تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج الإماراتية

شرح وحدة الأحماض والقواعد ووحدة الأكسدة والإختزال

موقع المناهج ⇦ المناهج الإماراتية ⇦ الصف الثاني عشر المتقدم ⇦ كيمياء ⇦ الفصل الثاني ⇦ ملفات متنوعة ⇦ الملف

تاريخ إضافة الملف على موقع المناهج: 2025-01-10 18:27:06

المزيد من مادة كيمياء:	ملفات ا كتب للمعلم ا كتب للطالب ا اختبارات الكترونية ا اختبارات ا حلول ا عروض بوربوينت ا أوراق عمل منهج انجليزي ا ملخصات وتقارير ا مذكرات وبنوك ا الامتحان النهائي ا للمدرس
	إعداد: Salem Tarek

التواصل الاجتماعي بحسب الصف الثاني عشر المتقدم

صفحة المناهج الإماراتية على فيسبوك					
المواد على تلغرام	التربية الاسلامية	اللغة العربية	اللغة الانجليزية	الرياضيات	

المزيد من الملفات بحسب الصف الثاني عشر المتقدم والمادة كيمياء في الفصل الثاني

1	أوراق عمل الوحدة الرابعة الأحماض والقواعد
2	أوراق عمل الوحدة الرابعة Bases and Acids الأحماض والقواعد منهج انسباير
3	مذكرة تأسيس بداية الفصل الثاني
4	الخطة الفصلية للمقرر الخطة C للعام 2024-2025
5	كتاب الطالب منهج انسباير

الأحماض والقواعد

تستخدم الأحماض والقواعد في العديد من الإستخدامات الحياتية

الأحماض	القلويات
- الأدوية - الأسمدة الزراعية - بطاريات السيارات - المتفجرات	- الأدوية - الصابون - المنظفات الصناعية - الأصباغ

كما أن الأحماض والقواعد متواجدة في المنتجات الصناعية و الطبيعية

المنتجات	الأحماض	المنتجات	القواعد
نباتات حامضية (البرتقال – الليمون)	حمض الستريك حمض الأسكوربيك	الصابون	هيدروكسيد صوديوم
منتجات الألبان	حمض اللاكتيك	صودا الخبيز	بيكربونات صوديوم
المشروبات الغازية	حمض الكربونيك حمض الفوسفوريك	صودا الغسيل	كربونات صوديوم متهدرتة

خواص الأحماض و القواعد :

الأحماض	القواعد
لها طعم لاذع	لها طعم قابض ملمس صابوني
توصل التيار الكهربي	توصل التيار الكهربي
تحمر ورقة عباد الشمس الزرقاء	تزرق ورقة عباد الشمس الحمراء

تفاعلات الأحماض مع الفلزات و كربونات الفلزات

فلز + حمض ⟵ يتصاعد غاز الهيدروجين

$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

$Na + 2HBr \rightarrow NaBr + H_2$

كربونات الفلز + حمض ⟵ يتصاعد غاز ثاني أكسيد الكربون

$Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + CO_2 + H_2O$

$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$

تدريب :

اكتب معادلة رمزية و موزونة تعبر عن تفاعل كل من :

الألومنيوم و حمض الكبريتيك :

كربونات الكالسيوم و حمض الهيدرو بروميك :

الماغنيسيوم و حمض الهيدروفلوريك :

✓ **لذا فإن التعريف التجريبي للأحماض و القواعد :**

الأحماض : هي مواد ذات طعم لاذع تحمر صبغة عباد الشمس البنفسجية وتتفاعل مع القواعد مكونة ملح وماء

القواعد : هي مواد ذات طعم قابض و ملمس صابوني تزرق صبغة عباد الشمس البنفسجية و تتفاعل مع الأحماض مكونة ملح وماء

يعتبر التعريف التجريبي تعريفًا قاصرًا ؟

لأنه لم يفسر الخواص غير المرئية للأحماض و القواعد والتي أدت إلى سلوكها

مثل : (خاصية التأين في الماء عن طريق التوصيل الكهربي)

لذا وضعت العديد من النظريات لتفسير الأحماض والقواعد

ومن أهمها :

- نظرية أرهينيوس
- نظرية برونشتد - لوري
- نظرية لويس

- نظرية أرهينيوس 1884 م :

لاحظ أرهينيوس أن محاليل الأحماض المائية توصل التيار الكهربي فأستنتج أنها متأنية في الماء.

حمض أرهينيوس	قاعدة أرهينيوس
$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$	$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$
$H_2SO_4 \rightarrow H^+ + HSO_4^-$	$KOH \rightarrow K^+ + OH^-$
$HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$	$Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^+ + 2OH^-$

الحمض : هي مادة تتأين في الماء فتعطي أيوناً أو أكثر من أيونات H^+

*حمض أرهينيوس يعمل علي زيادة تركيز أيونات H^+ في المحاليل المائية .

القاعدة : هي مادة تتأين في الماء فتعطي أيوناً أو أكثر من أيونات OH^-

*قاعدة أرهينيوس تعمل علي زيادة تركيز أيونات OH^- في المحاليل المائية.

لذا فإن المعادلة الأيونية لتفاعل التعادل تبعاً لنظرية أرهينيوس تكتب علي الصورة : $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$

- نظرية أرهينيوس عجزت عن تفسير حامضية المركبات التي لا تحتوي علي أيونات " H^+ " مثل CO_2 وقاعدية المركبات التي لا تحتوي علي "OH^-" مثل NH_3 غاز الأمونيا .

علل لما يأتي

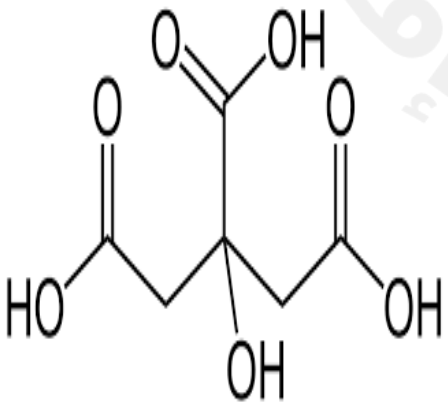
قصور نظرية أرهينيوس .

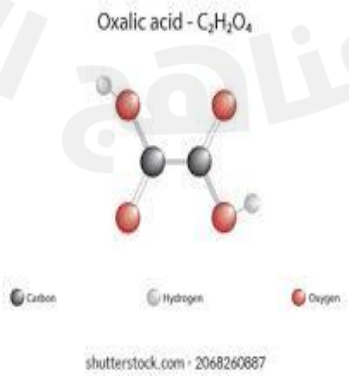
لأنها لم تعطي تفسيراً لحامضية CO_2 ،
أو قاعدية NH_3 .

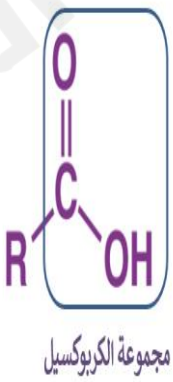
Chemistry 2025 TS DR___X 2024

الأحماض متعددة البروتون

أحماض أحادية البروتون	أحماض ثنائية البروتون	أحماض ثلاثية البروتون
هي أحماض تتأين في الماء فتعطي بروتوناً واحدا	هي أحماض تتأين في الماء فتعطي بروتوناً واحدا أو اثنين	هي أحماض تتأين في الماء فتعطي بروتوناً واحدا أو اثنين أو ثلاثة
معدني أحادي القاعدة	معدني ثنائي القاعدة	معدني ثلاثي القاعدة
حمض هيدروكلوريك HCl حمض نيتريك HNO_3	حمض كبريتيك H_2SO_4 حمض كربونيك H_2CO_3	فسفوريك H_3PO_4
عضو أحادي القاعدة	عضو ثنائي القاعدة	عضو ثلاثي القاعدة
أسيتيك CH_3COOH فورميك HCOOH	أكساليك $\begin{matrix}COOH\\|\\COOH\end{matrix}$	حمض سيتريك $C_6H_8O_7$







نظرية " برونشتد – لوري "

* حمض برونشتد – لوري

-المادة التي تمنح بروتونا H^+ أو أكثر لمادة أخري عند التفاعل مع مادة أخري

القاعدة المقترنة

-المادة الناتجة بعدما يفقد الحمض بروتوناً H^+

* قاعدة برونشتد – لوري

-المادة التي تستقبل بروتوناً أو أكثر عند التفاعل من

الحمض المقترن

-المادة الناتجة عن إكتساب القاعدة بروتوناً H^+

$$NH_3 + H\text{-}OH \rightarrow NH_4 + OH^-$$

قاعدة — حمض — حمض مقترن — قاعدة مقترنة

يعتبر الماء حمض برونشتد – لوري لأنه يمنح البروتون
H^+ بينما يعتبر النشادر قاعدي برونشتد – لوري لأنه يستقبل البروتون .

$$HCl + H.OH \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

حمض — قاعدة — حمض مقترن — قاعدة مقترنة

- يعتبر الماء قاعدة برونشتد – لوري لأنه يستقبل البروتون بينما كلوريد الهيدروجين حمض برونشتد – لوري حيث يمنح البروتون
- ملحوظة : هناك بعض المواد لها صفة مترددة أي تسلك كحمض (مانح بروتون) في بعض التفاعلات ، وكقاعدة (مستقبل بروتون) في تفاعلات أخري .

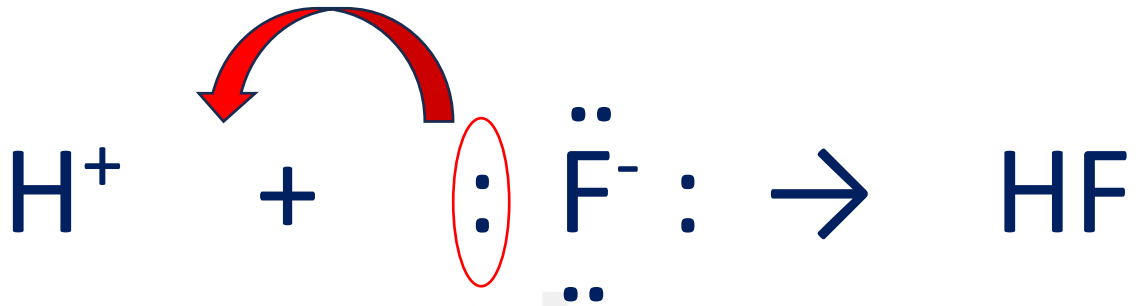
نظرية " لويس "

تعتمد علي المشاركة بزوج أو أكثر من الإلكترونات الحرة .

حمض لويس	قاعدة لويس
المادة التي تستقبل زوجاً أو أكثر من الإلكترونات الحرة من مادة أخري	المادة التي تمنح زوجاً أو أكثر من الإلكترونات الحرة لمادة أخري

مثال

إتحاد أيون (H^+) مع أيون (F^-) لتكوين فلوريد الهيدروجين .

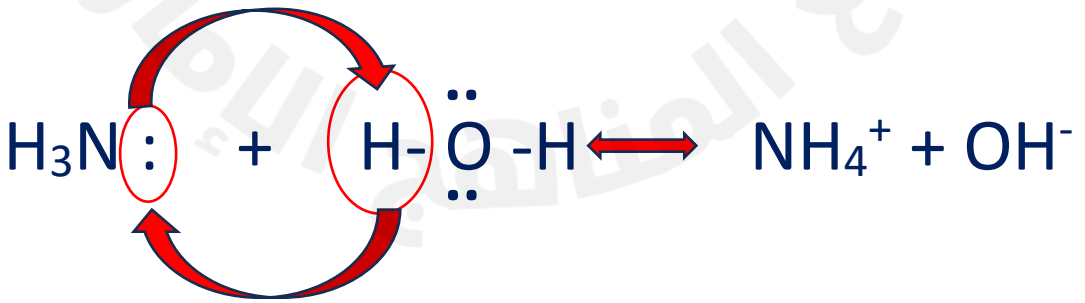


قاعدة لويس حمض لويس

- يعتبر (H^+) حمض لويس لأنه يستقبل زوجاً من الإلكترونات بينما (F^-) قاعدة لويس لأنه يمنح زوجاً من الإلكترونات الحرة

مثال

عند ذوبان غاز النشادر(NH_3) في الماء(H_2O)حدد الحمض والقاعدة تبعاً لنظرية لويس.



- يعتبر الماء حمض لويس لأنه يستقبل زوجاً من الإلكترونات الحرة من النشادر بينما غاز النشادر قاعدة لويس لأنه يمنح زوجاً من الإلكترونات الحرة .

تصنيف الأحماض والقواعد

يمكن تصنيف الأحماض تبعاً ⟵ لقوتها " درجة تأينها "

تصنيف الأحماض تبعاً لقوتها

أحماض قوية

"إلكتروليتات قوية "

هي أحماض تامة التأين في الماء ومحاليلها جيدة التوصيل للكهرباء

أحماض ضعيفة

"إلكتروليتات ضعيفة "

هي أحماض غير تامة التأين في الماء ومحاليلها رديئة التوصيل للكهرباء

Chemistry TS DR___X 2025 2024

مثل

HI حمض هيدرويوديك

HCl حمض هيدروكلوريك

HBr حمض هيدروبروميك

HNO_3 حمض نيتريك

H_2SO_4 حمض كبريتيك

$HClO_4$ حمض بيروكلوريك

مثل

H_2CO_3 حمض كربونيك

H_3PO_4 حمض فوسفوريك

CH_3COOH حمض أستيك

HCOOH حمض فورميك

$C_6H_8O_7$ حمض سيتريك

✓ **ملاحظة** : لا توجد علاقة بين قوة الحمض وعدد ذرات الهيدروجين فيه إنما تتوقف قوته علي درجة تأينه

علل لما يأتي

حمض البيروكلوريك قوي بينما حمض الخليك ضعيف.

لأن حمض البيروكلوريك تام التأين في الماء بينما حمض الخليك غير تام التأين في الماء.

نظرية برونشتد – لوري في تفسير قوة الأحماض

تتأين الأحماض والقواعد القوية في المحاليل تأيناً تاماً ، بينما تتأين الأحماض والقواعد الضعيفة في المحاليل تأيناً جزئياً

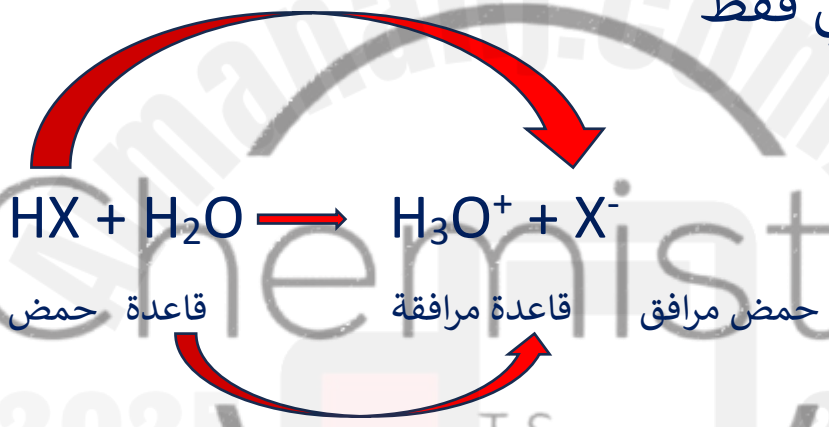
الأحماض

القوية	الضعيفة
هي أحماض تامة التأين في الماء	هي أحماض غير تامة التأين في الماء
تنتج كمية كبيرة من الأيونات	تنتج كمية قليلة من الأيونات
موصلات جيدة للتيار الكهربي	موصلات رديئة للتيار الكهربي
يسير تفاعل الحمض القوي في الإتجاه الأمامي	يسير تفاعل الحمض الضعيف في كلا الاتجاهين الأمامي والعكسي

علل

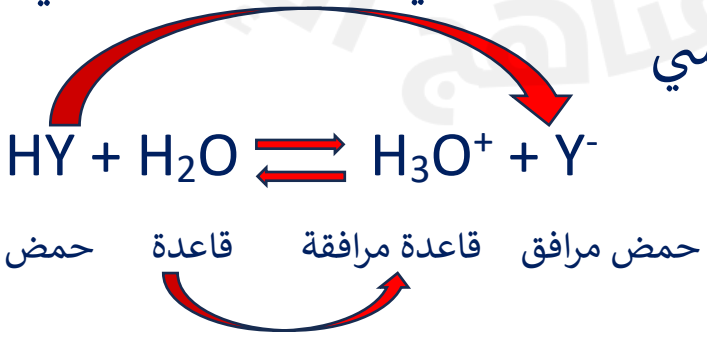
يسير تفاعل الحمض القوي في الإتجاه الأمامي فقط ؟

لأن الحمض القوي يتأين إلى قاعدة مرافقة ضعيفة ، و القاعدة المرافقة الضعيفة لا تستطيع انتزاع الهيدروجين من الحمض المرافق ،فيكون التأين كلي ، و يسير التفاعل في الاتجاه الأمامي فقط



يسير تفاعل الحمض الضعيف في كلا الاتجاهين الأمامي و العكسي ؟

لأن الحمض الضعيف يتأين إلى قاعدة مرافقة قوية , و القاعدة المرافقة القوية تستطيع نزع الهيدروجين من الحمض المرافق , فيكون التأين جزئي و يسير التفاعل في الاتجاه الأمامي و العكسي



ولا يمكن تطبيق قانون فعل الكتلة على الأحماض القوية , بينما يُطبق قانون فعل الكتلة على الأحماض الضعيفة

لذا يمكن حساب ثابت التأين للأحماض (Ka)

ثابت تأين الحمض (Ka) : هي قيمة ثابت الاتزان لتأين الحمض الضعيف

ملاحظة : لا تكتب تراكيز كلا من المواد الصلبة و المواد السائلة عند حساب ثابت الاتزان لأن تركيز كلا منهما ثابت

مثال:

$$HClO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + ClO_2^-$$

$$Ka = [H_3O^+][ClO_2] / [HClO_2]$$

أكتب معادلة تأين الأحماض الآتية :

1- HCN

2- HNO_2

3- H_2SeO_3

تصنيف الأحماض تبعاً لمصدرها

أحماض عضوية

ذات أصل نباتي أو حيواني

مثل

حمض اللاكتيك "اللبن"

حمض الستريك "الليمون"

حمض الفورميك

حمض الأستيك

حمض الأكساليك

أحماض معدنية

أحماض أصلها معادن غالباً لا فلزية مثل " الكلور والكبريت والنيتروجين "

مثل

حمض الكبريتيك

حمض النيتريك

حمض الفسفوريك

حمض الهيدروكلوريك

تصنيف القواعد تبعاً لقوتها

قلويات قوية

"إلكتروليتات قوية"

هي قلويات تامة التفكك في الماء ومحاليلها جيدة التوصيل للكهرباء

مثل

هيدروكسيد صوديوم N_aOH

هيدروكسيد بوتاسيوم KOH

هيدروكسيد باريوم $Ba(OH)_2$

قلويات ضعيفة

"إلكتروليتات ضعيفة"

هي قلويات غير تامة التأين في الماء ومحاليلها رديئة التوصيل للكهرباء

مثل

NH_4OH

هيدروكسيد الأمونيوم

هيدروكسيدات الحديد

هيدروكسيد النحاس

Chemistry TS DR___X 2025 2024

القواعد

القوية

تتأين كليا
تنتج كمية أكبر من الأيونات
تسير تفاعلات القاعدة القوية في
الاتجاه الأمامي فقط ؟
لأنه بعد فقد البروتون تتكون
قاعدة مرافقة ضعيفة
و القاعدة المرافقة الضعيفة
لاتستطيع انتزاع الهيدروجين
من الحمض المرافق
فيكون التأين كلي و يسير التفاعل
في الاتجاه الأمامي فقط

الضعيفة

تتأين جزئيا
تنتج كمية محدودة من الأيونات
تسير تفاعلات القاعدة الضعيفة في
كلا الاتجاهين الأمامي و العكسي
فقط ؟
لأنه بعد فقد البروتون تتكون
قاعدة مرافقة قوية
و القاعدة المرافقة القوية
تستطيع انتزاع الهيدروجين
من الحمض المرافق
فيكون التأين جزئي و يسير
التفاعل
في الاتجاهين الأمامي والعكسي

ويُطبق قانون فعل الكتلة على القواعد الضعيفة كما يمكن حساب الاتزان للقاعدة الضعيفة (K_b)

مثل:

$$C_3H_7NH_2 + H_2O \rightleftharpoons C_3H_7NH_3^+ + OH^-$$

$$K_b = \frac{[C_3H_7NH_3][OH]}{[C_3H_7NH_2]}$$

ثابت تأين القاعدة (K_b):

قسمة ثابت الإتزان لتأين القاعدة الضعيفة

$$K_b = \frac{\text{تركيز النواتج}}{\text{تركيز المتفاعلات}}$$

مثال أوجد تعبير ثابت تأين القاعدة

بروبيل أمين C_3H_7NH

.....

.....

.....

.....

هكسيل أمين $C_6H_{13}NH_2$

.....

.....

الإتزان الأيوني

عند ذوبان المركبات الأيونية مثل (NaCl) في الماء فإنها تتفكك إلي أيونات موجبة وأيونات سالبة لذا فإن محاليل هذه المركبات تكون جيدة التوصيل الكهربي وتعرف باسم " الإلكتروليتات القوية ".

✓ **التفكك :**

هو عملية تحول جزيئات المركبات الأيونية إلي أيونات حرة

$$Na^+Cl^- \xrightarrow{Water} Na^+ + Cl^+$$

أما المركبات التساهمية مثل :

غاز كلوريد الهيدروجين HCl

حمض أستيك CH_3COOH

فإنها تتأين عند ذوبانها في الماء ولكن :

يتأين (HCl) تأيناً تاماً

يتأين حمض الخليك (CH_3COOH) تأيناً ضعيفاً

Chemistry TS DR___X 2025 2024

ويمكن التأكد من ذلك بإجراء التجارب الآتية :

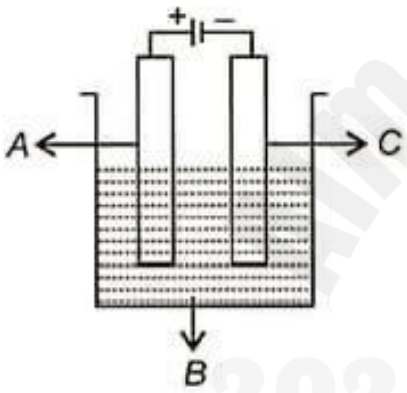
عند إذابة (0.1) مول من كل من (HCl) ، (CH_3COOH) في البنزين العطري واختبار التوصيل الكهربي للمحلولين .

المشاهدة

لا يضئ المصباح في كلتا الحالتين

الاستنتاج

أن كلوريد الهيدروجين وحمض الأستيك مواد غير متأينة في البنزين



عند إذابة (0.1) مول من كل من (HCl) ، (CH_3COOH) في الماء واختبار التوصيل الكهربي لمحلول كل منهما نلاحظ :

HCl	CH_3COOH
يضئ المصباح بشدة في حالة محلول حمض (HCl) مما يدل علي احتواء المحلول علي وفرة من الأيونات	يضئ المصباح إضاءة خافتة في محلول (CH_3COOH) مما يدل علي احتواء المحلول علي كمية محدودة من الأيونات

اختبار أثر التخفيف علي المحلولين

بإضافة المزيد من الماء لمحلول (HCl) لا تتأثر شدة إضاءة المصباح	بإضافة المزيد من الماء لمحلول (CH_3COOH) تزداد شدة إضاءة المصباح
الاستنتاج	**الاستنتاج**
أن حمض (HCl) تام التأين في الماء لذا لا يؤثر التخفيف علي درجة تأينه	أن حمض (CH_3COOH) غير تام التأين في الماء وبإضافة المزيد من الماء تزداد درجة تأينه

$$HCl \xrightarrow{Water} H^+ + Cl^-$$

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$$

✓ **ملاحظة هامة:**

1- لا يؤثر التخفيف في محاليل الإلكتروليتات القوية مثل حمض (HCl) .

عل

لإنه يكون تام التأين في الماء فلا يتأثر بالتخفيف

2- يؤثر التخفيف في محاليل الإلكتروليتات الضعيفة مثل حمض (CH_3COOH) .

عل

لإنه يكون غير تام التأين فبإضافة الماء تزداد درجة تأينه

التأين :

هو عملية تحول جزيئات المركبات التساهمية إلي أيونات حرة

التأين التام :

هو التأين الحادث في محاليل الإلكتروليتات القوية حيث تتحول كل الجزيئات إلي أيونات

$$HCl \xrightarrow[Water]{} H^+ + Cl^-$$

التأين غير التام " الضعيف " :

هو التأين الحادث في محاليل الإلكتروليتات الضعيفة حيث تتحول جزء بسيط من الجزيئات إلي أيونات

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO + H^+$$

- **وينشأ في المحلول حالتين متعاكستين تحول الجزيئات إلي أيونات واتحاد الأيونات مكونة الجزيئات فينشأ نوع من الاتزان يعرف باسم :**

الإتزان الإيونى :

هو الاتزان الحادث في محاليل الإلكتروليتات الضعيفة بين الجزيئات غير المتأينة والأيونات المفككة

علل لما يأتي

يمكن تطبيق قانون فعل الكتلة علي محاليل الإلكتروليتات الضعيفة .

لأن هذا النوع من المحاليل يحتوي علي كل من الجزيئات غير المتأينة والأيونات المفككة

لا يمكن تطبيق قانون فعل الكتلة علي محاليل الإلكتروليتات القوية .

لأنها تكون تامة التأين فلا تحتوي علي جزيئات غير متأينة

الحاصل الأيوني للماء
Kw

الماء النقي إلكتروليت ضعيف يتأين تبعاً للمعادلة :

$$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

وللتبسيط

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

وبتطبيق قانون فعل الكتلة :

$$K_c = \frac{[H^+][OH^-]}{(H_2O)}$$

وبما أن الماء ذات تركيز ثابت فلا يكتب في معادلة ثابت الإتزان فتؤول المعادلة إلي أن :

$$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

الماء متعادل التأثير علي عباد الشمس فإن:

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$$

علل لما يأتي

الماء متعادل التأثير علي عباد الشمس.

لأن تركيز أيونات (H^+) يساوي تركيز أيونات (OH^-)

الحاصل الأيوني للماء K_w

هو حاصل ضرب تركيز أيونات (H^+) وأيونات (OH^-) الناتجة عن تأين الماء ويساوي 1×10^{-14}

وهو مقدار ثابت دائماً حيث أنه بزيادة تركيز أحد الأيونين يقل تركيز الأيون الآخر فيظل (K_w) دائماً مقدار ثابت وبمعرفة تركيز أحد الأيونين يمكن معرفة الآخر

Chemistry TS DR___X 2025 2024

الأس الهيدروجيني " الرقم الهيدروجيني (PH) "

" هو سالب لوغاريتم الأساس 10 لتركيز أيون الهيدروجين "

أو

" هو أسلوب للتعبير عن حامضية أو قاعدية المحاليل يأخذ أرقاماً موجبة تتراوح من صفر إلي 14 "

$PH = -Log (H_3O^+)$ "-Log" تعني P

$K_w = (H^+) (OH^-) = 10^{-14}$

وبأخذ لوغاريتم المعادلة فإن :

$$PK_w = PH + POH = P\ 10^{-14}$$

$$PH + POH = 14$$

تزداد القاعدية ←	PH	تزداد الحامضية →
14	7	صفر
قاعدي	متعادل	حامضي

علل لما يأتي

يمكن حساب تركيز أيون الهيدروجين بمعلومية تركيز أيون الهيدروكسيل

لأن حاصل ضرب تركيز (H^+) ، (OH^-) يساوي دائماً (10^{-14})

ملاحظات هامة :

1- يتناسب (PH) للمحلول تناسباً عكسياً مع (H^+)

2- يتناسب (PH) عكسياً مع (POH)

الرقم الهيدروجيني pH

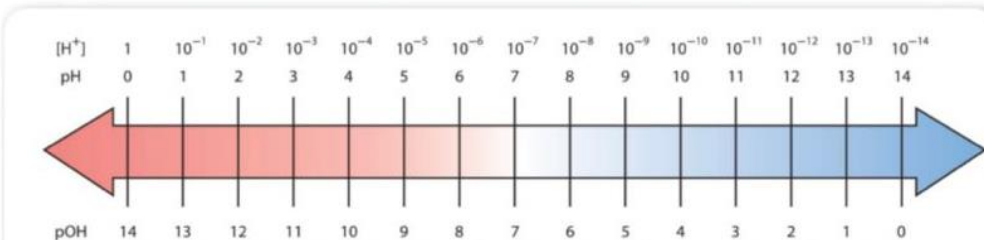
الرقم الهيدروكسيدي POH

الرقم الهيدروجيني pH	الرقم الهيدروكسيدي pOH
$pH = -\log(H^+)$	$pOH = -\log(OH^-)$
$(H^+) = 10^{-pH}$	$(OH^-) = 10^{-pOH}$
تدريج pH قاعدي متعادل حمضي 14 7 0	تدريج pH حمضي متعادل قاعدي 0 7 14
تزداد القاعدية ← تزداد الحامضية	تزداد الحامضية ← تزداد القاعدية

ما العلاقة بين pOH,pH

$pH + pOH = 14.00$

العلاقة بين pH وتركيز H^+، والعلاقة بين pOH وتركيز OH^- عند درجة حرارة 298 K.



لاحظ أن كل موقع عمودي يكون مجموع (pH) (فوق السهم) و (pOH) (تحت السهم) مساوياً 14 ، لاحظ أيضاً أن كل موقع يكون حاصل ضرب (H^+) في (OH^-) يساوي (10^{-14})

مسائل تدريبية

احسب قيمتي (pH) للمحلولين الآتيين عند درجة حرارة (298 K)

a- $(H^+) = 1.0 * 10^{-2}M$ b- $(H^+)=3.0 * 10^{-6}M$

a- ..... b- .....

....

....

احسب قيم (pH) و (pOH) للمحاليل المائية ذات التراكيز الآتية عند درجة حرارة (298 K)

a- $(OH^-) = 1.0 * 10^{-6}M$ b- $(H^+)=3.6 * 10^{-9}M$

a-..... b- .....

....

....

احسب (H^+) و (OH^-) في كل من المحاليل الآتية :

a- الحليب pH = 6.50

b- عصير الليمون pH = 2.37

c- حليب الماغنسيا pH = 10.50

d- الأمونيا المنزلية pH = 11.90

a-.....

.....

.....

c-.....

.....

.....

b- .....

.....

.....

d- .....

.....

.....

خطوات حساب (Ka) من (pH) =

1- نكتب معادلة التأين

2- نكتب قانون $Ka = \frac{\text{تركيز النواتج}}{\text{تركيز المتفاعلات}}$

3- نوجد تركيز (H^+) من خلال قانون ($(H^+) = 10^{-pH}$)

4- تركيز (H^+) الموجب هو نفسه تركيز الأيون السالب

5- نطرح تركيز (H^+) من تركيز الحمض المعطي في السؤال ونحصل علي تركيز المتفاعلات

6- نوجد ال (Ka) عن طريق التعويض في القانون الموضح أعلاه (خطوة رقم 2)

احسب (Ka) للحمضين الآتيين :

a- $H_3A_sO_4$ محلول 0.220 M تركيزه pH = 1.50

b- $HClO_2$ محلول 0.0400 M تركيزه pH= 1.80

a-..... b- .....

....

....

تفاعل التعادل : هو تفاعل حمض مع قلوي لتكوين ملح و ماء

مثال : يتفاعل هيدروكسيد البوتاسيوم مع حمض النيتريك

$KOH + HNO_3 \longrightarrow KNO_3 + H_2O$

ماء ملح حمض قاعدة

و بكتابة المعادلة على الصورة الأيونية

$K^+ + OH^- + H^+ + NO3^- \longrightarrow K^+ + NO3^- + H2O$

يتم حذف الأيونات الأيونات التي لم تتغير أثناء التفاعل " متفرجة "

$H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$

مثال : تفاعل هيدروكسيد الصوديوم مع حمض الكبريتيك

$2NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$

بكتابة المعادلة على الصورة الأيونية

$2Na^+ + 2OH^- + 2H^+ + SO4^{--} \longrightarrow 2Na^+ + SO4^{--} + 2H2O$

يتم حذف الأيونات التي لم تتغير أثناء التفاعل

$2H^+ + 2OH^- \longrightarrow 2H_2O$

و باختصار المعاملات

$H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$

و تعرف هذه الصورة باسم المعادلة الأيونية لتفاعل التعادل و هي واحدة لكل تفاعلات التعادل

علل \ المعادلة الأيونية واحدة لكل تفاعلات التعادل ؟

ج\ لأن جميع تفاعلات التعادل تكتب على الصورة

$H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$

معايرة الأحماض و القواعد

المعايرة : هي طريقة لتحديد تركيز محلول مجهول التركيز بمعلومية محلول معلوم التركيز عن طريق التفاعل .

عند إيجاد تركيز محلول حمضي مجهول التركيز نفاعله مع محلول قاعدي معلوم التركيز و العكس بطريقة عملية

الأدوات :

دورق مخروطي – سحاحة – حامل – كاشف – محلول قياسي

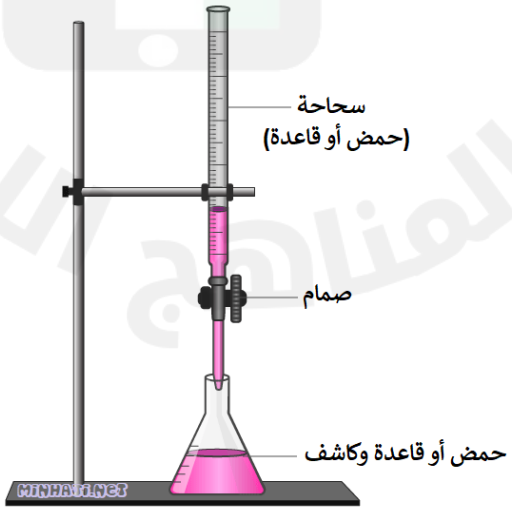
خطوات إجراء المعايرة :

1- نقوم بوضع حجم معلوم من الحمض مجهول التركيز في كأس زجاجي
2- نملأ السحاحة بمحلول المعايرة معلوم التركيز (المحلول القياسي)
3- نضيف ثلاث قطرات من كاشف الحمض و نبدأ بإضافة أحجام معلومة ببطء إلى المحلول حتى يتغير لون المحلول
4- لحظة تغير لون المحلول نوقف العملية و تحديد نقطة التعادل

المحلول القياسي : هو محلول معلوم التركيز

نقطة التعادل أو نقطة التكافؤ : هي نقطة يتساوى عندها عدد مولات الهيدروجين الموجبة مع عدد مولات الهيدروكسيد السالبة

الكشف عن الأحماض و القواعد



الكشف عن الأحماض والقواعد

تصنف المحاليل المائية إلي

محاليل حامضية

محاليل قلوية

محاليل متعادلة

الكشف عن الأحماض والقواعد

1-الأدلة " الكواشف "

2- الرقم الهيدروجيني PH

✓ **الأدلة " الكواشف "**: هي أحماض أو قواعد ضعيفة يتغير لونها بتغير نوع الوسط

علل لما يأتي

يتغير لون الدليل بتغير نوع المحلول.

لأن لون الدليل غير المتأين يختلف عن لونه عند التأين في المحاليل المختلفة.

إستخدامات الأدلة

1-التعرف علي نوع المحلول
2-تحديد نقطة التعادل أثناء معايرة الأحماض بالقلويات

الدليل	الوسط الحامضي	الوسط القاعدي	المتعادل
صبغة عباد الشمس	أحمر	أزرق	بنفسجي
ميثيل برتقالي	أحمر	أصفر	برتقالي
أزرق بروموثيمول	أصفر	أزرق	أخضر
فينول فيثالين	عديم اللون	أحمر وردي	عديم اللون

علل لما يأتي

لا يصلح فينول فيثالين في التمييز بين الوسط الحامض و المتعادل.

لأنه يكون عديم اللون في كلا الوسطين.

بعد تحديد نقطة التعادل بدقة نحسب الحجم المستهلك من المحلول القياسي (معلوم التركيز)

ثم نقوم بإيجاد تركيز المحلول مجهول التركيز من خلال العلاقة :

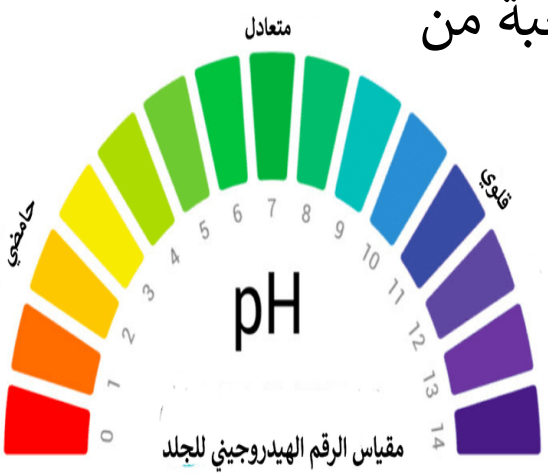
$$M_1V_1 = M_2V_2$$

مثال :

ما مولارية محلول حمض النيتريك إذا لزم 43.33 من محلول قياسي تركيزه 0.100 و حجمه 20 ؟

الحمض القاعدة

✓ **الرقم الهيدروجيني " PH "**: هو أسلوب للتعبير عن حامضية أو قاعدية المحاليل يأخذ قيم موجبة من 14 : Zero



ويمكن قياس (PH) بإستخدام

1- جهاز (PH) الرقمي
2- شريط (PH) الورقي

تعتمد قيمة (PH) على تركيز كل من أيونات (H^+) و(OH^-)

المحلول

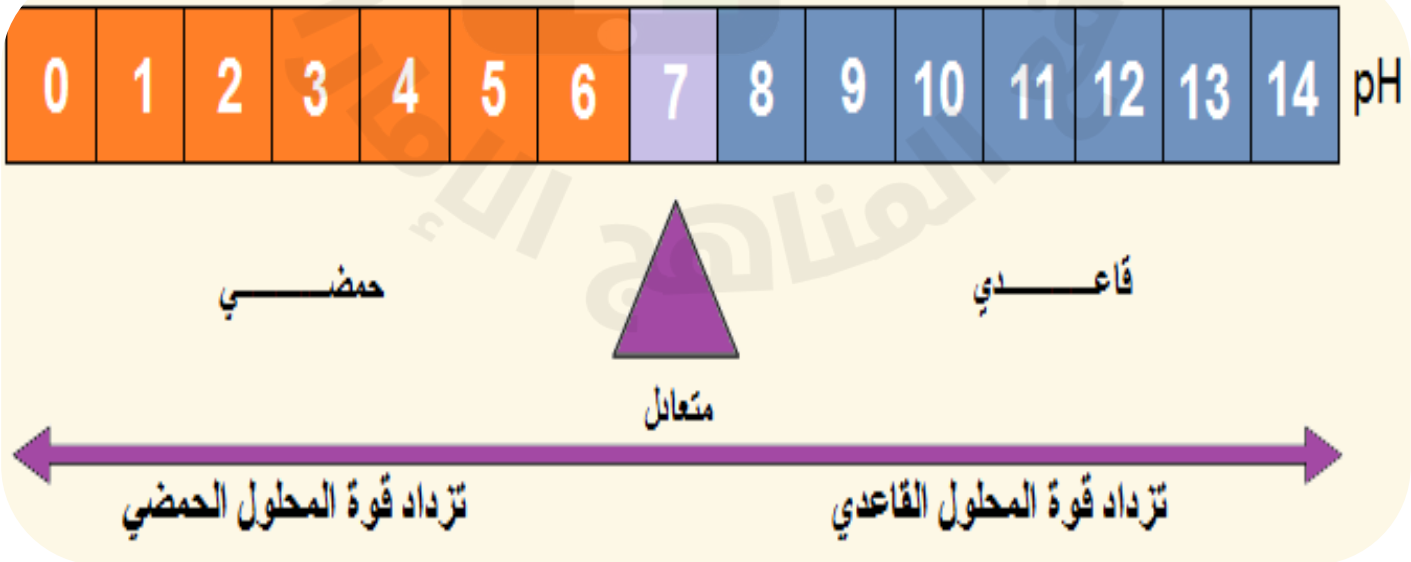
حامضي	متعادل	قاعدي
تركيز $H^+ < OH^-$	تركيز $H^+ = OH^-$	تركيز $H^+ > OH^-$
PH < 7 مثل : الخل عصير الليمون عصير الطماطم	PH = 7 مثل : الماء النقي محلول ملح الطعام	PH > 7 مثل : المنظفات ، معجون الأسنان ، صودا الخبيز ، ماء البحر

والشكل التالي يمثل قيم درجة الحموضة لبعض المواد الشائعة :

✓ **ملاحظة :**

1- تزداد الصفة الحامضية كلما اقتربت قيمة PH من الصفر .

2- وتزداد الصفة القاعدية كلما اقتربت قيمة PH من 14



التحلل المائي للأملاح

" التميؤ "

درسنا فيما سبق أن الأحماض تتفاعل مع القلويات لتكوين الملح والماء ويسمي

" تفاعل التعادل "

أي ملح يشتق من "حمض،قلوي"وتتوقف طبيعة الملح من حيث تأثيره علي عباد الشمس علي طبيعة كل من الحمض والقلوي.

الأحماض

قوية

- HCl هيدروكلوريك
- HBr هيدروبروميك
- HI هيدرويوديك
- HNO_3 حمض نيتريك
- H_2SO_4 حمض كبريتيك
- $HclO_4$ حمض بيروكلوريك

ضعيفة

- H_2CO_3 حمض كربونيك
- H_3PO_4 حمض فوسفوريك
- HNO_2 حمض نيتروز
- H_2SO_4 حمض كبريتوز
- CH3COOH حمض خليك

القلويات

قوية

- KOH هيدروكسيد بوتاسيوم
- NaOH هيدروكسيد صوديوم
- $Mg(OH)_2$ هيدروكسيد ماغنسيوم
- $Ca(OH)_2$ هيدروكسيد كالسيوم
- $Ba(OH)_2$ هيدروكسيد باريوم

ضعيفة

- NH_4OH هيدروكسيد أمونيوم

*الإلكتروليتات القوية :

" أحماض ، قلويات " تكون تامة التأين في الماء تكتب علي صورة أيونات .

*الإلكتروليتات الضعيفة :

" أحماض ، قلويات " تكون غير تامة التأين في الماء تكتب علي صورة جزيئات .

1-حمض قوي + قلوي قوي ⟵ ملح متعادل

2-حمض ضعيف + قلوي ضعيف ⟵ ملح متعادل

3-حمض قوي + قلوي ضعيف ⟵ ملح حامضي

4-حمض ضعيف + قلوي قوي ⟵ ملح قاعدي

علل لما يأتي

محلول ملح كربونات الصوديوم قاعدي التأثير

وبجمع المعادلتين :

$Na_2CO_3 \rightleftharpoons 2Na^+ + CO_3^{--}$

$2H_2O \rightleftharpoons 2H^+ + 2OH^-$

$Na_2CO_3 + 2H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 + 2Na^+ + 2OH^-$

من معادلة التفاعل نلاحظ تكون حمض الكربونيك لأنه إلكتروليت ضعيف

بينما يظل كل من (Na^+)،(OH^-) علي هيئة أيونات

لأن هيدروكسيد الصوديوم قلوي قوي

وتبعاً لقاعدة لوشاتيلية يتأين المزيد من الماء لتعويض النقص في أيونات (H^+) مما يؤدي لتراكم (OH^-) في المحلول فيصبح (PH) أكبر من (7)

ويكون المحلول قاعدي

وبجمع المعادلتين

$NH_4Cl \rightleftharpoons NH_4^+ + Cl^-$

$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$

$NH_4Cl + H_2O \rightleftharpoons NH_4OH + H^+ + Cl^-$

علل ما يأتي

محلول ملح كلوريد الأمونيوم (NH_4Cl) حامضي التأثير

من معادلة التفاعل نلاحظ تكون هيدروكسيد أمونيوم لأنه إلكتروليت ضعيف

بينما يظل كل من (H^+)،(Cl^-) علي هيئة أيونات

لإنه إلكتروليت قوي

وتبعاً لقاعدة لوشاتيلية يتأين المزيد من الماء لتعويض النقص في (OH^-) مما يؤدي لتراكم (H^+) في المحلول فيكون (PH) أقل من (.7)

ويصبح الوسط حامضي

علل لما يأتي

محلول ملح أستيات الأمونيوم متعادل التأثير

$$CH_3COONH_4 \rightleftharpoons CH_3COO^- + NH_4^+$$

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

$$CH_3COONH_4 + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + NH_4OH$$

من معادلة التفاعل نلاحظ تكون كل من حمض الأستيك و هيدروكسيد الأمونيوم لأن كل منهما إلكتروليت ضعيف

مما يؤدي لنقص تركيز كل من (H^+)،(OH^-) وهما متساويان فيكون (PH) =.7

ويكون المحلول متعادل

علل لما يأتي

محلول ملح كلوريد الصوديوم متعادل التأثير

وبجمع المعادلتين :

$NaCl \rightleftharpoons Na^+ + Cl^-$

$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$

$NaCl + H_2O \rightleftharpoons Na^+ + Cl^- + H^+ + OH^-$

من معادلة التفاعل نلاحظ أن كل من هيدروكسيد الصوديوم وحمض الهيدروكلوريك يظل في صورة أيونات لأن كل منهما إلكتروليت قوي

فيظل تركيز كل من (H^+)،(OH^-) الناتجين من تأين الماء ثابتاً

ويكون المحلول متعادل

التميؤ

هو عملية عكس التعادل يتم فيها إذابة الملح في الماء لتكوين الحمض أو القلوي أو الحمض والقلوي المشتق منهما الملح

علل لما يأتي

لا يعتبر ذوبان ملح الطعام في الماء تميؤاً

لأنه مشتق من حمض قوي وقاعدة قوية فيظل كل منهما علي هيئة أيونات

المحاليل المنظمة

هي محاليل تقاوم التغيرات في قيم ( ) عند إضافة كميات محددة من القواعد و الأحماض

و يكون عبارة عن خليط بين حمض ضعيف و قاعدته المرافقة أو قاعدة

أهميتها : الحفاظ على قيمة ( ) ثابتة للمحلول حتى عند إضافة حمض أو قاعدة لنفس المحلول

آلية عمل المحلول المنظم :

$$HF \longrightarrow H^+ + F^-$$

عند إضافة حمض إلى هذا التفاعل :

فإنه وفقا لوشاتيليه ينزاع الاتزان في الاتجاه العكسي حيث يتفاعل أيون الهيدروجين مع أيون الفلور لإنتاج المزيد من فلوريد الهيدروجين و بذلك يقل تأثير الحمض المضاف

و تبقى ( ) ثابتة للمحلول

عند إضافة قاعدة : فإن الاتزان يمزاح نحو اليمين و يتفاعل أيون الهيدروكسيد مع ايون الهيدرونيوم مكونا الماء و هذا يُقلل تركيز أيون الهيدروجين فينزاح الاتزان نحو اليمين لتعويض أيونات الهيدروجين المفقودة و تبقى (ph) ثابتة للمحلول

سعة المحول المنظم : هي كمية الحمض أو القاعدة المنظم أن يستوعبها دون تغيير

اختيار المحلول المنظم : يكون المحلول المنظم أكثر فاعلية عندما يساوي تركيز الحمض تركيز القاعدة المرافقة له

الأكسدة والإختزال

تصنف التفاعلات الكيميائية إلي

تفاعل التكوين : هو تفاعل مادة مع مادة أخري لتكوين مركب جديد

مثل :

$A+B \longrightarrow AB$

$Na+Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$

تفاعل التفكك : هو التفاعل الذي ينحل فيه المركب أو يتفكك إلي مركبات أبسط منه

مثل :

$AB \longrightarrow A+B$

$CaCO_3 \longrightarrow CaO+CO_2$

تفاعل الإحتراق : هي تفاعل المادة مع عنصر الأكسجين

مثل :

$A+O \longrightarrow AO$

$2Mg+O_2 \longrightarrow 2MgO$

تفاعلات الإحلال البسيط : هي تفاعلات يحل فيها عنصر واحد محل عنصر آخر

مثل :

$AB+D \longrightarrow AD+B$

$Zn+NiCl_2 \longrightarrow ZnCl_2+Ni$

تفاعلات الإحلال المزدوج :هي تفاعلات يحل فيها عنصران كل منهما محل الآخر

مثل :

$AB+CD \longrightarrow AD+CB$

$KBr+AgNO_3 \longrightarrow KNO_3+AgBr$

تفاعل الأكسدة والإختزال

التفاعل الذي انتقلت فيه الالكترونات من إحدي الذرات إلي ذرة أخري

عملية الأكسدة	عملية الإختزال
فقدان ذرة المادة للإلكترونات	اكتساب ذرة المادة للإلكترونات
زيادة في أعداد التأكسد	نقصان في أعداد التأكسد
الإلكترونات في النواتج	الإلكترونات في المتفاعلات
مثل $Zn \longrightarrow Zn^{+2}+2e^{`}$	مثل $Cu^{+2}+2e^{`} \longrightarrow Cu$

عامل مؤكسد	عامل مختزل
المادة التي يحدث لها اختزال	المادة التي يحدث لها أكسدة
أكسدة $2K+Cl_2 \longrightarrow 2KCl$ اختزال	أكسدة $2K+Cl \longrightarrow 2KCl$ اختزال
العامل المؤكسد Cl_2	العامل المختزل K

إذاً

تعد عمليتا الاكسدة والاختزال عمليتان مترابطتان متكاملتان ، فلا يحدث تفاعل الأكسدة إلا إذا حدث تفاعل الاختزال والعكس .

أعداد التأكسد

التكافؤ : هو عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة أثناء التفاعل الكيميائي

تنقسم المركبات تبعا لنوع الروابط إلى

مركبات أيونية	مركبات تساهمية
$Na^{+}Cl^{-}$	$H^{s+}Cl^{s-}$
أيونات	ذرات

أعداد التأكسد : هو عدد يوضح الشحنة الكهربية الموجبة أو السالبة التي تظهر علي الذرات أو الأيونات في المركبات سواء كانت تساهمية أو أيونية

علل : أعداد التأكسد أفضل التكافؤ

لأنها توضح التغير الحادث أثناء التفاعل من أكسدة واختزال

عملية الأكسدة : عملية فقد العنصر للإلكترونات يتبعها زيادة الشحنة الموجبة

$Mg^{o} \longrightarrow Mg^{2+}+2e^{-}$ $\quad\quad$ $Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+}+e^{-}$

$Pb^{2+} \longrightarrow Pb^{4+}+2e^{-}$ $\quad\quad$ $2Cl^{-} \longrightarrow Cl^{o}_{2}+2e^{-}$

عملية الاختزال : هي عملية اكتساب العنصر للإلكترونات يتبعها نقص في الشحنة الموجبة

$Fe^{3+}+3e^{`} \longrightarrow Fe^{o}$ $\quad\quad$ $Mn^{7+}+5e^{`} \longrightarrow Mn^{2+}$

$Pb^{4+}+2e^{`} \longrightarrow Pb^{2+}$ $\quad\quad$ $Cl_2{}^{o}+2e^{`} \longrightarrow 2Cl^{-}$

- المادة التي تتأكسد تعمل كعامل مختزل
- المادة التي تُختزل تعمل كعامل مؤكسد

ملاحظات علي أعداد التأكسد

1-عدد تأكسد عناصر(1A)،(2A)،(3A) في مركباتها

3+	2+	1+
Al	Be	li
	Mg	Na
	Ca	K
	Sl	Rb

2-عدد تأكسد الأكسجين في مركباته غالباً (-2)

عدا حالتي فوق الأكسيد

سوبر الأكسيد

O_2^{2-} $\quad$ 1- $\longrightarrow$ H_2O/Na_2O_2

O_2^{1-} $\quad$ ½- $\longrightarrow$ Rbo_2/Ko_2

ولا يعطي الأكسجين عدد تأكسد موجب إلا عند إتحاده مع الفلور

$2+ \longrightarrow OF_2$

3-عدد تأكسد الهيدروجين في مركباته غالباً +1

إلا إذا اتحد مع فلز نشط فإنه يكون مركبات أيونية تسمي "هيدريد الفلز" يكون عدد تأكسده فيها -1

$CaCl_2$

+2 -2

NaH , KH , CaH_2

4-عدد تأكسد الكلور في مركباته غالباً -1

إلا إذا اتحد مع الأكسجين يكون عدد تأكسده رقم فردي +1

5-عدد تأكسد الفلور في مركباته دائماً -1

6-عدد تأكسد أي مجموعة ذرية = شحنتها

$(OH^-),(NO_3^-),(NO_2^-),(MNO_4^-),(NH_4^+),(SO_4^{--}),(PO_4^{3-})$

7-عدد تأكسد أي عنصر منفرد أو جزئ متماثل الذرات = صفر

Na,K,Ca,O_2,N_2,P_4,S_8

8-مجموع شحنات أي مركب = صفر

احسب عدد تأكسد كل من

$NaClO_4$

Na=+1 , O=-2

O=(1X1)+Cl+(4X-2)

Cl = +7

$K_2Cr_2O_7$

K=+1 , O=-2

O=(2 X 1)+2Cr+(7X2)

+12 = 2Cr

2 2

Cr = +6

(HPO_4^{--})

H=+1 , O=-2

-2=(1 X 1)+P+(4X-2)

P = +5

$H_2S_2O_3$

H=+1 , O=-2

O=(2 X 1)+(2S)+(3X-2)

+4 = 2S

2 2

S = +2

$(S_4O_6^{--})$

O=-2

-2=4S+(6X-2)

+10 = 4S

4 4

S = 25

(NO_3^-)

O=-2

-1=N+(3X-2)

N = +5

Fe_3O_4

O=-2

O=3Fe+(4X-2)

+8 = 3Fe

3 3

Fe = +8/3

(NH_4^+)

H=+1

+1=N+(4X1)

Cr = +6

احسب أعداد التأكسد في المعادلات الآتية ووضح عملية الأكسدة والاختزال

Chemistry TS DR____X 2023 2024

$$2Fe + 3Cl_2 \longrightarrow 2FeCl_3$$

Fe — $FeCl_3$ — Cl_2 — $FeCl_3$

Cl=-1

0 — 0=Fe+(3X-1) — 0 — -1

Fe = +3

أكسدة — عامل مختزل

اختزال — عامل مؤكسد

$$Fe_2O_3 + 3CO \longrightarrow 2FeCl_3$$

Fe_2O_3	Fe	CO	CO_2
O=-2		O=C+(1X-2)	
O=2Fe+(3X-2)			O=C+(2X-2)
+6=2Fe		C=+2	C=+4
Fe = +3			

Chemistry
TS
DR____X
2025
2024

Tarek Salem