ABCDEFGHIJKLMNOPQSTUVWXYZ

كلية العلوم

القسم : علم الحياة

السنة : الاولى

ملخص

كيمياء لاعضوية

A 2 Z LIBRARY

Facebook Group : A to Z مكتبة

كلية العلوم ، كلية الصيدلة ، الهندسة التقنية ، الهندسة الزراعية

يمكنكم طلب المحاضرات برسالة نصية (SMS) أو عبر(What's app-Telegram)على الرقم 0931497960

الموضوع: ..... / /

المادة: كل ما يحيط بنا ويتميز بكتلة ويشغل حيزا في الفراغ

علم الكيمياء: العلم الذي يهتم بدراسة المادة من حيث تركيبها وخصائصها والتغيرات التي تطرأ عليها

المادة النقية: تتميز بخصائص فيزيائية وكيميائية ثابتة ومحددة

خصائص المادة: 1- الخصائص الفيزيائية 2- الخصائص الكيميائية 3- الخصائص الميكانيكية

1 الخصائص الفيزيائية: خصائص تصف المادة مثل: اللون - الرائحة - الشكل البلوري - الحجم - درجتي الغليان والانصهار - الكثافة والكتلة

(الخصائص غير الأساسية (الحجم) + خصائص شاملة) (الخصائص الأساسية)

طرائق تقسيم الخصائص الفيزيائية: 1- طريقة مبنية على اعتماد الخاصة الفيزيائية على كمية المادة

2- طريقة تقسيم مبنية على امكانية تحديد قيم معينة للخاصة الفيزيائية مثل: ... خصائص نوعية

3- " " تعتمد على التجربة مثل: الكثافة والمقاومة ودرجة الغليان

طرائق الفصل الفيزيائي: 1- الترشيح: فصل الراسب عن المحلول باستخدام ورق الترشيح وقمع الفصل

2- التبخير: فصل الحاليل المتجانسة والامتجانسة إلى مكوناتها

3- الاستخلاص: طريقة فصل انتقائية تعتمد على اختلاف ذوبان المواد في محلين غير قابلين للامتزاج مع بعضهما (سائل - سائل) ويمكن استخدام هذه الطريقة لفصل بعض المواد الطبية والطبيعية من النبات (صلب - سائل)

4- التجفيف: التخلص من الرطوبة الموجودة في المادة الكيميائية باستخدام مادة ماصة مثل: $CaCl_2$ P_2O_5

5- الفصل بالتقطير: فصل الراسب عن المحلول (تعتمد على القوة النابذة الناتجة عن الدوران في الطرد المركزي)

6- الكروماتوغرافيا: تقنية لفصل مزيج مرلبة من سائلة أو غازية وتعتمد على اختلاف امتزاز مكونات الطور المتحرك من قبل الطور الساكن أنواعها: كروماتوغرافيا الصوف - الاصباغ - الورق - الطبقة الرقيقة

2 الخصائص الكيميائية: تتعلق بالتغيرات البنيوية التي تطرأ على المادة مثال: تعرض الحديد للهواء الرطب حيث يفقد بريقه ويتشكل عليه الصدأ

ملاحظة: التغيرات الكيميائية يرافقها تغيرات في الطاقة حيث يحدث أثناء التفاعل تحرر للطاقة أو امتصاص للطاقة

3 الخصائص الميكانيكية: لها أهمية كبيرة من خلالها نتوضح مفهوم كل من المادة والطاقة وشرح العلاقة بين القوة والكتلة والوزن

مفهوم الكتلة

القوة: هي المؤثر الذي يؤدي إلى تغيير حالة جسم ساكن أو متحرك بسرعة ثابتة ويعرف القوة بكمية معينة

الموضوع: الميلاد تعاملوا بتجارب للذرة

اختصاصه

المادة: المحل المشغل او المستهلك من قبل المادة ١- كالماء: كيميائي - حرارية - فوتية -

مواصفات: يكون الماء في الحالة الصلبة والغازية والسائلة معاً عند درجة حرارة 0,01°C

والضغط 0,00603 atm

العنصر الكيميائي: المادة التي لا يمكن تجزئتها بأي طريقة وهو وحدة البناء الاساسية للمادة

ويمكن ان يكون بشكل حر او مرتبط مع نفسه مثل: $H_2 - Hg - O_2$

التأصل: ان يرتبط العنصر مع نفسه بعدة طرق مثل: $O_2 - O_3$

المركب الكيميائي: مادة تتألف من عنصرين مختلفين او اكثر ويمكن تفكيكه إلى العناصر المكونة

مثل: $H_2O - HgO$ / مواصفات: نتائج رذرفورد هامة جداً" ✓ أو x

قوانين الاتحاد الكيميائي:

قانون [1] حفظ (حفظ) الطاقة: لا يحدث خلق ولا تفنى بل تتغير بين اوزان المواد الداخلة تتفاعل مع بعضها وبين اوزان

المواد الناتجة مثال: $Hg + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow HgO$

قانون [2] النسب الثابتة: عندما يتحد عنصران يشكلان مركب فيه كل عنصر من العنصرين المتحدين

بنسب وزنية ثابتة مثال: $H_2 + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow H_2O$

قانون [3] النسب المضاعفة: عند اتحاد عنصرين كيميائيين وتكوين اكثر من مركب كيميائي واحد

فإن النسب بين الكتل المختلفة من احد العنصرين تكون نسبة عددية صحيحة وبسيطة

مثال: $N_2 + O_2 \rightarrow 2NO$ / $N_2 + 2O_2 \rightarrow 2NO_2$

وزن واحد من النتروجين يتطلب 0,57 من الاكسجين لينتج N_2O

قانون [4] الاوزان المكافئة: تعد العناصر الكيميائية أو مركباتها بعضها مع بعض بكميات وزنية محددة تتناسب

مع اوزانها المكافئة / الوزن المكافئ: الوزن بالغرامات من هذا العنصر الذي يحل محل ذرة غرامية واحدة من الهيدروجين

نقاط ظريف والتون: ١- الذرة اصغر جزء بالنسبة للعنصر ولا يمكن تجزئتها

2- تتشابه ذرات العنصر الواحد بالخصائص الفيزيائية والكيميائية وتختلف بذلك عن ذرات أي عنصر آخر

3- عند اتحاد عنصرين كيميائيا وتكوين اكثر من مركب كيميائي واحد

مكونات الذرة: ١- الاشعة الطريطية - الجسيمات الالكترونات 2- الاشعة الموجبة - الجسيمات البروتونات

3- الجسيمات النيترونات

الاشعة الطريطية: هي جسيمات مادية صغيرة ذات كتلة سالبة اطلق عليها الالكترونات e^-

$e/m = -1,7588 \times 10^8$ c/g

ملاحظة: يمكن حساب كتلة الالكترون من خلال قراءة الزيت $e = -1,6 \times 10^{-19}$ C شحنة الالكترون

كتلة $m = 9,1 \times 10^{-28}$ gr

الموضوع: ..... (1)

ملاحظات: ماكس بلانك اول من اقترح فكرة تكميم الطاقة ثم ابتكر اينشتاين

ملاحظات: غولد شتاين باستخدام انبوبة الاشعة المهبطية اكتشف البروتونات

الاشعة الموجبة: هي عبارة عن الشوارد الموجبة لذرات الغاز الموجودة في الانبوب

ملاحظة: لا يمكن رؤية الاشعة المهبطية او الموجبة وانما يمكن تألق للغازات بخاصية الانفراج

ملاحظة: شادويك اكتشف النترونات عن طريق قذف ذرة البريليوم بجسيمات الفا

علل: النترونات لها اهمية كبيرة في الحفاظ على ثبات النواة؟

لانها تقلل من قوى التنافر بين البروتونات داخل النواة

نماذج بنية الذرة: 1- نموذج توصف الذرة: توصف الذرة تتكون من كرة من الشوارد الموجبة مغموس فيها عدد من الشحنات السالبة (الالكترونات) بسيطة

2- نموذج رذرفورد: بالرغم أنه نظراً لعدم الالكترونات في معظم الاشعة تنفذ

نتائج " " : 1- كل ذرة عنصر تتألف من نواة تحوي شحنة موجبة وهي تمثل معظم كتلة الذرة

2- في الذرة المتعادلة كهربائياً يكون عدد البروتونات في النواة يساوي عدد الالكترونات حول النواة

3- عدد الكتلة A يساوي عدد البروتونات + النترونات 4- حجم الذرة كبير جداً بالنسبة للنواة

3- نموذج بور: دراسة طيف ذرة الهيدروجين من قبل العالم بالمر عام 1885 كان له اثر كبير على نظرية بور

نقاط " " : 1- نموذج رذرفورد صحيح لكن الالكترونات تدور حول النواة بشكل مشابه لدوران الكوكب حول الشمس 2- تتحرك الالكترونات بمسارات دائرية محددة حول النواة ورمز لها بارقام صحيحة 1, 2, 3, 4, 5 ...

3- عدم صحة نظرية ماكسويل

نظرية الكم: الطاقة لا توجد بشكل سيالة مستمرة ولكن على نحو متقطع تدعى الضرفية

لبرا فوتون

الحركة الموجبة للالكترون تشبه الموجات الماء حيث تنتشر عن الموجات الكهرومغناطيسية في

1- ان سرعتها اقل من سرعة الضوء 2- اذا لا تنطلق على الجسم المتحرك اي طاقة له

ملاحظة هايزنبرغ: يستحيل (علمياً) ايجاد سرعة ومكان الالكترون في نفس الوقت بدقة اعتماد وجود الكترون في مكان ما وبسرعة ما اقرب للصواب

معادلة شرودنغر: معادلة تصف حركة الجسيمات الدقيقة وطاقتها

العدد الثانوي الكم: يصف شكل المدار الذي يوجد به الالكترون ويرمز له (l) $l = [0, (n-1)]$

مثال: $n = 3$ $l = [0, (3-1)] \Rightarrow [0, 1, 2]$

عدد الكم الرئيسي: هو العدد الذي يصف بعد الالكترون عن النواة

الموضوع: 2

ملاحظة: الإلكترونات المفردة وحدها تدخل في تكوين الرابطة التساهمية / /

l	M
l = 0	0
l = 1	+1 0 -1
l = 2	+2 +1 0 -1 -2

الكاتيون: هو عدد ذرات الهيدروجين التي تتحد مع الذرة او تحل محل ذرة من العنصر

التأكسد: هو عملية فقد الالكترونات وزيادة الشحنة الموجبة اي زيادة عدد التأكسد

الارجاع: " " الحساب " نقص " نقص "

عدد التأكسد: عدد يمثل الشحنة الكهربائية الموجبة او السالبة التي تظهر على الايون

قواعد حساب عدد التأكسد: 1- عدد تأكسد العنصر الحر يساوي صفر

2- عدد تأكسد عناصر مجموعة الغازات الخاملة يساوي صفر 3- الشحنة الكلية للمركب تساوي صفر

4- في المركبات الايونية يكون عدد التأكسد مساوياً لشحنة الايون وتكون ايجابية مثل ايون الايون

الهيدروجين: درجة اكسدته +1 ماعدا الهيدريدات يكون -1 مثال: LiH, KH, NaH, CaH_2

الاكسجين: " -2 ماعدا الحالات: NaO_2 / NaO / KO / CuO / Co / Co_2

العناصر الفلزية: Li, Na, K / +1 Be, Mg, Ca, Sr, Ba / +2 البور +3 B / OF_2 O_2F_2

الفلور: يأخذ درجات اكسدة +1، +2 عكس سالبية الفلور الحر سالبية N الحر مثال:

فوق البروكسيدات: " -1 مثال: H_2O_2, Na_2O_2 / الحالة الي يكون $-\frac{1}{2}$ مثال: KO_2

3

المول: هو عدد افوغادرو من الجسيمات اي ان المول هو مقدار من المادة يحتوي على (6.023×10^{23}) من شيء ما واحدته الدولية: $gr.mol^{-1}$

عدد المولات (mol): $\frac{\text{كتلة المادة بالغرامات g}}{\text{الكتلة المولية } g.mol^{-1}}$

قانون الحجوم المتفاعلة: إن نسب حجوم الغازات الداخلة في تفاعل ما

نص قانون افوغادرو: الحجوم المتساوية من الغازات عند الشروط نفسها من الضغط والحرارة تحتوي على اعداد متساوية من الجسيمات اي الجزيئات

خصائص الغازات: جميع الغازات قابلة للانضغاط والامتزاج بعضها مع بعض وكلما زاد انخفاض ضغطها او تثقل الحجم الذي توضع فيه

1- قانون بويل: إن حجم كتلة معينة من غاز يتناسب عكسياً مع ضغط الغاز عند درجة حرارة ثابتة

2- قانون شارل: يزداد او يقل حجم كتلة معينة من غاز بمقدار $\frac{1}{273.15}$ من حجمها عند درجة 0°C

علل: اعتبر كلفن الدرجة التي يعلل عندها حجم الغاز الى الصفر عند ثبات الضغط بالصفر المطلق؟ لانه عند درجة الصفر سيكون الحجم بقيمة سالبة

كيمياء (3)

يتم التحويل بين الدرجة المئوية والكلفن بـ

$0(K) = 273.15^{\circ}C$

$T(K) = t^{\circ}C + 273.15$

$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = K$

والحجم والكمية

المعادلة العامة للغازات: تصف معادلة الغاز العامة حالة غاز بدلالة ضغطه وحجمه وكمية المادة

$atm \quad P\frac{V}{L} = nRT\frac{1}{K}$ $\quad n = \frac{m}{M}$ $\quad R = 0.0821$

قانون دالتون للضغوط الجزيئية: إن الضغط الكلي لخليط من غازات مختلفة تشغل الحجم نفسه يساوي مجموع الضغوط الجزيئية لجميع مكونات هذا الخليط بدرجة حرارة ثابتة

$P_t = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$

ومن المعادلة العامة للغازات:

$P_1 = \frac{RT}{V} n_1$

$P_2 = \frac{RT}{V} n_2$ $\quad P_t V = n_t RT$ $\quad n_t = n_1 + n_2 + n_3 + \dots$

ملاحظة: عند جمع غازات مختلفة في وعاء مغلق يتغير الضغط وعدد المولات

(4)

تصنيف العناصر:

1- محاولة برازيليوس: قسم برازيليوس العناصر لفلزات ولا فلزات

2- ثلاثيات نيولاندز: حيث قسّم العناصر وفق خواصها لمجموعات تحتوي كل منها ثلاثة عناصر

3- جدول مانديليف: رتب العناصر ترتيباً تصاعدياً حسب أوزانها الذرية ووجد التشابه الفيزيائي والكيميائي تكرر دورياً

4- الجدول الحالي: رتب العناصر ترتيباً تصاعدياً حسب أعدادها الذرية

الدوري

عناصر الجدول الدوري: 1- عناصر الفئة S: تشغل يسار الجدول وتسمى الوسط الجدول

2- عناصر الفئة P: تشغل يمين الجدول 3- عناصر الفئة d: تشغل العناصر الانتقالية

أنواع العناصر: 1- العناصر النبيلة (الغازات الخاملة): عناصر المجموعة صفر تركيبها الإلكتروني الأخير ns^2np^6 ماعدا الهيليوم - تتميز باستقرار جميع مستويات الطاقة والشكل الأخير مكتمل وكذلك

علل: العناصر النبيلة لا تدخل في تفاعلات كيميائية في الظروف العادية؟ بسبب استقرار جميع مستويات الطاقة

2- العناصر المثالية: عناصر الفئة S والفئة P ماعدا الغازات الخاملة وتتميز باحتواء جميع مستويات الطاقة ماعدا المستوى الأخير

الموضوع: ..... / / 4

علل: لا يمكن قياس نصف قطر الذرة بأي المسافة بين النواة وأبعد الكترون؟ بسبب الظاهرة الموجية

اظهرت انه لا يمكن تحديد موقع الالكترون حول النواة بالضبط

نصف قطر الذرة: هو نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين لأقرب تماس لذرتي

طول الرابطة: هو المسافة بين نواتي ذرتين متجاورتين في الرابطة التساهمية أو هو المسافة بين مركزي الايونين في الرابطة الايونية يسمى القطر الايوني

طول الرابطة = نصف القطر الموجب الايون + نصف قطر الايون السالب

علل: في الدورات الافقية على نصف القطر كلما ازداد العدد الذري (كلما اتجهنا يميناً)؟

كلما ازدادت شحنة النواة الموجبة ازدادت قوة جذب النواة للالكترونات التكافؤ مما يسبب نقص نصف قطر الذرة

علل: في المجموعات الرأسية يزداد نصف قطر الذرة كلما ازداد العدد الذري؟ بسبب اضافة مستويات طاقة جديدة وازدياد قوة التنافر بين الالكترونات

جذب النواة للالكترونات

علل: نصف قطر الايون الموجب اصغر من نصف قطر ذرة الفلز؟ لازدياد الشحنة الموجبة وبالتالي ازدياد

معلومة: كلما ازداد عدد الشحنات الموجبة بالايون قل نصف قطر الايون الموجب

مثال: عدد الفلز: نصف قطر ذرة الصوديوم اكبر من نصف قطر ايون الصوديوم

ليس لها دخل بالفلز

علل: نصف قطر الايون السالب اكبر من نصف قطر ذرة اللافلز؟ لازدياد قوة التنافر بازدياد عدد الالكترونات

مثال: نصف قطر ايون الكلوريد السالب اكبر من نصف قطر ذرة الكلور

جهد التأين: هو مقدار الطاقة اللازمة لنزع اقوى او اضعف الكترون لذرة عنصر ما في الحالة الغازية

$X + \text{طاقة تأين} \longrightarrow X^+ + e^-$ (الكترون) — ذرة X

علل: في الدورات الافقية تزداد قيم جهد التأين بازدياد العدد الذري؟ نقص نصف قطر الذرة وازدياد الشحنة الموجبة (العدد الموجب)

فتزداد قوة التجاذب وتصعب ازالة الالكترون

علل: في المجموعات الرأسية يقل جهد التأين ... ؟ لازدياد نصف قطر الذرة سبب

زيادة عدد المستويات المشغولة وقوى التنافر بين الالكترونات تزداد.

ملاحظات: 1- يعطي الذرات جهد تأين اول وثاني وثالث ... 2- جهد التأين الاول للغازات الخاملة كبير جداً إذ يصعب ازالة الالكترون من مستوى الطاقة الممتلئ

علل: جهد التأين الثاني اعلى من جهد التأين الاول؟ بسبب ازدياد شحنة النواة الموجبة

الميل الالكتروني: مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المتعادلة في الحالة الغازية الكترونا

$X + e^- \longrightarrow X^- + \text{طاقة}$

وتصبح مختزلة سالبة مثال:

هام: الفلور أكثر العناصر الكهرسلبية في الجدول الدوري

(4)

الموضوع: درس

علل: في الدورات الأفقية يزداد الميل الإلكتروني بازدياد العدد الذري؟ لصغر قطر الذرة وازدياد الشحنة الموجبة مما يزيد من قوة جذب الإلكترون فتزداد الطاقة المنطلقة

علل: في المجموعات الرأسية يقل الميل الإلكتروني بازدياد العدد الذري (كلما اتجهنا للأسفل)؟ لازدياد مستويات الطاقة وازدياد نصف قطر الذرة وازدياد قوة التنافر بين الإلكترونات

علل: رغم أن الكلور يقع تحت الفلور بالجدول الدوري الذي يليه الإلكتروني الجزيئي؟ لصغر الميل الإلكتروني للفلور هو صغر نصف قطر ذرة الفلور واحتوائها على ستة إلكترونات

السالبية الكهربائية: هي متوسط الميل الإلكتروني وجهد التأين للذرة وهي قدرة الذرة على جذب الإلكترونات الرابطة الكيميائية إليها

تلعب السالبية الكهربائية دور هام؟ لبيان شدة تحديد نوع الرابطة بين الذرتين وتحديد عدد التأكسد

(1) الفلزات: 1- تتميز بكبر نصف قطر الذرة وصغر ميلها الإلكتروني وجهد تأينها

2- موصلات جيدة للكهرباء؟ لسهولة حركة وانتقال الإلكترونات بين الذرات في مكان لآخر داخل الفلز

3- عناصر كهربية تميل لفقد الإلكترونات التكافؤ وتكوين أيونات موجبة

(2) اللافلزات: 1- نظراً لصغر الحجم الذري وصعوبة نقل الإلكترونات التكافؤ منها لها على الكهربائي

2- يمتلئ غلاف تكافؤها بأكثر من نصف سعته بالإلكترونات مثل: الفوسفور - الأكسجين - الكلور

الهالوجينات: مادة تتميز بتفاعلها الأكسجين مع العناصر الأقل كهربية كل العناصر ماعدا (F) الفلور

(3) أشباه الفلزات: 1- عناصر غلاف تكافؤها ممتلئ بحوالي نصف سعته

2- لها خواص وسطية بين الفلزات واللافلزات

3- تستخدم كموصلات تتأثر بسرعة بالأجهزة الكهربائية مرور تيار كهربائي أكثر من اللافلزات وأقل من الفلزات

علل

في الدورات الأفقية: بزيادة العدد الذري تقل الصفة الفلزية وتزداد الصفة اللافلزية

في المجموعات الرأسية: تزداد الصفة الفلزية وتقل اللافلزية كلما اتجهنا لأسفل الجدول الدوري

الكاسيد الحامضية: الكاسيد اللافلزات تذوب الكاسيد اللافلزات بالماء وتعطي أحماض لذلك تسمى الكاسيد حامضية

الكاسيد القاعدية: الفلزات الفلزات قلويات قاعدية

المتردة (المذبذبة): الكاسيد تتفاعل مع الأحماض أو القلويات لتعطي ملح وماء مثل: الحديد الزنك الألومنيوم

في الدورات الأفقية: بزيادة العدد الذري تقل الصفة القاعدية وتزداد الحامضية وتقع المتردة بوسط الجدول الدوري

Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
$NaOH$	$Mg(OH)_2$	$Al(OH)_3$	H_4SiO_4	H_3PO_4	H_2SO_4	$HClO_4$
قاعدة قوية	قاعدة ضعيفة	متردة	حمض ضعيف	حمض متوسط	حمض قوي	أقوى الأحماض

/ /

الموضوع: مراجعة فيزياء

4

LiOH قلوي ضعيف	HF حمض ضعيف
NaOH " قوي	HCl حمض قوي
KOH " أقوى	HBr " أقوى
RPOH " قوي جدا	HI " قوي جدا
CsOH أقوى القلويات	

5

ملاحظة: جميع العناصر عدا الغازات النبيلة تشارك بالتفاعلات الكيميائية حتى تكتمل مستوى الطاقة الأخير

التفاعل الكيميائي: عبارة عن كسر روابط مركبات المواد المتفاعلة وتكوين روابط جديدة بمنتجات

المواد الناتجة عن التفاعل ← ملاحظة: تميل الفلزات لفقد الكترون (مصدر أيون موجب) وتتحول لأيون موجب
- اللافلزات تكسب " (تميل الكترون أو أكثر) " " سالب

أنواع الروابط الكيميائية:

الرابطة: عبارة عن القوة التي تربط بين الذرات أو الجزيئات أو بينهما معاً بحيث ينتج عنها وحدة مترابطة

1) روابط كيميائية: تشارك الإلكترونات بتكوينها مثل: رابطة أيونية - رابطة تساهمية - رابطة فلزية

2) فيزيائية: تنتج بسبب مشاركة الإلكترونات بشكل غير متساوٍ وإنما نتيجة لقوى جذب كهربائية مثل: رابطة هيدروجينية - روابط فاندرفالس

الرابطة الأيونية: هي قوة جذب الكتروستاتيكي بين الأيونات الموجبة والسالبة وليس لها وجود عادي أو اتحاد معين وتنشأ بين الفلزات واللافلزات (مصدر + مصدر)

تكون الرابطة الأيونية: بين عناصر الفرق (أ) السالبة الكهربائية بينهما أكبر من (1.7)

العلاقة بين السالبة الكهربائية والرابطة الأيونية: كلما ازداد العدد الأفقي بالجدول الدوري بين الفلز واللافلز ازداد فرق السالبة الكهربائية عن (1.7) وتزداد الخصائص الأيونية للمركب

الخصائص العامة للمركبات الأيونية: 1- التركيب: بلورات صلبة لها شكل بلوري محدد نتيجة قوى الجذب بين الأيونات والإلكترونات

2- درجة انصهار الغليان: لها درجات مرتفعة حيث يتطلب كسر الرابطة والتغلب على قوى التجاذب بين الأيونات أو الذرات قدر كبير من الطاقة الحرارية

3- الذوبان: تذوب بالمذيبات القطبية نتيجة لتفكك الشبكة البلورية وانجذاب أيوناتها لأيونات مخالفة لها بالشحنة في المذيب القطبي

4- التوصيل الكهربائي: المركبات الأيونية توصل التيار الكهربائي بسبب حركة أيوناتها الحرة في المحلول

مثال للرابطة الأيونية: تفاعل الصوديوم مع الكلور لتكوين كلوريد الصوديوم

(المشتركة) الرابطة التساهمية: رابطة تحدث بين لافلزين (غير الفرق السالبة الكهربائية بينهما أقل من 1.7)

تشارك كل ذرة بالكترون مضاد لها لتكوين: 1- إذا شاركت كل ذرة بالكترون تنشأ رابطة مشتركة أحادية (H-H)

2- إذا شاركت كل ذرة بالكترونين تنشأ رابطة ثنائية (O=O) 3- إذا ... بـ 3 الكترونات تنشأ رابطة ثلاثية (N≡N)

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17

الموضوع: مطوية عن شكل مراعاة المحور / رابطة سيجما ذرتين

(5)

الاوربتال المرجح: هو / الكترون سالب /

الهيدروجين

2 الرابطة التساهمية نوعان: (1) نقية: تحدث عندما تكون الذرتان متساويتين بالسالبية الكهربائية مثل: الرابطة في

(2) مطبقة: تحدث بين ذرتين مختلفتين بالسالبية الكهربائية مثل: الرابطة في كلوريد الهيدروجين

النظريات التي فسرت تشكل الرابطة التساهمية: 1 نظرية التهجين وصيغ لويس 2 نظرية الرابطة التكافؤ 3 نظرية المدارات الجزيئية

اي الترتيب الالكتروني الثنائي

(1) وضع النظرية لويس وكوسل سنة 1961 م تنص: تحالف الهيدروجين والليثيوم والبريليوم تحل ذرات جميع العناصر للوصول

(2) عيوب النظرية: لم تفسر بعض خصائص البروتينات مثل: الشكل الخطي والزوايا بين الروابط - لم تستطع تفسير الروابط في جزيء

ثنائي كلوريد الزئبق (تحاط ذرة الزئبق بـ 10 إلى 8) وكذلك جزيء ثالث فلوريد البوروم (تحاط بـ 6 إلى 8

(3) تبقى النظريات حول ذرات المفردة - عن النظرية: عند تداخل مدار ذري مفرد من احدى الذرتين مع اخر تحوي الكترون

واحد مع مدار ذري مفرد من ذرة اخرى وتحوي الكترون مفرد تبعاً لنوع المدارات الذرية المتداخلة تشكل الرابطة سيجما (σ) او باي (π)

مثال على الروابط باي π: تكون في جزيء فلوريد الهيدروجين

بالطاقة

التهجين: تداخل اوربيتالين مختلفين او اكثر (متقاربين بالطاقة) بالذرة نفسها لتنتج اوربيتالات مهجنة متساوية

مثال: جزيء الميثان يحدث التهجين بذرة الكربون بتداخل الاوربيتال 2S مع الاوربيتالات الثلاثة 2P وتنتج 4

اوربيتالات مهجنة Sp3

شروط التهجين: 1 يحدث بالذرة نفسها واحيانا بعد اثارة الذرة 2 الاوربيتالات المهجنة متساوية بالطاقة

(الذرية)

3 عدد الاوربيتالات المهجنة يساوي عدد الاوربيتالات النقية الداخلة بالتهجين

✓ أو X: جزيء الميثان يحدث التهجين بين ذرة الكربون والهيدروجين X

خصائص الركبات التساهمية: 1 التوصيل الكهربائي: لا توصل التيار لعدم تأين جزيئاتها (لا تشكل ايونات)

على

2 درجات الانصهار والغليان: منخفضة بسبب كسر الروابط الضعيفة بالمركب

3 الذوبان في الماء: لا تذوب الجزيئات القطبية كالماء لعدم وجود ايونات وانما تذوب الجزيئات المطوية

على

الرابطة التناسقية: نوع من الروابط التساهمية والتي عند الكتروني الرابطة هو احدى الذرتين

الالكتروني الثنائي

شرط: تنشأ عندما تهب احدى الذرتين زوجاً من الالكترونات الحرة الى ذرة أخرى فارغ اوربيتال غلاف التكافؤ

مثال: ايون الهيدرونيوم وايون الهيدروكسيد الوجيه / ايون امونيوم جزيء

الرابطة الهيدروجينية: هي قوى جذب كهربائي ضعيفة تحدث عندما تقع ذرة الهيدروجين بين ذرتين

لهما سالبية كهربائية عالية

اشكال: 1 خط مستقيم مثل: جزيء الماء 2 حلقة مغلقة مثل: جزيء فلوريد الهيدروجين

3 شبكة مفتوحة مثل: جزيء فلوريد الهيدروجين

الرابطة الفلزية: تشكل العناصر الفلزية في مركبات في جدول الدوري - هي اجسام صلبة ذات بنية بلورية

اشكال: 1 المكعب المتمركز الوجه الحراص 2 المكعب المتمركز الجسم 3 السداسي الحراص

الموضوع: ..... / /

5

الحدة الموجهة بالبلكة البلورية

الرابطة الفلزية: هي رابطة تنتج من سحابة الكترونات الكافؤ التي تقل مستوى التأين لذرات

ملاحظة: كلما ازدادت الكترونات الكافؤ عددها ازدادت قوة الرابطة الفلزية وارتفع الفلز الكثافة وكذلك

وارتفعت درجة انصهاره وغليانه

6

المحلول: عبارة عن خليط متجانس من مادتين او اكثر لا يحدث بينهما تفاعل كيميائي

المذيب: المادة الموجودة بوفرة في المحلول / المذاب: المادة الموجودة بنسبة اقل بالمحلول

علل: بطء المحاليل تمتاز بقدرتها على نقل التيار الكهربائي؟ بسبب تفكك المادة المذابة لجسيمات

مشحونة تسمى الايونات

كاتيونات: جسيمات مشحونة بشحنات موجبة انيونات: جسيمات مشحونة بشحنات سالبة

المادة الكهرليتية: مادة تتفكك إلى ايونات المحلول الكهرليتي: محلول يتفكك لايونات

طرق تصنيف المحاليل:

1 بناء على حالة المذيب والمذاب:

المذاب	المذيب	الامثلة
غاز	غاز	O_2 و CO_2 في الهواء
سائل	غاز	بخار الماء في الهواء
صلب	غاز	ثاني مادة صلبة في غاز
غاز	سائل	O_2 في الماء
سائل	سائل	الكحول الايثيلي في الماء
صلب	سائل	سكر في الماء
غاز	صلب	غاز الهيدروجين في البلاديوم
سائل	صلب	سائل البنزين بالبيد الصلب
صلب	صلب	البرونز (النحاس في الزنك)

2 بناء على حجم دقائق المادة المذابة:

مثال: السكر بالماء

المحاليل الحقيقية: محلول شفاف مادة صلبة ولا يمكن فصلها بالترشيح وتبدو المحلول ساكنة تحت تأثير

الجاذبية الارضية ويكون حجم الدقائق متناهي الصغر ولا يمكن فصلها او رؤيتها بالعين المجردة

المحاليل المعلقة: محلول ذاب مادة فيه ويمكن رؤية دقائقه إما بالعين المجردة او المكروسكوب

واذا ترك المخلوط ساكناً فإن دقائق المادة المعلقة تتجمع بمرور الوقت بفعل الانجذاب تحت تأثير الجاذبية

مثال: الطباشير في الماء

محلول قوي / اساسي // كهرليتي // تام / محاليل ضعيفة / كهرليت ضعيف / تام جزئي

(6)

الموضوع: ....

(الجزيئات) بين $1000 A^\circ - 15$

الحالة الغروية: تكون حجم الدقائق فيها وسطاً بين الحالتين (محاليل حقيقية ومعلقات) ويتراوح نصف قطرها

3 بناء على درجة توصيلها للتيار الكهربائي:

تصنف المحاليل: ١- المحاليل الالكتروليتية: تتكون من مادة مذابة لها القدرة على التأين في المذيب وبذلك لها القدرة على التوصيل الكهربائي وتصنف حسب درجة التأين الى الكتروليتية قوية وضعيفة:

الكتروليت قوي: مادة لها القدرة على التأين الكلي أو التأين بنسبة عالية في الماء مثل محاليل الحوامض القوية والاسس القوية

امثلة من الحوامض القوية: حمض البيركلوريك $HClO_4$ - حمض النتريك HNO_3 - حمض الهيدروكلوريك HCl

" " الاسس " : هيدروكسيد الصوديوم - هيدروكسيد الكالسيوم - هيدروكسيد الباريوم

" " الاملاح التي تتأين بنسبة عالية: املاح مشتقة من حوامض قوية واسس قوية مثل: كلوريد الصوديوم $NaCl + H_2O$

" " ضعيفة مثل ملح كلوريد الصودديوم $NH_4Cl + H_2O$

املاح مشتقة من حوامض ضعيفة واسس قوية مثل: خلات الصوديوم CH_3COONa

" " " ضعيفة " ملح كربونات الامونيوم $(NH_4)_2CO_3$

الكتروليت ضعيف: مادة تتأين جزئياً في الماء وتكون ضعيفة التوصيل للتيار الكهربائي مثل: الاسس الضعيفة والحوامض الضعيفة

مثال حمض ضعيف: حمض الخليك CH_3COOH مثال قاعدة ضعيفة: هيدروكسيد الامونيوم NH_4OH

المحاليل غير الالكتروليتية: محاليل تتكون من مادة مذابة لا تتفكك لايونات في محاليلها مثل: محلول السكر في الماء

4 بناء على نسبة المادة المذابة للمذيب:

المحلول المشبع: لا يمكن ان يذيب زيادة من المادة المذابة عند نفس درجة الحرارة

" غير " :

" فوق " : يحتوي زيادة من المذاب اكثر مما يمكن اذابته عند درجة حرارة معينة

تم تعريف الحوامض والاسس وفق عدة نظريات:

١- نظرية ارينيوس: ذرات الهيدروجين المسؤولة عن الخواص الحامضية هي فقط تلك التي تعطي ايونات هيدروجين بالمحلول

الحمض: هو مركب هيدروجيني يعطي بروتون عندما يتفكك في المحاليل المائية

القاعدة: " " هيدروكسيدي " ايونات هيدروكسيد (OH^-) عندما " "

الاسس المائية: تعطي ماء عند تعادلها مع الاحماض مثل: KOH

" غير " : تتعادل مع الاحماض بنزع ايونات الهيدروجين من الحمض دون تكوين الماء مثل: NH_3 الامينات

٢- نظرية برونشتد: الحمض: مادة تعطي (H^+) في المحاليل المائية او غير المائية

الاساس: " " تقبل (H^+) " " " "

زينب

الموضوع: ..... / /

الحمض مستقبل الوظيفة: كل جسم قادر على تحرير البروتون مثل حمض الكبريتيك وأورثو الفوسفور

الأساس " " : " " " " مثل: CO_3^{-2}

الحمض " المذنب: المادة التي تلعب دور حمض وأساس مثل: أيون الكبريتات الحامضية

3- نظرية لويس: الحمض: مادة قادرة على استقبال زوج الكترونات (تحوي اوربتال فارغ) وتشكل رابطة تناسقية

الأساس " " " زوج الكتروني حر يمكنه منحه لتشكل رابطة تناسقية

التأين: عملية تحول الجزيئات غير المتأينة لأيونات

- التام: هو " كل " " " " ويحدث في الالكتروليتات القوية

- غير " " عملية تحلل بعض الجزيئات غير المتأينة لأيونات ويحدث بالالكتروليتات الضعيفة

وتنشأ حالة اتزان بين الجزيئات والأيونات

الإتزان الأيوني: يشمل هذا النوع من الاتزان في محاليل الالكتروليتات الضعيفة بين جزيئاتها

وبين الأيونات الناتجة عنها

تأين الماء: تأين الماء ذاتي الأيونية له

$pKw = -\log Kw = 14$

مفهوم pH: الرقم الهيدروجيني وهو سالب اللوغاريتم السالب لتركيز أيون الهيدروجين الموجب في المحلول المخفف

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

$pH = -\log[H_3O^+]$

ويمكن ان نعبر عنه باستخدام تركيز أيون الهيدروكسيد

$Kw = [H_3O^+].[OH^-] = 10^{-14}$

وباعتبار ان:

$pKw = pH + pOH$

(7)

العنصر الانتقالي: هو العنصر الذي يحتوي على المدار (d) أو (f) مملوء جزئياً بالالكترونات

سواء بالحالة الذرية او في اي حالة من حالات الستر / ايون النحاس الثاني: $3d^9$ - ايون الخارصين: $4d^9$

اهم خصائص العناصر الانتقالية: 1- لها مدارات فارغة ذات طاقة مناسبة لتستقبل ازواج الالكترونات من المجموعة التناسقية

2- نصف قطرها صغير 3- كثافتها عالية

الخصائص العامة للعناصر الانتقالية: 1- قابليتها للتوصيل الحراري والكهربائي عالية

2- جميعها فلزات 3- لها بريق ولمعان 4- صلبة وقوية ولها درجات انصهار وغليان مرتفعة

5- اغلبها لها كرهجابية عالية

الموضوع: ..... / / (7)

المعقد: وجود ذرة مركزية أو شاردة مركزية / المرتبطات: جزيئات معتدلة كهربائياً أو شوارد تتجمع حول المعقد

عدد التناسق: العدد العام للروابط الكيميائية بين المرتبطات والشاردة المركزية دون النظر لنوع الرابطة ومنشأها

تصنيف المعقدات: 1. معقدات كاتيونية: $[Ag(NH_3)_2]Cl$ ، $[Zn(NH_3)_4]Cl_2$ ← ذرة مركزية

2. معقدات أنيونية: $K[Al(OH)_4]$ ، $Na[Ag(CN)_2]$ ← كرة ثانية خارجية (المرتبطات)

3. " معتدلة: $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$ ← لا يوجد كرة ثانية خارجية ← كرة ثانية داخلية (عدد التناسق 4)

علل: للعناصر الانتقالية أهمية حيوية بالغة؟ لأن بعضاً منها يدخل في تكوين أجسام الكائنات الحية

الهيموغلوبين: هو بروتين محمول داخل خلايا الدم الحمراء، يلتقط الأكسجين من الرئتين وينقله الأنسجة جسم الإنسان

اتحاد الهيموغلوبين يكسب الدم: 1) الهيم: هي مجموعة تعويضية تقوم بالمساهمة في الربط العكسي للأكسجين مع الهيموغلوبين

2) الغلوبين: البروتين الذي يحيط بجزيئة الهيم ويحميها

وظيفة الكالسيوم: يساهم بتركيب الكثير من الأنزيمات المسؤولة عن تكوين الأسنان العظام والأعصاب

ويساهم بتكوين صبغة الميلانين التي تحمي أجسامنا من أشعة الشمس فوق البنفسجية

الكوبالت: يدخل بتركيب فيتامين B12 ويؤدي نقصان لانخفاض عدد كريات الدم البيضاء والصفائح الدموية

كما يؤدي لإصابة بمرض الأنيميا (فقر الدم)

المعقدات في النظم البيولوجية: 1. الحديد 2. النحاس 3. الكوبالت