}) = 5 أيونات

❖ تحديد أو استنتاج كميات المواد في التفاعلات الكيميائية:

المقصود هنا بتحديد نواتج التفاعلات هو تحديد كمية نواتج التفاعلات بمدلول كمية المواد المتفاعلة، وأكثر من ذلك فإنه يمكن القول أنه بالإمكان حساب كميات أي مادة داخلية في التفاعل بمدلول مادة أخرى، وهذا يعتمد على كتابة معادلة التفاعل موازنة.

مثال:

احسب كمية الفسفور التي تتفاعل مع 197 جرام من غاز الكلور لتكوين PCl_3 .

الاجابة:

(١) كتابة المعادلة الكيميائية موزونة



(٢) تحديد العلاقة بين الموجود والمطلوب

2 mole P $\rightleftharpoons$ 3 mole Cl₂ : بالمول:

197 جرام $\text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{Y}$ جرام P (مطلوب)

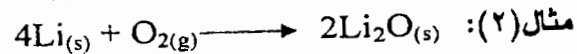
$$\frac{(2) (31.0) (179)}{(3) (70.9)} = \text{Y}$$

= 57.4 جرام P (فوسفور)

❖ استنتاج نوع التفاعل الكيميائي:

يمكن تقسيم التفاعلات الكيميائية البسيطة إلى الأنواع المهمة التالية:

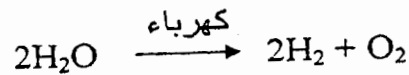
(١) تفاعلات الاتحاد المباشر



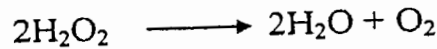
(٢) تفاعلات التحلل

أمثلة:

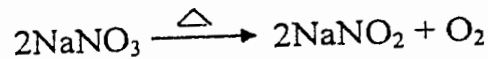
١- تحلل مركب إلى عناصره



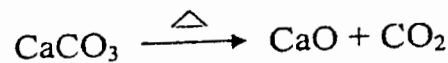
٢- تحلل مركب إلى مركب وعنصر



٣- تحلل مركب إلى مركب وعنصر

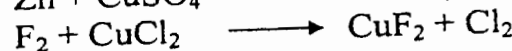
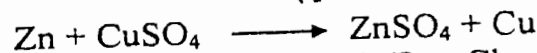


٤- تحلل مركب إلى مركبين آخرين

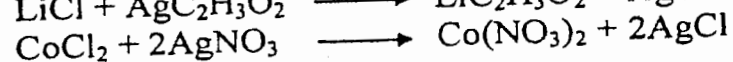
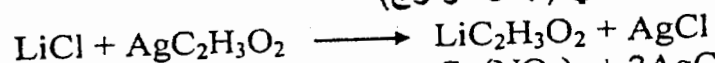


(٣) تفاعلات الإحلال

(أ) تفاعلات إحلال أحادي (تبادل فردي)



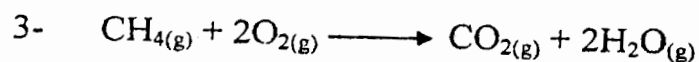
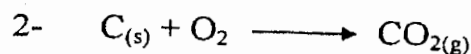
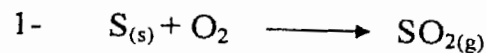
(ب) إحلال ثنائي (تبادل مزدوج)



(٤) تفاعلات الاحتراق

وتتم باحتراق المواد في وجود غاز الأكسجين (O_2)

أمثلة:



وهناك أنواع أخرى من التفاعلات ستذكر في حينها (مثل تفاعلات الأكسدة والاختزال ، الخ).

كيمياء المحاليل

يمكن تعريف المحاليل على أنها مخاليط متجانسة، ويتكون المحلول من مذاب ومذيب. وأنواع المحاليل منها ما هو غازي (غاز في غاز)، ومنها ما هو سائل (غاز أو سائل أو صلب ذائب في سائل)، ومنها ما هو صلب (سائل ذائب في صلب مثل زئبق في نحاس أو ذهب، وصلب ذائب في صلب مثل السبائك مثل النحاس في القصدير).. ويمكن القول بأن المحاليل منها ما هو الكتروليتي (يوصل التيار الكهربائي) ومنها ما هو غير الكتروليتي (مثل السكر في الماء لا يوصل التيار الكهربائي).

هناك طرق كثيرة للتعبير عن تركيز المحلول، ومن أهمها:

(١) التركيز المولاري Molar Concentration : (مول/لتر)

وهو يمثل عدد المولات المذابة في لتر واحد من المحلول ويرمز له بالرمز (M) .
ويحسب التركيز المولاري وفقاً للمعادلة التالي:

$$\text{تركيز المحلول } (M) = \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول باللتر}}$$

عدد المولات = تركيز المحلول $(M) \times$ حجم المحلول باللتر (١)

وقد سبق ذكر ما يلي:

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{كتلة المادة المذابة بالجرام}}{\text{الكتلة المولية (جرام/مول)}}$$

..... (٢)

من المعادلة (١)، (٢) يمكن استنتاج ما يلي:

$$(M) = \left[\frac{\text{كتلة المادة بالجرام}}{\text{الكتلة المولية}} \right] \div \left[\text{حجم المحلول (لتر)} \right]$$

.. كتلة المادة بالجرام $(ك) = (M) \times \left[\text{حجم المحلول (لتر)} \right] \div \left[\text{الكتلة المولية} \right]$

مثال: احسب تركيز محلول كلوريد الصوديوم (NaCl) الناتج من إذابة 2.00 جرام من كلوريد الصوديوم في الماء لإعطاء محلول حجمه بالضبط (200) مليلتر [أوزان ذرية (ك.و.ذ): Na = 23 , Cl = 35.5].

الإجابة:

$$(M) = \left[\frac{\text{كتلة (جرام)}}{\text{كتلة مولية (جرام/مول)}} \right] \div \left[\text{الحجم (لتر)} \right]$$

$$.. (M) = \frac{\text{كتلة (جرام)}}{[\text{الحجم (لتر)}] [\text{كتلة مولية (جرام/مول)}]}$$

الكتلة = 2.00 جرام

$$\text{حجم المحلول} = \frac{200}{1000} = 0.200 \text{ لتر}$$

الكتلة المولية لكلوريد الصوديوم = (35.5 + 23) = 58.5 و.ك.ذ.

$$.. \text{التركيز (M)} = \frac{2.00}{(58.5)(0.200)} = 0.171 \text{ مول/لتر}$$

(٢) التركيز المولي Molal Concentration

وهو عبارة عن عدد مولات المادة المذابة الموجودة في كيلو جرام (1000 جرام) من المذاب. ويرمز له بالحرف m . ويحسب التركيز المولي وفقاً للمعادلة التالية:

$$\text{تركيز المحلول بالمولال (m)} = \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{كتلة المذيب بالكيلو جرام}}$$

$$.. \text{عدد المولات} = \frac{\text{كتلة المادة المذابة بالجرام}}{\text{الكتلة المولية للمذاب}}$$

$$.. \text{التركيز بالمولال (m)} = \frac{\text{كتلة المادة المذابة بالجرام}}{\text{الكتلة المولية للمذاب}} \times \frac{1}{\text{كتلة المذيب بالكيلوجرام}}$$

مثال: إذا علمت أن تركيز هيدروكسيد الصوديوم هو 0.30 مول/كجم. فاحسب كتلة هيدروكسيد الصوديوم المذابة في 200 جرام من الماء.

الإجابة:

من القانون السالف الذكر يمكن القول بأن:

كتلة المادة المذابة بالجرام = التركيز بالمولال (m) × الكتلة المولية × كتلة المذيب بالكيلوجرام

$$= (0.30)(40)(0.200)$$

$$= 2.40 \text{ جرام}$$

(٣) التركيز بالنسبة المئوية لكتلة المذاب في المحلول (الكسر الجرامي)

وهو عبارة عن عدد الجرامات من المادة المذابة الموجودة في 100 جرام من المحلول ويرمز لها بالرمز $\%(w/w)$
 فمثلاً محلول 20% من هيدروكسيد البوتاسيوم هو عبارة عن المحلول الذي يحتوي على 20 جرام من هيدروكسيد البوتاسيوم في 80 جرام من الماء في كل 100 جرام من المحلول.

(٤) التركيز بالكسر الجزيئي للمذاب أو للمذيب Mole Fraction

وهو عبارة عن نسبة عدد مولات المادة المذابة أو عدد مولات المذيب إلى العدد الكلي لمولات المذاب والمذيب. ويرمز لها بالحرف n_1 للمذاب ، n_2 للمذيب. ويرمز للكسر الجزيئي بالرمز X .
 فمثلاً الكسر الجزيئي للمذاب:

$$\frac{n_1}{n_1 + n_2} = X_1$$

والكسر الجزيئي للمذيب:

$$\frac{n_2}{n_1 + n_2} = X_2$$

مجموع الكسور الجزيئية لمكونات المحلول = $(X_2 + X_1)$

$$\frac{n_2}{n_1 + n_2} + \frac{n_1}{n_1 + n_2} = 1$$

مثال: أنيب 11 جرام من الميثانول CH_3OH في 65 جرام من الماء. احسب الكسر الجزيئي للمذاب والمذيب.

الإجابة:

$$\frac{n_1}{n_1 + n_2} = X_1 = \text{الكسر الجزيئي للمذاب}$$

لحساب عدد مولات المذاب (n_1):

$$\frac{\text{كتلة الميثانول بالجرام}}{\text{كتلة المول من الميثانول}} = \text{عدد مولات الميثانول}$$

$$\begin{array}{r} 11 \\ 32 \\ \hline 0.344 \text{ مول} \end{array}$$

لحساب عدد مولات المذيب (n_2):

$$\begin{array}{r} \text{كتلة الماء بالجرام} \\ \hline \text{عدد مولات الماء} = \text{كتلة المول من الماء} \end{array}$$

$$\begin{array}{r} 65 \\ 18.02 \\ \hline 3.61 \text{ مول} \end{array}$$

الكسر الجزيئي للمذاب (الميثانول):

$$\begin{array}{r} 0.344 \\ 3.954 \end{array} = \frac{0.344}{0.344 + 3.61} = \frac{n_1}{n_1 + n_2} = X_1$$

$$0.087 =$$

الكسر الجزيئي للمذيب (الماء):

$$\begin{array}{r} 3.61 \\ 0.344 + 3.61 \end{array} = \frac{n_2}{n_1 + n_2} = X_2$$

$$0.913 =$$

ملحوظة:

$$1 = X_2 + X_1$$

$$1 = 0.913 + 0.087$$

تمارين عن الحساب الكيميائي

(١) الوزن الذري (و.ك.ذ.)

H = 1.0	Al = 26.98
Fe = 55.85	C = 12.0
S = 32.1	N = 14.0
Cl = 35.5	O = 16.0
K = 39.1	Na = 23.0
Ca = 40.1	

(٢) عدد أفوجادرو (N) = 6.02×10^{23} / مول

(١) عدد المولات المتوفرة في 1.20 جرام من عنصر الصوديوم هي

- (أ) 0.0822 مول
(ب) 0.0522 مول
(ج) 0.5022 مول
(د) 1.20 مول

(٢) الكتلة المتوفرة في 0.351 مول من الايثانول (C_2H_5OH) هي

- (أ) 0.351 جرام
(ب) 32.01 جرام
(ج) 46.0 جرام
(د) 16.15 جرام

(٣) كتلة ذرة واحدة من الصوديوم هي

- (أ) 23.0 جرام
(ب) 2.62×10^{22} جرام
(ج) 3.82×10^{-23} جرام
(د) 8.32×10^{-23} جرام

(٤) إذا علمت أن وزن ذرة واحدة من البوتاسيوم (K) يساوي 6.495×10^{-23} فإن كتلة البوتاسيوم المولية (جرام/مول) هي

- (أ) 39.10
(ب) 35.10
(ج) 1.079
(د) 37.23

(٥) عدد ذرات الهيدروجين المتوفرة في 2.32 جرام من الميثان (CH_4)

- (أ) 1.54×10^{23}
(ب) 8.73×10^{22}
(ج) 3.49×10^{23}
(د) 1.40×10^{24}

(٦) ما هي النسبة المئوية للكلور في الكلوروفورم ($CHCl_3$) ، علماً بأن الكتلة المولية للكلوروفورم هي (119.50 جرام/مول)

- (أ) 89.1 %
(ب) 10.0 %
(ج) 29.7 %
(د) 1.20 %

(٧) عدد العناصر المتوفرة في فيتامين B_{12} : $(C_{63}H_{88}CoN_{14}O_{14}P)$ هي

- (أ) 5 عناصر
(ب) 181 عنصر
(ج) 6 عناصر
(د) 12 عنصر

(٨) عدد الذرات المتوفرة في البروبانول $(CH_3CH_2CH_2OH)$ هي

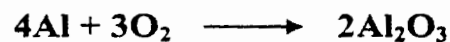
- (أ) 11 ذرة
(ب) 3 ذرات
(ج) 8 ذرات
(د) 12 ذرة

(٩) عدد الأيونات الناتجة عن تأين جزيء من كبريتات الصوديوم (Na_2SO_4) هي

- (أ) 6 أيونات
(ب) 3 أيونات
(ج) 7 أيونات
(د) 4 أيونات

(١٠) ما هي عدد مولات الألمنيوم (Al) التي تتفاعل مع 1.32 مول من غاز الأكسجين (O_2)

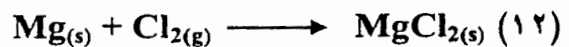
لتكوين (Al_2O_3) حسب المعادلة الموزونة؟



- (أ) 0.990 مول
(ب) 1.76 مول
(ج) 1.32 مول
(د) 4.00 مول

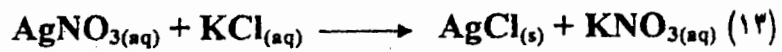
(١١) كتلة الحديد الموجودة في 3.40 جرام من كلوريد الحديد $(FeCl_3)$

- (أ) 3.40 g
(ب) 0.96 g
(ج) 2.40 g
(د) 1.17 g



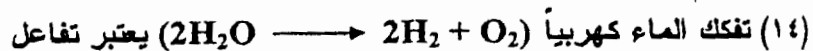
يصنف التفاعل أعلاه على أنه

- (أ) تفاعل تحلل
(ب) تفاعل اتحاد مباشر
(ج) تفاعل إذلال
(د) تفاعل ترسيب



المعادلة أعلاه تصنف على أنها

- (أ) إحلل فردي
(ب) اتحاد مباشر
(ج) تبادل مزدوج
(د) احتراق



- (أ) تحلل
(ب) ترسيب
(ج) إحلل
(د) احتراق

(١٥) لا يتفق مع رمز العنصر في

- (أ) بوتاسيوم (K)
(ب) تنجستين (T)
(ج) كبريت (S)
(د) زئبق (Hg)

(١٦) إذا علمت أن الصيغة الأولية لمركب هي CH_2O وأن كتلة المركب الصيغية هي (60 و.ك.ذ.) فإن صيغة المركب الجزيئية هي

- (أ) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
(ب) $\text{C}_{60}\text{H}_{120}\text{O}_{60}$
(ج) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
(د) $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$

(١٧) الكتلة الصيغية للمركب Fe_2O_3 هي

- (أ) 199.6 و.ك.ذ.
(ب) 159.7 و.ك.ذ.
(ج) 71.85 و.ك.ذ.
(د) 258.1 و.ك.ذ.

(١٨) عدد المولات المتوفرة في 6.30 جرام من الألمونيوم (Al) هي

- (أ) 0.234 مول
(ب) 4.28 مول
(ج) 3.22 مول
(د) 0.032 مول

(١٩) كتلة ذرة واحدة من البوتاسيوم (K) تساوي:

- (أ) 39.10 جرام
(ب) 6.495×10^{-23} جرام
(ج) 4.690×10^{-22} جرام
(د) 2.354×10^{-21} جرام

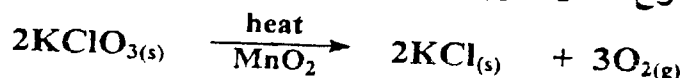
(٢٠) عدد ذرات الهيدروجين المتوفرة في 3.31 جرام من الأيثان (C_2H_6) تساوي:

- (أ) 3.985×10^{23} ذرة
(ب) 1.328×10^{23} ذرة
(ج) 0.110 ذرة
(د) 0.664 ذرة

(٢١) النسبة المئوية للكبريت في كبريتات الكالسيوم ($CaSO_4$)

- (أ) 16.67 %
(ب) 43.56 %
(ج) 32.1 %
(د) 23.57 %

(٢٢) ما نوع تفاعل لكلورات البوتاسيوم أدناه:



- (أ) تحلل
(ب) اتحاد
(ج) احتراق
(د) تعادل

(٢٣) أي المركبات التالية تحتوي على أعلى نسبة من النيتروجين (N)?

- (أ) NH_3 (17.0 جرام/مول)
(ب) N_2H_4 (32.0 جرام/مول)
(ج) NH_4NO_3 (80 جرام/مول)
(د) $NaNO_3$ (85 جرام/مول)

(٢٤) كتلة كلوريد الصوديوم (NaCl) المتوفرة في 300 ملتر من محلول كلوريد الصوديوم والذي تركيزه 0.180 مولار (مول/لتر) تساوي

- (أ) 0.054 جرام
(ب) 3.16 جرام
(ج) 17.6 جرام
(د) 5.46 جرام

(٢٥) ما هو حجم محلول هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) والذي تركيزه 2.00 مولار (مول/لتر) ويحتوي على 3.38 جرام من هيدروكسيد الصوديوم؟

- (أ) 23.7 مللتر
(ب) 0.0423 مللتر
(ج) 67.6 مللتر
(د) 42.3 مللتر

(٢٦) ما تركيز المحلول الناتج من إذابة 5.83 جرام من كلوريد الصوديوم (NaCl) في الماء للحصول على 150 مللتر من المحلول؟

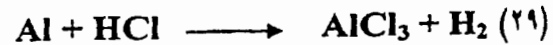
- (أ) 0.664 M
(ب) 0.0997 M
(ج) 0.874 M
(د) 0.997 M

(٢٧) تركيز كلوريد الألمونيوم المذاب في 300 مللتر من حجم المحلول المائي وعدد مولاته يساوي (0.140) مول هو

- (أ) 0.042 M
(ب) 0.467 M
(ج) 2.14 M
(د) 0.140 M

(٢٨) إذا علمت أن تركيز محلول من هيدروكسيد الكالسيوم (CaOH) يساوي 0.35 M وأن حجمه 350 مللتر فإن عدد مولات (CaOH) يساوي

- (أ) واحد مول
(ب) 0.350 مول
(ج) 3.50 مول
(د) 0.122 مول



بعد وزن المعادلة أعلاه فإن معامل كلوريد الألمونيوم (AlCl₃) يساوي

- (أ) 6
(ب) 3
(ج) 1
(د) 2

(٣٠) ما عدد مولات الكلور (Cl) اللازمة للاتحاد مع 0.13 مول من الكربون (C) لتكوين المركب CCl_4

- (أ) 0.13 مول
(ب) 0.65 مول
(ج) 0.52 مول
(د) 0.26 مول

(٣١) ما عدد مولات غاز ثاني أكسيد الكربون (CO_2) الناتجة من احتراق 3.12 مول من CH_4 في كمية كافية من الأكسجين وفقاً للمعادلة التالية

$$CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O$$

- (أ) 44 مول
(ب) 1.56 مول
(ج) 6.24 مول
(د) 3.12 مول

(٣٢) ما هو عدد جرامات هيدروكسيد البوتاسيوم (KOH) المتوفرة في 250 مللتر من محلول هيدروكسيد البوتاسيوم الذي تركيزه 0.210 مول/لتر

- (أ) 0.0525 جرام
(ب) 2.95 جرام
(ج) 14.0 جرام
(د) 11.8 جرام

(٣٣) عدد مولات الأيونات المتوفرة في 0.32 لتر من محلول (Na_2SO_4) والذي تركيزه 0.17 مولار (مول/لتر) تساوي

- (أ) 0.16 مول
(ب) 0.544 مول
(ج) 5.44 مول
(د) 0.17 مول

(٣٤) إذا علمت أن تركيز كاتيون الصوديوم (Na^+) يساوي 0.34 مولار (مول/لتر) فإن تركيز كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) يساوي

- (أ) 0.34 مولار
(ب) 0.68 مولار
(ج) 0.17 مولار
(د) 0.72 مولار

الأحماض و القواعد

- ❖ تعريف أرهينيوس للأحماض والقواعد
- ❖ الأكاسيد الحمضية
- ❖ الأكاسيد القاعدية
- ❖ الأكاسيد مترددة
- ❖ تعريف برونشستد-لوري
- ❖ تعريف لويس
- ❖ الأكسدة والاختزال
- ❖ أسئلة وتمارين عن الأحماض والقواعد
- ❖ أسئلة وتمارين عن الأكسدة والاختزال

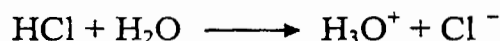
الأحماض والقواعد

لقد وضعت عدة تعاريف ونظريات لكل من الحمض والقاعدة أهمها:

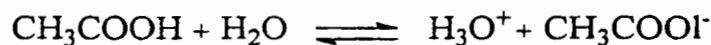
(1) تعريف أرهينيوس للأحماض والقواعد:

الحمض: هو المادة التي ينتج عن ذوبانها في الماء أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ .

مثال لحمض قوي:

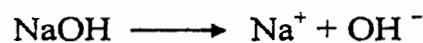


مثال لحمض ضعيف: تأين الحمض الضعيف تفاعل عكوس:



القاعدة: هي المادة التي ينتج عن إذابتها في الماء أيونات الهيدروكسيد OH^- .

مثال لقاعدة قوي:



مثال لقاعدة ضعيف: التأين أيضاً تفاعل عكوس:



هناك بعض المواد التي لا تحتوي على أيونات الهيدروجين أو مجموعة الهيدروكسيل (OH^-)

ولكن عند إذابتها في الماء تكون محاليل حمضية أو محاليل قاعدية كما في الجدول التالي:

الأكاسيد الحمضية (أنهيدريدات حمضية):

هي أكاسيد لا فلزية عند ذوبانها في الماء تعطي أحماض.

معادلة تكوين الحمض	اسم الأكسيد الحامضي
$CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3$	ثاني أكسيد الكربون
$SO_3 + H_2O \rightleftharpoons H_2SO_4$	ثالث أكسيد الكبريت

الأكاسيد القاعدية (أنهيدريدات قاعدية):

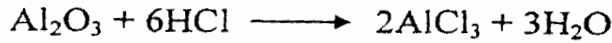
هي أكاسيد فلزية عند ذوبانها في الماء تعطي محاليل قاعدية.

معادلة تكوين القاعدة	اسم الأكسيد القاعدي
$Na_2O + H_2O \rightleftharpoons 2NaOH$	أكسيد الصوديوم
$K_2O + H_2O \rightleftharpoons 2KOH$	أكسيد البوتاسيوم

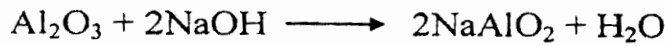
تدريس اختبار القدرات وتمهيد كيمياء (101 102 103 104 105 106 107 108 109 110 111 112 113 114 115 116 117 118 119 120 121 122 123 124 125 126 127 128 129 130 131 132 133 134 135 136 137 138 139 140 141 142 143 144 145 146 147 148 149 150 151 152 153 154 155 156 157 158 159 160 161 162 163 164 165 166 167 168 169 170 171 172 173 174 175 176 177 178 179 180 181 182 183 184 185 186 187 188 189 190 191 192 193 194 195 196 197 198 199 200 201 202 203 204 205 206 207 208 209 210 211 212 213 214 215 216 217 218 219 220 221 222 223 224 225 226 227 228 229 230 231 232 233 234 235 236 237 238 239 240 241 242 243 244 245 246 247 248 249 250 251 252 253 254 255 256 257 258 259 260 261 262 263 264 265 266 267 268 269 270 271 272 273 274 275 276 277 278 279 280 281 282 283 284 285 286 287 288 289 290 291 292 293 294 295 296 297 298 299 300 301 302 303 304 305 306 307 308 309 310 311 312 313 314 315 316 317 318 319 320 321 322 323 324 325 326 327 328 329 330 331 332 333 334 335 336 337 338 339 340 341 342 343 344 345 346 347 348 349 350 351 352 353 354 355 356 357 358 359 360 361 362 363 364 365 366 367 368 369 370 371 372 373 374 375 376 377 378 379 380 381 382 383 384 385 386 387 388 389 390 391 392 393 394 395 396 397 398 399 400 401 402 403 404 405 406 407 408 409 410 411 412 413 414 415 416 417 418 419 420 421 422 423 424 425 426 427 428 429 430 431 432 433 434 435 436 437 438 439 440 441 442 443 444 445 446 447 448 449 450 451 452 453 454 455 456 457 458 459 460 461 462 463 464 465 466 467 468 469 470 471 472 473 474 475 476 477 478 479 480 481 482 483 484 485 486 487 488 489 490 491 492 493 494 495 496 497 498 499 500 501 502 503 504 505 506 507 508 509 510 511 512 513 514 515 516 517 518 519 520 521 522 523 524 525 526 527 528 529 530 531 532 533 534 535 536 537 538 539 540 541 542 543 544 545 546 547 548 549 550 551 552 553 554 555 556 557 558 559 560 561 562 563 564 565 566 567 568 569 570 571 572 573 574 575 576 577 578 579 580 581 582 583 584 585 586 587 588 589 590 591 592 593 594 595 596 597 598 599 600 601 602 603 604 605 606 607 608 609 610 611 612 613 614 615 616 617 618 619 620 621 622 623 624 625 626 627 628 629 630 631 632 633 634 635 636 637 638 639 640 641 642 643 644 645 646 647 648 649 650 651 652 653 654 655 656 657 658 659 660 661 662 663 664 665 666 667 668 669 670 671 672 673 674 675 676 677 678 679 680 681 682 683 684 685 686 687 688 689 690 691 692 693 694 695 696 697 698 699 700 701 702 703 704 705 706 707 708 709 710 711 712 713 714 715 716 717 718 719 720 721 722 723 724 725 726 727 728 729 730 731 732 733 734 735 736 737 738 739 740 741 742 743 744 745 746 747 748 749 750 751 752 753 754 755 756 757 758 759 760 761 762 763 764 765 766 767 768 769 770 771 772 773 774 775 776 777 778 779 780 781 782 783 784 785 786 787 788 789 790 791 792 793 794 795 796 797 798 799 800 801 802 803 804 805 806 807 808 809 810 811 812 813 814 815 816 817 818 819 820 821 822 823 824 825 826 827 828 829 830 831 832 833 834 835 836 837 838 839 840 841 842 843 844 845 846 847 848 849 850 851 852 853 854 855 856 857 858 859 860 861 862 863 864 865 866 867 868 869 870 871 872 873 874 875 876 877 878 879 880 881 882 883 884 885 886 887 888 889 890 891 892 893 894 895 896 897 898 899 900 901 902 903 904 905 906 907 908 909 910 911 912 913 914 915 916 917 918 919 920 921 922 923 924 925 926 927 928 929 930 931 932 933 934 935 936 937 938 939 940 941 942 943 944 945 946 947 948 949 950 951 952 953 954 955 956 957 958 959 960 961 962 963 964 965 966 967 968 969 970 971 972 973 974 975 976 977 978 979 980 981 982 983 984 985 986 987 988 989 990 991 992 993 994 995 996 997 998 999 1000

الأكاسيد المترددة:

هي الأكاسيد التي تتفاعل مع الأحماض كأكاسيد قاعدية ومع القواعد كأكاسيد حامضية.
أمثلة: أكسيد الألومنيوم (Al_2O_3)، وأكسيد الخارصين (ZnO).



حمض

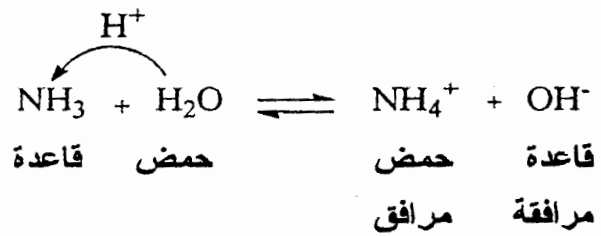
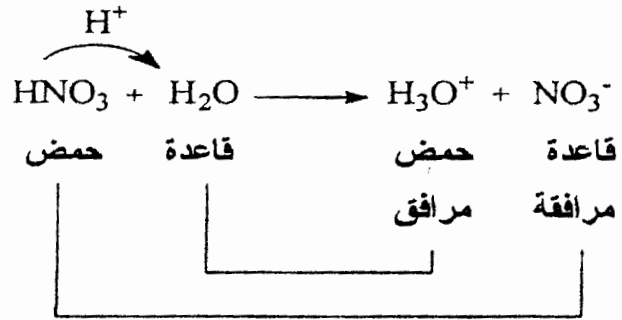


قاعدة

(٢) تعريف برونشتد - لوري:

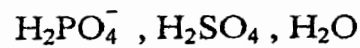
الحمض: هو المادة التي يمكن أن تمنح بروتون أو أكثر.

القاعدة: هي المادة التي يمكنها استقبال بروتون أو أكثر.



الحصول على القاعدة المرافقة للحمض (جزيء أو أيون) يتم بنزع أيون (H^+) من الحمض
 ليعطي القاعدة المرافقة له.

مثال: حدد القاعدة المرافقة لكل من الأحماض التالية:

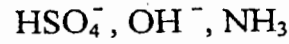


الإجابة:

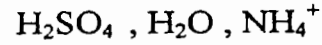


الحصول على الحمض المرافق للقاعدة (جزيء أو أيون) يتم بإضافة أيون (H^+) إلى القاعدة
 لتعطي الحمض المرافق لها.

مثال: حدد الحمض المرافق لكل من القواعد التالية:



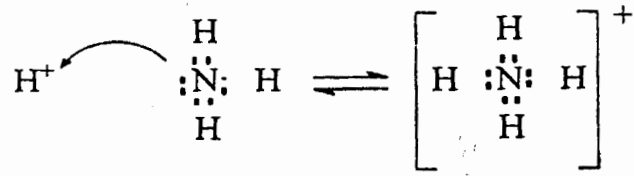
الإجابة:



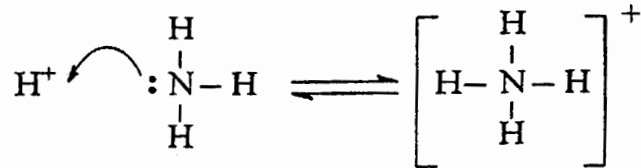
(٣) نظرية لويس:

الحمض: هو المادة التي لها القدرة على استقبال زوج أو أكثر من الإلكترونات لتكوين رابطة تساهمية.

القاعدة: هي المادة التي لها القدرة على منح زوج أو أكثر من الإلكترونات لتكوين رابطة تساهمية.



ونكتب أيضاً كالآتي:



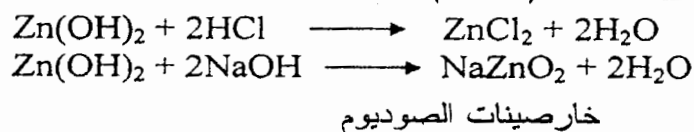
تفاعلات الأحماض

يعتبر أيون (H^+) هو المسئول عن التفاعلات المميزة للأحماض في المحاليل المائية كما هي مبينة في الجدول التالي:

معادلة التفاعل	التفاعل	
$2\text{HCl} + \text{Ca} \longrightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2$	تفاعل الأحماض مع الفلزات	١
$\text{HCl} + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	تفاعل الأحماض مع القواعد	٢
$2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	تفاعل الأحماض مع أكاسيد الفلزات	٣
$2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \longrightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$	تفاعل الأحماض مع الكربونات	٤

تفاعل القواعد

يعتبر أيون الهيدروكسيد (OH^-) هو المسئول عن التفاعلات المميزة للقواعد في المحاليل المائية، وقد سبق ذكر تفاعل القواعد مع الأحماض.

تفاعل الهيدروكسيدات (القواعد) المترددة:أنواع الأحماض وقياس قوتها

تنقسم الأحماض إلى:

- (١) أحماض عضوية (سوف يتم ذكرها في باب الكيمياء العضوية)
- (٢) أحماض غير عضوية وتنقسم إلى:

(أ) أحماض ثنائية العنصر أحادية البروتون وتقاس قوتها في المجموعة من حيث السالبية الكهربائية فكلما زادت السالبية قلت قوة الحمض، ومثال ذلك الأحماض الهالوجينية:

الخاصية	الحمض	السالبية
حمض ضعيف	HF	 تزداد
حمض قوي	HCl	
حمض أقوى	HBr	
أقوى الأحماض الهالوجينية	HI	

(ب) أحماض ثلاثية العنصر (أكسجينية):

- في حالة ثبوت الذرة المركزية واختلاف عدد ذرات الأكسجين، فإنه كلما زادت عدد ذرات الأكسجين زادت قوة الحمض.

قوى الحمض	الحمض	عدد ذرات الأكسجين
 تزداد	HClO	 تزداد
	HClO ₂	
	HClO ₃	
	HClO ₄	

- أما في حالة ثبوت ذرات الأكسجين واختلاف الذرة المركزية فإن قوة الحمض تعتمد على السالبية الكهربية للذرة المركزية فكلما زادت السالبية زادت قوة الحمض.

قوى الحمض	الحمض		السالبية
تزداد ↓	HIO_4	I	تزداد ↓
	HBrO_4	Br	
	HClO_4	Cl	

الأكسدة والاختزال

يمكن تعريف عملية الأكسدة والاختزال والاختلاف بينهما، وكذلك العامل المؤكسد والعامل المختزل من خلال الجدول التالي:

الاختزال	الأكسدة
عملية اكتساب إلكترونات $Cu^{2+} + 2e \longrightarrow Cu$	عملية فقد إلكترونات $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e$
ينتج عنها نقص في الشحنة الموجبة	ينتج عنها زيادة في الشحنة الموجبة
تتضمن نقص في عدد التأكسد	تتضمن زيادة في عدد التأكسد
تحدث للعامل المؤكسد	تحدث للعامل المختزل

عدد التأكسد

يعرف عدد التأكسد بأنه:
عدد يمثل شحنة تموجية أو السالبة التي تبدو على الأيون أو الذرة في المركب سواء كان المركب أيونياً أو تساهمياً.
ويتميز عدد التأكسد عن التكافؤ بأنه يدلنا على التعبير في التركيب الإلكتروني للذرات المتفاعلة.

كيفية حساب عدد التأكسد

أولاً في المركبات الأيونية:

- ١- عدد التأكسد لأي أيون يساوي تكافؤ هذا الأيون مسبقاً بإشارة موجبة في حالة الأيونات الموجبة وإشارة سالبة في حالة الأيونات السالبة.
- ٢- عدد التأكسد السالب: يدل على عدد الإلكترونات المكتسبة.
- ٣- عدد التأكسد الموجب: يدل على عدد الإلكترونات المكتسبة.

أمثلة:

الأيون:	Br^{-}	Na^{+}	CO_3^{2-}	Cu^{2+}
عدد التأكسد:	-1	+1	-2	+2

ثانياً: في المركبات التساهمية:

١- عندما يتكون الجزيء من ذرتين متشابهتين في السالبية الكهربية.
تتقسم الإلكترونات المشتركة بينهما مناصفة ويكون عدد التأكسد لكل ذرة = صفر

أمثلة: H_2 , O_2 , N_2

٢- عندما يتكون الجزيء من ذرتين مختلفتين في السالبية الكهربية.
تحتسب الإلكترونات المشتركة مع الذرة الأكثر سالبية كهربية
أمثلة:

HCl

CO₂

$\begin{array}{c} +1 \\ H \end{array} \quad \begin{array}{c} -1 \\ \cdot\cdot \ddot{Cl} : \end{array}$	$\begin{array}{c} -2 \\ :\ddot{O}: \end{array} \quad \begin{array}{c} +4 \\ C \end{array} \quad \begin{array}{c} -2 \\ :\ddot{O}: \end{array}$
الكلور أكثر سالبية من الهيدروجين عدد التأكسد للكلور -1	الأكسجين أكثر سالبية من الكربون عدد التأكسد للأكسجين -2

عند حساب أعداد التأكسد يجب مراعاة التالي:

- ١- مجموع أعداد التأكسد للعناصر المختلفة في الجزيء المتعادل = صفر
- ٢- عدد التأكسد للأكسجين في معظم مركباته (-2) فيما عدا H_2O_2 (فوق أكسيد الهيدروجين) يكون عدد التأكسد للأكسجين (-1).
- ٣- عدد تأكسد الهيدروجين في معظم مركباته (+1) فيما عدا بعض الحالات مثل هيدريدات الفلزات النشطة مثل هيدريد الصوديوم (NaH) وهيدريد الكالسيوم (CaH_2) وهي مركبات أيونية يكون فيها عدد تأكسد الهيدروجين (-1).
- ٤- عدد التأكسد للفلور (-1) في جميع مركباته.
- ٥- عدد التأكسد في جزيء العنصر = صفر، بصرف النظر عن عدد الذرات في الجزيء.

أمثلة: O_3^0 , P_4^0 , S_8^0

٦- عدد التأكسد للمجموعة الذرية يساوي الشحنة التي تحملها المجموعة.

أمثلة: $[NH_4]^+$, $[CO_3]^{2-}$

مثال: احسب عدد التأكسد للنيتروجين (x) في جزيء حمض النيتريك HNO_3 .

الإجابة: $3 \times (-2) + x + 1 \times (+1) = \text{صفر}$

$-6 + x + 1 = \text{صفر}$

$+5 = x$

مثال: احسب عدد التأكسد (x) للكروم في جزيء حمض النيتريك $K_2Cr_2O_7$.

الإجابة: $(+1) \times 2 + 2x + (-2) \times 7 = \text{صفر}$

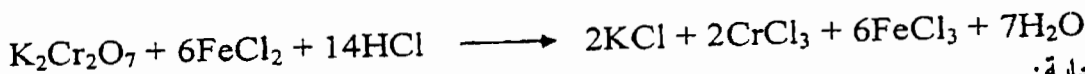
$$-14 + 2 + 2x = \text{صفر}$$

$$+12 = 2x$$

$$+6 = x \dots$$

تحديد الذرات التي يتغير فيها عدد التأكسد في تفاعلات الأكسدة والاختزال

مثال: بين نوع التغير الحادث في التفاعل التالي لكل من الكروم والحديد من حيث الأكسدة والاختزال.



الإجابة:

أولاً: يتم حساب عدد التأكسد للكروم (x) في المركب الداخل في التفاعل ($K_2Cr_2O_7$).

$$(+) \times 2 + 2x + (-2) \times 7 = \text{صفر}$$

$$-14 + 2 + 2x = \text{صفر}$$

$$+12 = 2x$$

$$+6 = x \dots$$

فيكون عدد تأكسد الكروم في المركب الداخل للتفاعل هو +6

ثانياً: يتم حساب عدد التأكسد للكروم في المركب الناتج من التفاعل ($CrCl_3$).

$$x + (-1) \times 3 = \text{صفر}$$

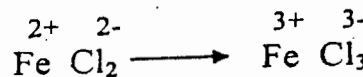
$$+3 = x \dots$$

التغير الحادث بالنسبة للكروم هو: $Cr^{6+} \longrightarrow Cr^{3+}$

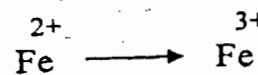
فيكون التغير مصحوباً بنقص عدد التأكسد للكروم من (+6) إلى (+3)

حدثت عملية اختزال.

أما بالنسبة للحديد:



التغير الحادث بالنسبة للحديد:



فيكون التغير مصحوباً بزيادة عدد التأكسد

حدثت عملية أكسدة

تمارين عن الأحماض والقواعد

(١) الحمض الضعيف فيما يلي

- | | |
|-----------------------------|--------------------------|
| HNO_3 (ج) | H_2S (أ) |
| H_2SO_4 (د) | HCl (ب) |

(٢) الحمض تبعاً لتعريف أرهينيوس هي المادة التي ينتج عن ذوبانها في الماء

- | | |
|------------------|----------------------------|
| H_2 (ج) | OH^- (أ) |
| O_2 (د) | H_3O^+ (ب) |

(٣) القاعدة تبعاً لتعريف أرهينيوس هي المادة التي ينتج عن إذابتها في الماء

- | | |
|-------------------|----------------------------|
| OH^- (ج) | H^+ (أ) |
| H_2 (د) | H_3O^+ (ب) |

(٤) الأكاسيد الحمضية (أنهيدريدات حمضية) هي

- (أ) أكاسيد لا فلزية عند ذوبانها في الماء تعطي قواعد
 (ب) أكاسيد فلزية عند ذوبانها في الماء تعطي أحماضاً
 (ج) أكاسيد فلزية عند ذوبانها في الماء تعطي قواعد
 (د) أكاسيد لا فلزية عند ذوبانها في الماء تعطي أحماضاً

(٥) أي التوالي يعتبر أنهيدريد حمض

- | | |
|--------------------------|-------------------|
| MgO (ج) | CO_2 (أ) |
| K_2O (د) | CaO (ب) |

(٦) أي التوالي يعتبر أنهيدريد قاعدي

- | | |
|--------------------------|-------------------|
| K_2O (ج) | SO_2 (أ) |
| SO_3 (د) | CO_2 (ب) |

(٧) أي التوالى يعتبر أكسيد متردد

- (أ) CO_2 (ب) SO_2
(ج) NO_2 (د) ZnO

(٨) حمض برونشتد-لوري هو المادة التي يمكن أن

- (أ) تمنح بروتون أو أكثر (ب) تمنح إلكترون أو أكثر
(ج) تستقبل بروتون أو أكثر (د) تستقبل إلكترون أو أكثر

(٩) في التفاعل التالي حمضي برونشتد-لوري هما



- (أ) OH^- و H_2O (ب) NH_4^+ و NH_3
(ج) OH^- و NH_3 (د) NH_4^+ و H_2O

(١٠) القاعدة المرافقة لجزيء حمض (H_2SO_4) هي

- (أ) HSO_4^- (ب) H_3SO_4^+
(ج) SO_4^{2-} (د) HSO_3^-

(١١) الحمض المرافق لأيون الهيدروكسيد OH^- هو

- (أ) H^+ (ب) H_2O
(ج) O_3 (د) O_2

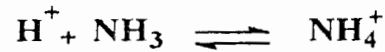
(١٢) الأكاسيد المترددة هي الأكاسيد التي

- (أ) تتفاعل مع الأحماض فقط
(ب) تتفاعل مع القواعد فقط
(ج) تتفاعل مع الأحماض كأكاسيد قاعدية ومع القواعد كأكاسيد حامضية
(د) لا تتفاعل مع الأحماض ولا تتفاعل مع القواعد

(١٣) تبعاً لنظرية لويس فإن الحمض هو

- (أ) المادة التي لها القدرة على استقبال إلكترون واحد وبروتون واحد
 (ب) المادة التي لها القدرة على منح إلكترون واحد وبروتون واحد
 (ج) المادة التي لها القدرة على استقبال بروتون واحد فقط
 (د) المادة التي لها القدرة على استقبال زوج أو أكثر من الإلكترونات

(١٤) قاعدة لويس في التفاعل التالي هي



- (أ) NH_4^+
 (ب) H^+
 (ج) NH_3
 (د) NH_4

(١٥) أي الأيونات التالية هو المسئول عن التفاعلات المميزة للقواعد القلوية في المحاليل المائية

- (أ) OH^-
 (ب) H^+
 (ج) Cl^-
 (د) H_3O^+

(١٦) الحمض الأضعف فيما يلي هو

- (أ) HI
 (ب) HBr
 (ج) HF
 (د) HCl

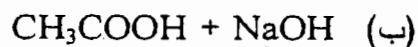
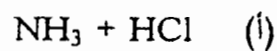
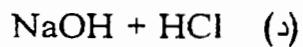
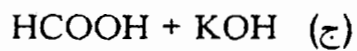
(١٧) الحمض الأقوى فيما يلي

- (أ) HClO_2
 (ب) HClO
 (ج) HClO_3
 (د) HClO_4

(١٨) الحمض الأقوى فيما يلي

- (أ) HClO_4
 (ب) HBrO_4
 (ج) HIO_4
 (د) H_2S

(١٩) يتم الحصول على محلول متعادل عند خلط أحجام متساوية وبنفس التركيز من



تمارين عن الأكسدة والاختزال

(١) عملية الأكسدة هي

- (أ) عملية فقد إلكترونات
(ب) عملية اكتساب إلكترونات
(ج) نقص في عدد التأكسد
(د) الاحتفاظ بعدد التأكسد

(٢) عدد تأكسد الأكسجين في جزيء O_2 يساوي

- (أ) -2
(ب) صفر
(ج) -1
(د) +2

(٣) عدد تأكسد الهيدروجين في مركبات هيدريدات الفلزات النشطة يساوي

- (أ) +1
(ب) صفر
(ج) -1
(د) +2

(٤) عدد تأكسد الأكسجين في مركب (OF_2) وفي مركب (H_2O_2) يساوي

- (أ) -2 ، +2
(ب) +1 ، -2
(ج) +2 ، -2
(د) -1 ، +2

(٥) عدد تأكسد النيتروجين في مركب (NH_2OH) هو

- (أ) -1
(ب) +1
(ج) -2
(د) +2

(٦) عدد تأكسد الفوسفور في أنيون $(H_2PO_4^-)$ هو

- (أ) +4
(ب) +5
(ج) -2
(د) +3

(٧) عدد التأكسد الخاص بالكروم في أنيون $(Cr_2O_7^{2-})$ هو

- (أ) +12
(ب) +2
(ج) +6
(د) +3



في التفاعل أعلاه يصحبه

- (أ) نقص في عدد تأكسد الكبريت
(ب) زيادة في عدد تأكسد الكبريت
(ج) زيادة في عدد تأكسد الكربون
(د) (أ، ج) معاً

(٩) أي التغير التالي يعتبر أكسدة

- (أ) BiO_3^- to Bi^{3+}
(ب) MnO_2 to MnO_4^-
(ج) SO_3 to SO_2
(د) N_2O_3 to N_2O

(١٠) عدد تأكسد (Cl) في $(NaClO_3)$ هو

- (أ) -5
(ب) -4
(ج) +4
(د) +5

الاتزان الكيميائي

- ❖ تفاعلات عكوسة متجانسة
- ❖ تفاعلات عكوسة غير متجانسة
- ❖ قانون فعل الكتلة وثابت الاتزان
- ❖ أهمية معرفة ثابت الاتزان
- ❖ قاعدة لوشاتيلية
- ❖ العوامل التي تؤثر على موضع الاتزان
- ❖ الحاصل الأيوني للماء
- ❖ الأس الهيدروجيني
- ❖ ثابت التفكك لحمض وقاعدة ضعيف
- ❖ تميو الأملاح
- ❖ حساب ثابت التميؤ K_h
- ❖ الإذابة وحاصل الإذابة
- ❖ المحاليل المنظمة
- ❖ المعايرة
- ❖ تمارين عن الاتزان
- ❖ تمارين عن المعايرة
- ❖ أسئلة وتمارين عن الأس الهيدروجيني pH

الاتزان الكيميائي

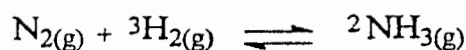
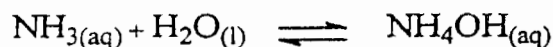
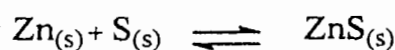
لدراسة الاتزان الكيميائي يجب أولاً معرفة الفرق بين التفاعلات العكوسة وغير العكوسة حيث أن الاتزان الكيميائي يكون فقط للتفاعلات العكوسة.

تفاعلات غير عكوسة	تفاعلات عكوسة	
١	تفاعلات تحدث في اتجاه واحد	تفاعلات تحدث في اتجاهين
٢	المواد الناتجة من التفاعل لا تستطيع أن تتحد مع بعضها ثانية لتعطي المواد المتفاعلة	المواد الناتجة من التفاعل تتفاعل هي الأخرى لتعطي المواد المتفاعلة
٣	$Zn + HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$	$Zn + S \rightleftharpoons ZnS$

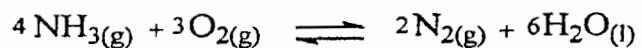
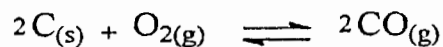
تتقسم التفاعلات العكوسة إلى:

(أ) تفاعلات عكوسة متجانسة

وفيها تكون جميع المواد الداخلة في التفاعل والناتجة عنه في حالة واحدة سواء كان ذلك صلب أو سائل أو غاز.

أمثلة:(ب) تفاعلات عكوسة غير متجانسة

وفيها تكون المواد المتفاعلة والناتجة من التفاعل في أكثر من حالة واحدة من حالات المادة.

أمثلة:

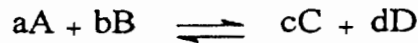
من الأمثلة السابقة يلاحظ أنه في التفاعلات العكوسة يحدث تفاعل طردى وآخر عكسي وعندما تثبت تراكيز المواد المتفاعلة والمواد الناتجة وبالتالي تصبح سرعة التفاعل الطردى متساوية لسرعة التفاعل العكسي، وهذا ما يعرف بالاتزان الكيميائي.

ولا يعني الوصول إلى حالة الاتزان توقف التفاعل ولكنه يستمر في كلا الاتجاهين الطردي والعكسي بنفس المعدل.

قانون فعل الكتلة وثابت الاتزان

عند ثبوت درجة الحرارة فإن سرعة التفاعل الكيميائي تتناسب طردياً مع الكتل الفعالة للمواد المتفاعلة كل مرفوع إلى أس يساوي عدد المولات المتفاعلة.

ويمكن توضيح ذلك في حالة التفاعل التالي:



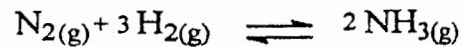
حيث a, b, c, d هي عدد مولات المواد A, B, C, D فيكون التعبير عن ثابت الاتزان بمعلومية التركيز K_c هو:

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

كذلك يمكن التعبير عن ثابت الاتزان في التفاعلات الغازية بدلالة الضغوط الجزئية:

$$K_p = \frac{P_c^c \cdot P_d^d}{P_a^a \cdot P_b^b}$$

مثال: اكتب معادلة ثابت الاتزان بدلالة التركيز والضغط للتفاعل التالي:



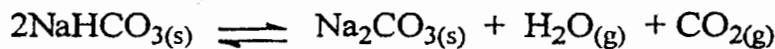
الإجابة:

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] [H_2]^3}$$

$$K_p = \frac{P_{NH_3}^2}{P_{N_2} \cdot P_{H_2}^3}$$

التعبير عن ثابت الاتزان في التفاعلات العكوسة غير المتجانسة:

مثال: ما هو التعبير الصحيح لثابت الاتزان K_c , K_p للتفاعل التالي:



$$K_c = [H_2O] [CO_2]$$

$$K_p = P_{H_2O} \cdot P_{CO_2}$$

أهمية معرفة ثابت الاتزان

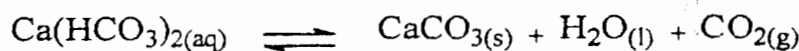
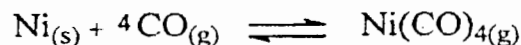
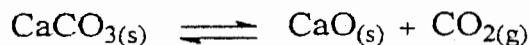
هناك أهمية كبيرة لمعرفة قيمة ثابت الاتزان حيث أنها تدل على سير التفاعل من حيث كمية وتركيز النواتج لهذا التفاعل .



$$K_c = \frac{[B]}{[A]}$$

فإذا كانت القيمة العددية لثابت الاتزان ($K_c > 1$) معنى ذلك أن موضع الاتزان يكون في اتجاه تكوين المواد الناتجة. أما إذا كانت القيمة العددية لثابت الاتزان ($K_c < 1$) فإن موضع الاتزان يكون في اتجاه تكون المواد المتفاعلة وأن كمية المواد الناتجة عند الاتزان تكون قليلة.

مثال: عبر عن ثابت الاتزان لكل من التفاعلات التالية:



الإجابة:

$$K_c = [CO_2] \quad -أ$$

$$K_c = \frac{[Ni(CO)_4]}{[CO]^4} \quad -ب$$

$$K_c = \frac{[CO_2]}{[Ca(HCO_3)_2]} \quad -ج$$

قاعدة لوشاتيلية

استطاع العالم الفرنسي لوشاتيلية (Le Chatelier) أن يوضع قاعدة عرفت باسمه وتصف تأثير العوامل المختلفة من التركيز ودرجة الحرارة والضغط على الأنظمة المترنة، وتنص القاعدة على:

"إذا حدث تغير في أحد العوامل المؤثرة على نظام في حالة اتزان، فإن هذا النظام ينشط في الاتجاه الذي يقلل أو يلغي تأثير هذا التغير"

العوامل التي تؤثر على موضع الاتزان

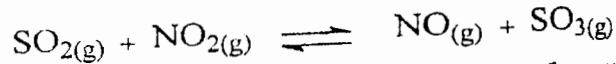
أهم العوامل المؤثرة على موضع الاتزان هي:

(١) التركيز

عند زيادة تركيز إحدى مواد النظام المترن فإن موضع الاتزان يزاح في الاتجاه العكسي للمادة المضافة ولا يغير تركيز المواد في النظام المترن من قيمة ثابت الاتزان.

عند نقص تركيز إحدى المواد يزاح موضع الاتزان في اتجاه المادة التي تم نقص تركيزها.

مثال: ما هو تأثير إضافة غاز (SO₂) وكذلك تقليل تركيز غاز (SO₂) على موضع الاتزان في التفاعل التالي:



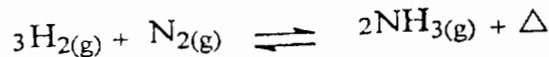
الإجابة: عند زيادة تركيز غاز (SO₂) فإن موضع الاتزان يزاح في اتجاه اليمين (الناتج)،

ولكن عند تقليل تركيز غاز (SO₂) فإن موضع الاتزان يزاح في اتجاه اليسار (المتفاعلات).

(٢) درجة الحرارة

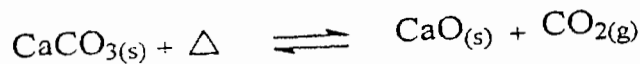
درجة الحرارة هي العامل الذي يغير من موضع الاتزان وكذلك من قيمة الاتزان وتنقسم التفاعلات من حيث تأثير درجة الحرارة إلى:

- تفاعلات طاردة للحرارة



فإنه عند نقص درجة الحرارة فإن موضع الاتزان يتجه نحو الناتج وكذلك فإن قيمة K_c تزداد.

- تفاعلات ماصة للحرارة

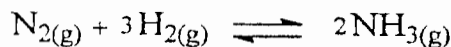


فإنه عند زيادة درجة حرارة التفاعل فإن موضع الاتزان يتجه نحو الناتج وكذلك فإن قيمة K_c تزداد.

(٣) الضغط

زيادة الضغط على تفاعل غازي مترن تجعله ينشط في الاتجاه الذي يقل فيه الحجم (أي يقل فيه عدد المولات).

مثال:



عند زيادة الضغط تعمل على إنقاص حجم النظام فيسير التفاعل في الاتجاه الذي يعطي عدد أقل من المولات (الاتجاه الطردى) وهو اتجاه تكوين الأمونيا.

(٤) المواد الحفازة

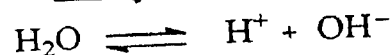
المواد الحفازة تعمل على زيادة سرعة التفاعل الطردى والعكسي بنفس المعدل وبالتالي لا تغير المواد الحفازة من قيمة K_c ولا تؤثر على موضع الاتزان.

ويمكن تلخيص أثر العوامل المختلفة على موضع الاتزان من خلال الجدول التالي:

العوامل المؤثرة	موضع الاتزان	ثابت الاتزان
١ إضافة عامل حفاز	لا يتأثر	لا تتغير قيمته
٢ زيادة تركيز المتفاعلات	يزاح جهة النواتج	
٣ زيادة تركيز النواتج	يزاح جهة المتفاعلات	
٤ نقصان تركيز المتفاعلات	يزاح جهة المتفاعلات	
٥ نقصان تركيز النواتج	يزاح جهة النواتج	
٦ زيادة الضغط	يزاح نحو الاتجاه ذي عدد المولات الغازية الأقل وفي حالة التساوي لا يتأثر	
٧ انخفاض الضغط	يزاح نحو الاتجاه ذي عدد المولات الغازية الأكثر وفي حالة التساوي لا يتأثر	
٨ رفع درجة حرارة التفاعلات أ- الطاردة للحرارة ب- الماصة للحرارة	يزاح جهة المتفاعلات يزاح جهة النواتج	تقل قيمته تزداد قيمته
٩ انخفاض درجة الحرارة للتفاعلات أ- الطاردة للحرارة ب- الماصة للحرارة	يزاح جهة النواتج يزاح جهة المتفاعلات	تزداد قيمته تقل قيمته

تطبيقات قانون فعل الكتلة

(١) إيجاد الحاصل الأيوني للماء



وبتطبيق قانون فعل الكتلة فيكون ثابت الاتزان:

$$K_c = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

من قيمة ثابت الاتزان يتضح أن تأين الماء ضئيل جداً لذلك فإن تركيز الماء غير المتأين يعتبر مقدار ثابت.

فيتحول التغير السابق إلى العلاقة التالي:

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

وحيث أن الماء متعادل التأثير على عباد الشمس فإن $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ كذلك يمكن حساب قيمة $[\text{H}^+]$ بمعلومية $[\text{OH}^-]$:

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]}$$

كذلك يمكن حساب قيمة $[\text{OH}^-]$ بمعلومية $[\text{H}^+]$:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]}$$

مما سبق يمكن استنتاج أن:

١- المحلول المتعادل: هو المحلول الذي يكون فيه

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7}$$

٢- المحلول الحمضي: هو المحلول الذي يكون فيه

$$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}^+] > 1 \times 10^{-7}$$

٣- المحلول القاعدي: هو المحلول الذي يكون فيه

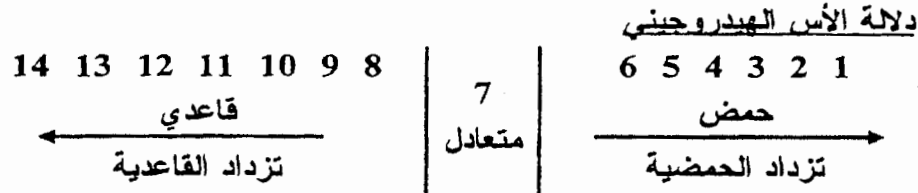
$$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}^+] < 1 \times 10^{-7}$$

الأس الهيدروجيني pH

هو أسلوب للتعبير عن درجة الحمضية أو القاعدية للمحاليل المائية ويتم بأرقام متسلسلة من صفر إلى ١٤

$$pH = -\log [H^+]$$



$$pOH = -\log [OH^-]$$

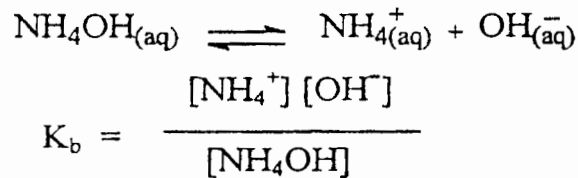
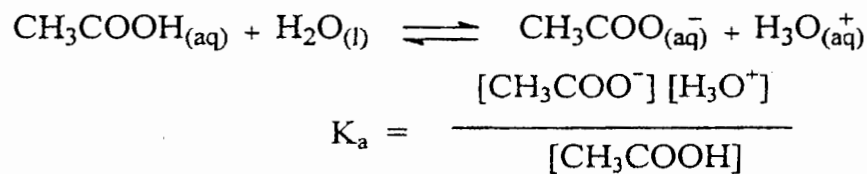
$$pH + pOH = 14$$

من معرفة قيمة pH فإنه:

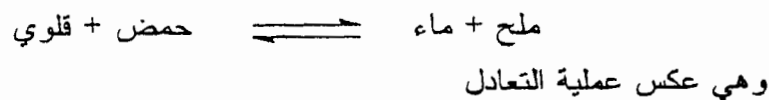
pH = 7 محلول متعادل

pH < 7 محلول حمضي

pH > 7 محلول قاعدي

(٢) ثابت التفكك لحمض وقاعدة ضعيف(٣) تميو الأملاح (التحلل المائي للأملاح)

التميو: هو تفاعل أيونات الملح والماء لتكوين الحمض والقاعدة المشتق منهما الملح أحدهما أو كلاهما ضعيف



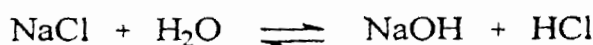
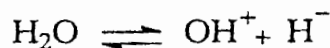
حساب ثابت التميؤ K_h :

الخاصية الحامضية أو القاعدية لمحلول الملح تعتمد على قوة كل من الحمض والقلوي المشتق منهما الملح، وتنقسم الأملاح إلى أربعة أقسام هي:

أ- أملاح مشتقة من حمض قوي وقاعدة قوية:



بالجمع

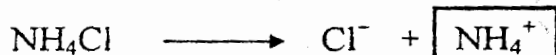


الكتروليت الكتروليت

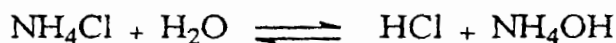
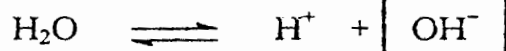
قوي قوي

.. ملح NaCl لا يتمياً لأنه مع الماء يكون حمض وقاعدة كلاهما قوي.

ب- أملاح مشتقة من حمض قوي وقاعدة ضعيفة:



بالجمع

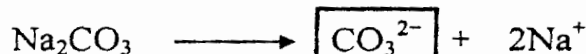


الكتروليت الكتروليت

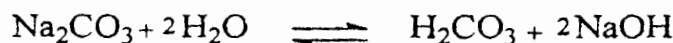
ضعيف قوي

$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

ج- أملاح مشتقة من حمض ضعيف وقاعدة قوية:



بالجمع

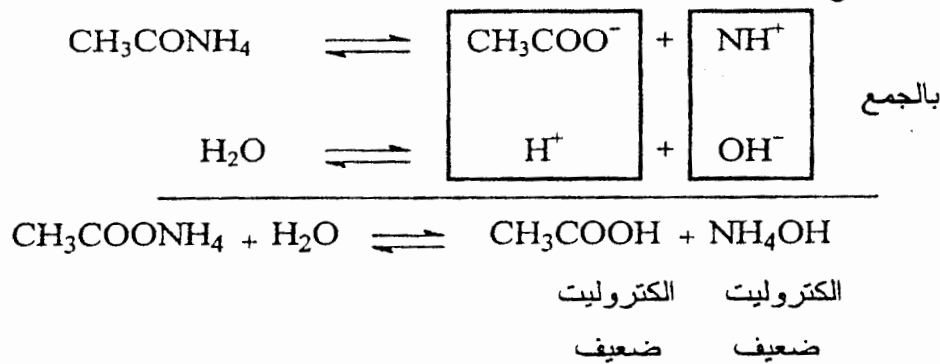


الكتروليت الكتروليت

قوي ضعيف

$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

د- أملاح مشتقة من حمض ضعيف وقاعدة ضعيفة:



$$K_h = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$$

(٤) الإذابة وثابت حاصل الإذابة

تنقسم المواد من حيث قابليتها للذوبان إلى:

(أ) مواد تذوب

(ب) مواد شحيحة الذوبان

ولذلك فإن كمية المادة اللازمة لعمل محلول مشبع متزن عند درجة حرارة معينة تختلف من مادة إلى أخرى نظراً لاختلافها في الذوبانية.

وتنقسم المحاليل إلى:

محلول غير مشبع	محلول مشبع	محلول فوق مشبع
هو المحلول الذي يمكن إذابة كمية أخرى من المذاب فيه عند درجة حرارة معينة	هو المحلول الذي ليس له القدرة على إذابة كميات أخرى من المذاب فيه عند درجة حرارة معينة	هو المحلول الذي يحتوي على كميات من المذاب أكثر مما يلزم تشبعه عند درجة حرارة معينة

الإذابة الصغية (S): هي عدد الصيغ الكيميائية الجرامية (المولات) في لتر من المحلول المشبع

المتزن عند درجة حرارة معينة.

وتعتبر الإذابة الصغية هي أعلى تركيز للمحلول (مول/لتر).

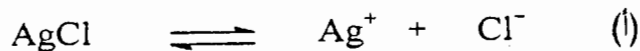
مثال: محلول مشبع متزن من AgCl حجمه لتر ويحتوي على 0.0015 جرام. احسب الإذابة الصيغية لـ AgCl عند درجة حرارة 25°C ؟
الإجابة:

$$\begin{aligned} \text{الكتلة الصيغية (AgCl)} &= 108 + 35.5 = 143.5 \text{ جرام/مول} \\ \text{كتلة المادة المذابة} &= \text{الكتلة الصيغية} \times \text{الإذابة الصيغية} \times \text{حجم المحلول باللتر} \\ 0.0015 &= 143.5 \times \text{الإذابة الصيغية} \times 1 \end{aligned}$$

$$\therefore \text{الإذابة الصيغية} = \frac{0.0015}{143.5 \times 1} = 1.05 \times 10^{-5} \text{ مول/لتر}$$

ثابت حاصل الإذابة (K_{sp}):

يتم حساب K_{sp} للأحماض الشحيحة الذوبان في الماء وهو عبارة عن حاصل ضرب الأيونات المذابة كل مرفوع إلى أس يساوي عدد مولات الأيونات في المعادلة الموزونة. ومنها:



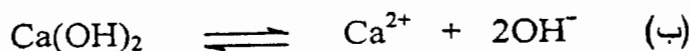
$$K_{sp} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

وتكون الإذابة الصيغية لكل من Ag^+ ، Cl^- هي S

$$K_{sp} = S^2 = S \cdot S = \dots$$

وتكون قيمة (S) بمعلومية K_{sp}

$$S = \sqrt{K_{sp}}$$



$$K_{sp} = [\text{Ca}^{2+}][\text{OH}^-]^2$$

وتكون الإذابة الصيغية لكل من Ag^+ ، Cl^- هي S

$$(2S)^2 = S = K_{sp} \dots$$

$$4S^3 = K_{sp} \dots$$

$$S = \sqrt[3]{\frac{K_{sp}}{4}}$$

ملاحظة:

إذا كان: الحاصل الأيوني $K_{sp} >$ لن يتكون راسب
أما إذا كان الحاصل الأيوني $K_{sp} <$ فسوف يتكون راسب

المحاليل المنظمة:

هي محاليل تقاوم التغيرات في قيمة الأس الهيدروجيني (pH) لها عند إضافة حمض أو قاعدة قوية بكميات قليلة.

طرق تحضير المحاليل المنظمة:

(١) مزج محلولين أحدهما لحمض ضعيف والآخر لأحد أملاحه القوية (الصوديومية أو البوتاسيومية).

مثال: CH_3COOH مع CH_3COONa

(٢) مزج محلولين أحدهما لقاعدة ضعيف والآخر لأحد أملاحه القوية

مثال: NH_4OH مع NH_4Cl

(٣) مزج محلولين أحدهما للحمض والآخر للقاعدة على أن يكون أحدهما ضعيف والآخر قوي وأن يكون عدد مولات الضعيف هو الأكبر.

المعايرة

تعتمد عملية المعايرة على تفاعل المواد فيما بينها بنسب كتلتها المكافئة.
 لإتمام عملية المعايرة يضاف حجم معين من محلول يحتوي على مادة معروف تركيزها بدقة
 (محلول قياس) إلى حجم معلوم من المادة المراد تعيين تركيزها.
نقطة التكافؤ: هي النقطة التي يكون عندها عدد مكافئات المادة القياسية مساوياً مكافئات المادة
 المراد تقديرها.
نقطة نهاية المعايرة: هي النقطة التي يحدث عندها تغير لون الدليل نتيجة إضافة المحلول
 القياسي إلى المادة المراد تقديرها.

شروط استخدام المعايرة

- ١- أن يكون هناك تفاعل كيميائي
- ٢- أن يحدث التفاعل الكيميائي بصفة مستمرة وسريعة.
- ٣- أن تتفاعل المادة القياسية تفاعلاً تاماً مع المادة المراد تقديرها.
- ٤- وجود دليل يحدد نقطة انتهاء المعايرة.

أنواع تفاعلات المعايرة

- ١- تفاعلات التعادل
 معايرة محاليل القلويات والأحماض
- ٢- تفاعلات الترسيب
 يشمل هذا النوع معايرة أيونات Ag^+ مع أيونات Cl^-
- ٣- تفاعلات الأكسدة والاختزال
 يشمل هذا النوع التفاعلات المصحوبة بتغير في عدد التأكسد مثل تفاعل H_2O_2 مع $KMnO_4$

الأدلة وأنواعها

هناك عدة مواد يطلق عليها أدلة المعايرة للأحماض والقواعد، وتستخدم هذه الأدلة لتدل على
 نقطة انتهاء المعايرة عند تفاعل حمض مع قاعدة وهي عبارة عن أحماض أو قواعد ضعيفة لها
 ألوان تتوقف على قيمة الأس الهيدروجيني pH للوسط الذي توضع فيه.

أمثلة لبعض أدلة التعادل:

اسم الدليل	مدى الدليل pH	اللون في الوسط الحمضي	اللون في الوسط القاعدي
١ الميثيل البرتقالي	4.4 - 3.1	أحمر	أصفر
٢ الميثيل الأحمر	6.1 - 4.2	أحمر	أصفر
٣ الفينول فثالين	10 - 8.3	عديم اللون	أصفر

تطبيقات على المعايرة

مثال (١): احسب حجم الماء اللازم إضافته إلى محلول (HCl) حجمه 200 مللتر وتركيزه

0.500 مول/لتر لكي يصبح تركيز المحلول 0.250 مول/لتر؟

الإجابة:

عدد المولات بعد التخفيف = عدد المولات قبل التخفيف

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

$$0.500 \times 200 = 0.250 \times V_2$$

$$\frac{0.500 \times 200}{0.250} = \text{الحجم الكلي بعد التخفيف}$$

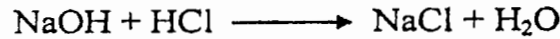
$$= 400 \text{ مللتر}$$

$$\text{حجم الماء المضاف} = 400 - 200 = 200 \text{ مللتر}$$

مثال (٢): احسب تركيز محلول (NaOH) الذي حجمه 20 مللتر اللازم لمعادلة 10 مللتر من

حمض (HCl) الذي تركيزه 0.1 مول/لتر ؟

الإجابة:



نسبة عدد مولات الحمض : القاعدة

$$1 : 1$$

قاعدة حمض

$$M V = M' V'$$

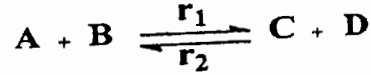
$$0.1 \times 10 = M \times 20$$

$$\frac{0.1 \times 10}{20} = \text{تركيز (NaOH)}$$

$$= 0.05 \text{ مول/لتر}$$

تمارين عن الإتران

(١) التفاعل :



يصل إلى حالة الاتزان عندما تكون العلاقة بين سرعة التفاعل (r_1) وسرعة التفاعل العكوس (r_2) هي

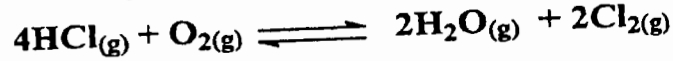
$$r_1 < r_2 \quad (\text{ج})$$

$$r_1 = 0 \quad (\text{د})$$

$$r_1 = r_2 \quad (\text{أ})$$

$$r_1 > r_2 \quad (\text{ب})$$

(٢) الصيغة الصحيحة للتعبير عن الاتزان للتفاعل



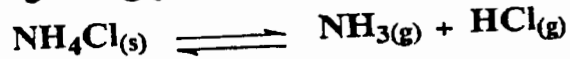
$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}] [\text{Cl}_2]}{[\text{HCl}] [\text{O}_2]} \quad (\text{أ})$$

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2 + [\text{Cl}_2]^2}{[\text{HCl}]^4 + [\text{O}_2]} \quad (\text{ب})$$

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2 [\text{Cl}_2]^2}{[\text{HCl}]^4 [\text{O}_2]} \quad (\text{ج})$$

$$K_c = \frac{[\text{O}_2] [\text{HCl}]}{[\text{H}_2\text{O}] [\text{Cl}_2]} \quad (\text{د})$$

(٣) الصيغة الصحيحة للتعبير عن الاتزان للتفاعل:



$$K_c = \frac{[\text{NH}_3] [\text{HCl}]}{[\text{NH}_4\text{Cl}]} \quad (\text{أ})$$

$$K_c = [\text{NH}_3] [\text{HCl}] \quad (\text{ب})$$

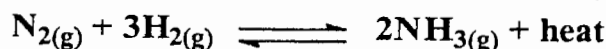
$$K_c = \frac{1}{[\text{NH}_3] [\text{HCl}]} \quad (\text{ج})$$

$$K_c = \frac{[\text{NH}_4\text{Cl}]}{[\text{NH}_3] [\text{HCl}]} \quad (\text{د})$$

(٤) كل مما يأتي يؤثر على موضع الاتزان الكيميائي للتفاعلات العكوسة ما عدا

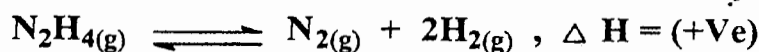
- (أ) تركيز المواد المتفاعلة
(ب) الضغط
(ج) درجة الحرارة
(د) العوامل الحفازة

(٥) في التفاعل المتزن التالي يمكن زيادة تركيز NH_3 عن طريق



- (أ) زيادة الضغط
(ب) خفض درجة الحرارة
(ج) زيادة كمية الهيدروجين
(د) جميع ما سبق

(٦) في التفاعل التالي تزداد نسبة التفكك بواسطة



- (أ) انخفاض الضغط فقط
(ب) سحب الهيدروجين
(ج) رفع درجة الحرارة فقط
(د) جميع ما سبق

(٧) التعبير الصحيح عن ثابت الاتزان K_a للتفاعل التالي في محلول مائي هو



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad (\text{أ})$$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{H}_2\text{O}]} \quad (\text{ب})$$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]} \quad (\text{ج})$$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]} \quad (\text{د})$$

(٨) ما هو تعريف تفاعل أيونات الملح مع الماء لتكوين حمض وقاعدة إحداهما أو كلاهما ضعيف؟

- (أ) التعادل
(ب) التكافؤ
(ج) التفكك
(د) التميؤ

(٩) ثابت التميؤ لمُح خلات الصوديوم CH_3COONa في الماء هو

- (أ) $K_h = K_w$
(ب) $K_h = \frac{K_w}{K_b}$
(ج) $K_h = \frac{K_w}{K_a}$
(د) $K_h = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$

(١٠) ثابت حاصل الإذابة (K_{sp}) لهيدروكسيد الكالسيوم Ca(OH)_2 هو

- (أ) $K_{sp} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{OH}^-]$
(ب) $K_{sp} = \frac{1}{[\text{Ca}^{2+}] [\text{OH}^-]^2}$
(ج) $K_{sp} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$
(د) $K_{sp} = \frac{[\text{Ca}^{2+}] [\text{OH}^-]^2}{[\text{Ca(OH)}_2]}$

(١١) إذا علمت أن ثابت الإذابة (K_{sp}) لمُح الرصاص (PbC_2O_4) يساوي 8.5×10^{-9} فإن قيمة الإذابة هي

- (أ) 9.2×10^5 مول/لتر
(ب) 8.5×10^{-9} مول/لتر
(ج) 8.5×10^9 مول/لتر
(د) 9.2×10^{-5} مول/لتر

(١٢) إذا علمت أن قيمة الإذابة لكرومات الفضة (Ag_2CrO_4) عند درجة (25°C) يساوي 3.2×10^{-5} مول/لتر، فإن قيمة حاصل الإذابة (K_{sp}) هي

- (أ) 1.31×10^{-13}
(ب) 2.05×10^{-9}
(ج) 1.02×10^{-9}
(د) 3.2×10^{-5}

(١٣) تعريف المحلول الذي يقاوم تغير الأس الهيدروجيني نتيجة إضافة حمض أو قاعدة في
بكميات قليلة هو

- (أ) المحلول المتعادل
(ب) المحلول الحمضي
(ج) المحلول القاعدي
(د) المحلول المنظم

(١٤) المواد التي تستخدم لتحضير محلول منظم

- (أ) حمض قوي مع ملحه
(ب) حمض ضعيف مع ملحه
(ج) قاعدة قوية مع ملحها
(د) حمض ضعيف مع قاعدة ضعيفة

تمارين عن المعايير

(١) عند إجراء تجربة المعايرة بين حمض وقاعدة فإن النقطة التي يتغير عندها لون السدليل تسمى

- (أ) نقطة انتهاء المعايرة
(ب) نقطة تكافؤ
(ج) نقطة انصهار
(د) نقطة تجمد

(٢) عند إجراء تجربة المعايرة بين حمض وقاعدة فإن النقطة التي يكون عندها عدد مكافئات الحمض مساوياً لعدد مكافئات القاعدة تسمى

- (أ) نقطة انصهار
(ب) نقطة تكافؤ
(ج) نقطة انتهاء المعايرة
(د) نقطة تجمد

(٣) عند معايرة حمض HCl الذي تركيزه 0.1 مول/لتر وجد أنه يتعادل مع 20 مللتر من محلول (NaOH) الذي تركيزه 0.2 مول/لتر، فما حجم الحمض المستخدم؟

- (أ) 20 مللتر
(ب) 30 مللتر
(ج) 40 مللتر
(د) 10 مللتر

(٤) عند معايرة حمض (H_2SO_4) الذي تركيزه 0.1 مول/لتر وجد أنه يتعادل مع 20 مللتر من محلول (NaOH) الذي تركيزه 0.2 مول/لتر، فما حجم الحمض المستخدم؟

- (أ) 10 مللتر
(ب) 30 مللتر
(ج) 40 مللتر
(د) 20 مللتر

تمارين عن pH و pOH

(١) يحسب قيمة الأس الهيدروجيني (pH) باستخدام تركيز ايون الهيدروجين $[H^+]$ كالآتي:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [H^+] \quad (\text{أ}) \\ \text{pH} &= \log [H^+] \quad (\text{ب}) \\ \text{pH} &= [H^+] \quad (\text{ج}) \\ \text{pH} &= \frac{1}{[H^+]} \quad (\text{د}) \end{aligned}$$

(٢) قيمة الأس الهيدروجيني (pH) للماء النقي كيميائياً تساوي:

$$\begin{aligned} 7 \quad (\text{أ}) \\ 9 \quad (\text{ب}) \\ 12 \quad (\text{ج}) \\ 14 \quad (\text{د}) \end{aligned}$$

(٣) محلول له $\text{pH} = 4$ ، تركيز ايون الهيدروجين $[H^+]$ بالمحلول يساوي:

$$\begin{aligned} 1 \times 10^4 \quad (\text{أ}) \\ 1 \times 10^6 \quad (\text{ب}) \\ 1 \times 10^{-4} \quad (\text{ج}) \\ 1 \times 10^{-10} \quad (\text{د}) \end{aligned}$$

(٤) محلول له $\text{pH} = 5$ ، تركيز ايون الهيدروكسيد $[OH^-]$ بالمحلول يساوي:

$$\begin{aligned} 1 \times 10^{-5} \quad (\text{أ}) \\ 1 \times 10^5 \quad (\text{ب}) \\ 1 \times 10^{-9} \quad (\text{ج}) \\ 1 \times 10^9 \quad (\text{د}) \end{aligned}$$

(٥) محلول له $\text{pH} = 6$ ، وعليه تكون قيمة POH للمحلول:

$$\begin{aligned} 6 \quad (\text{أ}) \\ 20 \quad (\text{ب}) \\ 14 \quad (\text{ج}) \\ 8 \quad (\text{د}) \end{aligned}$$

(٦) محلول له $\text{pH} = 3$ ، هذا المحلول تأثيره:

$$\begin{aligned} (\text{أ}) \text{ حمضي} \\ (\text{ب}) \text{ قاعدي} \\ (\text{ج}) \text{ متعادل} \\ (\text{د}) \text{ متذبذب} \end{aligned}$$

(٧) إذا كانت قيمة تركيز أيون $[H^+] = 1 \times 10^{-2}$ فإن قيمة الأس الهيدروجيني (pH) له تساوي:

- | | |
|--------|---------|
| (أ) -2 | (ج) 12 |
| (ب) 2 | (د) -12 |

(٨) إذا كان تركيز أيون $[OH^-] = 1 \times 10^{-4}$ فإن قيمة الأس الهيدروجيني (pH) له تساوي:

- | | |
|--------|---------|
| (أ) 4 | (ج) 10 |
| (ب) -4 | (د) -10 |

(٩) إذا كان محلول له تركيز أيون $[H^+] = 2.5 \times 10^{-3}$ فإن تركيز أيون $[OH^-]$ لهذا المحلول يساوي

- | | |
|-------------------------|-------------------------|
| (أ) 4×10^{-12} | (ج) 4×10^{12} |
| (ب) 4×10^{-13} | (د) 4×10^{-14} |

(١٠) عند إضافة 100 سم^٣ من الماء إلى 100 سم^٣ من محلول NaOH الذي تركيزه ٠,١ مول/لتر فإن قيمة pH للمحلول المخفف هي

- | | |
|---------|----------|
| (أ) 13 | (ج) 12 |
| (ب) 1.5 | (د) 12.7 |

الكيمياء العضوية

- ❖ خاصية المشابهة الجزيئية
- ❖ المركبات الهيدروكربونية
- ❖ مشتقات المركبات الهيدروكربونية
- ❖ الكحولات
- ❖ الألدهيدات والكيٲونات
- ❖ الأحماض الكربوكسيلية
- ❖ الاسترات
- ❖ الأمينات
- ❖ الأميدات
- ❖ تذكر أن
- ❖ أسئلة وتمارين عن الكيمياء العضوية

الكيمياء العضوية

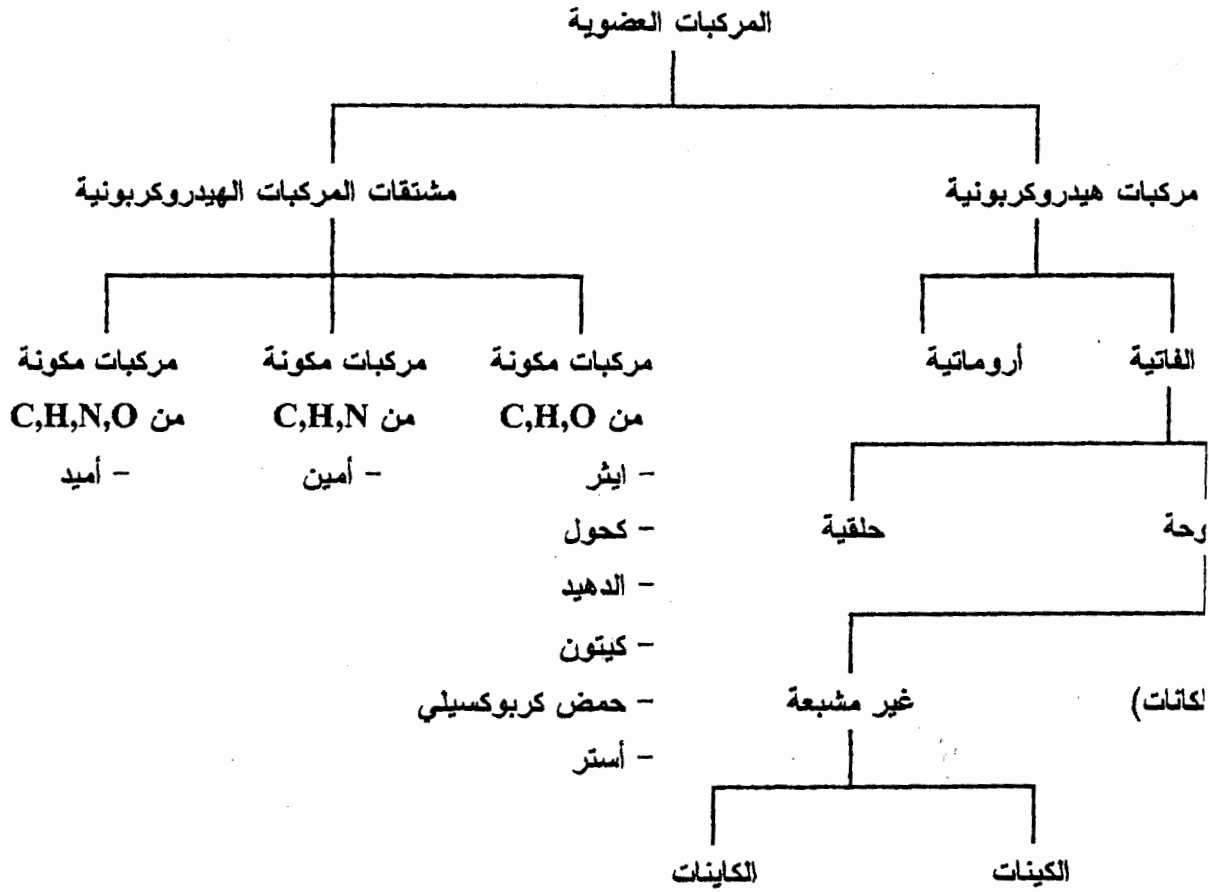
يمكن تعريف الكيمياء العضوية على أنها كيمياء مركبات الكربون، مع العلم أن هناك بعض المركبات الكيميائية التي تحتوي على الكربون وتصنف على أنها مركبات غير عضوية مثل الكربونات والبيكربونات وأول وثاني أكسيد الكربون ومركبات السيانات والسيانيدات، كما بالأمثلة التالية:

Na_2CO_3	كربونات صوديوم
CaCO_3	كربونات كالسيوم
NaHCO_3	بيكربونات الصوديوم
NaCN	سيانيد الصوديوم

وهناك فروق عامة بين المركبات العضوية وغير العضوية يمكن تلخيصها في الجدول الآتي:

الخاصية	المركبات العضوية	المركبات غير العضوية
١- التركيب الكيميائي	يدخل في تركيبها عنصر الكربون كأحد عناصرها الأساسية	لا يشترط احتوائها على الكربون
٢- درجة الانصهار	الصلب منها درجة انصهاره منخفضة نسبياً	الصلب منها درجة انصهاره عالية نسبياً
٣- درجة الغليان	السوائل درجة غليانها منخفضة نسبياً	السوائل درجة غليانها عالية نسبياً
٤- الذوبان في الماء	غالباً لا تذوب في الماء ولكن تذوب في المذيبات العضوية	غالباً تذوب في الماء إذابة طبيعية
٥- الروابط	روابط تساهمية	روابط أيونية غالباً
٦- القدرة على التفاعل	بطيئة في تفاعلاتها نسبياً	سريعة نسبياً في تفاعلاتها
٧- المشابهة الجزيئية (التشاكل)	تنتشر بها خاصية التشاكل	خاصية التشاكل بها قليلة جداً
٨- القابلية للاشتعال	قابلة للاشتعال غالباً وينتج من اشتعالها H_2O ، CO_2 بصفة أساسية	غير قابلة للاشتعال

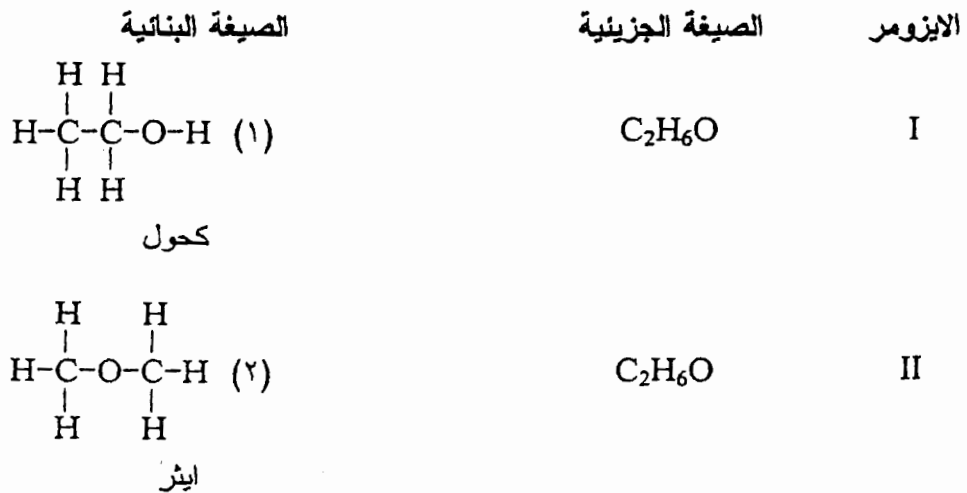
وسوف ندرس في هذا الجزء المركبات الهيدروكربونية والألفاتية والأروماتية، وكذلك مركبات المجموعات الفعالة. والشكل الآتي مخطط يوضح الإطار العام لهذا الباب.

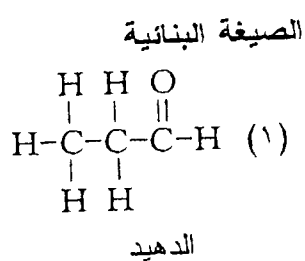


خاصية المشابهة الجزيئية (التشاكل أو الايزوميرزم)

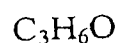
تتمثل هذه الظاهرة في وجود عدد من المركبات العضوية تتشابه في الصيغة الجزيئية وتختلف في الصيغة البنائية.

مثال ١:



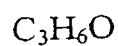
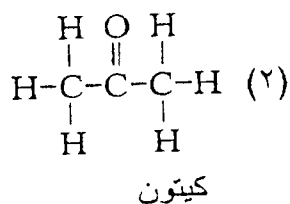
مثال ٢:

الصيغة الجزيئية

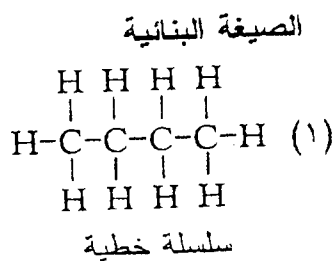


الايزومر

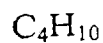
I



II

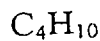
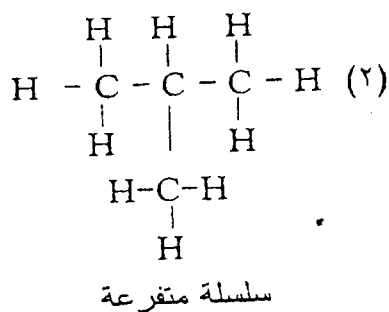
مثال ٣:

الصيغة الجزيئية



الايزومر

I



II

المركبات الهيدروكربونية

هي مركبات تشتمل على الكربون والهيدروجين فقط. وكلمة "هيدروكربونية" مكونة من مقطعين (هيدرو) من هيدروجين، و(كربونية) من كلمة كربون.

(١) المركبات الهيدروكربونية الالفاتية:

هي مركبات ذات سلسلة مفتوحة وتتكون من سلاسل من ذرات الكربون، بحيث توجد ذرة كربون في كل طرف من طرفي السلسلة، وتنقسم المركبات الالفاتية إلى: (أ) مركبات مشبعة، (ب) مركبات غير مشبعة.

(أ) المركبات الهيدروكربونية الالفاتية المشبعة:

هي مركبات تحتوي على روابط أحادية بين ذرات الكربون في المركب وتسمى الالكانات أو البارافينات.

قانون الصيغة الجزيئية العام: C_nH_{2n+2}

الجدول التالي يوضح أول عشر مركبات من الالكانات.

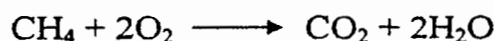
قيمة (n)	الاسم	الصيغة الجزيئية	الصيغة الخطية
(1); C	ميثان	CH ₄	CH ₄
(2); C ₂	ايثان	C ₂ H ₆	CH ₃ - CH ₃
(3); C ₃	بروبان	C ₃ H ₈	CH ₃ - CH ₂ - CH ₃
(4); C ₄	بيوتان	C ₄ H ₁₀	CH ₃ (CH ₂) ₂ CH ₃
(5); C ₅	بنتان	C ₅ H ₁₂	CH ₃ (CH ₂) ₃ CH ₃
(6); C ₆	هكسان	C ₆ H ₁₄	CH ₃ (CH ₂) ₄ CH ₃
(7); C ₇	هيبتان	C ₇ H ₁₆	CH ₃ (CH ₂) ₅ CH ₃
(8); C ₈	اوكتان	C ₈ H ₁₈	CH ₃ (CH ₂) ₆ CH ₃
(9); C ₉	نونان	C ₉ H ₂₀	CH ₃ (CH ₂) ₇ CH ₃
(10); C ₁₀	ديكان	C ₁₀ H ₂₂	CH ₃ (CH ₂) ₈ CH ₃

تفاعلاتها:

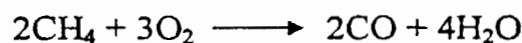
تفاعلات الاحتراق: وينتج عنها غاز ثاني أكسيد الكربون (CO_2) في حالة توافر كمية كافية من الأكسجين أو أول أكسيد الكربون (CO) في حالة عدم توافر كمية كافية من الأكسجين مضافاً إلى ذلك الماء (H_2O).

مثال:

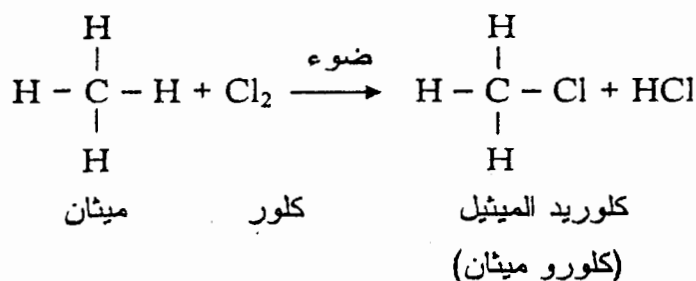
١- في حالة وجود كمية كافية من الأكسجين



٢- في حالة وجود كمية غير كافية من الأكسجين



تفاعلات الاستبدال (الإحلال): في هذا النوع من التفاعلات يتم استبدال ذرة هيدروجين بذرة أو مجموعة ذرية أخرى ويتم التفاعل في وجود الضوء أو حرارة عالية.

مثال:

(ب) المركبات الهيدروكربونية الالفاتية غير المشبعة:

ب-١) الألكينات أو الأوليفينات

هي مركبات تحتوي على رابطة ثنائية بين ذرتين من ذرات الكربون في جزيء المركب.

قانون الصيغة الجزيئية العام: C_nH_{2n}

أمثلة:

• إيثين (إيثلين) C_2H_4

• بروبين C_3H_6

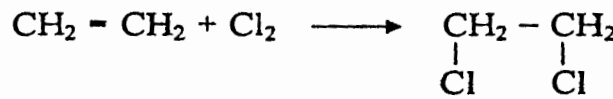
تفاعلاتها:

من أهم تفاعلات هذه السلسلة من المركبات تفاعلات الإضافة، وتشمل على سبيل المثال تفاعلات إضافة الهيدروجين أو الهالوجين أو هاليد الهالوجين.

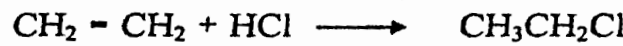
مثال:

إيثين

إيثان



٢،١ - ثنائي كلوروايثان

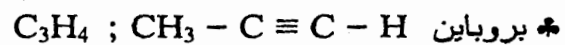
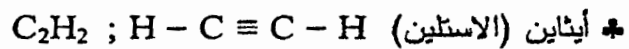


كلورو إيثان

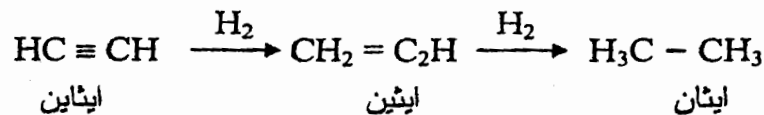
ب-٢) الألكاينات أو الاستلينات

وهي مركبات يحتوي كل جزيء منها على رابطة ثلاثية بين ذرتي الكربون بالجزيء.

قانون الصيغة الجزيئية العام: $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$

أمثلة:تفاعلاتها:

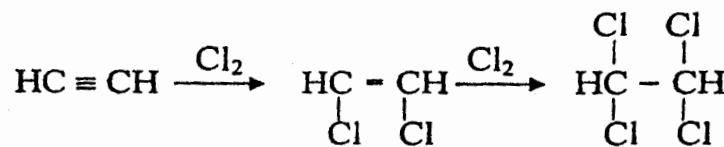
من أهم تفاعلات هذه السلسلة من المركبات تفاعلات الإضافة حيث انها تضيف جزئين من الهيدروجين أو من الهالوجين.



إيثاين

إيثين

إيثان



٢،١ - ثنائي كلوروايثين

٢،٢،١،١ - رباعي

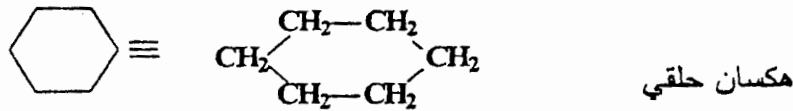
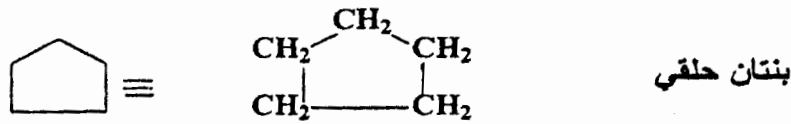
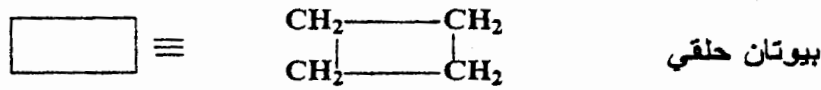
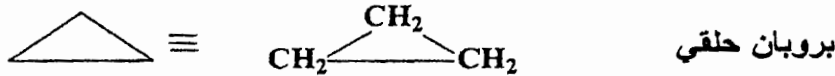
كلوروايثان

المركبات الهيدروكربونية الالفاتية الحلقية

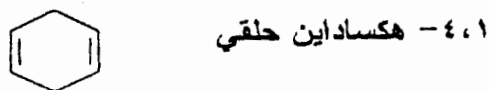
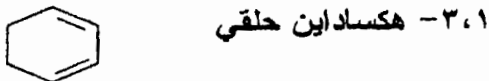
يمكن تقسيم هذه المركبات إلى نوعين:

(أ) مركبات ذات روابط أحادية بالحلقة:

السلسلة بالمركب تبدأ بثلاث ذرات من الكربون على الأقل وكل الروابط بالسلسلة روابط أحاد

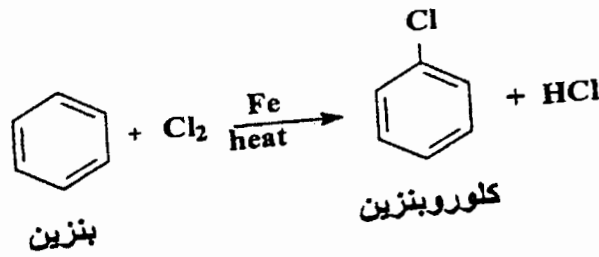
أمثلة:ويمكن كتابة قانون عام لهذه المركبات كما يلي: C_nH_{2n} (ب) مركبات لها رابطة ثنائية حلقية:

السلسلة بالمركب تحتوي على رابطة ثنائية أو أكثر، على أن لا تكون اروماتية.

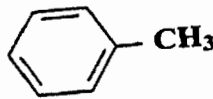
أمثلة:

المركبات الهيدروكربونية الحلقية الأروماتية:

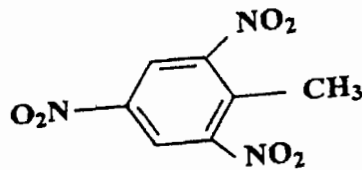
وهي مركبات تخضع لقانون الأروماتية ومن أمثلتها مركب البنزين (يتكون جزيء المركب من حلقة سداسية - ستة ذرات كربون - تحتوي على روابط أحادية وثنائية بالتساوب). تتفاعل المركبات الأروماتية بالاستبدال، منها على سبيل المثال تفاعل البنزين مع الهالوجين (Cl_2 أو Br_2) في وجود الحديد كعامل مساعد.



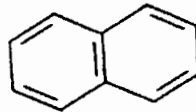
ومن المركبات الأروماتية المهمة مايلي:



(١) الطولوين



(٢) ثلاثي نيتروطولوين (TNT)



(٣) النفثالين

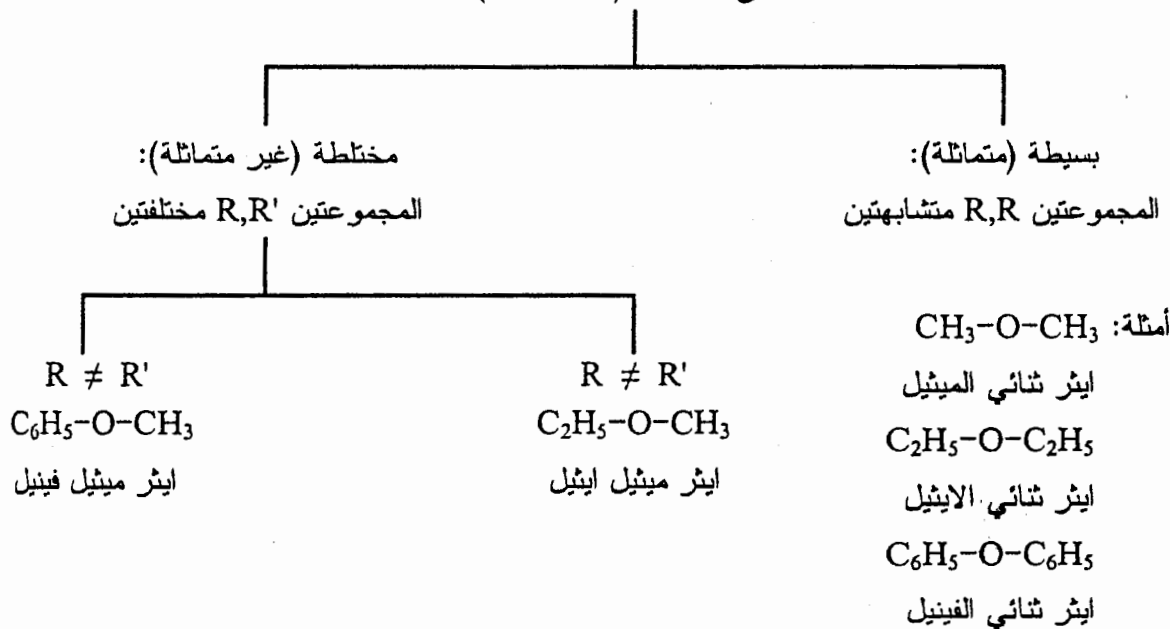
مشتقات المركبات الهيدروكربونية

هي مركبات تحتوي على عناصر أخرى بالجزيء إضافة إلى الهيدروجين (H) والكربون (C)، ومن أهمها الأكسجين (O) والنيتروجين (N).

(١) الأثيرات ($R-O-R'$)

هي مركبات مكونة من كربون وهيدروجين وأكسجين وتتميز بوجود ذرة الأكسجين بين ذرتي

كربون $-C-O-C-$ ويمكن تقسيم الاثيرات إلى نوعين كما يلي:

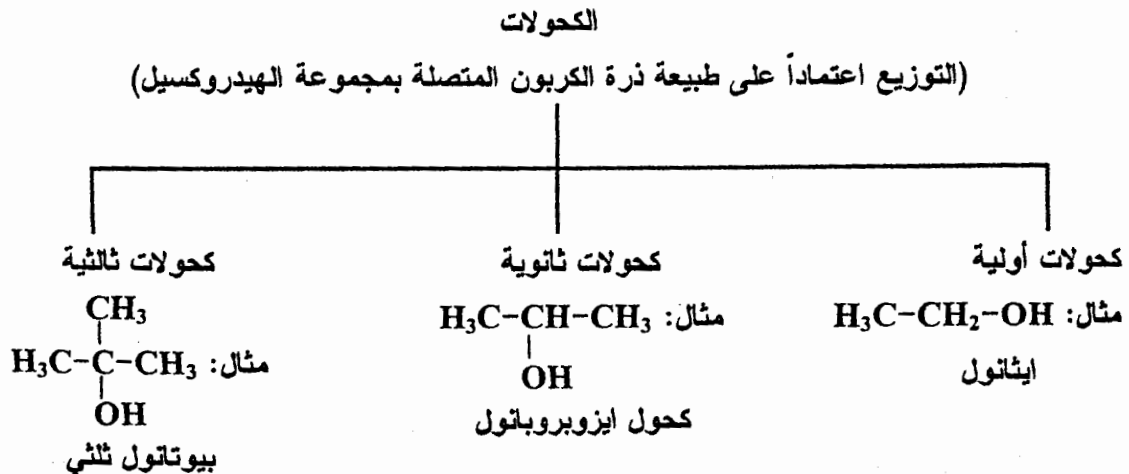
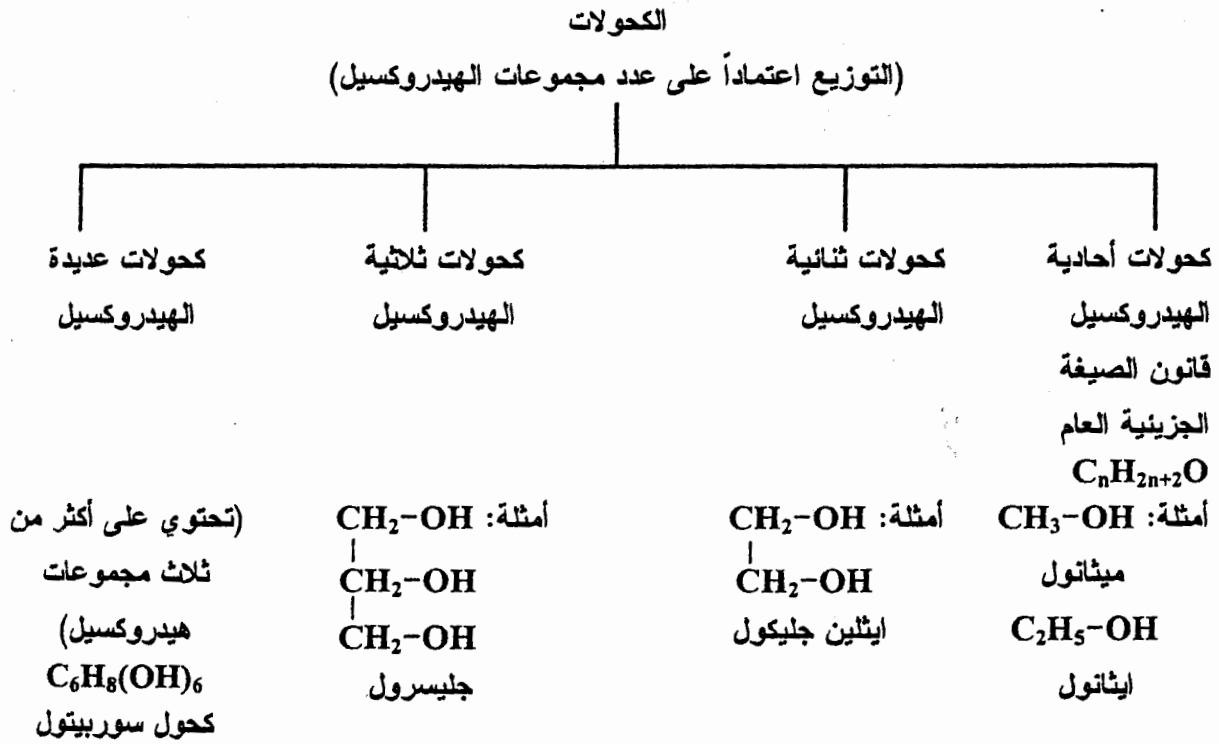
أنواع الأثيرات ($R-O-R'$)

والاثيرات بصفة عامة تعتبر مشتقة من الكحولات أو الفينولات حيث تستبدل ذرة الهيدروجين في مجموعة الهيدروكسيل بمجموعة الكيل أو اريل (المقصود بمجموعة اريل حلقة بنزين ومشتقاتها).

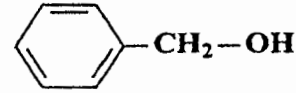
درجة غليان الاثيرات بصفة عامة أقل من درجة غليان الكحولات المقابلة، فمثلاً درجة غليان الايثانول $78.3^\circ C$ بينما الاثير ثنائي الميثيل $-24.9^\circ C$. كذلك فإن الاثيرات أقل كثافة من الكحولات المقابلة. ومن المعروف أيضاً أن الاثيرات شحيحة الذوبان في الماء. والاثيرات ليس لها تأثير على ورقة تباع الشمس وهي قابلة للاشتعال حيث أنها سريعة التطاير. وتعتبر الاثيرات خاملة من الناحية الكيميائية حيث أنها غير قابلة للأكسدة ولا تتفاعل مع القواعد القوية مثل الصوديوم أو مع الأحماض الضعيفة أو القلويات الضعيفة.

الكحولات (ROH)

الكحولات مركبات تحتوي على مجموعة الهيدروكسيل ($-OH$)، ويمكن تقسيم الكحولات بطريقتين إما اعتماداً على عدد مجموعات الهيدروكسيل أو على طبيعة ذرة الكربون التي تحمل بها مجموعة الهيدروكسيل، كما يلي:



وهناك مركبات تتصل فيها مجموعة الهيدروكسيل بحلقة بنزين بصورة مباشرة وتسمى هذه المركبات بالفينولات، في حين أنه إذا اتصلت مجموعة هيدروكسيل بسلسلة الفاتية تحتوي على حلقة بنزين فإن البعض يسميه بالكحولات الأروماتية، وفي هذه النوعية من المركبات فإن تصرف مجموعة الهيدروكسيل يختلف عن الفينولات. ومن أمثلة ذلك كحول البنزيل

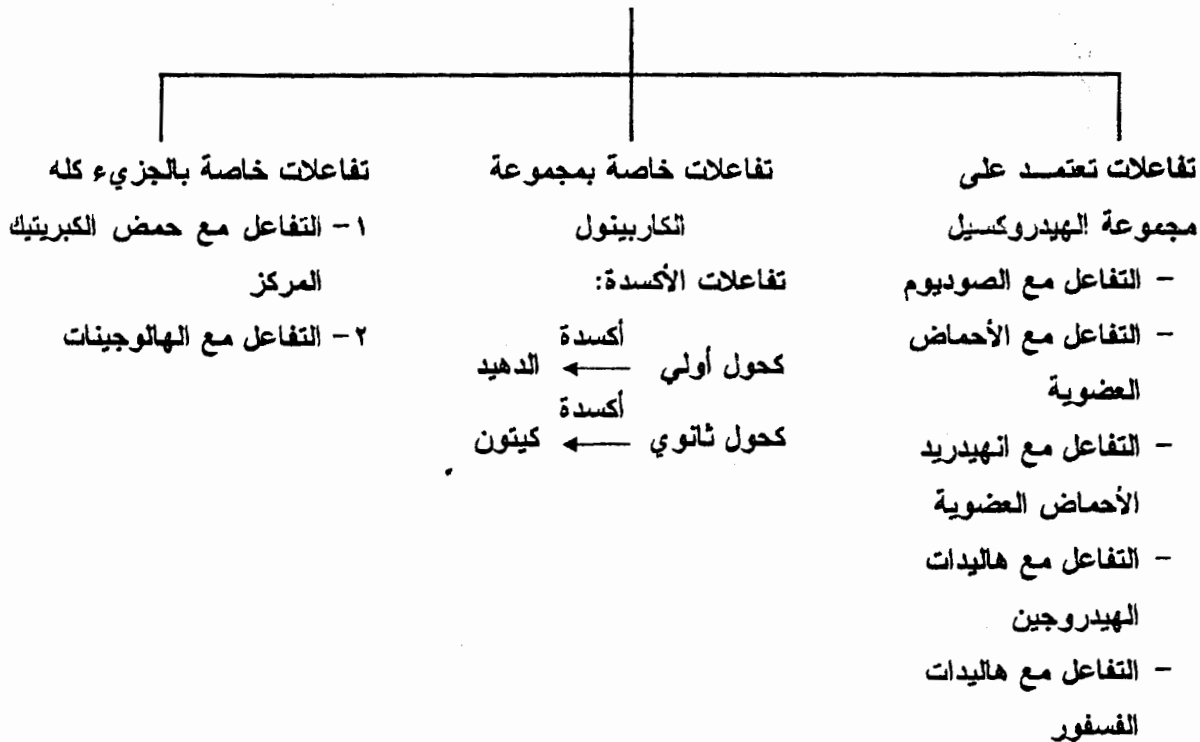


الخواص الكيميائية:

يمكن القول أن هناك تفاعلات تعتمد على مجموعة الهيدروكسيل ($-OH$) وأخرى على مجموعة الكاربينول

$(-C-OH)$ ، كما وهناك تفاعلات تعتمد على الجزيء ككل، ويمكن تلخيص كل ذلك كما يلي:

التفاعلات الكيميائية للكحولات



الألدهيدات والكيبنونات

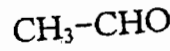
تحتوي هذه النوعية من المركبات على مجموعة كربونيل ($C=O$)، وفي حالة الألدهيد تتصل هذه المجموعة بذرة هيدروجين واحدة على الأقل لكي تكون مجموعة تسمى مجموعة فورميل ($-C(=O)H$)

الألدهيدات:

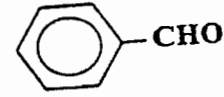
هي تلك المركبات التي تحتوي على مجموعة فورميل ($-CHO$) منها ما هو الفاتي ومنها ما هو اروماتي.

أمثلة:

فورمالدهيد
(ميثانال)



اسيتالدهيد
(ايثانال)

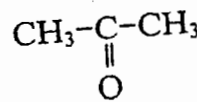


بنزالدهيد
(الدهيد اروماتي)

الكيبنونات:

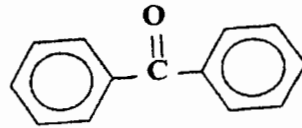
المجموعة الفعالة في هذه السلسلة من المركبات هي مجموعة الكربونيل ($C=O$) ويمكن تقسيم الكيبنونات كما يلي:

(أ) كيبنونات الفاتية: تتصل مجموعة الكربونيل في هذه المركبات مع مجموعتي ألكيل.



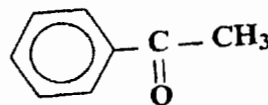
مثال: اسيتون
(بروبانون)

(ب) كيبنونات اروماتية: تتصل مجموعة الكربونيل هنا بمجموعتي أريل.



مثال: بنزوفينون

(ب) كيبنونات مختلطة: تتصل مجموعة الكربونيل في هذه المركبات بمجموعة ألكيل ومجموعة أريل.



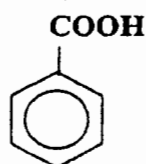
مثال: اسيتوفينون

الأحماض الكربوكسيلية ($R-C(=O)OH$)

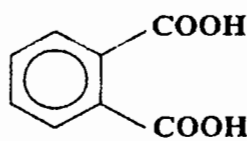
هي مركبات تحتوي على مجموعة الكربوكسيل والتي يرمز لها بالصيغة ($-CO_2H$) أو ($-COOH$)، ويمكن تقسيم الأحماض الكربوكسيلية كما يلي:

الأحماض الكربوكسيلية

أحماض كربوكسيلية أروماتية، وهي عبارة عن مجموعة كربوكسيل متصلة بحلقة بنزين أو بنظام أروماتي. مثال:



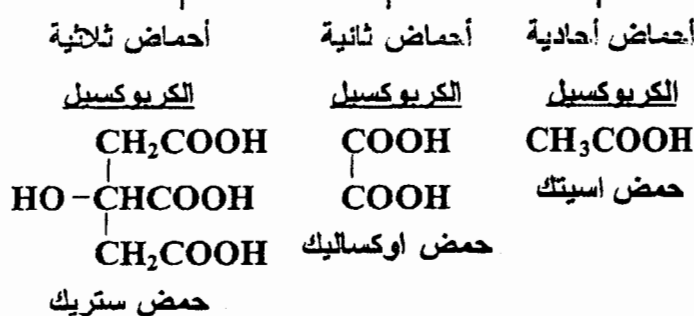
حمض بنزويك



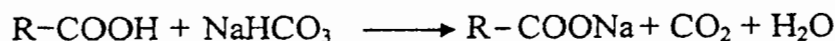
حمض فيثالك

أحماض كربوكسيلية أليفاتية، وهي عبارة عن مجموعة كربوكسيل متصلة بمجموعة الكيل، أو هيدروجين كما في حالة حمض الفورميك.

يمكن تقسيم الأحماض الكربوكسيلية الأليفاتية كما يلي:

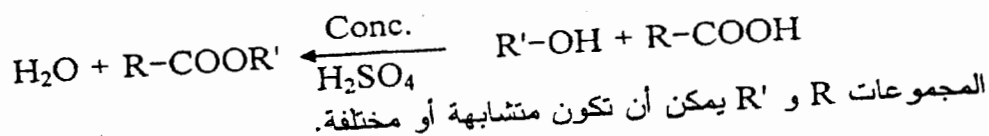
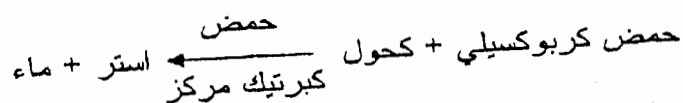
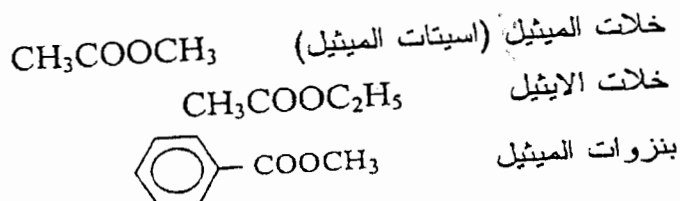


تتميز الأحماض الكربوكسيلية بصفة عامة بقدرتها على التفاعل مع بيكربونات الصوديوم وينتج عن ذلك فوران مع تصاعد غاز ثاني أكسيد الكربون (CO_2):



الاسترات (R - COOR')

الاسترات العضوية هي عبارة عن مركبات عضوية تنتج من تفاعل حمض عضوي (حمض كربوكسيلي) مع كحول في وجود مادة تمتص الماء الناتج عن التفاعل مثل حمض الكبريتيك المركز. والماء الناتج من عملية الأسترة يتكون من ذرة هيدروجين من الكحول ومجموعة هيدروكسيل من الحمض العضوي.

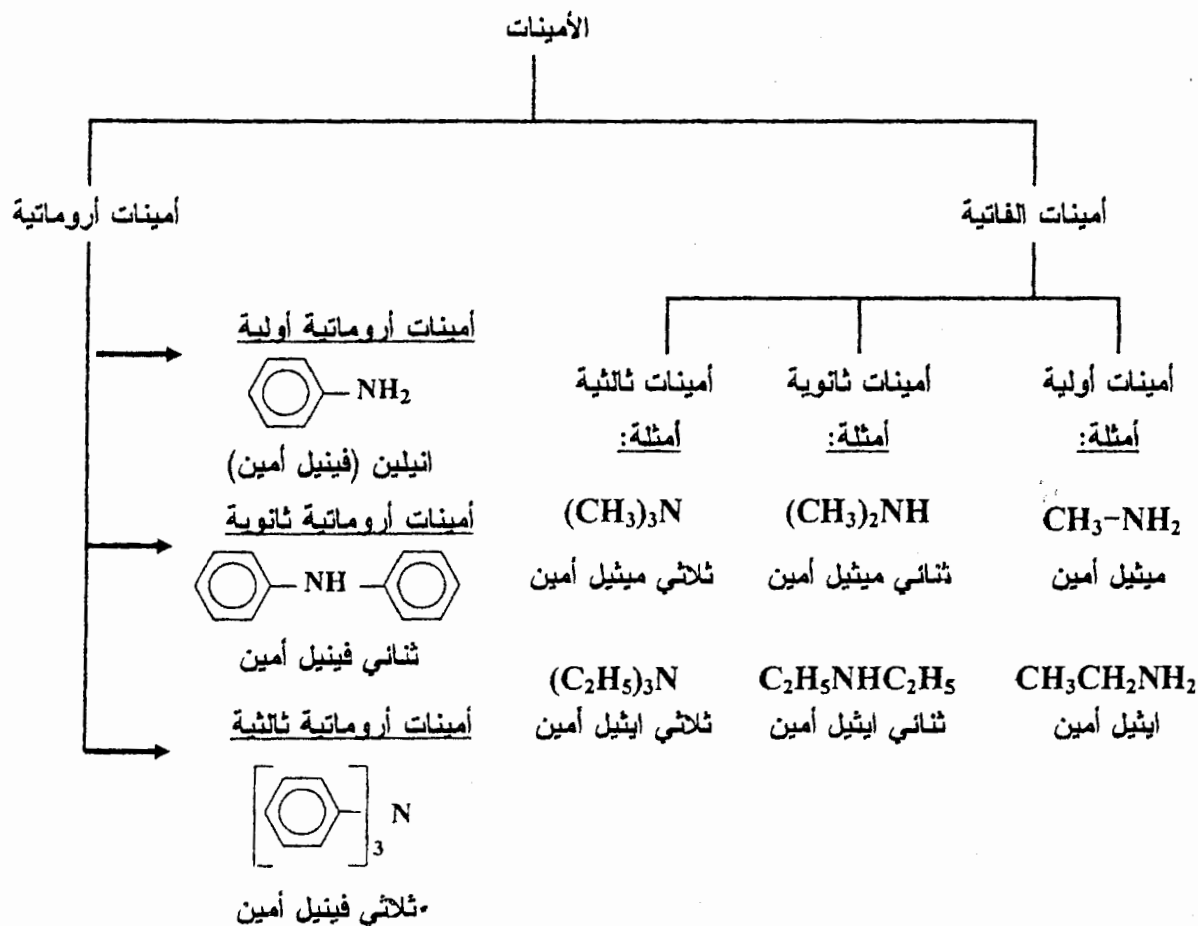
أمثلة:

هذا ويمكن كتابة صيغة مجموعة الاستر كالتالي:



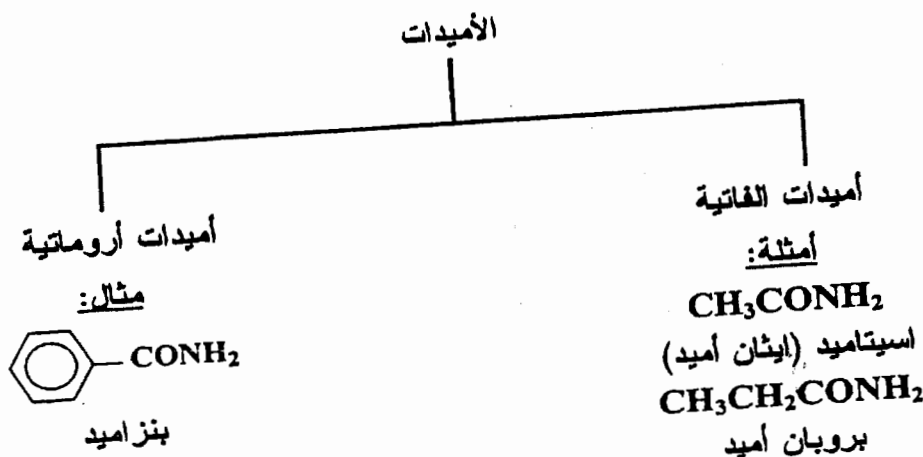
الأمينات (R-NH₂)

هي مركبات مكونة من كربون وهيدروجين ونيتروجين وتتميز بوجود مجموعة أمينو (-NH₂) أو مشتقاتها، ويمكن تقسيم الأمينات كما يلي:

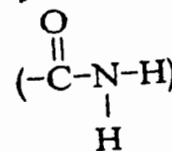


الأميدات ($R-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{NH}_2$)

هي سلسلة المركبات المكونة من الكربون والهيدروجين والأكسجين والنيتروجين وتتميز بوجود مجموعة أميد ($-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{NH}_2$) ومشتقاتها، ويمكن تقسيمها إلى ما يلي:



لاحظ أن صيغة المجموعة يمكن أن تكتب أيضاً وباختصار ($-\text{CONH}_2$)، أو بتفصيل

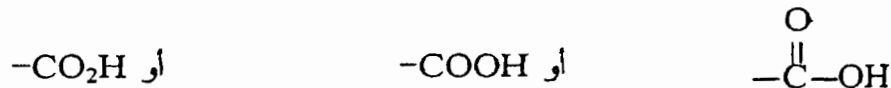


تذكر أن

- ١- المركبات العضوية تحتوي على الكربون.
- ٢- الروابط في المركبات العضوية روابط تساهمية (أحادية، ثنائية أو ثلاثية).
- ٣- هناك بعض المركبات التي تحتوي على كربون وتصنف على أنها مركبات غير عضوية مثل: ثاني أكسيد الكربون (CO_2) وكربونات الصوديوم (Na_2CO_3)، الخ.
- ٤- المركبات الهيدروكربونية بأنواعها المختلفة تتكون من كربون وهيدروجين.
- ٥- التشاكل يعني التشابه في الصيغة الجزيئية والاختلاف في الصيغة البنائية.
- ٦- الاسم المرادف للألكانات هو البرافينات.
- الاسم المرادف للألكينات هو الأوليفينات.
- الاسم المرادف للألكاينات هو الأستلينات.
- ٧- الصيغة الجزيئية العامة للألكانات C_nH_{2n+2} .
- الصيغة الجزيئية العامة للألكينات C_nH_{2n} .
- الصيغة الجزيئية العامة للألكاينات C_nH_{2n-2} .
- ٨- تتفاعل الألكانات بالاستبدال بينما تتفاعل الألكينات والألكاينات بالإضافة.
- ٩- المركبات الأروماتية مركبات تحتوي على مجموعة بنزين.
- ١٠- تتميز الاثيرات بوجود المجموعة الآتية: $-C-O-C-$.
- ١١- الاثيرات منها ما هو بسيط (متماثلة) ومنها ما هو مختلط (غير متماثلة).
- ١٢- الكحولات منها ما هو أحادي الهيدروكسيل - ثنائي الهيدروكسيل - ثلاثي الهيدروكسيل ومنها ما هو عديد الهيدروكسيل.
- ١٣- الكحولات تنقسم إلى كحولات أولية - ثانوية و ثلثية.
- ١٤- تتميز الالدهيدات بوجود مجموعة فورميل (الدهيد) وتكتب هكذا $-CHO$ أو $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C}-\text{H} \end{array}$

١٥- الكيتونات تتميز بوجود مجموعة كربونيل وتكتب هكذا $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C}-\text{R} \end{array}$ أو $>CO$

١٦- الأحماض الكربوكسيلية تتميز بوجود مجموعة كربوكسيل تكتب هكذا :



١٧- الاسترات تنتج من اتحاد كحول مع حمض كربوكسيل ومادة ماصة للماء الناتج من التفاعل كي يسير التفاعل في اتجاه طردي.

١٨- يرمز للاسترات بالرمز التالي: $\text{—}\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C—OR}$ أو COOR— أو $\text{—CO}_2\text{R}$ (R- مجموعة الكيل أو اريل).

١٩- الامينات مركبات تحتوي على مجموعة امينو (—NH_2) منها ما هو الفاتي ومنها ما هو اروماتي، والمجموعة يمكن أن تكتب على صيغة $\text{—}\underset{\text{H}}{\text{N—}}$.

٢٠- الامينات منها ما هو أولي وثانوي وثلاثي.

٢١- الاميدات مركبات تحتوي على مجموعة اميد $\text{—}\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C—N—}$ وتكتب —CONH_2 أو

$$\text{—}\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C—NH}_2$$

الجدول الآتي يبين اسم المجموعة ورمزها والاسم العام للمركب.

اسم المجموعة	رمز المجموعة	الاسم العام للمركب
الايثر	$\begin{array}{c} \\ -C-O-C- \\ \end{array}$	ايثر
الهيدروكسيل	$-OH$	كحول
الالدهيد	$\begin{array}{c} O \\ \\ -C-H \end{array}$	الدهيد
كربونيل	$\begin{array}{c} O \\ \\ -C- \end{array}$	كيتون
مجموعة كربوكسيل	$\begin{array}{c} O \\ \\ -C-OH \end{array}$	حمض كربوكسيلي
مجموعة استر	$\begin{array}{c} O \\ \\ -C-O-R \end{array}$	استر
مجموعة امينو	$-NH_2$	امين
مجموعة اميد	$\begin{array}{c} O \\ \\ -C-NH_2 \end{array}$	اميد

تمارين في الكيمياء العضوية

(١) أي المركبات التالية تحتوي على كربون ولا تصنف على أنها مركبات عضوية

- (أ) الميثانول (CH_3OH) (ج) حمض اسيتيك ($\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$)
(ب) كربونات صوديوم (Na_2CO_3) (د) ميثانال (HCHO)

(٢) أي المركبات التالية تحتوي على كربون ولا تصنف على أنها مركبات عضوية

- (أ) كربونات كالسيوم (CaCO_3) (ج) إيثيل أمين ($\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$)
(ب) بنزالدهيد ($\text{C}_6\text{H}_5\text{CHO}$) (د) خلاات الإيثيل ($\text{CH}_3\text{CO}_2\text{C}_2\text{H}_5$)

(٣) أي المركبات التالية تحتوي على كربون ولا تصنف على أنها مركبات عضوية

- (أ) سيانيد الصوديوم (NaCN) (ج) بيكربونات صوديوم (Na_2CO_3)
(ب) ثاني أكسيد الكربون (CO_2) (د) كل ما سبق

(٤) المركبات الهيدروكربونية تتميز بتكون جزيء المركب من:

- (أ) ذرات كربون فقط (ج) ذرات هيدروجين فقط
(ب) ذرات كربون وهيدروجين فقط (د) ذرات كربون وهيدروجين ونيون

(٥) خاصية الايزوميرزوم (التشاكل) هي ظاهرة وجود عدد من المركبات العضوية تتشابه في

- (أ) صيغتها الجزيئية وتختلف في صيغتها الأولية (ج) صيغتها الجزيئية وتختلف في صيغتها البنائية
(ب) صيغتها البنائية وصيغتها الأولية (د) صيغتها الأولية وصيغتها الجزيئية

(٦) قانون الصيغة الجزيئية العام للهيدروكربونات الألفاتية المشبعة هو:

- (أ) C_nH_{2n} (ج) $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$
(ب) $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ (د) C_nH_n

(٧) المركبات الهيدروكربونية الألفاتية المشبعة تسمى

- (أ) الكاينات (ج) الكينات
(ب) ألكانات (د) كلاً من (أ) ، (ب)

(٨) معظم تفاعلات الألكانات الأساسية والمهمة تفاعلات

- | | |
|-------------|-----------------|
| (أ) استبدال | (ج) تبادل مزدوج |
| (ب) إضافة | (د) معايرة |

(٩) الاسم الآخر للألكينات هو

- | | |
|---------------|--------------|
| (أ) أوليفينات | (ج) أستلينات |
| (ب) بارافينات | (د) ألكانات |

(١٠) قانون الصيغة الجزيئية العام للألكينات هو

- | | |
|-------------------|-----------------|
| (أ) C_nH_{2n-2} | (ج) C_nH_{2n} |
| (ب) C_nH_{2n+2} | (د) C_nH_n |

(١١) معظم تفاعلات الألكينات هي تفاعلات

- | | |
|-----------------|------------|
| (أ) استبدال | (ج) إضافة |
| (ب) تبادل مزدوج | (د) معايرة |

(١٢) الاسم المرادف للألكينات هو

- | | |
|--------------|---------------|
| (أ) أستلينات | (ج) أوليفينات |
| (ب) برافينات | (د) ألكانات |

(١٣) قانون الصيغة الجزيئية العام للأستلينات هو

- | | |
|-------------------|-------------------|
| (أ) C_nH_{2n} | (ج) C_nH_{2n-2} |
| (ب) C_nH_{2n+2} | (د) C_nH_n |

(١٤) تفاعلات الأستلينات (ألكينات) الأساسية والمهمة تفاعلات

- | | |
|-----------|-----------------|
| (أ) ترسيب | (ج) تبادل مزدوج |
| (ب) إضافة | (د) نزع |

(١٥) يعتبر الهكسين الحلقي من المركبات:

- (أ) الهيدروكربونية الألفاتية المحتوية على رابطة ثنائية
- (ب) الهيدروكربونية الألفاتية المحتوية على رابطة ثلاثية
- (ج) الهيدروكربونية الألفاتية الاروماتية
- (د) الهيدروكربونية الاروماتية

(١٦) يتفاعل الكلور (Cl_2) مع البنزين في وجود الحديد بالتسخين ليكون

- (أ) كلورو الكين حلقي
- (ب) كلورو نفتالين
- (ج) كلورو طولوين
- (د) كلورو بنزين

(١٧) من أمثلة الأثيرات البسيطة

- (أ) أيثيل ميثل أثير
- (ب) ثنائي ميثل أثير
- (ج) فنيل ميثل أثير
- (د) كل ما سبق

(١٨) الأثيرات تحتوي على المجموعة:

- (أ) $-OH$
- (ب) $-C-O-C-$
- (ج) $\begin{array}{c} O \\ || \\ -C-H \end{array}$
- (د) $\begin{array}{c} O \\ || \\ -C- \end{array}$

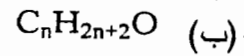
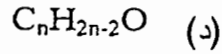
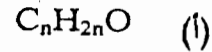
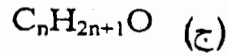
(١٩) من أمثلة الأثيرات المختلطة

- (أ) ميثيل أثير
- (ب) فنيل أثير
- (ج) ثنائي بروبيل أثير
- (د) ايثيل ميثل أثير

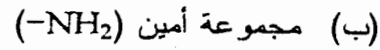
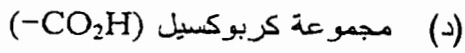
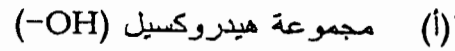
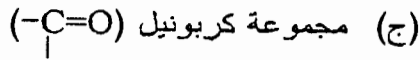
(٢٠) الميثانول (CH_3OH) يصنف على أنه

- (أ) كحول أولي
- (ب) كحول ثانوي
- (ج) كحول أحادي الهيدروكسيل
- (د) كلاً من (أ) ، (ج)

(٢١) قانون الصيغة الجزيئية العام للكحولات الالفاتية أحادية الهيدروكسيل هو



(٢٢) المجموعة المميزة للكحولات



(٢٣) يعتبر الجليسرول من

(ج) الأحماض

(أ) الكحولات

(د) الألدهيدات

(ب) الأمينات

(٢٤) عند أكسدة الكحول الأولي نحصل على

(ج) كحول ثنائي

(أ) كيتون

(د) ألدهيد

(ب) كحول ثانوي

(٢٥) عند أكسدة الكحول الثانوي نحصل على

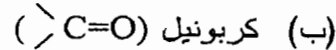
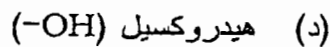
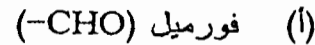
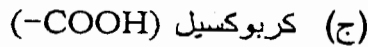
(ج) كيتون

(أ) كحول ثنائي

(د) كحول أولي

(ب) ألدهيد

(٢٦) تتميز الكيتونات بوجود مجموعة



(٢٧) تتميز الألهيدات بوجود مجموعة

- (أ) كربونيل ($>CO$)
 (ب) مجموعة فورميل ($-CHO$)
 (ج) مجموعة كربوكسيل ($-CO_2H$)
 (د) مجموعة أميد ($-CONH_2$)

(٢٨) يعتبر مركب الاستالدهيد ($CH_3\overset{O}{\parallel}CH$)

- (أ) الألهيدات الأروماتية
 (ب) الألهيدات الألفاتية
 (ج) الالهيدات الحلقية
 (د) الكيتونات الألفاتية غير المشبعة

(٢٩) تتميز الأحماض الكربوكسيلية (العضوية) بوجود مجموعة

- (أ) $-CHO$
 (ب) $-CO_2R$
 (ج) $-CO_2H$
 (د) $-CO_2NH$

(٣٠) حمض البنزويك يعتبر من الأحماض

- (أ) الألفاتية
 (ب) الأروماتية
 (ج) الألفاتية الحلقية
 (د) كل من (أ) ، (ج)

(٣١) ترمز المجموعة ($\overset{O}{\parallel}COR$) إلى

- (أ) أستر
 (ب) حمض كربوكسيلي
 (ج) أميد
 (د) كيتون

(٣٢) تعتبر خلات المثيل ($CH_3CO_2CH_3$) من

- (أ) الأحماض الكربوكسيلية
 (ب) الأحماض غير العضوية
 (ج) الأسترات
 (د) الالهيدات

(٣٣) تحتوي الأمينات على مجموعة

- (أ) $\text{C}=\text{O}$
 (ب) $-\text{OH}$
 (ج) $-\text{CONH}_2$
 (د) $-\text{NH}_2$

(٣٤) تحتوي الأميدات على مجموعة

- (أ) $-\text{CHO}$
 (ب) $-\text{OH}$
 (ج) $-\text{NH}_2$
 (د) $-\text{CONH}_2$

(٣٥) يعتبر مركب $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{NH}_2$ من

- (أ) الأمينات الألفاتية
 (ب) الأميدات الأروماتية
 (ج) الأميدات الألفاتية
 (د) الامينات الاروماتية

(٣٦) يعتبر الأنيلين من

- (أ) الأمينات الألفاتية
 (ب) الأميدات الأروماتية
 (ج) الأميدات الاروماتية
 (د) الامينات الأروماتية

(٣٧) البولي أستر يحتوي على أوصال مجموعة

- (أ) أميد
 (ب) أمين
 (ج) أستر
 (د) كربوكسيل

(٣٨) البولي أميد يحتوي على أوصال مجموعة

- (أ) أمين
 (ب) أميد
 (ج) كيتون
 (د) هيدروكسيل

المراجع العربية

١- الكيمياء

الصف العاشر - وزارة التربية - دولة الكويت
علي خلفان عبيد وآخرون ٢٠٠٥/٢٠٠٤

٢- الكيمياء

الصف الحادي عشر - وزارة التربية - دولة الكويت
علي خلفان عبيد وآخرون ٢٠٠٥/٢٠٠٤

٣- الكيمياء

الصف الثاني عشر - وزارة التربية - دولة الكويت
د. محمد عبد المنعم إبراهيم وآخرون ٢٠٠٥/٢٠٠٤

٤- الكيمياء

للثانوية العامة - النظام الحديث - جمهورية مصر العربية
أ.د. محمد سمير عبد المعز وآخرون - وزارة التربية

٥- الكيمياء

للفصل الأول الثانوي - جمهورية مصر العربية
أ.د. محمد سمير عبد المعز وآخرون - وزارة التربية

٦- المعظم في الكيمياء الحديثة

أ.د. فاروق فهمي - جمهورية مصر العربية
جامعة عين شمس

المراجع الإنكليزية

- 1- Fundamentals of Chemistry,
4th edition, 2004
David E. Goldberg
- 2- Chemistry, 6th edition, 2003
Z. Zumdahl
- 3- General Chemistry
Principles & Structure, 5th edition, 1990
James E. Brady
- 4- Organic Chemistry, 5th edition, 1995
Philip S. Bailey, Jr; Christian
A. Bailey
- 5- Organic Chemistry, 6th edition, 1992
Morrison and Boyd
- 6- Organic Chemistry, 4th edition, 2004, Paula Y. Bruice

References

- 1- Fundamentals of Chemistry,
4th edition, 2004
David E. Goldberg
- 2- Chemistry, 6th edition, 2003
Z. Zumdahl
- 3- General Chemistry
Principles & Structure, 5th edition, 1990
James E. Brady
- 4- Organic Chemistry, 5th edition, 1995
Philip S. Bailey, Jr; Christian
A. Bailey
- 5- Organic Chemistry, 6th edition, 1992
Morrison and Boyd
- 6- Organic Chemistry, 4th edition, 2004, Paula Y. Bruice

Fisher
Scientific

Periodic Chart of the Elements

1 H 1.00794 ^A	2 He 4.002602 [*]	3 Li 6.941 [*]	4 Be 9.01218	5 B 10.811 ^A	6 C 12.011	7 N 14.0067	8 O 15.9994 [†]	9 F 18.998483	10 Ne 20.179	11 Na 22.98977	12 Mg 24.305	13 Al 26.98154	14 Si 28.0855 [†]	15 P 30.97376	16 S 32.066 ^A	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948	19 K 39.0983	20 Ca 40.078 ^A	21 Sc 44.95591	22 Ti 47.88 [†]	23 V 50.9415	24 Cr 51.9961 ^A	25 Mn 54.9380	26 Fe 55.847 [†]	27 Co 58.9332	28 Ni 58.69	29 Cu 63.546 [†]	30 Zn 65.39 [*]	31 Ga 69.723 ^A	32 Ge 72.59 [†]	33 As 74.9216	34 Se 78.96 [†]	35 Br 79.904	36 Kr 83.80	37 Rb 85.4678 [†]	38 Sr 87.62	39 Y 88.9059	40 Zr 91.224 [*]	41 Nb 92.9064	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07 [*]	45 Rh 102.9055	46 Pd 106.42	47 Ag 107.8682 [†]	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.710 ^A	51 Sb 121.75 [†]	52 Te 127.60 [†]	53 I 126.9045	54 Xe 131.29 [†]	55 Cs 132.9054	56 Ba 137.33	57 *La 138.9055 [†]	58 Hf 178.49 [†]	59 Ta 180.9479	60 W 183.85 [†]	61 Re 186.207	62 Os 190.2	63 Ir 192.22 [†]	64 Pt 195.08 [†]	65 Au 196.9665	66 Hg 200.59 [†]	67 Tl 204.383	68 Pb 207.2	69 Bi 208.9804	70 Po (209)	71 At (210)	72 Rn (222)	73 Fr (223)	74 Ra 226.0254	75 Ac 227.0278	76 Unq (261)	77 Unp (262)	78 Unh (263)
--------------------------------	----------------------------------	-------------------------------	--------------------	-------------------------------	------------------	-------------------	--------------------------------	---------------------	--------------------	----------------------	--------------------	----------------------	----------------------------------	---------------------	--------------------------------	--------------------	--------------------	--------------------	---------------------------------	----------------------	--------------------------------	--------------------	----------------------------------	---------------------	---------------------------------	---------------------	-------------------	---------------------------------	--------------------------------	---------------------------------	--------------------------------	---------------------	--------------------------------	--------------------	-------------------	----------------------------------	-------------------	--------------------	---------------------------------	---------------------	-------------------	------------------	---------------------------------	----------------------	--------------------	-----------------------------------	--------------------	--------------------	----------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	---------------------	---------------------------------	----------------------	--------------------	------------------------------------	---------------------------------	----------------------	--------------------------------	---------------------	-------------------	---------------------------------	---------------------------------	----------------------	---------------------------------	---------------------	-------------------	----------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	----------------------	----------------------	--------------------	--------------------	--------------------

• New IUPAC
 ■ Former IUPAC
 ♦ New Chemical Abstract Service
 ★ Former Chemical Abstract Service

FISHER SCIENTIFIC
 CAT NO. 05-702-10

§ The International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC) has not adopted official names or symbols for these elements.

* These weights are considered reliable to ± 2 in the last place.

† These weights are considered reliable to ± 3 in the last place.

‡ These weights are considered reliable in the last place, as follows: Calcium and Gallium ± 4 ; Boron ± 5 ; Chromium and Sulfur ± 6 ; Hydrogen and Tin ± 7 .

All other weights are reliable to ± 1 in the last place. All reliabilities are based on an uncertainty scale of ± 1 to ± 9 .

Atomic weights corrected to conform to the most recent values of the Commission on Atomic Weights. Column nomenclature conforms to IUPAC system and data in this chart have been checked by the National Bureau of Standards' Office of Standard Reference Data.

© 1987 Fisher Scientific

*Lanthanides

58 Ce 140.12	59 Pr 140.9077	60 Nd 144.24 [†]	61 Pm (145)	62 Sm 150.36 [†]	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25 [†]	65 Tb 158.9254	66 Dy 162.50 [†]	67 Ho 164.9304	68 Er 167.26 [†]	69 Tm 168.9342	70 Yb 173.04 [†]	71 Lu 174.967
--------------------	----------------------	---------------------------------	-------------------	---------------------------------	--------------------	---------------------------------	----------------------	---------------------------------	----------------------	---------------------------------	----------------------	---------------------------------	---------------------

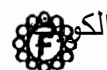
† Actinides

90 Th 232.0381	91 Pa 231.0359	92 U 238.0289	93 Np 237.0482	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (260)
----------------------	----------------------	---------------------	----------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------

Atomic Weights

Name	Symbol	Atomic Number	Atomic Weight
Actinium	Ac	89	227.0278
Aluminum	Al	13	26.98154
Americium	Am	95	(243)
Antimony (Stibium)	Sb	51	121.75†
Argon	Ar	18	39.948
Arsenic	As	33	74.9216
Astatine	At	85	(210)
Barium	Ba	56	137.33
Berkelium	Bk	97	(247)
Beryllium	Be	4	9.01218
Bismuth	Bi	83	208.9804
Boron	B	5	10.811†
Bromine	Br	35	79.904
Cadmium	Cd	48	112.41
Caesium	Cs	55	132.9054
Calcium	Ca	20	40.078†
Californium	Cf	98	(251)
Carbon	C	6	12.011
Cerium	Ce	58	140.12
Chlorine	Cl	17	35.453
Chromium	Cr	24	51.9961†
Cobalt	Co	27	58.9332†
Copper	Cu	29	63.546†
Curium	Cm	96	(247)
Dysprosium	Dy	66	162.50†
Einsteinium	Es	99	(252)
Erbium	Er	68	167.26†
Europtium	Eu	63	151.96
Fermium	Fm	100	(257)
Fluorine	F	9	18.998403
Francium	Fr	87	(223)
Gadolinium	Gd	64	157.25†
Gallium	Ga	31	69.723†
Germanium	Ge	32	72.59†
Gold	Au	79	196.9665
Hafnium	Hf	72	178.49†
Helium	He	2	4.002602†
Holmium	Ho	67	164.9304
Hydrogen	H	1	1.00794†
Indium	In	49	114.82
Iodine	I	53	126.9045
Iridium	Ir	77	192.22†
Iron	Fe	26	55.847†
Krypton	Kr	36	83.80
Lanthanum	La	57	138.9055†
Lawrencium	Lr	103	(260)
Lead	Pb	82	207.2
Lithium	Li	3	6.941†
Lutetium	Lu	71	174.967
Magnesium	Mg	12	24.305
Manganese	Mn	25	54.9380
Mendelevium	Md	101	(258)
Mercury	Hg	80	200.59†

Name	Symbol	Atomic Number	Atomic Weight
Molybdenum	Mo	42	95.94
Neodymium	Nd	60	144.24†
Neon	Ne	10	20.179
Neptunium	Np	93	237.0482
Nickel	Ni	28	58.69
Niobium	Nb	41	92.9064
Nitrogen	N	7	14.0067
Nobelium	No	102	(259)
Osmium	Os	76	190.2
Oxygen	O	8	15.9994†
Palladium	Pd	46	106.42
Phosphorus	P	15	30.97376
Platinum	Pt	78	195.08†
Plutonium	Pu	94	(244)
Polonium	Po	84	(209)
Potassium (Kalium)	K	19	39.0983
Praseodymium	Pr	59	140.9077
Promethium	Pm	61	(145)
Protactinium	Pa	91	231.0359
Radium	Ra	88	226.0254
Radon	Rn	86	(222)
Rhenium	Re	75	186.207
Rhodium	Rh	45	102.9055
Rubidium	Rb	37	85.4678†
Ruthenium	Ru	44	101.07†
Samarium	Sm	62	150.36†
Scandium	Sc	21	44.95591
Selenium	Se	34	78.96†
Silicon	Si	14	28.0855†
Silver	Ag	47	107.8682
Sodium (Natrium)	Na	11	22.98977
Strontium	Sr	38	87.62
Sulfur	S	16	32.066†
Tantalum	Ta	73	180.9479
Technetium	Tc	43	(98)
Tellurium	Te	52	127.60†
Terbium	Tb	65	158.9254
Thallium	Tl	81	204.383
Thorium	Th	90	232.0381
Thulium	Tm	69	168.9342
Tin	Sn	50	118.710†
Titanium	Ti	22	47.88†
Tungsten (Wolfram)	W	74	183.85†
Unnilhexium§	Unh§	106	(263)
Unnilpentium§	Unp§	105	(262)
Unnilquadium§	Unq§	104	(261)
Uranium	U	92	238.0289
Vanadium	V	23	50.9415
Xenon	Xe	54	131.29†
Ytterbium	Yb	70	173.04†
Yttrium	Y	39	88.9059
Zinc	Zn	30	65.39†
Zirconium	Zr	40	91.224



Fisher Scientific

This table was prepared by the International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC) and is not subject to official names or symbols for these elements.

These weights are considered reliable as the last place shown is the last place at which the weight is known to be correct. All other weights are rounded to the last place shown.