روابط مجموعات المناهج السعودية

كل ما يحتاجه الطالب في جميع الصفوف من أوراق عمل واختبارات ومذكرات, يجده هنا في الروابط التالية لأفضل مواقع المناهج السعودية:

القناة الرسمية لموقع المناهج السعودية : www.almanahj.com/sa

روابط قنوات التلغرام

- الصف الأول
- الصف الثاني
- الصف الثالث
- الصف الرابع
- الصف الخامس
- الصف السادس
- الصف الأول متوسط
- الصف الثاني متوسط
- الصف الثالث متوسط
- الصف الأول الثانوي
- الصف الثاني الثانوي الأدبي
- الصف الثاني الثانوي العلمي
- الصف الثالث الثانوي الأدبي
- الصف الثالث الثانوي العلمي
- المناهج السعودية

روابط مجموعات الواتساب

- الصف الأول الابتدائي
- الصف الثاني الابتدائي
- الصف الثالث الابتدائي
- الصف الرابع الابتدائي
- الصف الخامس الابتدائي
- الصف السادس الابتدائي
- الصف الأول متوسط
- الصف الثاني متوسط
- الصف الثالث متوسط
- الصف الأول الثانوي
- الصف الثاني الثانوي العلمي
- الصف الثاني الثانوي الأدبي
- الصف الثالث الثانوي العلمي
- الصف الثالث الثانوي الأدبي
- مجموعة أخبار التربية

المملكة العربية السعودية
وزارة التربية والتعليم
الادارة العامة لتعليم البنات بالمنطقة الشرقية
الثانوية ؟؟؟؟؟؟؟؟؟؟؟؟؟؟؟؟؟؟؟؟؟؟؟؟؟؟؟؟؟؟؟؟

وزارة التربية والتعليم
MINISTRY OF EDUCATION

مذكرة توضيحية لمادة الكيمياء

للصف الثاني العلمي (طبيعي)

الفصل الدراسي الاول

almanahj.com/sa

اعداد المعلمة /

؟؟؟؟؟؟؟؟؟؟؟؟؟؟؟؟

اسم الطالبة :
الصـــــف : 2 ع /

حصريا لمنتديات المحترف www.mohtrev.com/vb تلميذة المحترف

أبو بكر الرازي

نشأته : ولد بمدينة الريّ عام 853 م و توفي في مدينة بغداد عام 932 م .
أشتهر : في مجال الطب و الكيمياء .
مؤلفاته : سر الأسرار ، الحاوي ، المنصوري .
أسلوبه : في مجال الكيمياء كان يوصف المواد ثم الأدوات ثم طريقة تحضير المركب . أما في مجال الطب كان
يعالج النواحي النفسية لدى المريض ثم الحالة العضوية .
أعماله : أول من حضر حمض الكبريت وسماه بزيت الزاج - قام بتحضير الغول بتقطير المواد النشوية
و السكرية المختمرة .

((الوحدة الأولى : الفصل الأول))

فرضيات دالتون (النظرية الذرية)

almanahj.com/sa

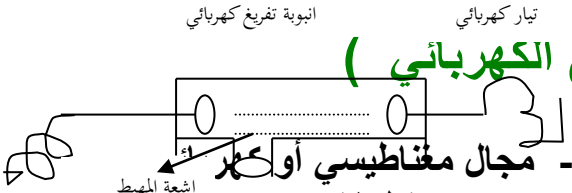
1) تتكون المادة من دقائق صغيرة تسمى الذرات .
2) الذرة أصغر جزء من العنصر ، لا يمكن أن تتجزأ .
3) ذرات العنصر الواحد متشابهة في جميع الخواص .
4) تختلف العناصر باختلاف ذراتها .
5) تتحد ذرات العناصر مع بعضها بأعداد صحيحة لتشكل المركبات .

تجارب ساهمت في تطور فهمنا لتركيب الذرة

أولاً : تجربة فارادي (التحليل الكهربائي)
المادة المستخدمة : محلول كبريتات النحاس الثنائي Cu So4
التجربة : إمرار التيار الكهربائي في محلول كبريتات النحاس .
المشاهدة : ترسب ذرات النحاس من المحلول . وبزيادة التيار الكهربائي تزداد كمية الذرات المترسبة .
الاستنتاج : تحول أيونات النحاس موجبة الشحنة (Cu^{++}) إلى ذرات نحاس (Cu) مترسبة دليل
على أن أيونات النحاس اكتسبت شحنات سالبة لكي تصبح ذرات متعادلة و عرفت بالإلكترونات .
النتيجة : أن الذرة تحتوي على جسيمات سالبة الشحنة .

$$Cu\,SO_4 + H_2O \longrightarrow Cu + SO_4$$

$$Cu^{++} + 2e \longrightarrow Cu\,(s)$$



ثانياً : تجربة طمسن (التفريغ الكهربائي)

المادة المستخدمة : غاز الهيدروجين .

الجهاز المستخدم : أنبوبة تفريغ كهربائي - مجال مغناطيسي أو كهربائي

التجربة : تفريغ أنبوبة زجاجية من الغاز حتى يصبح ضغط الغاز 0.01 J ـــ جوي و فرق جهد مقداره 10000 فولت (لكي يصبح الغاز موصل للتيار الكهربائي) ثم امرار تيار كهربائي في أنبوبة التفريغ .

المشاهدة : ظهور أشعة (أشعة المهبط) تضيء الأنبوبة ، وعند زيادة فرق الجهد تضاء جدران الأنبوبة . و أن هذه الأشعة تسير في خط مستقيم ، تنحرف عن مسارها إذا تعرضت لمجال مغناطيسي أو كهربائي (لتشابه شحنة المجال السالب الشحنة مع أشعة المهبط) .

الاستنتاج : ذرات الغازات تحتوي على جسيمات سالبة الشحنة تعرف بالإلكترونات .

النتيجة (نموذج طمسن حول تركيب الذرة) :

1) الذرة كرة صماء موجبة الشحنة تنغمس فيها شحنات سالبة .

2) الذرة متعادلة كهربائياً لان عدد الشحنات الموجبة يساوي عدد الشحنات السالبة .

almanahj.com/sa

المادة المستخدمة : أيونات الهيليوم الموجبة He^{++} و تعرف بجسيمات ألفا

الجهاز المستخدم : يتركب من : (أنظر شكل الجهاز صفحة 16)

1) أنبوبة من الرصاص تحتوي على عنصر البولونيوم المشع كمصدر لجسيمات ألفا .

2) ألواح من الرصاص موضوعة أمام جسيمات ألفا للحصول على شعاع مستقيم منها .
3) صفيحة رقيقة من الذهب يصل سمكها 0.0001 سم .
4) لوحة معدنية دائرية غير مغلقة مغطاة بكبرتيد الخارصين الذي يعطي وميض عند اصطدام جسيمات ألفا به .

التجربة : تسليط جسيمات ألفا على جسم صلب مثل صفيحة من الذهب .

المشاهدة و الاستنتاج :

1) نفاذ معظم جسيمات ألفا من صفيحة الذهب . يدل على أن معظم حجم الذرة فراغ .
2) ارتداد جزء ضئيل من الجسيمات عكس مسارها . يدل على أن هناك جزء في الذرة ذو كثافة عالية .
3) نفاذ و انحراف جزء ضئيل من الجسيمات عن مسارها الأصلي . يدل على وجود جزء يحمل شحنة موجبة .

النتائج : تتركب الذرة من نواة صغيرة الحجم ، ثقيلة الوزن ، وذات شحنة موجبة . و من إلكترونات صغيرة الحجم و الوزن و ذات شحنة سالبة . و أن الذرة متعادلة كهربائياً .

قصور نظرية رذرفورد : لم يستطيع رذرفورد أن يوصف وضع الإلكترونات في الذرة . هل هي ثابتة أم متحركة

لذلك توصف ذرة رذرفورد بأنها غير مستقرة .

almanahj.com/sa

رابعاً : تجربة بور (الطيف الخطي للهيدروجين) :

المادة المستخدمة : غاز الهيدروجين .

الجهاز المستخدم : المطياف أو الاسبكتروجراف (جهاز تحليل الضوء) . (أنظر شكل الجهاز ص 20)

التجربة : إمرار تيار كهربائي في أنبوبة تفريغ تحتوي على غاز الهيدروجين تحت ضغط جوي منخفض و فرق
جهد عالي ينتج عن ضوء يمرر عبر ثقب في لوح غير منفذ للضوء للحصول على حزمة ضوئية و التي تمرر في
منشور و منه إلى لو فوتوجرافي .

المشاهدة : ظهور عدة إشعاعات ضوئية ملونة في اللوح الفوتوجرافي .

الاستنتاج :

1) يشع الغاز ضوءاً نتيجة تحول جزيئات الغاز إلى ذرات مكهربة بالتيار الكهربائي .
2) عند مرور حزمة ضوئية بمنشور تنكسر و تحلل إلى إشعاعات ضوئية تسمى بالطيف الخطي .

3) لكل عنصر طيف خطي خاص به لا يوجد في عنصر آخر .

تفسير بور لطيف الهيدروجين الخطي :

عندما تكتسب الذرات طاقة مناسبة فإن إلكتروناتها تنتقل من مستواها إلى مستوى أعلى و يصاحب ذلك ضوء

يسمى بطيف الامتصاص . ولان تلك الإلكترونات المثارة غير مستقرة فإنها تعود إلى مستواها الأصلي و عندها

تفقد طاقة على شكل ضوء يسمى بطيف الانبعاث .

فرضيات بور حول تركيب الذرة .

1) يدور الإلكترون في مدار محدد ذو طاقة محددة تعتمد على قرب أو بعد الإلكترون عن النواة .

2) يعبر عن طاقة كل مدار بعدد صحيح يسمى بعدد الكم الرئيسي و يرمز له بالحرف (ن) ويبدأ :

رقم المستوى	الأول	الثاني	الثالث	الرابع	الخامس	السادس	السابع
الرمز	K	L	M	N	O	P	Q
عدد الكم الرئيسي	1	2	3	4	5	6	7

almanahj.com/sa

3) لا تشع الذرة ضوء إذا تحرك الإلكترون في مداره المحدد و لكن إذا أنتقل الإلكترون إلى مدار ذو طاقة

أقل فإن الذرة تشع ضوء اً طاقته يساوي الفرق بين طاقتي المدارين .

4) يدور الإلكترون حول النواة في مسارات دائرية و تتولد من دورانه قوة طرد مركزية تعادل قوة جذب

النواة للإلكترون ولذلك فإن الإلكترونات لا تسقط في النواة .

قصور نظرية بور :

1) لم تفسر طيف ذرات العناصر الأكثر تعقيداً من ذرة الهيدروجين . (لان ذرة الهيدروجين تحتوي على

نواة لها بروتون واحد و إلكترون واحد يحيط بها في مجال كروي من نوع 1S في مسار دائري .

و كلما زاد عدد الإلكترونات في العناصر الأخرى زاد اختلاف أشكال المجالات .

2) افترض أنه يمكن تحديد مكان وسرعة الإلكترون معاً بدقة تامة في نفس الوقت .
3) افترض أن الإلكترون يتحرك في مسار دائري مسطح .
4) اعتبر أن الإلكترون جسيم مادي سالب الشحنة ولم يأخذ في الاعتبار الخاصية الموجية له .

النظرية الذرية الحديثة

التعديلات الأساسية على فرضيات بور :
أولاً : الطبيعة المزدوجة للإلكترون : من الدلائل التي ساعدت ألى التوصل لهذه الحقيقة :
1) حيود الإلكترونات عند مرورها من خلال بلورات (عدسة ، منشور ، قطرات ماء) عن مسارها الأصلي .
2) إمكانية تجميع الإلكترونات في بؤرة و انعكاسها منها .
□ مبدأ دي براولي : ((كل جسيم متحرك تصاحبه حركة موجية لها بعض خصائص الموجات الضوئية)) .

almanahj.com/sa

حيث أن طول الموجة = ثابت بلانك / كتلة الجسم x سرعته

$$\lambda = \frac{h}{m \quad v}$$

ومن خلال هذه المعادلة نجد أن التناسب عكسي بين طول الموجة و كتلة الجسم ، و بما أن كتلة الإلكترون صغيرة جداً
فإن طول موجة الإلكترون كبير يمكن قياسه معملياً .
ثانياً : مبدأ عدم التأكد :
من خلال المعادلة الموجية للإلكترون و استخدام ميكانيكيا الكم وضع هايزنبرج نظرية تنص : ((لا يمكن تحديد مكان
و سرعة الإلكترون معاً بدقة تامة في نفس الوقت ولكن تحديد مكانه يخضع لقوانين الاحتمالات)) .
تعليل استحالة تحديد مكان و سرعة الإلكترون في نفس الوقت لأن الحركة الموجية للإلكترون ليس لها مكان محدد .
ثالثاً : معادلة الحركة الموجية للإلكترون :
استطاع شرودنجر أن يصف الحركة الموجية للإلكترون في الذرة بوضع معادلة رياضية سميت بالمعادلة الموجية و التي من
خلالها نتمكن من معرفة احتمال وجود الإلكترون في المنطقة التي يتحرك فيها الإلكترون حول النواة .

- السحابة الإلكترونية : هي منطقة حول النواة يحتمل وجود الإلكترون فيها في كل الاتجاهات .
- المجال الإلكتروني : هو المكان الذي يحتمل وجود الإلكترون فيه أكبر ما يمكن .

أسس النظرية الذرية الحديثة :

1) الذرة تتكون من نواة تحتوي على شحنات موجبة تدعى بالبروتونات و شحنات متعادلة تدعى بالنيوترونات لذلك
يتركز معظم كتلة الذرة في النواة . و تتكون أيضاً من شحنات سالبة تحيط بالنواة تدعى بالإلكترونات .
2) تتحرك الإلكترونات حول النواة بسرعة كبيرة تحكمها خصائص الموجات .
3) تشغل الإلكترونات مناطق محددة حول النواة تعرف بالمجالات الإلكترونية .

الفرق بين نظرية بور و النظرية الذرية الحديثة حول تركيب الذرة :

almanahj.com/sa

نظرية بور	النظرية الذرية الحديثة
1) وجود الإلكترون في مدار محدد الطاقة كان افتراض اعتباطي (تخمين) .	1) وجود الإلكترون في مدار محدد الطاقة ناتج عن معادلات رياضية .
2) مدارات الإلكترونات مسطحة .	2) مدارات الإلكترونات فراغية .
3) يمكن تحديد موقع و سرعة الإلكترون معاً بدقة تامة في نفس الوقت .	3) لا يمكن تحديد موقع و سرعة الإلكترون معاً بدقة تامة في نفس الوقت .

الأعداد الكمية

هي أعداد نتجت من معالجة المعادلة الرياضية التي تحكم الحركة الموجية للإلكترون و تنقسم إلى أربعة أعداد ثابتة :
أولاً : العدد الكمي الرئيسي (ن) أو (n) :

قيمته تحدد حجم و طاقة المجالات الإلكترونية و تبدأ هذه القيم من : 1 ، 2 ، 3 ، 4 ، 5 ، 6 ، 7 ، ∞

ثانياً : العدد الكمي الثانوي (ل) أو (L) :

قيمته تحدد شكل المجال الإلكتروني . و تبدأ هذه القيم : صفر ، 1 ، 2 ، 3 ، 4 ، 5 ، 6 ، (ن – 1)

و لكل قيمة رمز و شكل معين يعبر عن المستوى الفرعي الموجود في المستوى الرئيسي كالآتي :

العدد الكمي الثانوي (ل)	صفر	1	2	3
رمزه	S	P	d	f
مجالاته الفرعية	1	3	5	7
شكله	كروي	أجراس صماء	معقد	معقد

ثالثاً : العدد الكمي المغنطيسي (م ل) أو (M l) :

قيمته تحدد اتجاه المجال الفراغي لمحور ثابت . و قيمته هذه تنحصر في الأعداد (- ل ، صفر ، + ل)

مثال : عندما ل = 2 فإن م ل = (- 2 ، -1 ، صفر ، + 1 ، + 2)

رابعاً : العدد الكمي الدوراني (س) أو (M s) :

قيمته تحدد اتجاه دوران الإلكترون حول نفسه . و قيمته ثابتة و هي + 1/2 عند دورانه مع عقارب الساعة .

و - 1/2 عند دورانه عكس عقارب الساعة .

almanahj.com/sa

تمرين (1) أكتبي الأعداد الكمية لإلكترونات المستوى الأول من مستويات الذرة الرئيسية ؟

الجواب / الإلكترون	ن	ل	م ل	م س
الأول	1	صفر	صفر	+ 1/2
الثاني	1	صفر	صفر	- 1/2

تمرين (2) أكتبي الأعداد الكمية لإلكترونات المجال الإلكتروني $3P^2$ ؟

الجواب / الإلكترون	ن	ل	م ل	م س
الأول	3	1	- 1	+ 1/2
الثاني	3	1	صفر	+ 1/2

طاقة المجالات الإلكترونية الفراغية

بمعلومية العدد الكمي الرئيسي نستطيع تحديد طاقة المجالات الإلكترونية من خلال المعادلة الرياضية التالية :

$$\text{ط} = -\frac{\text{ن}}{\text{عدد الكم الرئيسي}^2}$$

حيث ط : طاقة المستوى الرئيسي ن : ن

و من المعادلة السابقة نستنتج أن طاقة المستوى تزداد بزيادة العدد الكمي الرئيسي ، باستثناء المجال الإلكتروني الفرعي n S أقل طاقة من المجال الإلكتروني الفرعي (n – 1) d وذلك لقرب المجال n S من النواة عن المجال الفرعي (n – 1) d و هذا القرب ناتج عن تداخل المجالات الإلكترونية مع بعضها .

أما طاقة المجالات الفرعية الموجودة في المستويات الفرعية (S , P , d , f) متساوية في حالة أن قيمة العدد الكمي الرئيسي واحدة و كذلك بالنسبة لقيمة العدد الكمي الثانوي يجب أن تكون واحدة .

مثال : طاقة المجالات الفرعية الآتية $2P_X$, $2P_Y$, $2P_Z$ متساوية لان جميعهم ن = 2 ل = 1

almanahj.com/sa

ترتيب الإلكترونات في ذرات العناصر

تترتب الإلكترونات في المجالات الإلكترونية لذرات العناصر حسب القواعد التالية :

أولاً : مبدأ الترتيب التصاعدي :

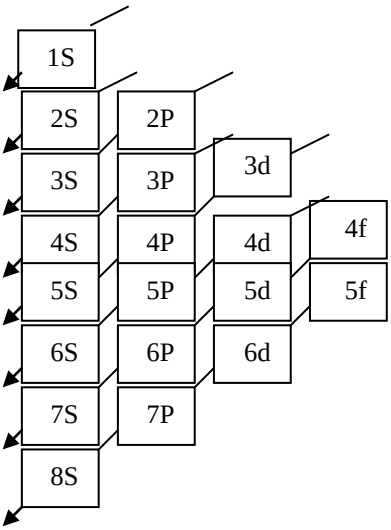
توضع الإلكترونات في المجالات الأقل طاقة ، كما هو مبين في الشكل المقابل .

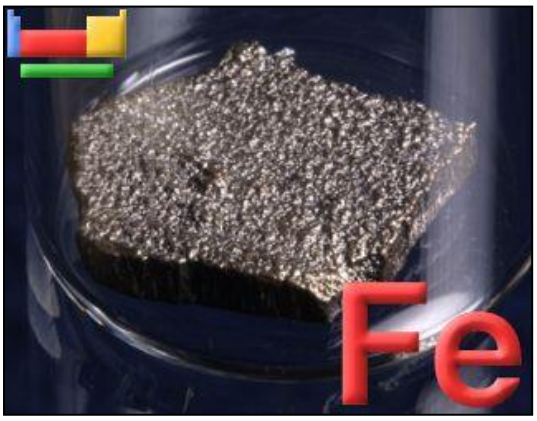
ثانياً : مبدأ باولي للاستبعاد :

يختلف كل إلكترون عن الآخر بقيمة عدد كم واحد على الأقل .

ثالثاً : قاعدة هند :

تميل الإلكترونات عند توزيعها في المجالات المتساوية الطاقة أن يكون لها نفس اتجاه الدوران أي أن تكون مفردة ما أمكن ذلك .





خواص الجدول الدوري

من خلال الترتيب الإلكتروني لذرات العناصر يمكن وضع العناصر مرتبة في جدول يسمى بالجدول الدوري وهو عبارة عن :

1) سبع صفوف أفقية يسمى كل صف بالدورة و تمثل كل دورة عدد كمي رئيسي (مستوى الطاقة) .

2) ثمانية صفوف رأسية يسمى كل صف بالمجموعة و تمثل كل مجموعة بجموع عدد الإلكترونات بالمستوى الأخير .

مثال / حدد موقع عنصر النيتروجين في الجدول الدوري علماً أن عدده الذري يساوي 7 ؟

الحل : الترتيب الإلكتروني للعنصر $1S^2\ 2S^2\ 2P^3$ الدورة : الثانية المجموعة : الخامسة (أ)

almanahj.com/sa

مناطق الجدول الدوري

يقسم الجدول الدوري إلى أربع مناطق هي :

1) المنطقة اليسرى : وتشمل عناصر المجموعة الأولى (أ) و تسمى بالقلويات و عناصر المجموعة الثانية (أ) و تسمى بالقلويات الأرضية . و تتميز هذه العناصر بانتهاء مجالها الإلكتروني الأخير بالمجال S .

2) المنطقة اليمنى : و تشمل عناصر المجموعة الثالثة (أ) إلى عناصر المجموعة السابعة (أ) بالإضافة إلى المجموعة صفر و التي تسمى بالمجموعة الخاملة . وتتميز هذه العناصر بانتهاء مجالها الإلكتروني الأخير بالمجالين S P .

3) المنطقة الوسطى : و تشمل العناصر الانتقالية العادية . و تتميز تلك العناصر بانتهاء مجالها الإلكتروني الأخير بالمجالين
S d . و تقع في الدورة الرابعة (المتسلسلة الأولى) وفي الدورة الخامسة (المتسلسلة الثانية) و في الدورة
السادسة (المتسلسلة الثالثة) .
4) المنطقة السفلي : و تشمل العناصر الانتقالية الداخلية . و تتميز تلك العناصر بانتهاء مجالها الإلكتروني بالمجالين
d f . و تقع في الدورة السادسة و تسمى بالعناصر الأرضية النادرة (اللانثانيدات) و في الدورة السابعة
و تسمى بالعناصر المشعة (الأكتينيدات) .

almanahj.com/sa

حل تمارين الكتاب صفحة

جـ (1) /

أشعة المهبط : جسيمات صغيرة جداً تحمل شحنات سالبة .
الإلكترون : جسيم صغير الحجم و الوزن ، سالب الشحنة ، يتحرك بسرعة كبيرة حول النواة .
نواة الذرة : جزء من الذرة يحتوي على بروتونات موجبة الشحنة و على نيوترونات متعادلة الشحنة .
لب الذرة : المجالات الإلكترونية الداخلية لذرة العنصر .
العدد الذري : عدد البروتونات الموجودة في نواة ذرة العنصر .
المجالات الذرية : المنطقة حول نواة ذرة العنصر و التي يحتمل وجود الإلكترونات فيها أكبر ما يمكن .

جـ (2) /

بتجربة التفريغ الكهربائي (تجربة طمسن) و التي تتلخص بامرار تيار كهربائي في أنبوبة مفرغة من الغاز

تحت ضغط أقل من 0.01 ضغط جوي و فرق جهد حوالي 10000 فولت عندئذ تصدر أشعة من المهبط تسمى بأشعة المهبط .

جـ (3) /

تجربة الطيف الخطي للهيدروجين و التي تتلخص بامرار تيار كهربائي في أنبوبة تفريغ لغاز الهيدروجين عند

فرق جهد عالي و تحت ضغط جوي منخفض ثم امرار الطيف الناتج على منشور حيث يتحلل الضوء إلى عدة

إشعاعات ضوئية ملونة تظهر على لوح فوتوجرافي .وفسر العالم بور تلك الظاهرة بانتقال الإلكترونات المثارة

من مداره إلى مدار آخر و رجوعه إلى مداره الأصلي .

جـ (4) /

ذرة رذرفورد غير مستقرة حيث لم يستطع رذرفورد أن يوصف الإلكترونات هل هي ثابتة أم متحركة

بينما العالم بور أثبت أن الإلكترونات تدور حول النواة في مدارات ثابتة ذات طاقة محددة .

almanahj.com/sa

جـ (5) /

أ - بسبب تعادل القوة المركزية الطاردة الناشئة من تحرك الإلكترونات في مسارات دائرية بقوة جذب

النواة لتلك الإلكترونات .

ب - بسبب تعادل الشحنات الموجبة للبروتونات مع الشحنات السالبة للإلكترونات .

ج - اصطدام الجسيمات بجزء ذو كثافة عالية يشغل حيزاً في الذرة يسمى بالنواة .

د - لان المجال 4 S أقرب للنواة من المجال 3 d .

جـ (6) / $_{11}Na = 1S^2 2S^2 2P^6 3S^1$ $_{20}Ca^{++} = 1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6$

$_{17}Cl^{-} = 1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^5$ $_{16}S^{=} = 1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^4$

$22\,Ti = 1S^2\,2S^2\,2P^6\,3S^2\,3P^6\,4S^2\,3d^2$ $30\,Zn = 1S^2\,2S^2\,2P^6\,3S^2\,3P^6\,4S^2\,3d^{10}$

$57La = 1S^2\,2S^2\,2P^6\,3S^2\,3P^6\,4S^2\,3d^{10}\,4P^6\,5S^2\,4d^{10}\,5P^6\,6S^2\,5d^1$

جـ (7) /

قصور نظرية بور :

1 - لم تفسر أطياف ذرات العناصر الأكثر تعقيداً من ذرة الهيدروجين .

2 - أفترض بور أنه يمكن تحديد مكان و سرعة الإلكترون معاً بدقة في نفس الوقت .

3 – أفترض بور أن الإلكترون يتحرك في مسار دائري مسطح .

4 - أعتبر بور أن الإلكترون جسيم مادي سالب الشحنة و أهمل الخاصية الموجية له .

التعديلات التي طرأت على نظرية بور :

1 - الطبيعة المزدوجة للإلكترون (مبدأ دي براولي) 2 - مبدأ عدم التأكد لهايزنبرج .

3 - معادلة الحركة الموجية لشرودنجر .

almanahj.com/sa

جـ (8) / تحتوي نواة ذرة الهيدروجين على بروتون واحد و على إلكترون واحد يحيط بها بالإضافة إلى أن بور

أفترض أن الإلكترون يدور في مسار دائري مسطح .

((الوحدة الأولى : الفصل الثاني))
نتائج الترتيب الدوري للعناصر :

أولاً : الحجم الذري للعناصر : نقصد به نواة ذرة العنصر و المجالات الإلكترونية التي تحيط بها .

أ) يزداد في المجموعة الواحدة كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل في الجدول الدوري (السبب : زيادة مستويات الطاقة)

ب) يقل في الدورة الواحدة كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري (السبب : زيادة جذب نواة العنصر لإلكترونات ذرة العنصر في هذا الاتجاه وبالتالي يصغر حجم الذرة)

ثانياً : جهد التأين : و نقصد به الطاقة اللازمة لإزالة أكثر الإلكترونات بعداً لنواة ذرة عنصر في الحالة الغازية .

ا) يقل في المجموعة الواحدة كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل في الجدول الدوري (السبب : زيادة مستويات الطاقة تبعد الإلكترونات عن النواة و بالتالي تقلل من قوة الجذب مما يسهل إزالة الإلكترون)

ب) يزداد في الدورة الواحدة كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري (السبب : زيادة عدد البروتونات أي زيادة الشحنات الموجبة في هذا الاتجاه تؤدي إلى زيادة جذب النواة للإلكترونات المحيطة بها مما يصعب إزالتها)

almanahi.com/sa

ثالثاً : الألفة الإلكترونية : و هي الطاقة المنبعثة الناتجة من إضافة إلكترون إلى المجال الخارجي لذرة متعادلة في الحالة الغازية .

أ) تقل في المجموعة الواحدة كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل في الجدول الدوري (نفس السبب لجهد التأين)

ب) تزداد في الدورة الواحدة كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري (نفس السبب لجهد التأين مما يسهل اكتساب الإلكترون ما عدا المجموعة صفر لان عناصرها مستقرة لا تفقد و لا تكتسب إلكترونات .

رابعاً : الخواص الكهربائية للعناصر : و نقصد بها قدرة العناصر للتوصيل الكهربائي . و تنقسم إلى :

أ) فلزات : جيدة التوصيل الكهربائي و ذلك لان المجالات الإلكترونية لذراتها مملوءة بأقل من نصف سعتها من الإلكترونات

و بالتالي سهولة انتقالها إلى ذرة أخرى و يقل التوصيل الكهربائي ببطء بارتفاع درجة الحرارة .

ب) لا فلزات : عازلة للكهرباء و ذلك لان المجالات الإلكترونية لذراتها مملوءة بأكثر من نصف سعتها من الإلكترونات
و بالتالي يصعب انتقالها إلى ذرة أخرى .
ج) أشباه الفلزات : شبه موصلة للتيار الكهربائي و ذلك لان المجالات الإلكترونية لذراتها مملوءة بنصف سعتها من
الإلكترونات لذا فإن خواصها الكهربائية متوسطة بين الفلزات و اللافلزات . ويزداد التوصيل بارتفاع درجة الحرارة .
خامساً : عدد الأكسدة : و نقصد به عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة لذرة واحدة من العنصر أثناء التفاعل .

المجموعة	1 (أ)	2 (أ)	3 (أ)	4 (أ)	5 (أ)	6 (أ)	7 (أ)	الخاملة
عدد الأكسدة	+ 1	+ 2	+ 3	+ أو - 4	- 3 أو + 5	- 2	- 1	صفر

ملاحظة /
الإشارة الموجبة تعني فقدان العنصر للعدد المجاور للإشارة أثناء التفاعل ، بينما الإشارة السالبة تعني الاكتساب .
لذلك العناصر ذات أعداد الأكسدة الموجبة هي فلزات و أما العناصر ذات أعداد الأكسدة السالبة هي لا فلزات .

almanahj.com/sa

حل تمارين الكتاب صفحة

جـ (1) /

تعتمد الخواص الكيميائية و وبعض الخواص الفيزيائية للعناصر على الإلكترونات الخارجية لان لها حرية الانتقال من ذرة إلى أخرى بينما الإلكترونات الداخلية مقيدة في مجالاتها الإلكترونية .

جـ (2) /

لترتيب العناصر حسب الخاصية الكيميائية لابد من الترتيب الإلكتروني لتلك العناصر ثم تحديد الدورة و المجموعة لكل عنصر ثم ننظر إلى المجوعات عند الترتيب و في حالة التساوي ننظر إلى الدورات .

$_{4}Be = [He]\ 2S^{2}$ الدورة الثانية — المجموعة الثانية

$_{9}F = [He]\ 2S^{2}\ 2P^{5}$ الدورة الثانية — المجموعة السابعة

$_{88}Ra = [Rn]\ 7S^{2}$ الدورة السابعة — المجموعة الثانية

$_{20}Ca = [Ar]\ 4S^{2}$ الدورة الرابعة — المجموعة الثانية

$_{53}I = [Kr]\ 5S^{2}\ 4d^{10}\ 5P^{5}$ الدورة الخامسة — المجموعة السابعة

بما أن الحجم الذري (نصف قطر الذرة) يزداد من أعلى إلى أسفل في المجموعة الواحدة و يقل من اليسار إلى اليمين

في الدورة الواحدة فإن ترتيب تلك العناصر حسب الزيادة كالتالي : F , Be , Ca , I , Ra

جـ (3) /

$_{11}Na = [Ne]\ 3S^{1}$ الدورة الثالثة — المجموعة الأولى

$_{37}Rb = [Kr]\ 5S^{1}$ الدورة الخامسة — المجموعة الأولى

$_{17}Cl = [Ne]\ 3S^{2}\ 3p^{5}$ الدورة الثالثة — المجموعة السابعة

almanahj.com/sa

الدورة الثانية 9 F = [He] 2 S 2 P

المجموعة السابعة

بما أن جهد التأين الأول يقل من أعلى إلى أسفل في المجموعة الواحدة و يزداد من اليسار إلى اليمين في الدورة الواحدة

فإن ترتيب تلك العناصر حسب الزيادة كالتالي : Rb , Na , Cl , F

جـ (4) /

زيادة الشحنة الموجبة لأيون العنصر نتيجة إزالة الإلكترون الأول تؤدي إلى زيادة قوة جذب النواة للإلكترون الثاني و لهذا فإن جهد التأين الثاني أكبر من جهد التأين الأول للعنصر .

جـ (5) /

almanahj.com/sa

سميت بالغازات الخاملة لعدم ميلها إلى الدخول في التفاعلات الكيميائية للأسباب التالية : استقرارها ، لا تميل لفقدان أو اكتساب الإلكترون ، مجالاتها الإلكترونية ممتلئة تماماً .

جـ (6) /

نعم هناك علاقة . فالألفة الإلكترونية و جهد التأين للعناصر يقلان من أعلى إلى أسفل في المجموعة الواحدة و يزدادان من اليسار إلى اليمين في الدورة الواحدة .

جـ (7) /

نعم هناك علاقة . فالعنصر الذي جهد تأينه مرتفع رديء التوصيل الكهربائي و العنصر الذي جهد تأينه منخفض جيد التوصيل الكهربائي .

منتديات المحترف
www.mohtrev.com
almanahj.com/sa
QUALITY MATERIALS FOR RESEARCH!

((الوحدة الأولى : الفصل الثالث))
أنواع الروابط الكيميائية

أولاً / الرابطة الأيونية :

تنشأ بين ذرتين أحدهما تفقد إلكترون أو أكثر و تصبح أيون موجب و الأخرى تكتسب إلكترون أو أكثر و تصبح أيون سالب و يتم الترابط بينهما بواسطة التجاذب الكهربائي

و لحساب طاقة الرابطة الأيونية (طاقة الوضع التجاذبي) نطبق القانون التالي :

$$\text{طـه} = - \frac{\text{ى}^2}{\text{ر}}$$

حيث ى = شحنة الأيون ر = البعد بين مركزي الأيونين

و لكي نتلافى الإشارة السالبة في القانون نستبدل هذه الطاقة بطاقة الترتيب البلوري

$$\text{طب} = \frac{\text{ى}^2}{\text{ر}}$$

almanahj.com/sa

طاقة الترتيب البلوري :

هي الطاقة اللازمة لتحويل مركب بلوري (أيوني) صلب إلى أيونات منفصلة في الحالة الغازية .

من القانونين السابقين نستنتج أن كلما كثرت الشحنات قلت طاقة الرابطة الأيونية و زادت طاقة الترتيب البلوري .

و كلما زاد البعد بين مركزي الأيونين تزداد طاقة الرابطة الأيونية و تقل طاقة الترتيب البلوري .

أسباب صعوبة فصل الأيونات في بلورات المركبات الأيونية عن بعضها :

1) تعتبر الرابطة الأيونية من أقوى الروابط الأيونية .

2) انجذاب الأيون الواحد إلى الأيونات المحيطة به و التي تحمل شحنة مضادة له .

خواص المركبات الأيونية :

1) تتركب من اتحاد عنصر ذو جهد تأين منخفض (فلز) مع عنصر ذو ألفة إلكترونية عالية (لا فلز) .

2) درجة انصهارها و غليانها مرتفعة جداً . 3) مصهورها و محاليلها المائية موصلة جيدة للتيار الكهربائي .

ثانياً / الرابطة التساهمية :

تنشأ بين ذرتين تساهم كل منهما بإلكترون أو أكثر لتشكل زوجاً إلكترونياً رابطاً .

- الزوج الإلكتروني الحر : هو زوج من الإلكترونات الغير مشاركة في الرابطة التساهمية للذرات .
- القاعدة الثمانية : هي إحاطة ذرات العناصر الداخلة في التفاعل الكيميائي بثمانية إلكترونات .

الأشكال الهندسية للجزيئات التساهمية

تتخذ المركبات التساهمية أشكال هندسية مختلفة لكي تكون طاقتها أقل ما يمكن و ذلك بأن يكون التنافر بين الأزواج الإلكترونية أدنى حد ممكن . و تتغير الزوايا في الأشكال الهندسية بحسب التنافر للأزواج الإلكترونية و يمكن ترتيبه كالتالي : التنافر بين زوجين حريّن > التنافر بين زوج حر و زوج رابط > التنافر بين زوجين رابطين

أنواع الأشكال الهندسية للجزيئات التساهمية :

عدد الأزواج الإلكترونية	الزاوية	الشكل الهندسي	مثال
زوجان	180	خطي	O—C—O
ثلاثة أزواج	120	مثلث متساوي الأضلاع	B(H)(H)(H)
أربعة أزواج رابطة	109.5	رباعي السطوح	C(H)(H)(H)(H)
3 أزواج رابطة + زوج حر	107	هرم ثلاثي	N(H)(H)(H)
زوجين رابطين + زوجين حرين	104.5	منحني	O(H)(H)

almanahj.com/sa

السالبية الكهربائية و قطبية الجزيئات

السالبية الكهربائية :

هي قابلية إحدى الذرتين المترابطة تساهمياً باستئثار الزوج الإلكتروني الرابط نحوها .

و من خلال التعريف تقدر قيمة السالبية الكهربائية بمدى جهد التأين للذرة الأولى و الألفة الإلكترونية للذرة الثانية وتقل
السالبية الكهربائية لعناصر المجموعة الواحدة من أعلى إلى أسفل في الجدول الدوري .
و تزداد لعناصر الدورة
الواحدة من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري .

تنقسم المركبات التساهمية من حيث قطبية الجزيئات إلى :

1) مركب قطبي : يكون الفرق في السالبية الكهربائية لذرات المركب كبير
2) مركب غير قطبي : تكون السالبية الكهربائية لذرات المركب متساوية أو متقاربة .

العزم الكهربائي :

هو قابلية جزيئات المركب للانتظام في مجال كهربائي .

فوائد العزم الكهربائي :

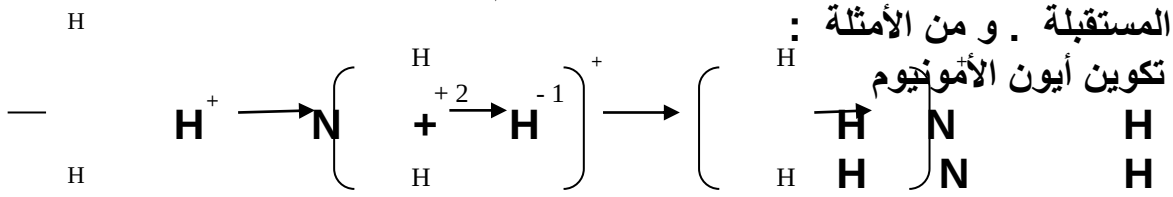
1) معرفة قطبية المركب حيث تزداد قطبية المركب كلما ازداد العزم الكهربائي له .
2) معرفة الأشكال الهندسية للمركب ، فإذا كان العزم الكهربائي للمركب صفر فهو غير قطبي و بالتالي له شكل
هندسي خطي مثل مركب ثاني أكسيد الكربون مركب غير قطبي لان محصلة العزوم له تساوي صفر .

almanahj.com/sa

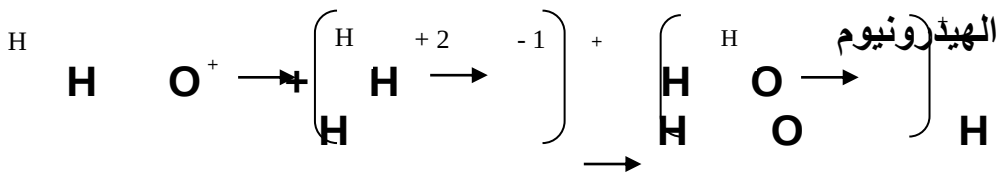
الرابطة التساهمية التناسقية :

تنشأ بين ذرتين أحدهما تساهم بزوج إلكتروني حر إلى ذرة تحتاج هذا الزوج الحر .
و تسمى الذرة المساهمة بالزوج الإلكتروني الحر بالذرة المانحة و تحمل إشارة موجبة و الذرة المحتاجة للزوج الحر بالذرة
المستقبلة و تحمل إشارة سالبة . و يرمز للرابطة بسهم يتجه من الذرة المانحة إلى الذرة المستقبلة . و من الأمثلة :

1) تكوين أيون الأمونيوم



2) تكوين أيون الهيدرونيوم



ثالثاً / الرابطة الهيدروجينية :

تنشأ عندما تقع ذرة الهيدروجين بين ذرتين لهما سالبية كهربائية عالية .

المشاهدات المؤيدة لوجود الرابطة الهيدروجينية :

1) تكّون الجليد في المرتفعات العالية : تحول بخار الماء إلى جليد مباشرة لتشكل بلورات صغيرة جداً .

2) ارتفاع درجة غليان الماء : لان السالبية الكهربائية لذرة الأكسجين عالية جداً بالنسبة لعناصر مجموعة الأكسجين

و هذا يزيد من قطبية الماء و يزيد من تكوين الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء .

الفرق بين الرابطة الهيدروجينية و الرابطة التساهمية :

تعتبر الرابطة الهيدروجينية أضعف و أطول من الرابطة التساهمية حيث تعتمد الرابطة الهيدروجينية في قوتها على السالبية الكهربائية للذرتين المرتبطة بذرة الهيدروجين .

almanahj.com/sa

حل تمارين الكتاب صفحة ()

جـ (1) /

تميل العناصر إلى الاتحاد مع بعضها لتكوين المركبات لان طاقة المركب أقل من مجموع طاقات الذرات

المكونة لذلك المركب و بالتالي يكون المركب أكثر استقراراً . و سبب اتحاد العناصر مع بعضها أنها عناصر

تميل إلى فقدان أو اكتساب الإلكترونات فيحدث التفاعل و تتكون المركبات ، بينما هناك عناصر لا تميل إلى

فقدان أو اكتساب الإلكترونات أي أنها مستقرة لذلك لا تتحد مع العناصر الأخرى مثل عناصر المحموعة صفر .

جـ (2) /

تنشأ الرابطة الأيونية من انتقال الإلكترون بكامله من ذرة إلى الذرة الأخرى ، بينما الرابطة التساهمية
بشكل جزئي (بالمشاركة بين الذرتين) . كما أن الرابطة الأيونية أقوى من الرابطة التساهمية .

جـ (3) /

لترتيب المركبات حسب طاقة الترتيب البلوري يجب أن ننظر إلى الشحنات الكهربائية الناتجة من انفصال
المركبات و إذا تساوت ننظر إلى البعد بين مركزي الأيونات و يتحدد بعد الترتيب الإلكتروني لعناصر المركب .

$11\,Na = [Ne]\,3S^1$ $\qquad Na_2Cl_2 \longrightarrow Na^+ + Cl^-$

$13\,Al = [Ne]\,3S^2\,3P^1$

$17\,Cl = [Ne]\,3S^2\,3P^5$ $\qquad Li_2O \longrightarrow Li^+ + O^{--}$

$9\,F = [He]\,2S^2\,2P^5$

$8\,O = [He]\,2S^2\,2P^4$ $\qquad CaO \longrightarrow Ca^{++} + O^{--}$

$3\,Li = [He]\,2S^1$

$20\,Ca = [Ar]\,4S^2$ $\qquad AlF_3 \longrightarrow Al^{+++} + F^-$

بما أن طاقة الترتيب ابلوري تزداد بزيادة الشحنات و تقل بزيادة البعد بين مركزي الأيونات فإن ترتيب
المركبات حسب ازدياد طاقة الترتيب البلوري كالتالي : CaO , AlF_3 , Li_2O , $NaCl$

جـ (5) /

نعم هناك علاقة . تعمل طاقة الترتيب البلوري على تحويل المركب الأيوني الصلب إلى أيونات فيتحول
إلى مصهور ، لذلك كلما زادت طاقة الترتيب البلوري يزداد انصهار المركب الأيوني .

almanahj.com/sa

جـ (6) /

تتشابهان انهما موصلان جيدان للتيار الكهربائي . و تختلفان في أن الأيونات الموجبة و الأيونات السالبة
متقاربة في مصهور المركب ، بينما تكون متباعدة في محلوله المائي .

جـ (7) /

أن قيمهما للعناصر تزداد من اليسار إلى اليمين في الدورة الواحدة و تقل من أعلى إلى أسفل في المجموعة
الواحدة . فالعنصر ذو الألفة الإلكترونية العالية يكوّن رابطة أيونية مع العنصر ذو جهد التأين المنخفض ،
و العنصر ذو الألفة الإلكترونية المنخفضة يكوّن رابطة تساهمية مع العنصر ذو جهد التأين المرتفع .

almanahj.com/sa

جـ (8) /

بسبب السالبية الكهربائية العالية للأكسجين التي تزيد من قطبية الماء وبالتالي تكوين الروابط الهيدروجينية
التي تحتاج إلى كسرها طاقة حرارية عالية و هذا يفسر ارتفاع درجة غليان الماء

جـ (9) /

تطبق قاعدة الثمانية في مركب ثالث كلوريد الفسفور . أما تركيب خامس كلوريد الفسفور يخالفها .

جـ (10)

$$_{5}B = [He]\ 2s^2\ 2p^1 \quad , \quad _{14}Si = [Ne]\ 3s^2\ 3p^2 \quad , \quad _{36}[\ ]\ 2s^2\ 10p^6\ 2$$

$$_{7}N = [He]\ 2s^2\ 2p^3$$

16 S = [Ne] 3 S 3 P , 15 P = [Ne] 3 S 3 P
, 50 Sn = [Kr] 5 S 4 d 5 P

F Cl

جـ (11)

(أ) التنافر الحاصل بين الأزواج الحرة من جهة و التنافر بين الأزواج الحرة و الأزواج الرابطة من
جهة أخرى في مركب الماء بينما مركب الميثان يفتقد الأزواج الحرة .
(ب) لان محصلة العزوم الكهربائية لمركب رابع كلوريد الكربون تساوي صفر وبالتالي فهو مركب غير قطبي .
(ج) بما محصلة العزوم الكهربائية لثاني أكسيد الكربون تساوي صفر لذلك يعتبر مركب قطبي و دائماً المركبات الغير
قطبية تقع ذراتها في خط مستقيم أي الزاوية تبلغ 180 درجة .
(د) الروابط في المركبات الأيونية أقوى من الروابط في المركبات التساهمية لذلك تحتاج إلى طاقة حرارية عالية لكسرها .

almanahj.com/sa

الوحدة الأولى :

الفصل الرابع /

العناصر الانتقالية

(أ) تقع في المنطقة الوسطى من الجدول الدوري ، في الدورة الرابعة (المتسلسلة الأولى) و في الدورة الخامسة
(المتسلسلة الثانية) و في الدورة السادسة (المتسلسلة الثالثة) .
(ب) لها تكافؤات متغيرة لوجود إلكترونات التكافؤ (مستوى الطاقة الأخير للذرة) في المجالين $n S$ و $(n - 1) d$.
(ج) تشبه العناصر الانتقالية الداخلية في خواصها لان المجال الأخير للعناصر الانتقالية الداخلية و هو المجال (f)
ممتلئ قبل المجالين $n S$ و $(n - 1) d$ فزيادة الإلكترونات لا تؤثر على إلكترونات التكافؤ .
(د) الترتيب الإلكتروني لعناصر المتسلسلة الأولى : $[Ar] \quad 3d^{n} \quad 4S^{2}$
حيث $n = (1 ، 2 ، 3 ، 5 ، 6 ، 7 ، 8 ، 9 ، 10)$
الترتيب الإلكتروني لعناصر المتسلسلة الثانية : $[Kr] \quad 4d^{n} \quad 5S^{2}$
الترتيب الإلكتروني لعناصر المتسلسلة الثالثة : $[Xe] \quad 5d^{n} \quad 6S^{2}$
(هـ) يكون المجال (d) أكثر استقراراً عندما يكون مملئا بالإلكترونات أو نصف ممتلئ .
(و) عند تأينها ينتزع إلكترون التكافؤ من المجال (S) أولاً ثم من المجال (d) .
(ز) المجموعة الثامنة تضم ثلاث مجموعات لتشابه خواص العناصر المتتالية أفقياً أكثر من تشابه العناصر المتتالية الرأسية .
(ح) خواصها المميزة :
1 - جميعها فلزات . 2 - جهد تأينها و ألفتها الإلكترونية منخفضة .
3 - عدد أكسدتها + 2 غالباً لان جهد التأين الثاني لها منخفض .
عناصر المجموعة الأولى (ب) من العناصر الانتقالية : النحاس ، الفضة ، الذهب
1 - تعرف بفلزات العملة . 2 - مقاومة للتآكل . 3 - موصلة جيدة للكهرباء و الحرارة .

almanahj.com/sa

4 - قابلة للطرق و السحب . 5 - درجة انصهارها 1000 م 6 - تكوّن روابط تساهمية مع العناصر .

أولاً : الفضة Ag

(أ) توجد في الطبيعة على شكل : فلز نقي ، مركب الأرجينيت Ag_2S ، كلوريد الفضة ، مختلط مع العناصر .

(ب) التركيب الإلكتروني لها : $[Kr]\ 4d^{10}\ 5S^{1}$ لذلك عدد الأكسدة لها + 1

(ج) مركباتها الكيميائية : نترات الفضة $AgNO_3$

1 - تحضيرها : $Ag + 2\,HNO_3 \longrightarrow AgNO_3 + NO_2 + H_2O$

2 - تحللها : $2\,AgNO_3 \xrightarrow{\text{درجة حرارة عالية}} 2\,Ag + 2\,NO_2 + O_2$

3 - صفاتها : سهلة الذوبان في الماء ، سهلة الاختزال ، تستعمل للكي في الجراحة ، تستعمل في الكتابة على القماش ، تستعمل في تحضير مركبات الفضة .

almanahj.com/sa

ثانياً : الذهب Au

(أ) يوجد في الطبيعة في الصخور و يستخلص منها بجرشها و غسلها بالماء ، و يوجد في الطبقة الترابية و يستخلص
منها بمعالجتها بمحلول سيانيد الصوديوم ثم اختزاله بالخارصين .

(ب) التركيب الإلكتروني له : $[Xe]\ 6S^{1}\ 4f^{14}\ 5d^{10}$
عدد أكسدته + 3 لتحلل أملاح
الذهب الأحادي (I) إلى فلز الذهب و أملاح الذهب الثلاثي (III) .

(ج) مركباته الكيميائية :

1) مركبات الذهب الأحادي (I) مثل كلوريد الذهب الأحادي (I) : Au Cl
تحضيره / $Au Cl \longrightarrow Au + Cl_2$

تحلله / $3\ Au Cl \xrightarrow{\text{ماء و حرارة}} 2\ Au + Au Cl_3$
صفاته / مسحوق أصفر ، عديم الذوبان في الماء .

2) مركبات الذهب الثلاثي (III) مثل كلوريد الذهب الثلاثي (III) :
تحضيره / $3\ Au Cl \xrightarrow{\text{ماء و حرارة}} 2\ Au + Au Cl_3$
تحلله / $Au Cl_3 \longrightarrow Au Cl + Cl_2$
صفاته / بني اللون ، سهلة الذوبان في الماء و الاغوال .

almanahi.com/sa

عناصر المجموعة الثانية (ب)
من العناصر الانتقالية : الخارصين ، الكاديوم ، الزئبق

الصفات العامة لعنصري الخارصين و الزئبق :

1 - لهما عدد أكسدة + 2
2 - تكّون روابط تساهمية لان المجال n S تفصله عن النواة مجالات ممتلئة .

3 - يقاومان تأثير الماء و و الهواء و الأحماض الغير المؤكسدة في درجات الحرارة العادية .

أولاً : الخارصين Zn

(أ) يوجد في الطبيعة على شكل كبرتيد الخارصين في طبقات الحجر الجيري ممزوجاً بخام الرصاص .

(ب) تركيبه الإلكتروني / $_{30}Zn$ $[Ar]_{18}$ $4 S^{2}$ $3 d^{10}$ عدد الأكسدة + 2

(ج) مركباته الكيميائية :

1) أكسيد الخارصين Zn O :

صفاته / مسحوق أبيض ، مادة مترددة ، يستعمل في الطلاء .

تحضيره / $2 Zn + O 2 \longrightarrow 2 Zn O$

2) كبريتات الخارصين Zn S O 4

صفاته / ملح مائي متبلور ، يتحلل ليعطي أكسيد الخارصين ، يستعمل في صناعة الأدوية .

تحضيره / $Zn + H 2 S O 4 \longrightarrow Zn S O 4 + H 2$

3) كلوريد الخارصين Zn Cl 2

صفاته / ملح متميع ، يستعمل في حشو الأسنان ، يستعمل في طلاء الروابط الخشبية لقضبان الحديد .

تحضيره / $Zn + Cl 2 \longrightarrow Zn Cl 2$ (709)

almanahj.com/sa

ثانياً : الزئبق Hg

(أ) يوجد في الطبيعة على شكل كبريتيد الزئبق الثنائي (II) في خام السنابار .

(ب) العنصر الوحيد السائل من العناصر الانتقالية لامتلاء جميع مجالاته الإلكترونية لذلك فهو خامل نسبياً .

(ج) تركيبه الإلكتروني : $_{80}Hg$ $[Xe]_{54}$ $6 S^{2}$ $4 f^{14}$ $5 d^{10}$ عدد أكسدته + 2 أو + 1 في حالة كونه ذرتين .

(د) بخاره آحادي الذرات . (هـ) مركباته الكيميائية :

1) أكسيد الزئبق الثنائي (II) : Hg O

صفاته / قاعدي لا يذوب في الماء ، يتحلل إلى الزئبق و الأكسجين إذا سخن إى درجة 500 م .

نار هادئة

تحضيره / $Hg + Hg(NO_3)_2 \longrightarrow 2\,HgO + 2\,NO_2$

((شكل مسحوق أحمر))

$HgCl_2 + 2\,NaOH \longrightarrow HgO + H_2O + 2\,NaCl$

((شكل مسحوق أصفر))

2) كلوريد الزئبق الثنائي (II) : $HgCl_2$

صفاته / متبلور على شكل إبر عديمة اللون ، شحيح الذوبان في الماء البارد ، سريع الذوبان في الماء الساخن ، لا يتأثر بحمض النيتروجين أو حمض الكبريت ، يختزل بسهولة .

تحضيره / $2\,NaCl + HgSO_4 \xrightarrow[MnO_2]{\triangle} HgCl_2 + Na_2SO_4$

3) كلوريد الزئبق الأحادي (I) Hg_2Cl_2

صفاته / عديم الذوبان في الماء أو في الحموض المخففة .

تحضيره / $HgSO_4 + 2\,NaCl + Hg \xrightarrow{\triangle} Hg_2Cl_2 + Na_2SO_4$

almanahj.com/sa

التحليل الكيفي لأيونات الفضة و الزئبق الأحادي و الرصاص

تمتاز تلك الأيونات بتكوين الكلوريدات ، قليلة الذوبان في الماء ، لذلك تستخدم هذه الخاصية للتعرف على هذه الأيونات عن الأيونات الموجبة في المحاليل المجهولة باستعمال تفاعلات مميزة .

1) عند إضافة حمض الكلور إلى محاليل نترات (الفضة أو الزئبق أو الرصاص) يتكون راسب أبيض .

2) عند ذوبان الراسب الأبيض بالتسخين ((دليل على وجود أيون الرصاص)) .

4) عند تحول الراسب الأبيض إلى راسب أسود بإضافة محلول النشادر المائي ((دليل على وجود أيون الزئبق))

5) عند ذوبان الراسب الأبيض بإضافة محلول النشادر المائي و ظهور الراسب مرة أخرى بإضافة حمض النيتريك ((دليل على وجود أيون الفضة)) .

حل تمارين الكتاب صفحة

جـ (1 و 2) /

تتميز العناصر الغير انتقالية بانتهاء مجالاتها الإلكترونية بالمجالين S و P . بينما العناصر الانتقالية العادية تنتهي بالمجال d و العناصر الانتقالية الداخلية بالمجال f

جـ (3) /

يملأ المجال 4 S بالإلكترونات أولاً لأنه أقل طاقة من المجال 3 d . و عند التأين تنفصل الإلكترونات من المجال 4S أولاً لإزالة مستوى الطاقة الأخير للعنصر الانتقالي .

جـ (4) /

almanahj.com/sa

لأنهما من العناصر الثقيلة التي تحتوي في نواتيهما على شحنات موجبة عالية .

((الوحدة الثانية : الفصل الخامس))
الهـــــواء

(أ) أهمية الهواء /

1) سبب في الظواهر الكونية مثل الأمطار و الرياح .
2) سماع الأصوات .
3) اعتدال الجو .
4) حماية الأرض من الشهب و النيازك .
5) وقاية الأرض من الأشعة الكونية الضارة .

(ب) مكونات الهواء /

1) الأكسجين 21 %
2) النيتروجين 78 %
3) الأرجون 0.93 %

almanahj.com/sa

أولاً / الأكسجين : O_2

أ) أهميته / يساعد على التنفس ، يساعد على الاشتعال .
ب) تحضيره / صناعياً : بالتقطير التجزيئي للهواء المسال ، حيث تبلغ درجة غليانه - 183 م .
معملياً : بالتحليل الكهربائي للماء أو بتسخين الزئبق الأصفر الثنائي .
ج) وجوده / الهواء الجوي ، الماء ، الصخور المكونة للقشرة الأرضية .

ثانياً : النيتروجين N_2 :

أ) أهميته / مذيب للأكسجين ، مصدر غذائي للنبات .
ب) وجوده / الهواء الجوي ، التربة على شكل سماد .
ج) تحضيره / صناعياً : بالتقطير التجزيئي للهواء المسال ، حيث تبلغ درجة غليانه - 196 م .

ثالثاً / الغازات النادرة
(الهليوم ، النيون ، الأرجون ، الكريبتون ، الزينون)

أ) تشكل عناصر المجموعة صفر و تسمى بالغازات الخاملة لأنها لا تدخل في التفاعلات الكيميائية بسبب ارتفاع جهد تأينها و انخفاض ألفتها الإلكترونية .

ب) خواصها / آحادية الذرات في الطبيعة ، تكافؤها صفر لامتلاء مداراتها الخارجية تماماً بالإلكترونات .

ج) وجودها / في الهواء الجوي بنسب مختلفة ما عدا غاز الرادون .

د) تحضيرها / الهليوم : من الغاز الطبيعي ، النيون : تجميعه مع النيتروجين و يفصل بالتبريد ثم يمتص بالفحم .

تحضيرالأرجون :

بالتقطير التجزيئي للهواء المسال ، حيث تبلغ درجة غليانه - 186 م .

هـ) استعمالاتها /

1) الهليوم :

في المناطيد ، التلحيم ، مبرد في المفاعلات النووية ، معالجة مرض الأزمة ، التنفس مع الأكسجين في أعماق البحار ، صناعة مقاييس الحرارة المنخفضة جداً .

almanahj.com/sa

2) الأرجون : صناعة المصابيح الكهربائية ، عمليات التلحيم .

3) النيون : الإعلانات الضوئية .

4) الزينون :

الأنابيب الإلكترونية المستعملة في التصوير السريع .

5) الكر يبتون :

مصابيح الفلورسنت

تلوث الهواء

(أ) عوامل طبيعية /

البكتريا و الجراثيم في الهواء ، دخان الحرائق و البراكين ، الغبار ، الروائح الكريهة .

(ب) الإنسان /

نفايات المنازل و المصانع ، الغازات الناتجة من وسائل النقل

وسائل مكافحة تلوث الهواء /

1 - استخدام وسائل نقل كهربائية .
2 - استخدام غاز الهيدروجين كوقود .
3 - عدم إضافة الرصاص في البنزين .
4 - منع سير السيارات المستخدمة للديزل في شوارع المدن .
5 - تثبيت مرشحات في مداخن السيارات و المصانع .
6 - زراعة الأشجار في المدن .

almanahj.com/sa

حل تمارين الكتاب صفحة

جـ (1) /

بسبب انكسار أشعة الشمس في الهواء الجوي .

جـ (3) /

عملية تقوم بها النباتات الخضراء حيث تأخذ غاز ثاني أكسيد الكربون و تطلق الأكسجين في الجو .

$$CO_2 + H_2O \longrightarrow O_2 + RX(OH)_n$$

كلوروفيل

جـ (4) /

إنتاج الأكسجين من النباتات الخضراء في عملية البناء الضوئي و تحلل بخار الماء بواسطة الأشعة الفوق
بنفسجية إلى أكسجين و هيدروجين .

جـ (5) /

عند حدوث البرق يتأكسد النيتروجين الجوي و يتحول إلى أكسيد النيتروجين الذي يذوب في ماء المطر
و تمتصها التربة .

جـ (6) /
تترتب الغازات الخاملة تصاعدياً حسب فاعليتها من الغازات الأكثر جهد تأين إلى الأقل أي من الهليوم
إلى الرادون .

جـ (7) /
يتم تنقية الأرجون منه بمزج الخليط مع الهيدروجين ليتحول الأكسجين إلى ماء و يفصل الهيدروجين الفائض
بامراره فوق أكسيد النحاس المسخن .

almanahj.com/sa

الوحدة الثانية
الفصل السادس ((الماء))

(أ) أهمية الماء :
المكون الأساسي لمعظم الكائنات الحية .
(ب) صفات الماء :
1 - يتركب من عنصري الهيدروجين و الأكسجين .
2 - المجالات الذرية له مهجنة من نوع S P
3 - مركب تساهمي قطبي .
4 - شكله الهندسي هرم رباعي السطوح و الزاوية H O H تساوي 104.5 درجة
5 - سائل في درجة الحرارة العادية .
6 - ترتبط جزيئات الماء مع بعضها بروابط هيدروجينية .

(ج) الخواص الفيزيائية للماء :

1 - كثافته 1 جم/سم^3 عند 4 م .
2 - درجة انصهار الجليد الصفر المئوي .
3 - حرارته النوعية 1 سعر / جم / م .
4 - درجة غليانه 100 م .
5 - الحرارة الكامنة للغليان 9.7 كيلو سعر / مول و الانصهار 1.4 كيلو سعر / مول .

(د) الخواص الكيميائية للماء :

1 - مذيب جيد للمواد .
2 - يدخل في تفاعلات كيميائية هامة .
3 - رديء التوصيل الكهربائي .

(هـ) وجوده في الطبيعة :

نقياً مثل الأمطار ، عذباً مثل الأنهار ، مالحاً مثل البحار .

أقسام الماء حسب قابليته للشرب

1 - ماء عذب : تكون نسبة الملح فيه أقل من 1000 جزء في مليون جزء من الماء .
2 - ماء أجاج : تكون نسبة الملح فيه ما بين 1000 إلى 35000 جزء في مليون جزء من الماء .
3 - ماء مالح : تكون نسبة الملح فيه أكثر من 35000 جزء في مليون جزء من الماء .
4

أولاً / الماء العذب :

طرق التخلص من الشوائب في الماء

(جعل الماء صحياً)

1 - ترشيح الماء عبر طبقات من الطين .
2 - إضافة الكلور أو مسحوق التبيض الحاوي على أيون O Cl
3 - معالجة الماء بالأوزون .
4 - إضافة قطرات من اليود ثم إضافة ثيوكبريتات الصوديوم لإزالة اليود .

- الماء العسر :

هو الماء الذي لا يكوّن رغوة مع الصابون لاحتواءه على أملاح الكالسيوم و الماغنسيوم و الحديد .

ثانياً / مياه البحر :

almanahj.com/sa

(أ) أهمية العناصر في ماء البحر :

1 - الأكسجين مهم لتنفس الكائنات الحية المائية .

2 - ثاني أكسيد الكربون مهم لعملية البناء الضوئي للنبات .

3- ثاني أكسيد الكربون يكوّن حمض الكربون الذي بدوره ينظم حموضة ماء البحر فيجعله قلوياً .

(ب) تتمثل أهمية ماء البحر في أنها :

مصدر للمياه العذبة ، مصدر للغذاء ، بيئة مناسبة للكائنات البحرية .

(ج) تحديد نسبة الأملاح في مياه البحر و الماء الأجاج :

تركيز الأملاح = (وزن الملح ÷ وزن الماء) × 1000

طرق تحلية مياه البحر

أولاً / التقطير :

وتتم العملية بتبخير مياه البحر ثم تكثيفها للتخلص من الأملاح ، ويتم التبخير بطريقتين

1) التبخير العادي : تسخين الماء تحت ضغط جوي عادي .

2) التبخير الومضي : تسخين الماء تحت ضغط جوي منخفض .

مصادر التسخين : إحراق زيت الوقود أو الغاز الطبيعي ، الطاقة الشمسية ، الطاقة النووية .

almanahj.com/sa

ثانياً / التناضح (الانتشار الغشائي) العكسي :

و تتم العملية بانتقال الماء بواسطة الغشاء من الماء المالح إلى الماء العذب و ذلك بجعل ضغط الماء المالح أعلى من الضغط التناضحي .

ثالثاً / الميز الغشائي :

وتتم العملية باستخدام خلية تحليل كهربائي بها غشاء شبه منفذ للأيونات الموجبة (الكاتيونات)

و غشاء آخر شبه منفذ للأيونات السالبة (الأنيونات) و عند تمرير تيار كهربائي في الخلية يتجه الكاتيون إلى

المهبط و الأنيون إلى المصعد و يتبقى الماء نقياً دون أملاح .

رابعاً / التبادل الأيوني :

و تتم العملية باستبدال الأيونات بأيونات أخرى تسمى بالمبادلات الأيونية و هي :

1) مبادلات كاتيونية مثل الراتنجات الصناعية و سليكات الألومنيوم .

3) مبادلات أنيونية مثل الراتنجات المحتوية على مجموعة الأمينو .

مشاكل تلوث الماء

مسببات تلوث المياه :
الإنسان ، الحيوانات ، العوامل الطبيعية .

مصادر تلوث مياه الشرب :
المستحضرات الكيميائية ، شبكات المجاري ، فضلات الإنسان ، الحشرات و الكائنات
الحية الدقيقة ، ملامسة المياه الجوفية للمعادن السامة تحت الأرض .

مصادر تلوث مياه البحر :
نفايات المصانع و المجاري ، تفريغ حمولة ناقلات النفط ، النفايات المشعة .

almanahj.com/sa

الماء الثقيل

(أكسيد الديوتيريوم D 2 O)

(أ) تحضيره :
بالتحليل الكهربائي للمحلول المائي لهيدروكسيد الصوديوم .

(ب) صفاته :
سائل شفاف يشبه الماء العادي في خواصه الطبيعية و الكيميائية و تميزه عنه بفروق بسيطة مثل :
1 - درجة غليانه 101.4 م .
2 - درجة انصهاره 3.8 م .
3 - كثافته 1.106 جم / مل

(ج) استعماله :
ملطف لطاقة النيوترونات السريعة في المفاعلات الذرية .

حل تمارين الكتاب صفحة

جـ (2)

8 O = 1 S 2 S 2 P

لذرة أيون الأكسجين خمس إلكترونات في المجال الخارجي
وحولها ثلاث ذرات هيدروجين ، إذن عدد الأزواج الإلكترونية أربعة (ثلاثة رابطة + واحد حر) ، لذلك شكله
الهندسي هرم رباعي السطوح و الزاوية 107 درجة .

almanahj.com/sa

((الوحدة الثالثة : الفصل السابع))
انواع المحاليل

أنواع المحاليل حسب نوع المذاب و المذيب :

1) المحلول الحقيقي :
هو مزيج متجانس التركيب و الخواص من مادتين أو أكثر غير متحدتين كيميائياً .
مثال / محلول السكر ، محلول ملح الطعام ، معظم المحاليل الكيميائية .

2) المحلول المعلق :
هو مزيج غير متجانس التركيب و الخواص من مادتين أو أكثر مختلفة في الحالة الطبيعية .
مثال / مسحوق الطباشير في الماء

3) المحلول الغروي :
هو مزيج متجانس ظاهرياً من مادتين أو أكثر ، يمكن تمييز دقائقها بالمجهر الإلكتروني
مثال / الحليب ، الدم

الذوبانية (الذائبية)

تتوضح عملية الذوبان للمواد في المذيبات في الأمثلة التالية :

أولاً / ذوبان كلوريد الصوديوم في الماء :

تجاذب جزيئات المذاب بجزيئات المذيب يؤدي إلى انخفاض طاق الوضع التجاذبي (طاقة الرابطة الأيونية) في المحلول و هذا يزيد من استقرارية المحلول لذلك يتم الذوبان بسهولة .

ثانياً / عدم ذوبان كلوريد الفضة في الماء :

يحدث هناك تجاذب بسيط بين عدد قليل من جزيئات المذاب بجزيئات المذيب لان طاقة الوضع للمركب أكبر من طاقة الوضع للمركب في المحلول لذلك يعتبر كلوريد الفضة شحيح الذوبان .

ثالثاً / ذوبان السكر في الماء :

لا يرافق ذوبان السكر تكوّن أيونات و لكن مجموعة الهيدروكسيل في جزيء السكر تكوّن روابط هيدروجينية وهذا يقلل من الطاقة الوضعية فتزيد الاستقرارية لذلك يتم الذوبان .

almanahj.com/sa

رابعاً / ذوبان الدهون في البنزين :

تشابه الخواص الكيميائية مثل القطبية يؤدي إلى تجاذب جزيئات الدهون (مركبات غير قطبية) مع جزيئات البنزين (مركب غير قطبي) لذلك يتم ذوبان الدهون في البنزين .

خامساً / عدم ذوبان الدهون في الماء :

سبب عدم ذوبان الدهون في الماء هو اختلاف الخواص الكيميائية بينهما و هذا يؤدي إلى تنافر جزيئات الدهون (مركبات غير قطبية) عن جزيئات الماء (مركب قطبي) .

أنواع المحاليل حسب كمية المذاب و المذيب :

1) محلول مركز :

هو المحلول الذي تكون فيه كمية المذاب أكبر بالنسبة لكمية المذيب . (10 مول / لتر)

2) محلول مخفف :

هو المحلول الذي تكون فيه كمية المذاب أقل بالنسبة لكمية المذيب

(أقل من 3 مول / لتر)

أنواع المحاليل حسب درجة التشبع :

1) محلول غير مشبع :
هو المحلول الذي تكون فيه جزيئات المذيب غير ممتلئة بجزيئات المذاب .

2) محلول مشبع :
هو المحلول الذي يكون في حالة اتزان مع المذاب النقي عند درجة حرارة معينة .

3) محلول فوق مشبع :
هو المحلول الذي تكون فيه كمية المذاب أكبر مما هو مطلوب لتكوين محلول مشبع .

طرق تحديد تركيز المحاليل :

أولاً / النسبة المئوية الوزنية للمذاب :

almanahj.com/sa

و هي عدد الوحدات الوزنية للمذاب في 100 وحدة وزنية .

أي النسبة المئوية الوزنية للمذاب = (وزن المذاب ÷ وزن المحلول) × 100

مثال /

كم جراماً من حمض النيتروجين النقي (HNO_3) يحتويها لتر من محلول الحمض المائي الذي فيه النسبة المئوية الوزنية للمذاب 69.4 % إذا علمنا أن كثافة هذا المحلول هي 1.65 جم / مللتر ؟

الحل /

كتلة المحلول = حجم المحلول × كثافة المحلول = 1000 × 1.65 = 1650 جم

النسبة المئوية الوزنية لحمض النيتروجين =

(وزن حمض النيتروجين ÷ وزن المحلول) × 100

69.4 = (وزن حمض النيتروجين ÷ 1650) × 100

وزن حمض النيتروجين = (69.4 ÷ 100) × 1650 = 1145 جم

ثانياً / الجزيئية الوزنية (المولالية) :

هي عدد الجرامات الجزيئية (المولات) من المذاب في 1000 جم من المذيب
أي أن المولالية = (عدد مولات المذاب ÷ وزن المذيب) × 1000
= [(وزن المذاب بالجرام ÷ وزن مول من المذاب) ÷ وزن المذيب] × 1000
= (وزن المذاب بالجرام × 1000) ÷ (وزن مول من المذاب × وزن المذيب)

مثال /

كم جراماً من كلوريد الهيدروجين (H Cl) يجب إذابتها في 250 جراماً من الماء لنحصل على محلول تركيزه 2.4 مولال ؟ علماً أن الأوزان الذرية كالتالي : H = 1 جم / مول
Cl = 35.5 جم / مول

الحل /

وزن مول من H Cl = مجموع الأوزان الذرية للمركب = 1 + 35.5 = 36.5 جم / مول
المولالية = (وزن المذاب بالجرام × 1000) ÷ (وزن مول من المذاب × وزن المذيب)
2.4 = (وزن المذاب بالجرام × 1000) ÷ (250 × 36.5)
وزن كلوريد الهيدروجين = 2.4 × 36.5 × 250 ÷ 1000 = 21.9 جم

almanahj.com/sa

مثال /

احسب الجزيئية الوزنية لمحلول حمض النيتروجين (H N O 3) المائي الذي تبلغ النسبة المئوية الوزنية لحمض النيتروجين فيه 31.5 % . علماً أن الأوزان الذرية كالتالي O = 16 N = 14 H = 1

الحل /

تعني النسبة المئوية الوزنية في المثال أن وزن حمض النيتروجين = 31.5 جم و أن وزن المحلول = 100 جم
وزن المذيب = 100 – 31.5 = 68.5 جم ، وزن مول من H N O 3 = (3 × 16) + 14 + 1 = 63 جم / مول

المولالية = (وزن المذاب بالجرام × 1000) ÷ (وزن مول من المذاب × وزن المذيب)

= (31.5 × 1000) ÷ (63 × 68.5) = 7.3 مولال

ثالثاً / الجزيئية الحجمية (المولارية) :

عدد الجرامات الجزيئية (المولات) من المذاب في لتر من المحلول .

المولارية

= عدد مولات المذاب ÷ حجم المحلول باللتر = وزن المذاب ÷ (وزن مول من المذاب × حجم المحلول باللتر)

أو المولارية = (وزن المذاب بالجرام × 1000) ÷ (وزن مول من المذاب × حجم المحلول بالمللتر)

مثال /

حضر محلولاً بإذابة 2.93 جم من كلوريد الصوديوم (Na Cl) في 499.07 جم من الماء ، فكانت كثافة المحلول 1.004 جم / مللتر . احسب مولارية المحلول علماً أن الأوزان الذرية Na = 23 Cl = 35.5

الحل /

وزن مول من Na Cl = 23 + 35.5 = 58.5 جم / مول ، كتلة المحلول = 2.93 + 499.07 = 502 جم

حجم المحلول = كتلة المحلول ÷ كثافة المحلول = 502 ÷ 1.004 = 500 مللتر

almanahj.com/sa

المولارية =

(وزن المذاب بالجرام × 1000) ÷ (وزن مول من المذاب × حجم المحلول بالمللتر)

= (2.93 × 1000) ÷ (58.5 × 500) = 0.1 مولار

مثال /

احسب الجزيئية الحجمية لمحلول يحوي 15 جم من هيدروكسيد الصوديوم (Na O H) في 800 مللتر من المحلول . علماً أن الأوزان الذرية كالتالي : Na = 23 O = 16 H = 1 جم / مول

الحل /

وزن مول من Na O H = 23 + 16 + 1 = 40 جم / مول

المولارية = (وزن المذاب بالجرام × 1000) ÷ (وزن مول من المذاب × حجم المحلول بالمللتر)

= (15 × 1000) ÷ (40 × 800) = 0.469 مولار

رابعاً / معادلة التخفيف :

و تستعمل في حالة تغير حجم أو تركيز المحلول قبل أو بعد التغير (إضافة المذاب أو المذيب)

التركيز (قبل التخفيف) × الحجم (قبل التخفيف) = التركيز (بعد التخفيف) × الحجم (بعد التخفيف)

مثال /

إذا أضيف 150 مللتراً ماء مقطراً إلى 250 مللتراً من محلول ملح الطعام في ماء ذي تركيز 0.1 مولار

فما مولارية المحلول الجديد ؟

الحل /

التركيز (1) × الحجم (1) = التركيز (2) × الحجم (2)

0.1 × 250 = التركيز (2) × (250 + 150)

تركيز المحلول الجديد = 25 ÷ 400 = 0.0625 مولار

almanahj.com/sa

حل تمارين الكتاب صفحة

جـ (2) /

تزداد قابلية ذوبان ملح الطعام (Na Cl) من : البنزين ، محلول نترات الصوديوم المائي ، محلول

نترات البوتاسيوم المائي ، الماء النقي .

جـ (3) /

وزن مول من H2 S O 4 = (4 × 16) + 32 + (2 × 1) = 98 جم / مول

وزن المذيب = وزن المحلول - وزن المذاب = 100 _ 10 = 90 جم

المولالية = (وزن المذاب بالجرام × 1000) ÷ (وزن مول من المذاب × وزن المذيب)

= (10 × 1000) ÷ (98 × 90) = 1.13 مولال

جـ (4) /

20 % وزناً يعني أن وزن ملح الطعام = 20 جم و أن وزن المحلول = 100 جم

حجم المحلول = كتلة المحلول ÷ كثافة المحلول = 100 ÷ 1.098 = 91.1 مللتر

وزن مول من ملح الطعام (Na Cl) = 35.5 + 23 = 58.5 جم / مول

المولارية = (وزن المذاب بالجرام × 1000) ÷ (وزن مول من المذاب × حجم المحلول بالمللتر)

= (20 × 1000) ÷ (58.5 × 91.1) = 3.75 مولار

التركيز (1) × الحجم (1) = التركيز (2) × الحجم (2)

0.1 × الحجم (1) = 3.75 × 8 إذن الحجم المطلوب = 0.213 لتر = 213 مللتر

almanahj.com/sa

جـ (5) /

وزن مول من H N O 3 = (3 × 16) + 14 + 1 = 63 جم / مول

المولارية = (وزن المذاب بالجرام × 1000) ÷ (وزن مول من المذاب × حجم المحلول بالمللتر)

0.4 = (وزن المذاب بالجرام × 1000) ÷ (63 × 100)

وزن المذاب بالجرام = (0.4 × 6300) ÷ 1000 = 2.52 جم

جـ (6) /

وزن مول من H N O 3 = (3 × 16) + 14 + 1 = 63 جم / مول

وزن المحلول = حجم المحلول × كثافة المحلول = 400 × 1 = 400 جم

وزن المذيب = وزن المحلول - وزن المذاب = 400 - 12.6 = 387.4 جم

المولارية = (وزن المذاب بالجرام × 1000) ÷ (وزن مول من المذاب × حجم المحلول بالمللتر)

= (12.6 × 1000) ÷ (63 × 400) = 0.5 مولار

المولالية = (وزن المذاب بالجرام × 1000) ÷ (وزن مول من المذاب × وزن المذيب)

= (12.6 × 1000) ÷ (63 × 387.4) = 0.52 مولال

جـ (7) /

التركيز (1) × الحجم (1) = التركيز (2) × الحجم (2)

2 × الحجم (1) = 0.5 × 5 إذن الحجم = 2.5 ÷ 2 = 1.25 لتر = 1250 مللتر

جـ (8) / التركيز (1) × الحجم (1) = التركيز (2) × الحجم (2)

0.25 × 40 = 0.1 × الحجم (2) إذن الحجم = 10 ÷ 0.1 = 100 مللتر

الحجم المضاف على حجم المحلول قبل الإضافة = 100 - 40 = 60 مللتر

almanahj.com/sa

جـ (9) /

36 % تعني أن وزن حمض النيتروجين = 36 جم و أن وزن المحلول = 100 جم

حجم المحلول = وزن المحلول ÷ كثافة المحلول = 100 ÷ 1.2 = 83.3 مللتر

وزن مول من HNO_3 = (3 × 16) + 14 + 1 = 63 جم / مول

التركيز (1) = المولارية = (وزن المذاب بالجرام × 1000) ÷ (وزن مول من المذاب × حجم المحلول بالمللتر)

= (36 × 1000) ÷ (63 × 83.3) = 6.86 مولار

10 % أي وزن حمض النيتروجين = 10جم و وزن المحلول = 100جم ومنه حجم المحلول = 100 ÷ 1 = 100مللتر

التركيز (2) = المولارية = (10 × 1000) ÷ (63 × 100) = 1.58 مولار

التركيز (1) × الحجم (1) = التركيز (2) × الحجم (2)

6.86 × 500 = 1.58 × الحجم (2) إذن الحجم = 3430 ÷ 1.58 = 2170.9 مللتر

الحجم المضاف إلى حجم المحلول قبل الإضافة = 2170.9 - 500 = 1670.9 مللتر

جـ (10) /

وزن مول من الماء (H 2 O) = 16 + (2 × 1) = 18 جم / مول

وزن المذيب = وزن الماء = عدد مولات الماء × وزن مول من الماء = 90 × 18 = 1620 جم

وزن مول من C 2 H 5 O H = (6 × 1) + 16 + (2 × 12) = 46 جم / مول

وزن المذاب = الغول الإيثلي = عدد مولاته × وزن مول منه = 5 × 46 = 230 جم

وزن المحلول = وزن الغول الإيثلي + وزن الماء = 230 + 1620 = 1850 جم

حجم المحلول = كتلة المحلول ÷ كثافة المحلول = 1850 ÷ 0.997 = 1855.6 مللتر

المولارية = (وزن المذاب بالجرام × 1000) ÷ (وزن مول من المذاب × حجم المحلول بالمللتر)

= (230 × 1000) ÷ (46 × 1855.6) = 2.69 مولار

المولالية = (وزن المذاب بالجرام × 1000) ÷ (وزن مول من المذاب × وزن المذيب)

= (230 × 1000) ÷ (46 × 1620) = 3.1 مولال

جـ (11) /

وزن مول من H N O 3 = (3 × 16) + 14 + 1 = 63 جم / مول

69 % تعني أن وزن حمض النيتروجين = 69 جم و أن وزن المحلول = 100 جم

almanahj.com/sa

حجم المحلول = كتلة المحلول ÷ كثافة المحلول = 100 ÷ 1.41 = 70.9 مللتر

التركيز (1) = المولارية = (وزن المذاب بالجرام × 1000) ÷ (وزن مول من المذاب × حجم المحلول بالمللتر)

= (69 × 1000) ÷ (63 × 70.9) = 15.44 مولار

التركيز (1) × الحجم (1) = التركيز (2) × الحجم (2)

15.44 × الحجم (1) = 6 × 100 إذن الحجم = 600 ÷ 15.44 = 38.86 مللتر

وزن حمض النيتروجين = حجم حمض النيتروجين × كثافته = 38.86 × 1.41 = 54.8 جم

جـ (12) /

almanahj.com/sa

وزن مول من Na Cl = 23 + 35.5 = 58.5 جم / مول

وزن المذيب = 100 - 10 = 90 جم ، حجم المحلول = 100 ÷ 1.071 = 93.4 مللتر

المولارية = (وزن المذاب بالجرام × 1000) ÷ (وزن مول من المذاب × حجم المحلول بالمللتر)

= (10 × 1000) ÷ (58.5 × 93.4) = 1.8 مولار

المولالية = (وزن المذاب بالجرام × 1000) ÷ (وزن مول من المذاب × وزن المذيب)

= (10 × 1000) ÷ (58.5 × 90) = 1.9 مولال

((الوحدة الثالثة : الفصل الثامن))
أنواع المحاليل

أنواع المحاليل حسب حالة المذيب :

أولاً / محاليل صلبة : يكون المذيب صلب و تنقسم إلى :

1) صلب في صلب مثل الأحجار الكريمة . 2) غاز في صلب مثل الهيدروجين في البلاتين .

ثانياً / محاليل سائلة : يكون المذيب سائل و تنقسم إلى :

1) صلب في سائل مثل السكر في الماء . 2) سائل في سائل مثل الحبر في الماء . 3) غاز في سائل مثل الأكسجين في الماء

ثالثاً / محاليل غازية : يكون المذيب غاز مثل غاز في غاز كالهواء الجوي .

- **الذائبية :** هي أقصى مقدار من المادة الصلبة و المذابة في 100 جم من الماء عند درجة حرارة معينة .

almanahj.com/sa

العوامل المؤثرة على الذائبية :

1) تأثير طبيعة المذاب و المذيب :

تعتمد ذائبية المواد على الخواص الكيميائية للمذاب و المذيب فالمركبات القطبية تذوب في المذيبات القطبية و لا تذوب في المذيبات الغير قطبية و العكس صحيح .

2) تأثير الحرارة :

تسمى عملية الذوبان التي تصاحبها إنبعاث حرارة بالعملية الطاردة للحرارة ، و التي يصاحبها
امتصاص للحرارة بالعملية الماصة للحرارة .

و تتوقف هاتين العمليتين على :

(أ) طاقة الترابط بين جزيئات أو أيونات المذاب و نستبدلها بطاقة الترتيب البلوري (طب) و التي تساويها عددياً .

(ب) طاقة الترابط بين جزيئات المذيب و جزيئات أو أيونات المذاب و تسمى بطاقة التميه (ط) . فإذا كانت :

طاقة التميه أكبر عددياً من طاقة الترتيب البلوري تكون العملية طاردة للحرارة ، و تنخفض الذائبية بارتفاع درجة الحرارة

وإذا طاقة التميه أقل عددياً من طاقة الترتيب البلوري تكون العملية ماصة للحرارة ، وتزداد الذائبية بارتفاع درجة الحرارة

و إذا طاقة التميه تساوي طاقة الترتيب البلوري فإن العملية غير طاردة و لا ماصة للحرارة ، لا تتأثر بارتفاع الحرارة .

فوائد منحنى الذائبية بتغير درجة الحرارة :

1) التركيب الوزني لمحلول مشبع عند درجة حرارة معينة .
2) معرفة وزن المذاب المترسب من المحلول عند تبريده .
3) معرفة المواد التي تبعث و التي تمتص حرارة . 4) ترتيب ترسب الأملاح من محلول مختلط تحت ظروف معينة .

- **ذائبية الغاز :**

هي كمية الغاز المذابة في كمية محددة من السائل تحت ضغط معين ودرجة حرارة معينة .

- **معامل الامتصاص :**

هو حجم الغاز مقدراً بضغط جوي واحد ودرجة الصفر المئوي و المذاب في وحدة الحجوم

من السائل تحت ضغط جوي واحد ودرجة حرارة معينة .

almanahj.com/sa

العوامل المؤثرة على ذائبية الغاز في السائل :

1) تأثير طبيعة المذاب و المذيب :

* يتم الذوبان إذا تشابهت الخواص الكيميائية مثل ذوبان غاز النشادر (قطبي) في الماء (قطبي) .
*و لا يتم الذوبان إذا اختلفت الخواص مثل قلة ذوبان غاز الأكسجين (غير قطبي) في الماء .
*و تقل ذائبية الغاز في السائل إذا وجد في السائل أملاح متأينة ، لان تلك الأملاح تستأثر بقسم من جزيئات المذيب
فتنقص كمية المذيب الفعالة في عملية الإذابة .

2) تأثير الضغط :

- **قانون هنري :**

كتلة الغاز المذابة في كتلة معينة من السائل عند درجة حرارة معينة تتناسب طردياً مع ضغط الغاز

فوق السائل . أي أن ذائبية الغاز = ثابت الغاز × الضغط

و لايتبع هذا القانون الغازات شحيحة الذوبان تحت ضغوط عالية . و يمكن فصل خليط من الغازات شحيحة الذوبان
في سائل بامرار تيار من غاز آخر في المحلول .

3) تأثير درجة الحرارة :

تقل ذائبية الغاز في السائل تحت ضغط ثابت بارتفاع درجة الحرارة . لذلك يمكن فصل الغازات المذابة في الماء بتسخين المحلول .

حل تمارين الكتاب صفحة

جـ (1) /

في الماء النقي ، لان ماء البحر به أملاح تقلل من ذائبية الغاز في السائل .

almanahj.com/sa

جـ (2) /

لان كلوريد الزئبق (II) مركب غير قطبي يذوب بكميات كبيرة في المذيب الغير قطبي مثل البنزين

و بكميات قليلة في المذيب القطبي مثل الماء .

مع أجمل المنى بالموفقية و النجاح

معلمة المادة /