المادة التحضيرية

الكيميـــاء

أ. مهند أبو رمّان

تابع كل جديد من أ. مهند أبو رمّان

للانضمام إلى قروب الواتس أب
0776743539

شاهد المادة التحضيرية
@Mohannad.Aburumman

مفاهيم أساسية في الكيمياء

أولاً" : أنواع العناصر

1- الفلزات (المعادن Metals) : وهي تتواجد في معظم أماكن الجدول الدوري ، وتقع على يسار الجدول الدوري وتمتاز بالخصائص الأتية :

- لهـا لمعان .
- موصلة بشكل جيد للحرارة والكهرباء .
- قابلة للطرق والسحب .
- الفلزات دائما" أيوناتها موجبة في مركباتها (أي تميل دائماً لِفقد الإلكترونات) .
- تتواجد جميعها بالحالة الصلبة ما عدا الزئبق ولكنه مشترك في باقي الصفات مع الفلزات وهو ذو كثافة عالية جدا" أي أنه أعلى من كثافة المواد الصلبة فلذلك صُنف من ضمنهم .

2- اللافلزات (Non-metal) وتقع في يمين الجدول الدوري ، وتمتاز بالخصائص التالية

- ليس لها لمعان .
- غير موصلة للتيار الكهربائي وللحرارة أيضا".
- تتواجد في جميع أشكال حالات المادة (صلبة ، غازية ، سائلة) .
- أيوناتها بشكل عام تمتلك شحنة سالبة في مركباتها (تميل دائما" لِكسب الإلكترونات وذلك لوجود عدد كبير من الإلكترونات في المدار الأخير) .

3- أشباه الفلزات Metalloids : وهي عناصر تقع بشكل قطري بين الفلزات واللافلزات مثل ... (B , Si , As)

الأستـاذ مُهنـد أبو رمّـــان

- تُقسم المواد الكيميائية إلى :
- 1- عناصر 2- مُركبات

1- طريقة كتابة العناصر : تُكتب على شكل حرف واحد كبير أو حرفين كبير وصغير

أ- الفلزات تكتب على شكل ذرة ولا تكتب على شكل جزيء مثل (Ag , Au , Na , Mg , Ca , K)

ب- اللافلزات تكتب على شكل جزيء مثل (N_2, O_2 , Cl_2 , H_2)

2- طريقة كتابة المُركبات : وهي تتكون من عنصرين أو أكثر مثل(NaCl, HF, KNO_3, HBr)

ثانيا" : أنواع الروابط الكيميائية :

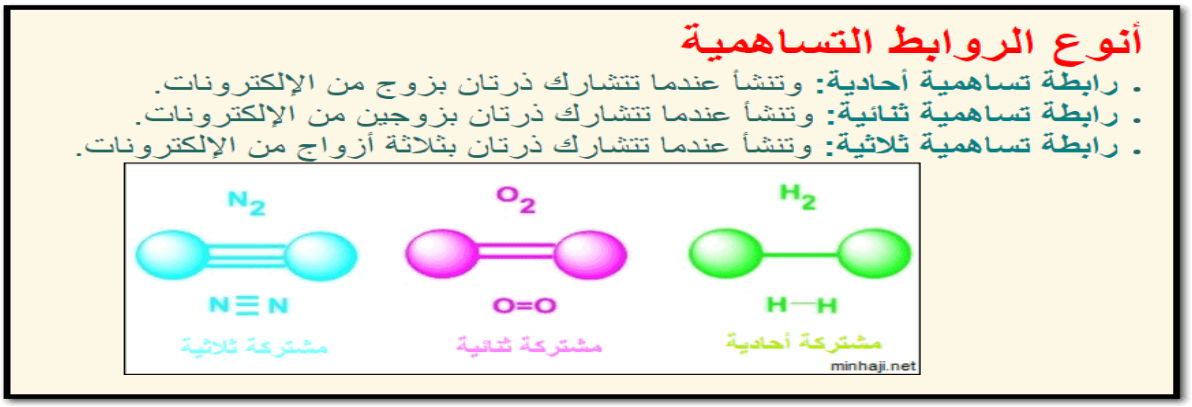
1- الرابطة الأيونية (ionic bond) : وهي تنشأ بين الفلزات و اللافلزات .

2- الروابط الفلزية (metallic bond) : تنشأ بين الفلزات .

3- الروابط التساهمية (المشتركة) (Covalent bond) : تنشأ بين اللافلزات .

(أي يميلوا لِكسب الإلكترونات) وتنقسم إلى :

أ- رابطة أحادية مثل H_2 ب- رابطة ثنائية مثل O_2 ج- رابطة ثلاثية N_2



*- المركب الجزيئي : هو المركب الذي ترتبط ذراته مع بعضها البعض بواسطة روابط تساهمية ، وهو فقط يطلق على المركبات التي تحتوي على عناصر من اللافلزات مثل (H_2O , H_2SO_4) .

الرابطة التناسقية التساهمية : وهي تنشأ بين ذرتين إحداهما تقدم زوج من الإلكترونات والذرة الأخرى تقدم فلكا" فارغا" ومثال على ذلك إرتباط الأمونيا مع البروتون و إرتباط البروتون مع الماء .

أنواع الروابط التساهمية من حيث القوى :

1) روابط سيجما : تنشأ من تداخل الأفلاك تداخلا" رأسيا" وهي روابط قوية .

2) روابط باي : تنشأ من تتداخل الأفلاك جانبيا" .

الرابطة الأحادية : دائما" سيجما . الرابطة الثنائية : إحداهما سيجما والأخرى باي .

الرابط الثلاثية : واحدة سيجما والمتبقي من نوع باي .

ثالـثا" : الكهروسلبية Electronegativity

وهي مقياس لمقدرة الذرات النسبية على جذب إلكترونات الروابط التساهمية الموجودة بينها .
أعلى الذرات الكهروسلبية : F > O > N ، كلما اتجهنا إلى يمين الجدول الدوري تزداد الكهروسلبية

رابعاً : أنواع التفاعلات من حيث الطاقة :

تفاعل ماص للطاقة : (Endothermic) وهي تفاعلات تحتاج طاقة للحدوث بحيث توضع الطاقة عند المتفاعلات .

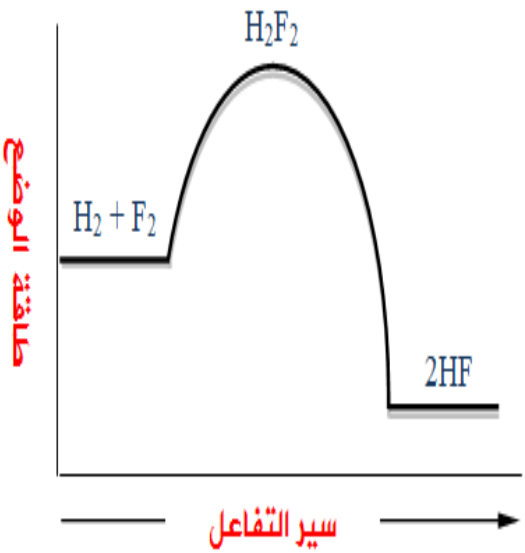
$$A + B + Energy \rightarrow C$$

تفاعل طارد للطاقة (Exothermic) : وهي تفاعلات تُنتج طاقة وتتواجد الطاقة في النواتج

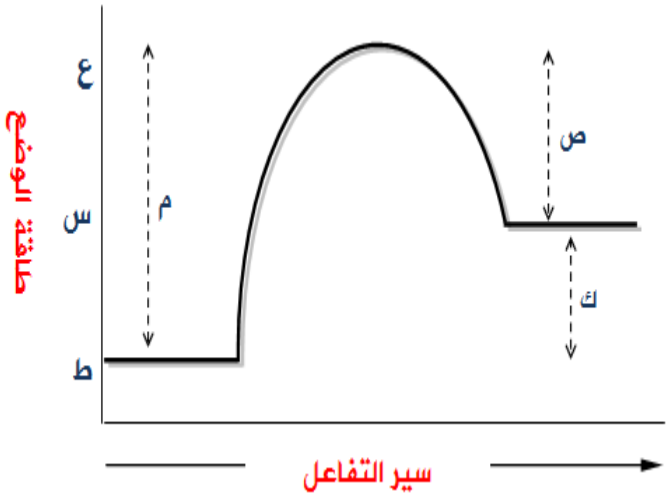
$$A + B \rightarrow Energy + C$$

ويذكر أن كمية الطاقة الموجودة في المتفاعلات أو النواتج تُسمى بالمحتوى الحراري للتفاعل ، ويرمز له ($\triangle H$) وهي إما أن تكون ذات قيمة سالبة أو موجبة .

☺ معنى الإشارة السالبة أي أن التفاعل طارد للطاقة والإشارة الموجبة تعني أن التفاعل ماص للطاقة



تفاعل طارد للطاقة



تفاعل ماص للطاقة

الرمز م ويعني طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي، ص: طاقة التنشيط للتفاعل العكسي، ع : طاقة وضع المعقد المنشّط

ك : التغير في المحتوى الحراري ، ط : طاقة وضع المواد المتفاعلة ، س : طاقة وضع النواتج

الأستـاذ مُهنـد أبو رمّـــان

خامسا" : التركيز المولاري : molar concentration

هنالك طُرق كثيرة للتعبير عن عن تركيز المحلول مثل :

1- النسبة المئوية الكتلية للمذاب Mass Percent

2- المولارية Molarity (المُهمة للتوجيهي)

3- المولالية Molarity

و التركيز المولاري هو عبارة عن عدد المولات مقسوما" على الحجم باللتر .

ويعبر عن التركيز المولاري بأقواس مربعة [ ] .

التركيز المولاري = عدد المذاب المولات / احجم المحلول(باللتر) ، $M=\frac{n\ mole\ (Solute)}{Volume\ Solution\ (l)}$

مثـــــــال :

احسب التركيز المولاري لمحلول حجمه 2L ويحتوي 1 mole :

الحـــــل :

$M=\frac{n\ mole\ (Solute)}{Volume\ Solution\ (l)} \longleftarrow M=\frac{1}{2}=0.5\ mole/L$

مثـــال : احسب التركيز المولاري لمحلول حجمه 500ml ويحتوي 2 mole :

للتحويل من مل إلى لتر نقسم على 1000

وللتحويل من لتر إلى مل نضرب بـ 1000

500ml/1000 = 0.5L

$M=\frac{n\ mole\ (Solute)}{Volume\ Solution\ (l)} \longleftarrow M=\frac{2}{0.5}=4\ mole/L$

تمرين

احسب عدد المولات في محلول ما حجمه 1500ml وتركيزه 0.4mole/l ؟

تمرين

أُذيب 5.3g من كربونات الصوديوم Na_2CO_3 في كمية معينة من الماء ، بحيث أصبح تركيز المحلول 0.25mole/L . احسب حجم المحلول إذا علمت أن الكتلة المولية لكربونات الصوديوم يساوي 106g/mole .

سادساً : عدد المولات :

و يُعرّف المول (Mole) بأنه كتلة المادة التي تحتوي عدد أفوغادرو (6.02×10^{23}) من الذرات ، أو الجزيئات ، أو الأيونات .

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{الكتلة (غ)}}{\text{الكتلة المولية } \left(\frac{\text{غ}}{\text{مول}}\right)}$$

$$n\ (mol) = \frac{m\ (g)}{Mr\ \left(\frac{g}{mole}\right)}$$

كيفية حساب الكتلة المولية :

مثـــــــال

احسب الكتلة المولية للمركب ($C_5H_{10}Br_2$) إذا كنت تعلم أن الكتل الذرية للعناصر في المركب الآتي

1=H 12=C 80=Br

الحل : بالبداية نَجِد الكتلة المولية للمركب ($C_5H_{10}Br_2$)

= (5 × الكتلة الذرية للكربون) + (10 × الكتلة الذرية للهيدروجين)+(2 × الكتلة الذرية للبروم)

= (5×12) + (10×1) + (2×80) =

= (60) +(10) +(160) =

= 230g/mole

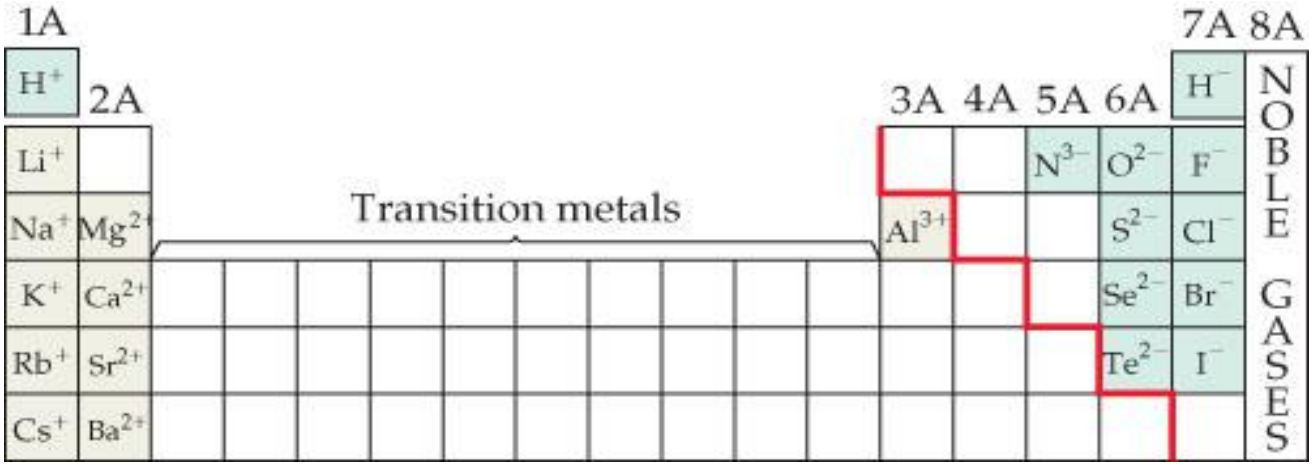
مثال : احسب عدد المولات الموجودة في عينة ما و كتلتها 72 g وإذا علمت أن الكتلة المولية لها 36 g/mole :

الحل :

$$n\ (mol) = \frac{m\ (g)}{Mr\ \left(\frac{g}{mole}\right)}$$

$$n\ (mol) = \frac{72\ (g)}{36\ \left(\frac{g}{mole}\right)} = 2\ mole$$

سابعاً : عدد التأكسد : هو الشحنة الفعلية لأيون الذرة .



التأكسد : وهي عملية فقد المادة للإلكترونـــات .
الاختزال : وهي عملية كسب المادة للإلكترونات .

$Ag \longrightarrow Ag^+ + e^-$ عملية تأكسد وتعني عملية فقد إلكترونات
$F_2 + 2e^- \longrightarrow 2F^-$ عملية اختزال وتعني عملية كسب إلكترونات

الزيادة في الشحنة (أي بمعنى الزيادة في الموجبية) تعني التأكسد
النقصان في الشحنة (أي بمعنى النقصان في الموجبية) تعني اختزال

مثال : أكتبُ ، بالإستعانة بمعادلة التفاعل الكيميائيّة الآتية ، نصفَ تفاعل التأكسد ونصفَ تفاعل الاختزال :

$Pb^{2+}_{(aq)} + 2Cl^-_{(aq)} \rightarrow Pb_{(s)} + Cl_{2(g)}$

نصف تفاعل الاختزال : $Pb^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Pb_{(s)}$

نصف تفاعل التأكسد : $2Cl^-_{(aq)} \rightarrow Cl_{2(g)} + 2e^-$

ثامناً" : المجموعات الأيونية :

وهي مجموعة من الذرات لها شحنة وتتصرف في تفاعلاتها كأنها ذرة واحدة .

الصيغ الكيميائية لأهم الأيونات (المجموعات الكيميائية)

اسم الأيون	صيغة الأيون	شحنة الأيون
السيانيد	CN	1-
الأمونيوم	NH_4	1+
النيترات	NO_3	1-
الهيدروكسيد	OH	1-
البيرمنغنات	MnO_4	1-
الدايكرومات	Cr_2O_7	2-
الكبريتات	SO_4	2-
الكربونات	CO_3	2-
الفوسفات	PO_4	3-

مثال : إحسب عدد تأكسد الكبريت في حمض الكبريتيك H_2SO_4 ؟

(عدد تأكسد الكبريت × عدد ذراته) + (عدد تأكسد O × عدد ذراته) + (عدد تأكسد H × عدد ذراته) = صفر

(عدد تأكسد الكبريت × 1) + (-2 × 4) + (+1 × 2) = صفر

عدد تأكسد الكبريت = +6

☼ اعتمدنا في هذا الحل على القاعدة الأساسية التي تقول أن أي مركب كيميائي يكون متعادلاً أي أن شحنته الكلية تساوي صفراً .

معلـــومات هامة :

***** قانون حفظ الكتلة ، أو حفظ المادة هو قانون يُشير إلى أنّ المادة لا تُفنى ولا تُستحدث ، بينما يمكن إعادة ترتيب جزيئاتها للحصول على موادّ جديدة ، وينص على أنّه: " عند حدوث أيّ تفاعل كيميائيّ فإنّ كُتل المواد الداخلة في التفاعل تساوي كُتل الموادّ التي تنتج منه كما يشير إلى أنّ " كتلة الموادّ في نظام مغلق لا تتغيّر مهما حدث داخل هذا النظام "**

مبدأ حفظ الشحنة الكهربائية : الشحنة الكهربائية لا تُفنى ولا تُستحدث، ولكن تنتقل من جسمٍ إلى آخر .

الأيون : هو ذرة مشحونة كهربائياً بعد تفاعل كيميائي (أخذت او أعطت الكترونات لذرة أو مجموعة ذرات أخرى) ويوجد ايضًا أيون على شكل مجموعة من الذرات وتسمى هذه المجموعة مجموعة أيونية .

معلومات كيميائية :

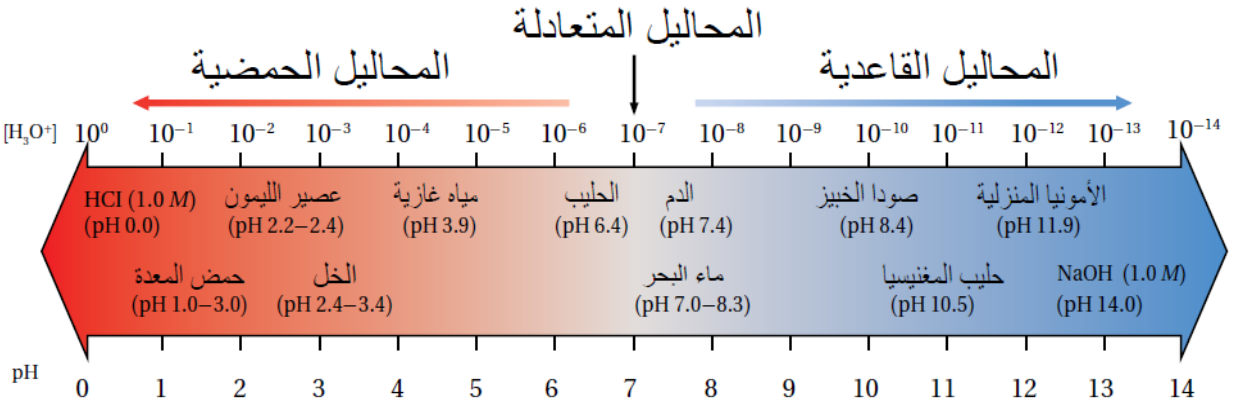
الرمز	الغرض
+	يفصل بين مادتين أو أكثر من المتفاعلات أو النواتج
$\longrightarrow$	يفصل المتفاعلات عن النواتج
$\rightleftharpoons$	يفصل المتفاعلات عن النواتج، ويشير إلى التفاعل الانعكاسي
(s)	يشير إلى الحالة الصلبة
(l)	يشير إلى الحالة السائلة
(g)	يشير إلى الحالة الغازية
(aq)	يشير إلى المحلول المائي

تاسعا" : الرقم الهيدروجيني (PH)

"PH" وهو وسيلة للتعبير عن درجة الحموضة والقاعدية للمحاليل .

ويمكن التعبير عن درجة الحموضة للمحاليل المائية بأرقام متسلسلة من (صفر إلى 14)

قيمة PH للحموض أقل من 7 ، وللقواعد أكبر من 7 ، أما المحاليل المتعادلة فهي تساوي 7



العلاقة بين تركيز أيونات الهيدرونيوم في بعض المحاليل وَرَقْمها الهيدروجيني.

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

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

الأستـاذ مُهنـد أبو رمّـــان

ملاحظات هامة :

1- قيمة PH للحموض أقل من 7 ، وللقواعد أكبر من 7 ، أما المحاليل المتعادلة فهي تساوي 7

2- تزداد قوة الحمض بنقصان قيمة PH

3- تزداد قوة القاعدة بزيادة قيمة PH

4- بزيادة [H_3O^+] تزداد قوة وحامضية الحمض وتقل قيمة PH

5- بزيادة [OH^-] تزداد قوة وقاعدية القاعدة وتزداد قيمة PH وتقل [H_3O^+]

*** ثوابت تأين الحموض والقواعد الضعيفة :**

$$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{[acid]}$$

$$Kb = \frac{[OH^-]^2}{[bace]}$$

الدرس الأول من مادة التوجيهي : الحموض والقواعد

*** خواص الحموض و القواعد :-**

الحموض	القواعد
1- مواد تسبب الحموضة في المعدة . **2- مواد تعطي الأطعمة طعما" حامضا" أو لاذعا" ، فالليمون والبرتقال والطماطم تحتوي على حموض مثل حمض السيتريك ، كما تحتوي المشروبات الغازية على حِمض الكربونيك H_2CO_3 .** **3- مواد تتصف بالطعم الحمضي .** **4- تؤثر بالكواشف مثل ورقة تبّاع الشمس لِتحول لونه من الأزرق إلى الأحمر .**	**1- طعمها مُر وملمسها إنزلاقي مثل الصابون .** **2- تؤثر بالكواشف مثل ورقة تبّاع الشمس لِتحول لونه من الأحمرإلى الأزرق .** **3- تُستخدم في صناعة المنظفات المنزليّة والصابون مثل هيدروكسيد الصوديوم .** **4- تتواجد في المواد الغذائية ، مثل الخضروات ، كالسبانخ والبروكلي ، وبعض الفواكة ، مثل التفاح والمشمش و الفراولة .**

1- مفهوم أرهينيوس للحموض والقواعد : Arrhenus Concept

تمكَّن العالِم أرهينيوس عن طريق دراسته التوصيل الكهربائي لمحاليل الموادّ الأيونية ،

فتوصَّل أرهينيوس إلى أن **الحِمض (Acid) بأنه عبارة عن مادّةٌ تتأيَّنُ في الماء وتُنتج أيون الهيدروجين H^+** ، ومن الأمثلة على حموض أرهينيوس :

الحِمض	الهيدروكلوريك	النيتريك	الكبريتيك	الفسفوريك	الإيثانويك	الكربونيك
الصيغة الكيميائية	HCl	HNO_3	H_2SO_4	H_3PO_4	CH_3COOH	H_2CO_3

فمثلا" عند إذابة غاز كلوريد الهيدروجين HCl في الماء ينتج أيون **الهيدروجين (H^+) في المحلول كما في المعادلة الآتية :**

$$HCl_{(g)} \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

ويمكن تفسير السلوك الحمضي لهذه الحموض حسب مفهوم أرهينيوس :

$$HClO_4 \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + ClO_4^-{}_{(aq)}$$

$$HNO_3 \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$$

الأستـاذ مُهنـد أبو رمّـــان

قاعدة أرهينيوس: Arrhenus Base

وقد عرف أرهينيوس القاعدة (Base) : مادة تتأيَّنُ في الماء و تُنتج أيونَ الهيدروكسيد (OH^-) ، فمثلا" ، عند إذابة هيدروكسيد الصوديوم NaOH في الماء ينتج أيونُ الهيدروكسيد OH^- ، كما في المعادلة الآتية ، وذلك ينطبق أيضا" على تأيُّنُ هيدروكسيد البوتاسيوم KOH في الماء :

$$NaOH_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

$$KOH_{(s)} \xrightarrow{H_2O} K^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

وينطبق ذلك – بشكل عام – على هيدروكسيدات فلزّات المجموعتين الأولى و الثانية ، ويبين الجدول الآتي بعض قواعد أرهينيوس :

القاعدة	هيدروكسيد البوتاسيوم	هيدروكسيد الليثيوم	هيدروكسيد الصوديوم	هيدروكسيد المغنيسيوم	هيدروكسيد الكالسيوم	هيدروكسيد الباريوم	هيدروكسيد السترونشيوم
الصيغة الكيميائية	KOH	LiOH	NaOH	$Mg(OH)_2$	$Ca(OH)_2$	$Ba(OH)_2$	$Sr(OH)_2$

ويتضح من الجدول أعلاه أنَّ قواعد أرهينيوس كُلَّها تحتوي على أيون الهيدروكسيد ، فبعضها يحتوي على أيون هيدروكسيد واحد ، مثل هيدروكسيد الصوديوم NaOH ، وبعضها يحتوي على أيوني هيدروكسيد ، مثل هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$.

وسنقتصِرُ دراستَنا على الحمُوض أحاديَّة البروتون والقواعد أحاديّة الهيدروكسيد .

وعلى الرغم من الإنجاز الكبير الذي حققه مفهوم أرهينيوس في مجال الكيمياء ، فقد بقي محدوداً بسبب :

1- إقتصار تفسيره لِ مفهوم الحموض و القواعد في المحاليل المائيّة فقط .

2- لم يتمكن من تفسير التأثير القاعدي لِقواعد معروفة ، مثل الأمونيا NH_3 و N_2H_4 .

3- لم يتمكن من تفسير التأثير الحمضي أو القاعدي لكثير من الأملاح مثل كلوريد الأمونيوم NH_4Cl الحمضي أو كربونات الصوديوم الهيدروجينية $NaHCO_3$ القاعدية .

الحلم هو مجرد حلم، أما الهدف فهو حلم له خطة وموعد نهائي لتحقيقه...

السؤال الأول : أختر الإجابة الصحيحة فيما يلي :

1- المفهوم العلمي الدَّال على (مادَّة تتأين في الماء و تُنتجُ أيون الهيدروجين H^+)
ا- قاعدة أرهينيوس ب- الأملاح ج- حِمض أرهينيوس د- الحموض و القواعد

2- أحد المواد الأتية يُستخدم في صناعة المنظفات :
أ- هيدروكسيد المغنيسيوم ب- هيدروكسيد الصوديوم ج- حِمض السيتريك د- حِمض الكربونيك

3- احدى العبارات الآتية تُعتبر صحيحة وفقاً لِمفهوم أرهينيوس للحموض و القواعد
أ- يجب أن يحتوي الحِمض في تركيبه على أيون الهيدروكسيد OH^- .
ب- يجب أن تحتوي القاعدة في تركيبها على الهيدروجين H^+ .
ج- اقتصر مفهوم أرهينيوس فقط على الحموض و القواعد في المحاليل المائية .
د- استطاع أن يفسر السلوك الحِمضي والقاعدي لبعض محاليل الأملاح .

4- أحدَ المواد الآتية يُعتبر قاعدة قوية :
أ- NH_3 ب- N_2H_4 ج- $Ca(OH)_2$ د- HF

5- أحدَ الآتية لم يستطيع أرهينيوس أن يفسر السلوك الحمضي أو القاعدي له :
أ- NaOH ب- $Sr(OH)_2$ ج- N_2H_4 د- HCN

6- المعادلة التي تفسّر السلوك الحمضي وفقا" لمفهوم أرهينيوس ، هي :

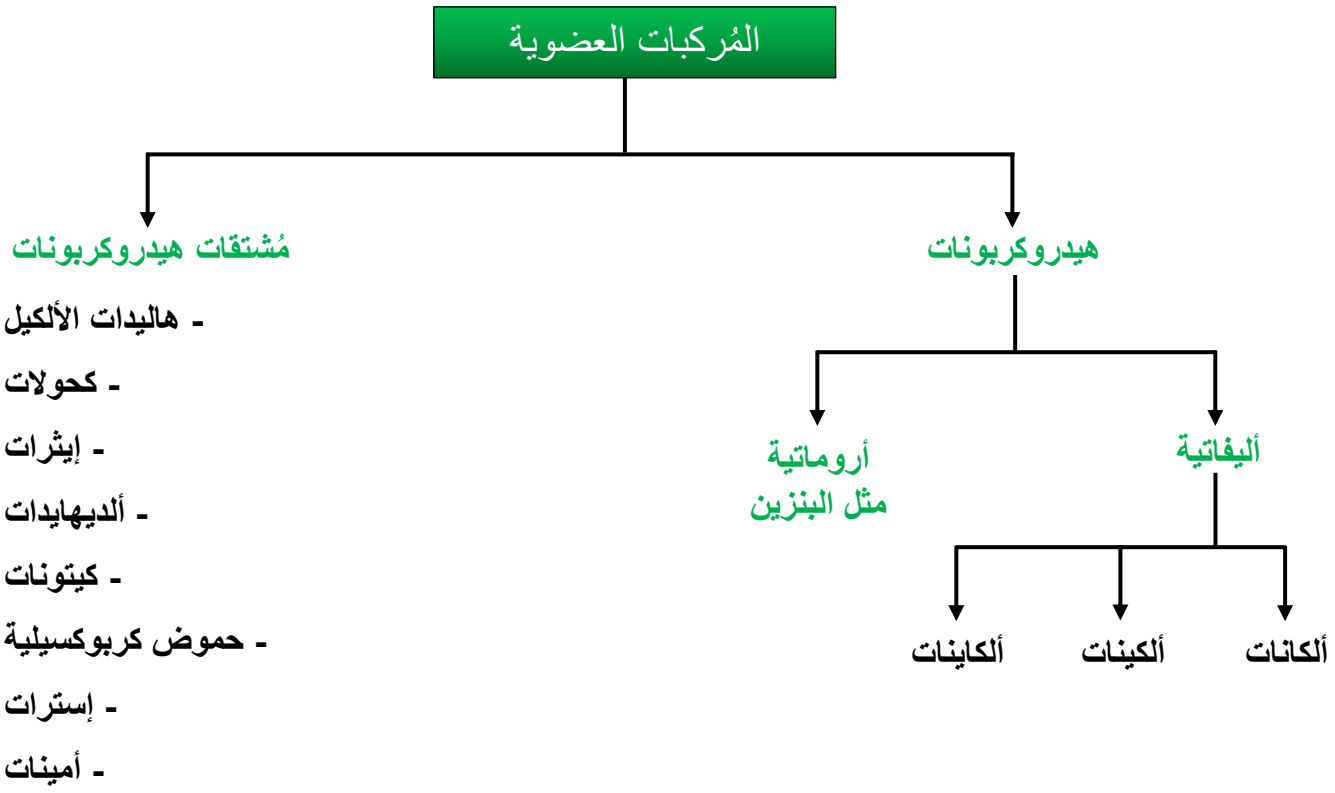
أ- $HClO_{4(l)} \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + ClO_4^-{}_{(aq)}$

ب- $HClO_{4(l)} + H_2O \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + ClO_4^-{}_{(aq)}$

ج- $HF_{(l)} + CN^- \longleftrightarrow F^-_{(aq)} + HCN_{(aq)}$

د- $Zn^{2+} + 4H_2O \longleftrightarrow [Zn(H_2O)_4]^{2+}_{(aq)}$

7- فسَّر مُستعيناً بمعادلة كيميائية السلوك الحِمضي لمحلول حِمض HClO حَسَبَ مفهوم أرهينيوس .



الصيغة العامة للألكانات : C_nH_{2n+2} وهي مركبات مشبعة، لإنها تتكون من روابط نوع سيجما فقط

الصيغة العامة للألكينات : C_nH_{2n} وهي مركبات غير مشبعة تحتوي على رابطتين (من نوع سيجما وواحدة باي)

الصيغة العامة للألكينات : C_nH_{2n-2} وهي مركبات غير مشبعة تتكون من (رابطتين من نوع باي وواحدة من نوع سيجما)

"حِب ما تعمل حتى تعمل ما تُحب♥ ☻ "

فرسان التغيير2006/2005

077-6743539

Mohannad . Aburumman

كفـــاح حتى النجـــاح

مع خالص أمنياتي لكم بالتوفيق

فُرسان التغيير
الأستـاذ مُهنـد أبو رمّـــان

ayla Academy