الجمان في الكيمياء
اعداد الأستاذ
محمد الشيـــخ
الزراعي &
الاقتصاد المنزلي
جيل
2005
الوحدة الأولى
الحموض والقواعد وتطبيقاتها
الوحدة الثانية
الكيمياء الكهربائية (التأكسد والاختزال)

الجمان في
الكيمياء
الفروع المهنية
حسب المنهاج المطور
هي القلب النابض الذي تحيا
به العلوم الأخرى
كيمياء النجاح
طالبي / طالبتي ...
اعلم أنه إذا كانت الظروف موانية
فإن النتائج حتمية
" وفقكم الله"
جيل
2005
scan me

الجُمَانْ

في الكيمياء

الوحدة الأولى

الحموض والقواعد

وتطبيقاتها

Acids and Bases and their Applications

لطلبة الفروع المهنية (زراعي + اقتصاد منزلي)

المنهاج المطوّر

جيل 2005 لعام 2023

إعداد الأستاذ: محمد الشيخ

موقع الأوائل التعليمي

أساسيات

(1) المادة : هي كل شيء يشغل حيز وله كتلة .

المادة

عناصر
الوحدة الأساسية في بناء المادة

منفردة
- حديد Fe
- نحاس Cu
- ذهب Au
- فضة Ag
- ألومنيوم Al
- مغنيسيوم Mg
- صوديوم Na
- كالسيوم Ca
- بوتاسيوم K
- ليثيوم Li

فلزات

جزيئات
- أكسجين O_2
- هيدروجين H_2
- نيتروجين N_2
- فلور F_2
- كلور Cl_2
- بروم Br_2
- يود I_2
- أوزون O_3
- فسفور P_4
- كبريت S_8

لا فلزات

مركبات
مجموعة من العناصر المرتبطة معاً بنسب ثابتة

جزيئية
تذوب في الماء
لا تتفكك إلى أيونات
مثل السكر
$C_6H_{12}O_6$

أيونية
تذوب في الماء
تتفكك إلى أيونات
مثل
NaCl
KF
$LiNO_3$
$MgSO_4$

أكاسيد
SO_2 / CO_2

الماء
H_2O

أحماض

أحادية البروتون
- HCl
- HBr
- HF

ثنائية البروتون
- H_2SO_4
- H_2SO_3
- H_2CO_3

ثلاثية البروتون
- H_3PO_4

قواعد

أحادية الهيدروكسيد
- LiOH
- KOH
- NaOH

ثنائية الهيدروكسيد
- $Ca(OH)_2$
- $Mg(OH)_2$

(2) قانون حفظ المادة : المادة لا تفنى ولا تخلق من العدم ولكن تتحول من شكل إلى آخر .

كيميائياً ((عدد ونوع الذرات الداخلة في تفاعل تساوي
عدد ونوع الذرات الخارجة منه ولكن بشكل آخر))

(3) أيون الهيدروجين (H^+) أو البروتون

ذرة الهيدروجين هي أبسط ذرة في الجدول الدوري حيث أنها تمتلك الكتروناً (-) واحداً وبروتوناً (+) واحداً ، وفي حال تفاعلت هذه الذرة وفقدت الكترونها الوحيد فإنه سيتبقى منها البروتون (+) وهنا يمكن تسمية أيون الهيدروجين بـ البروتون .

(4) بعض المصطلحات القياسية ووحدات قياسها

1 Kg = 1000 gm

1 L = 1000 ml

1- **الكتلة (m)** : تقاس بوحدة كيلوغرام (Kg) أو غرام (gm / g)

2- **الحجم (v)** : يقاس بوحدة لتر(L) أو مليلتر (ml)

مثال ... محلول حجمه 400 ml , كم يساوي حجمه باللتر ؟

الحل : $400\ ml \times \frac{1\ L}{1000\ ml} = 0.4\ L$

3- **عدد المولات (n)** : مصطلح يعبر عن كمية المادة ويقاس بوحدة (mol)

حيث أن المول هو كمية من المادة تساوي عدد أفوجادرو من الذرات (6.022×10^{23} ذرة / جزيء)

مثال :

1) $1\ mol\ Fe = 6.022 \times 10^{23}\ Fe\ atoms$

2) $1\ mol\ H_2 = 6.022 \times 10^{23}\ H_2\ molecules$

4- **الكتلة المولية (Mr)** : هي كتلة 1 mol من أي مادة , وهذه القيمة معلومة بالتجربة لجميع العناصر ومثبتة في الجدول الدوري , وتقاس بوحدة (gm/mol) .

مثال :

$1\ mol\ Fe = 56\ gm$

$1\ mol\ H = 1\ gm$ لذلك $1\ mol\ H_2 = 2\ gm$

$1\ mol\ N = 14\ gm$ لذلك $1\ mol\ N_2 = 28\ gm$

سؤال ... إذا علمت أن الكتلة المولية للأكسجين O تساوي 16 gm/mol فاحسب الكتلة المولية للأوزون O_3

الحل : $Mr\ (O_3) = 3 \times 16 = 48\ gm/mol$

سؤال ... إذا علمت أن الكتل المولية للعناصر (H = 1 , N=14 , S = 32 , O = 16 , Na = 23) فاحسب الكتل المولية للمركبات الآتية

HNO_3

H_2SO_4

H_2S

NaOH

بما أن كمية المادة تقاس بالمول والمول لا يمكن قياسه بأدوات معينة إذاً لا بد من ربط المول بكمية يمكن قياسها مثل الكتلة (m) ولذلك فإن :

$$\text{\# of moles (n)} = \frac{m}{Mr}$$

سؤال : قطعة مغنيسيوم كتلتها 6 gm, احسب عدد مولاتها علماً أن الكتلة المولية للمغنيسيوم تساوي 24 gm/mol

الحل ...

$$n = \frac{6\ gm}{24\ gm/mol} = 0.25\ mol$$

سؤال : عينة تحتوي على 3 mol من الكالسيوم Ca , فإذا كانت الكتلة المولية لـ Ca تساوي 40 gm/mol احسب كتلة العينة .

الحل ...

$$m = n \times Mr$$
$$= 3\ mol \times 40\ gm/mol$$
$$= 120\ gm$$

5- **التركيز المولاري (M)**: مصطلح يعبر عن كمية المادة المذابة (عدد مولاتها n) في المذيب .
رمزه [ ] ويقاس بوحدة (mol/L) ولذلك فالتركيز يصف عدد مولات المذاب في 1 L من المذيب .
والعلاقة الآتية تستخدم لحساب التركيز :

$$[M] = \frac{n}{v}$$

سؤال : محلول نتج بإذابة 0.4 mol من هيدروكسيد الصوديوم NaOH في كمية من الماء حتى أصبح حجم المحلول 2 L , احسب تركيز NaOH في المحلول .

الحل ....

$$[NaOH] = \frac{0.4\ mol}{2\ L} = 0.2\ mol/L$$

سؤال : تم إذابة 5.9 gm من ملح الطعام NaCl في 10 L ماء فإذا كانت الكتلة المولية لـ NaCl تساوي 59 gm/mol احسب تركيز ملح الطعام في المحلول .

الحل ...

مقدمة شاملة (هذه المقدمة تشمل الدرس الأول والثاني حسب المنهاج)

سندرس في هذه الوحدة ثلاثة أنواع من المواد وهي الحموض والقواعد والأملاح :

الحموض Acids

وتتميز بطعمها الحمضي اللاذع وأنها تحوّل ورقة كاشف تبّاع الشمس الزرقاء إلى اللون الأحمر, والحموض لها مصادر متعددة منها ما هو طبيعي مثل حمض الاسكوربيك (فيتامين C) في البرتقال وحمض السيتريك في الليمون وحمض الكربونيك في المشروبات الغازية ومنها ما هو صناعي مثل حمض الكبريتيك المستخدم في بطارية السيارة ومبيض الملابس ومزيل البقع.

تقسم الأحماض من حيث سلوكها داخل المحاليل إلى :

أ) أحماض قوية (Strong Acids) : وهي أحماض تتأين كلياً عند إذابتها في الماء , مثل

حمض الهيدروكلوريك $HCl \xrightarrow{H_2O} H^+ + Cl^-$

حمض الهيدرو يوديك $HI \xrightarrow{H_2O} H^+ + I^-$

حمض الهيدرو بروميك $HBr \xrightarrow{H_2O} H^+ + Br^-$

حمض النيتريك $HNO_3 \xrightarrow{H_2O} H^+ + NO_3^-$

حمض البيركلوريك $HClO_4 \xrightarrow{H_2O} H^+ + ClO_4^-$

ب) أحماض ضعيفة (Weak Acids) : وهي أحماض تتأين جزئياً عند إذابتها في الماء , مثل

حمض الهيدروفلوريك $HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$

حمض النيتريت $HNO_2 \rightleftharpoons H^+ + NO_2^-$

حمض السلفونيك $H_2SO_3 \rightleftharpoons H^+ + HSO_3^-$

حمض الميثانويك $HCOOH \rightleftharpoons H^+ + HCOO^-$

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

حمض البنزويك $C_6H_5COOH \rightleftharpoons H^+ + C_6H_5COO^-$

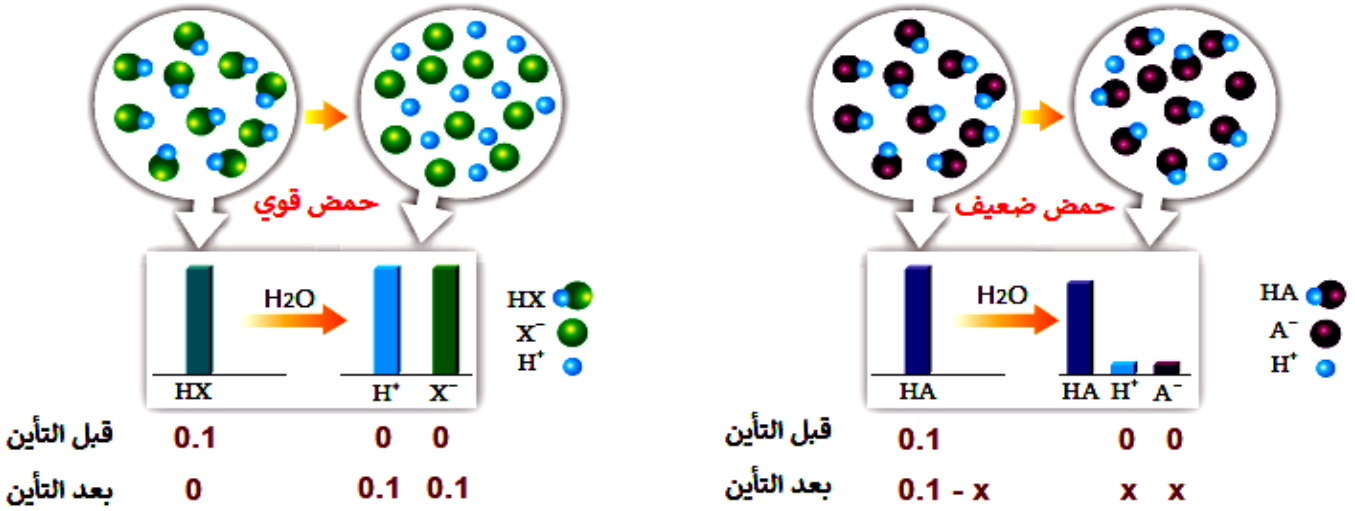
سؤال : اكتب نواتج تفكك كل من الأحماض الآتية في الماء

$HOCl \rightleftharpoons$ ..... + ...

$H_2CO_3 \rightleftharpoons$ ..... + ...

$H_3PO_4 \rightleftharpoons$ ..... + ...

والآن ما الفرق بين الحمض القوي والضعيف من حيث سلوكه داخل المحلول ؟
لمعرفة ذلك سندرس الرسم البياني الآتي :



لا بد أنك لاحظت أن الأيونات الناتجة دائماً متساوية في تركيزها وفي جميع أنواع المحاليل

مثال : يتفكك الحمض الضعيف HCN (0.3 mol/L) في الماء , الجدول الآتي يبين عملية تفككه في الماء مع نسب الأيونات الناتجة عنه في بداية التأين ونهايته ومقدار ما يتفكك منه

التركيز / الحالة	H_2O	$[CN^-]$	$[H^+]$	[HCN]
قبل التأين (بداية التأين)	-	0	0	0.3
مقدار التغير	-	+ X	+ X	- X
بعد التأين (عند الاتزان)	-	X	X	0.3 - X

القواعد Bases

هي مواد تتميز بطعمها المر وملمسها الزّلق وأنها تُحوّل ورقة تبّاع الشمس الحمراء إلى اللون الأزرق ومن أمثلتها الطبيعية السبانخ والخيار والخس والبروكلي والتفاح والمشمش والفراولة والصناعية مثل هيدروكسيد المغنيسيوم المستخدمة في صناعة الأدوية مضادة الحموضة وهيدروكسيد الصوديوم (الصودا الكاوية) المستخدمة في صناعة المنظفات المنزلية والصابون , والأمونيا (النشادر) .

تقسم القواعد من حيث سلوكها داخل المحاليل إلى :

أ) قواعد قوية (Strong Bases) : وهي قواعد تتأين كلياً عند إذابتها في الماء , مثل

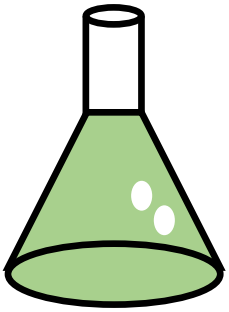
$$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$$
$$KOH \xrightarrow{H_2O} K^+ + OH^-$$
$$LiOH \xrightarrow{H_2O} Li^+ + OH^-$$

ب) قواعد ضعيفة (Weak Bases) : وهي قواعد تتأين جزئياً عند إذابتها في الماء , مثل

NH_3(أمونيا) N_2H_4 (هيدرازين) C_5H_5N (بيريدين) CH_3NH_2 (ميثل أمين)

الأملاح Salts

هي مواد يمكن الحصول عليها عند تفاعل حمض مع قاعدة حيث ينتج عنها ملح وماء
وتسمى تفاعلات التعادل , وتعطى بالصيغة العامة :



ماء + ملح ⟵ حمض + قاعدة

أمثلة ....

1) $NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$

2) $KOH + HBr \longrightarrow KBr + H_2O$

3) $LiOH + HF \longrightarrow LiF + H_2O$

❖ **نلاحظ أن :-**

1- صيغة الملح تكتب بأخذ الطرف الموجب **(+)** من القاعدة , مع الطرف السالب **(-)** من الحمض .
2- يمكن استخدام أي حمض (قوي / ضعيف) مع أي قاعدة (قوية / ضعيفة) بدون شروط .

سؤال : اكتب صيغة الملح الناتجة عن كل من التفاعلات الآتية :

$KOH + HClO_4 \longrightarrow$ ..... $+ H_2O$

$NaOH + HCOOH \longrightarrow$ ..... $+ H_2O$

$KOH + CH_3COOH \longrightarrow$ ..... $+ H_2O$

سؤال : ما صيغة كل من الحمض والقاعدة التي شاركت في إنتاج كلاً من الأملاح الآتية :

1- **KF** الحمض ..... القاعدة .....

2- **$NaNO_3$** الحمض ..... القاعدة .....

تؤثر الأملاح في المحاليل فبعض الأملاح له تأثير حمضي وبعضها تأثيره قاعدي وهناك أملاح لا تؤثر في المحاليل وتوصف بأنها أملاح متعادلة (سندرس هذا لاحقاً بالتفصيل) .

سؤال : علل ... تعتبر القاعدة NaOH قاعدة قوية تامة التأين في الماء .

السبب : بعد التفكك ينتج أيون Na^+ والذي يعتبر ضعيف نسبياً أي ليس لديه القدرة على الارتباط مع OH^- بعد التفكك وذلك لأن قوى التجاذب بينه وبين الماء قوية جداً ولذلك فإنه يفضل البقاء مع جزيئات الماء دون الارتباط مع OH^- وبذلك تبقى NaOH في حالة تفكك دائم وهذا ما يجعلها قوية .

سؤال : علل ... يعتبر الحمض HBr حمضاً قوياً تام التأين في الماء .

السبب : بعد التفكك ينتج أيون Br^- والذي يعتبر ضعيف نسبياً أي ليس لديه القدرة على الارتباط مع H^+ بعد التفكك وذلك لأن قوى التجاذب بينه وبين الماء قوية جداً ولذلك فإنه يفضل البقاء مع جزيئات الماء دون الارتباط مع H^+ وبذلك تبقى HBr في حالة تفكك دائم وهذا ما يجعله قوياً .

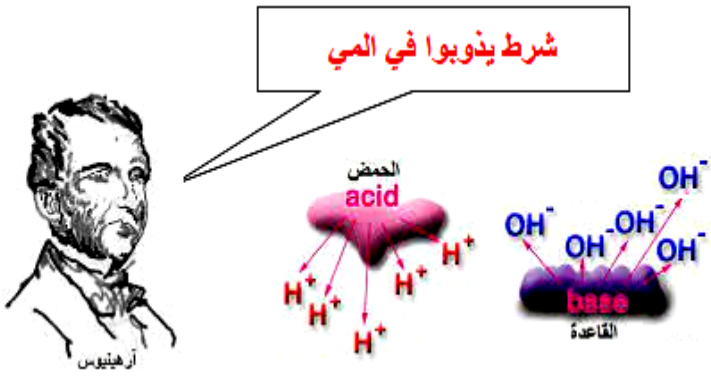
مفاهيم (تعريفات) الحموض والقواعد

(1) مفهوم أرهينيوس Arrhenius Concept

عرّف أرهينيوس الحمض والقاعدة كالآتي :

الحمض : مادة تزيد من تركيز أيون الهيدروجين H^+ عند إذابتها في الماء .

القاعدة : مادة تزيد من تركيز أيون الهيدروكسيد OH^- عند إذابتها في الماء .



بعض قواعد أرهينيوس.

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

بعض حموض أرهينيوس.

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

$$KOH \xrightarrow{H_2O} K^+ + OH^-$$

$$HNO_3 \xrightarrow{H_2O} H^+ + NO_3^-$$

$$HCN \underset{}{\overset{H_2O}{\rightleftharpoons}} H^+ + CN^-$$

ملحوظة : من التعريف والأمثلة نلاحظ أن أرهينيوس اشترط وجود (H) في تركيب الحمض ووجود (OH) في تركيب القاعدة ولذلك فإن مفهوم أرهينيوس ينطبق على الأحماض القوية والأحماض الضعيفة والقواعد القوية فقط .

سؤال: فسّر السلوك الحمضي لـ CH_3COOH حسب تعريف أرهينيوس

الحل ... $CH_3COOH \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + CH_3COO^-$

سؤال: فسّر السلوك القاعدي لـ LiOH حسب تعريف أرهينيوس

الحل ...

سؤال: فسّر السلوك القاعدي لـ N_2H_4 حسب تعريف أرهينيوس

الحل ... لا يمكن تفسير ذلك لعدم احتواء N_2H_4 على OH

استطاع ارهينيوس أن يميز بين الحموض القوية والضعيفة من خلال توصيلها للتيار الكهربائي , وذلك من خلال توصيل محلول الحمض بمصباح كهربائي ولاحظ أنه :

◄ كلما كان الحمض أقوى تزداد قوة إضاءة المصباح والسبب زيادة كمية الأيونات في المحلول وبالتالي زيادة كمية التيار الكهربائي المار عبر الأسلاك فزيادة توهج المصباح .

على الرغم من نجاح أرهينيوس في وضع تعريف للحمض والقاعدة إلا أنه كان قاصراً (محدوداً) وذلك للأسباب الآتية :

1- تناوله الحموض والقواعد في المحاليل المائية فقط .
2- لم يتمكن من تفسير السلوك القاعدي لبعض القواعد المعروفة مثل NH_3 .
3- لم يتمكن من تفسير تفاعل حمض HCl مع القاعدة NH_3 بغض النظر عن الوسط سائل أو غاز .
4- لم يتمكن من تفسير الخواص الحمضية والقاعدية لمحاليل بعض للأملاح مثل $NaHCO_3$, NH_4Cl .

(2) مفهوم برونستد – لوري Bronsted-lowry Concept

بدأ برونستد ولوري تعريفهما بالبحث في أصل الأيون H^+ حيث أنه عبارة عن ذرة هيدروجين فقدت إلكترونها ولم يبق منها سوى بروتون(+) ولذلك يمكن القول بأن أيون الهيدروجين H^+ هو نفسه البروتون الموجب (P^+)

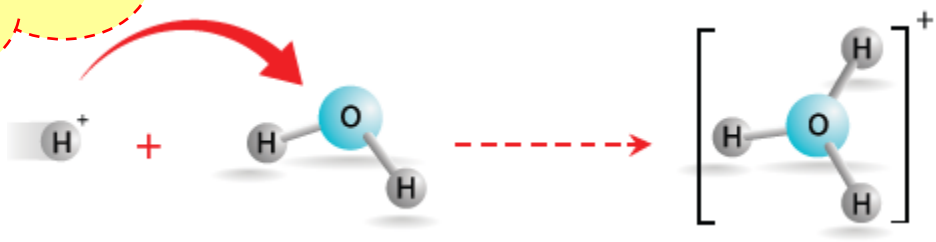
وما يحدث فعلياً في المحاليل هو أنه عند إذابة أي حمض في الماء ينتج H^+ الذي يرتبط مع الماء مباشرةً ليكون أيون الهيدرونيوم (H_3O^+) حسب المعادلة :

$$H_2O + H^+ \longrightarrow H_3O^+$$

(أيون الهيدرونيوم)

جسيم متناهٍ في الصغر ذو كثافة كهربائية عالية , ولا يكون منفرداً في المحلول وانما يرتبط مع الماء H_2O ليكوّن أيون الهيدرونيوم (H_3O^+) .

البروتون (H^+)



وبناءً على ذلك كان تعريف برونستد لوري كالتالي :

1- الحمض { مانح بروتون } : مادة (جزيئات/أيونات) قادرة على منح بروتون (H^+) لمادة أخرى .

2- القاعدة { مستقبل بروتون } : مادة (جزيئات/أيونات) قادرة على استقبال بروتون (H^+) من مادة أخرى .

مثال (1)

عند تفاعل حمض HCl مع الماء

$$\underset{\text{مانح بروتون}}{HCl} + \underset{\text{مستقبل بروتون}}{H_2O} \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

❖ نلاحظ أن HCl قام بمنح H^+ للماء وبذلك يكون حمضاً والماء قاعدة .

مثال (2)

عند تفاعل القاعدة NH_3 مع الماء

$$\underset{\text{مستقبل بروتون}}{NH_3} + \underset{\text{مانح بروتون}}{H_2O} \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

❖ نلاحظ أن NH_3 قامت باستقبال H^+ من الماء وبذلك تكون قاعدة والماء حمضاً .

سؤال: فسّر السلوك الحمضي لـ H_2S حسب تعريف برونستد – لوري .

الحل ...

سؤال: فسّر السلوك القاعدي لـ N_2H_4 حسب تعريف برونستد – لوري .

الحل ...

الأزواج المترافقة

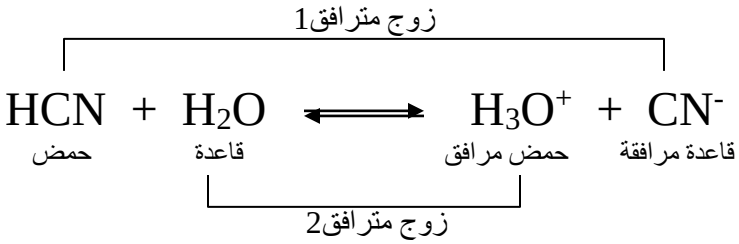
Conjugated Pairs

كل حمض بعد أن يمنح يكوّن في النواتج قاعدة وتسمى **القاعدة المرافقة** للحمض (Conjugate base) (Acid)

وكل قاعدة بعد أن تستقبل تكوّن في النواتج حمض ويسمى **الحمض المرافق** للقاعدة (Conjugate acid) (Base)

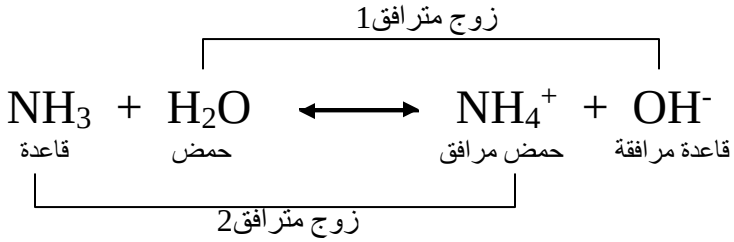
وعليه فان أي تفاعل بين حمض وقاعدة حسب مفهوم برونستد- لوري يشتمل على **زوجين مترافقين** من الحمض والقاعدة .

مثال(1) ..



❖ أو الأزواج المترافقة هي : CN^- / HCN , H_3O^+ / H_2O

مثال(2) ..



❖ أو الأزواج المترافقة هي : NH_4^+ / NH_3 , OH^- / H_2O

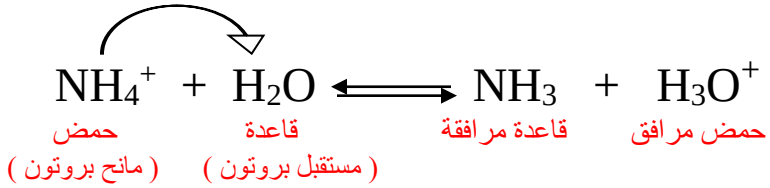
من تعريف برونستد - لوري نلاحظ أن :

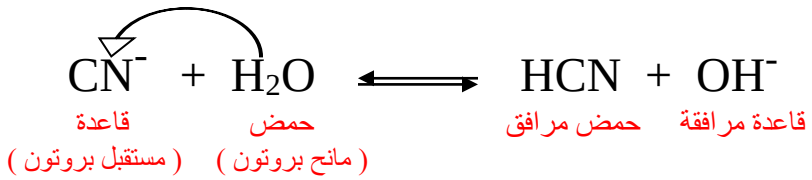
1- الحمض والقاعدة لا تقتصر على المركبات المتعادلة مثل NH_3 , HCl , ... وإنما الأيونات والمركبات الأيونية أيضاً لها سلوك حمضي أو قاعدي فمثلاً :

أ- CN^- , OH^- تعتبر قواعد (في المثالين السابقين) (تستقبل H^+) .

ب- NH_4^+ , H_3O^+ تعتبر حموض (في المثالين السابقين) (تمنح H^+) .

وعليه يمكن القول بأن :





2- كما نلاحظ أن الماء قد يسلك سلوكاً حمضياً أو قاعدياً وذلك يعتمد على سلوك المادة الأخرى .

3- يكون الفرق بين الزوجين المترافقين من الحمض والقاعدة دائماً بروتون (H^+) واحد فقط .

مثال : يعتبر (HCO_3^-/H_2CO_3) زوجاً مترافقا , بينما (CO_3^{-2}/ H_2CO_3) لا يعد زوجاً مترافقاً .

4- أيضاً من ميزات تعريف برونستد – لوري أنه صنّف بعض المواد على أنها تسلك سلوكين (حمضي / قاعدي) وتسمى هذه المواد المواد الأمفوتيرية أو المترددة Amphoteric substance مثل :

(HS^-)

تكون حمض في | **تكون قاعدة في**

$HS^- + HClO_4 \longrightarrow H_2S + ClO_4^-$

$HS^- + N_2H_4 \longrightarrow S^{-2} + N_2H_5^+$

والشروط الواجب توافرها لتكون المادة أمفوتيرية هي أن تمتلك

1- إشارة سالبة .

2- هيدروجين حامضية يمكن نزعها .
(رابطة قطبية)

3- أن لا يكون أصلها عضوياً .

هي المادة التي تسلك سلوكين (حمضي / قاعدي) في محاليلها وتمتاز غالباً عن باقي المواد بامتلاكها شحنة سالبة وهيدروجين يمكن نزعها ومنحها لمادة أخرى مثل :

HS^- , HSO_3^- , $H_2PO_4^-$, HCO_3^-

المادة الأمفوتيرية

❖ **خلاصة ...**

يمكن تصنيف المواد حسب تعريف برونستد – لوري إلى :

الأحماض
جميع الأحماض القوية
HCl , HBr , HI , HNO_3 , $HClO_4$
والضعيفة مثل :
HF, HCN, H_2S , H_2CO_3, HNO_2, H_3PO_4,$HCOOH$, H_2SO_3,CH_3COOH, C_6H_5COOH ,
والأحماض المرافقة
NH_4^+, $N_2H_5^+$, ….

تمنح H^+

المواد المترددة (الأمفوتيرية)
(الماء) H_2O
HCO_3^-
HS^-
HSO_3^-
$H_2PO_4^-$
$HPO4^{-2}$

تمنح H^+

القواعد
جميع القواعد الضعيفة
مثل:
NH_3 , N_2H_4
CH_3NH_2 ,C_5H_5N
والأيونات السالبة بدون (H) حامضية , مثل :
, $PO4^{-3}$, NO^{-2} , CN^-
, $HCOO^-$, CO_3^{-2}
$C_6H_5COO^-$, CH_3COO^-

تمنح H^+

❖ **نلاحظ أن المواد $HCOO^-$ CH_3COO^- $C_6H_5COO^-$ لا تعتبر مواد أمفوتيرية لأن ذرات الهيدروجين فيها أصلية (ليست حامضية) أي لا يمكن نزعها وذلك *لأنها ترتبط بروابط غير قطبية* , وبذلك تكون قواعد فقط .**

سؤال : أكمل التفاعلات الآتية في الجدول ثم حدد الحمض المرافق والقاعدة المرافقة لكل منها

الرقم	التـــفاعل	الحمض المرافق Conjugate base	القاعدة المرافقة Conjugate acid
1	$HF + CN^- \leftrightarrow$ …… + ……		
2	$HBr + S^{-2} \leftrightarrow$ …… + ……		
3	$NH_3 + HSO_3^- \leftrightarrow$ …… + ……		
4	$HNO_2 + CH_3COO^- \leftrightarrow$…… + ……		
5	$HCO_3^- + PO_4^{-3} \leftrightarrow$ …… + ……		
6	$HCOOH + C_5H_5N \leftrightarrow$ …… + ……		
7	$NH_4^+ + CH_3NH_2 \leftrightarrow$ …… + ……		

سؤال : أكتب الحمض المرافق لكل من قواعد برونستد- لوري الآتية :

1- N_2H_4 الحمض المرافق هو .....

2- CH_3COO^- الحمض المرافق هو .....

3- H_2O الحمض المرافق هو .....

4- CO_3^{-2} الحمض المرافق هو .....

5- HS^- الحمض المرافق هو .....

الحمض المرافق = القاعدة + H^+

سؤال : أكتب القاعدة المرافقة لكل من حموض برونستد- لوري الآتية :

1- $N_2H_5^+$ القاعدة المرافق هي .....

2- CH_3COOH القاعدة المرافق هي .....

3- H_2O القاعدة المرافق هي .....

4- H_2CO_3 القاعدة المرافق هي .....

5- HS^- القاعدة المرافق هي .....

القاعدة المرافقة = الحمض - H^+

سؤال : اكتب معادلات كيميائية تبيّن سلوك $HS^- / H_2PO_4^-$ كأحماض عند تفاعلها مع الماء H_2O.

سؤال : اكتب معادلات كيميائية تبيّن سلوك $HS^- / H_2PO_4^-$ كقواعد عند تفاعلها مع الهيدروكلوريك HCl .

قوة الحموض والقواعد (مبدأ لوتشاتيلييه وتحديد جهة الاتزان)

تختلف الحموض والقواعد في قوتها وهذا يعتمد على نسبة تأينها في الماء فعندما تزداد قوة الحمض أو القاعدة فإن المواد المرافقة لها تكون أضعف والعكس صحيح ,
أما مبدأ لوتشاتيلييه فينص على أن :
((التفاعل الكيميائي يفضل أن يتجه نحو تكوين المواد الأضعف)) وبذلك لو سئلنا أي الجهات يفضلها التفاعل أو حدد جهة الاتزان للتفاعل أو إلى أين يتجه التفاعل أو حدد الجهة التي يرجّحها التفاعل ؟؟؟؟ فالحل سيكون كالتالي :

1- نحدد الحمض والقاعدة في التفاعل ونحدد قوتها من المخطط المجاور ◄
2- نقارن قوة الحمض والقاعدة في المتفاعلات مع النواتج .
3- نقرر جهة الاتزان وهي جهة المواد الأضعف .

الحِمض	القاعدة
$HClO_4$	ClO_4^-
H_2SO_4	HSO_4^-
HI	I^-
HBr	Br^-
HCl	Cl^-
HNO_3	NO_3^-
H_3O^+	H_2O
H_2SO_3	HSO_3^-
H_3PO_4	$H_2PO_4^-$
HNO_2	NO_2^-
HF	F^-
CH_3COOH	CH_3COO^-
H_2CO_3	HCO_3^-
H_2S	HS^-
HClO	ClO^-
HBrO	BrO^-
NH_4^+	NH_3
HCN	CN^-
H_2O	OH^-

تزايد قوة الحمض ↑ تزايد قوة القاعدة ↓

مثال ... حدد الجهة التي يفضلها التفاعل

$$NH_4^+ + CN^- \longrightarrow HCN + NH_3$$

حمض قاعدة — قاعدة حمض
أقوى أقوى — أضعف أضعف

إذاً الجهة التي يفضلها التفاعل هي جهة النواتج (اليمين) ⟵

سؤال : حدد جهة الاتزان للتفاعلات الآتية

1- $HClO_4 + BrO^- \longrightarrow ClO_4^- + HBrO$

2- $HF + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + F^-$

3- $HSO_3^- + NO_2^- \longrightarrow SO_3^{-2} + HNO_2$

سؤال : أكمل التفاعلات الآتية ثم حدد الجهة التي يرجحها التفاعل

1- $HBrO + CH_3COO^- \longrightarrow$ …….. +……

2- $HSO_3^- + HCO_3^- \longrightarrow$ …….. + ……..

3- $H_2PO_4^- + CN^- \longrightarrow$ ……..…….. + ……..……

مع الوقت تبيّن أن تعريف برونستد-لوري كان قاصراً (فيه ضعف) وذلك بسبب :

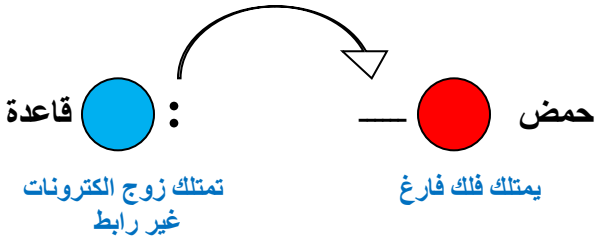
1- لم يوضح كيف يرتبط البروتون بالمواد القاعدية .
2- لم يفسّر سلوك بعض تفاعلات الحمض مع القاعدة التي لا تتضمن انتقال البروتون مثل تفاعل NH_3 مع BF_3 .
3- لم يفسر تفاعلات الحمض مع القاعدة التي لا تشمل انتقال بروتون , مثل تفاعل CO_2 مع الماء لإنتاج حمض الكربونيك H_2CO_3 .

(3) مفهوم لويس Lewis Concept

تمكن العالم لويس من وضع المفهوم الأكثر شمولاً فيما يتعلق بالحمض والقاعدة كالآتي :

الحمض : مادة قادرة على استقبال زوج أو أكثر من الإلكترونات غير الرابطة من مادة أخرى , لأن لديه فلك فارغ .
القاعدة : مادة قادرة على منح زوج أو أكثر من الإلكترونات غير الرابطة لمادة أخرى .

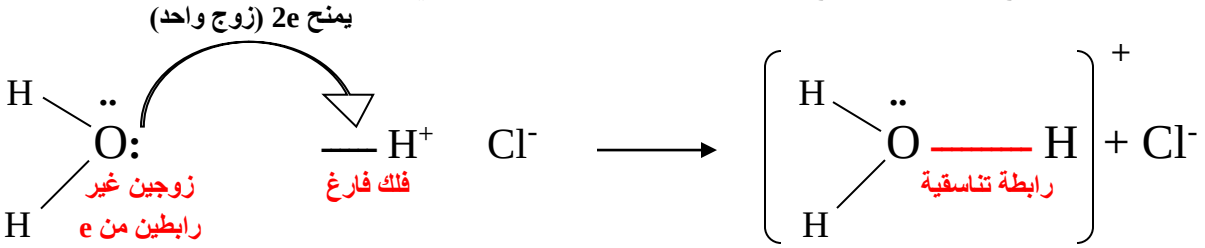
وينتج عن هذا الارتباط ما يعرف **بالرابطة التناسقية**



هي إحدى أشكال الرابطة التساهمية وتحدث عندما تقدم مادة زوج الكترونات غير رابطة وتقدم الأخرى فلك فارغ .

الرابطة التناسقية

والآن يمكن توضيح تفاعل HCl مع H_2O حسب تعريف لويس كالآتي :

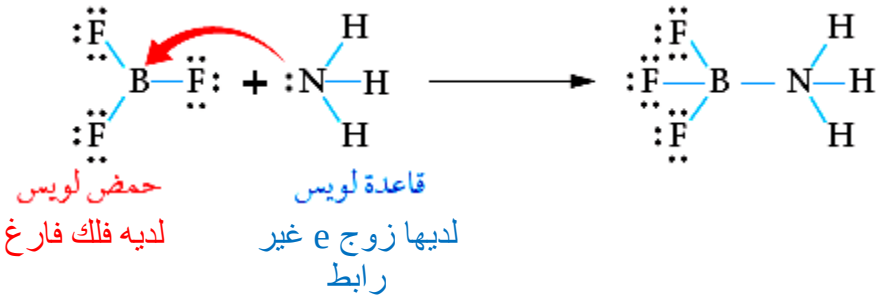


- الحمض هو HCl لأن لديه فلك فارغ فيستقبل زوج الكترونات غير رابط من الماء H_2O .
- القاعدة هي الماء H_2O لأن لديها زوجين الكترونات غير رابطين تمنح أحدها لـ HCl .

سؤال : استخدم تعريف لويس لتوضيح كيف يتفاعل NH_3 مع HNO_3
الحل ....

ميزات تعريف لويس :

1) استطاع تفسير ما عجز عنه برونستد-لوري مثل :

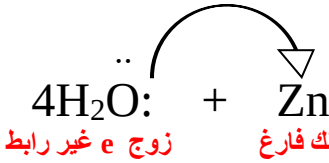


2) استطاع تعريف لويس أن يفسر سلوك العديد من المواد كحمض وقاعدة ومن ذلك :-

تسلك جميع أيونات الفلزات الانتقالية سلوكاً **حامضياً** لأنها تمتلك أفلاكاً فارغة مثل :

Ag^{+} Cu^{+2} Zn^{+2} Fe^{+2} Sn^{+4} Cr^{+3} وغيرها.....

ولذلك تستطيع هذه الأيونات أن ترتبط مع بعض القواعد بروابط تناسقية لتكوين مركبات معقّدة كالآتي :



يرتبط Zn مع H_2O بأربع روابط تناسقية

سؤال : حدد حمض وقاعدة لويس وعدد الروابط التناسقية في كل من التفاعلات الآتية

- $Fe^{+3} + 6CN^{-} \rightleftharpoons [Fe(CN)_6]^{-3}$ الحمض ..... القاعدة ..... عدد الروابط .....
- $Cu^{+2} + 6H_2O \rightleftharpoons [Cu(H_2O)_6]^{+2}$ الحمض ..... القاعدة ..... عدد الروابط .....
- $Ag^{+} + 2NH_3 \rightleftharpoons [Ag(NH_3)_2]^{+}$ الحمض ..... القاعدة ..... عدد الروابط .....
- $Co^{+3} + 6NH_3 \rightleftharpoons [Co(NH_3)_6]^{+3}$ الحمض ..... القاعدة ..... عدد الروابط .....
- $Ag^{+} + 2CN^{-} \rightleftharpoons [Fe(CN)_2]^{-}$ الحمض ..... القاعدة ..... عدد الروابط .....

سؤال : حدد الحِمضَ والقاعدة حَسَبَ مفهوم لويس في كلٍّ منَ التفاعلات الآتية:

1) $Ag^{+}_{(aq)} + 2NH_{3(aq)} \rightleftharpoons Ag(NH_3)_2^{+}{}_{(aq)}$ الحمض ..... القاعدة .....

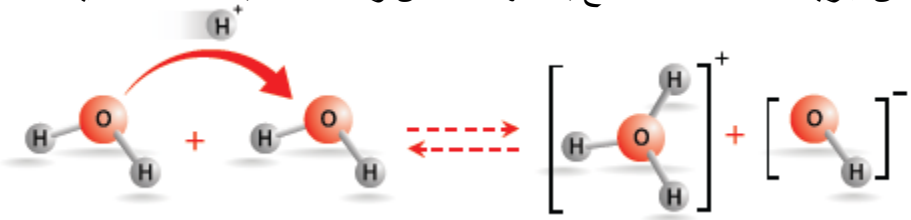
2) $B(OH)_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons B(OH)_4^{-}{}_{(aq)} + H^{+}_{(aq)}$ الحمض ..... القاعدة .....

3) $Ni^{2+}_{(aq)} + 6H_2O_{(l)} \rightleftharpoons Ni(H_2O)_6^{2+}{}_{(aq)}$ الحمض ..... القاعدة .....

التأين الذاتي للماء

Autoionization of water

من المعلوم أن الماء النقي غير موصل للتيار الكهربائي ولكن مع التجربة وجد أنه موصل ضعيف جداً للتيار وسبب ذلك أن الماء يتأين **ذاتياً** أي أن جزيئات الماء تتفاعل مع بعضها كحمض وقاعدة حسب المعادلة الآتية :



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

- وتسمى هذه المعادلة : معادلة التأين الذاتي للماء
- تكون كمية $[H_3O^{+}]$ مساوية تماماً لكمية $[OH^{-}]$ في الماء النقي .
- يعتبر هذا التفاعل من تفاعلات الاتزان

لذلك يمكن التعبير عنه بـ **ثابت الاتزان Kc** حيث :

$$Kc = \frac{[H_3O^{+}] \cdot [OH^{-}]}{[H_2O] \cdot [H_2O]} = \frac{[H_3O^{+}] \cdot [OH^{-}]}{[H_2O]^2}$$

محاليل متعادلة: $[OH^{-}]=[H_3O^{+}]$

$[H_3O^{+}] = 1x10^{-7}$

$[OH^{-}] = 1x10^{-7}$

$$Kw = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$$

◄ $[H_3O^+] \cdot [OH^-] = \underbrace{[H_2O]^2 \times Kc}_{Kw}$

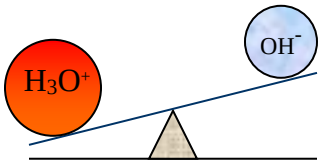
بالتجربة العملية وجد أن **$Kw = 1x10^{-14}$** ويسمى هذا الثابت بـ ثابت اتزان الماء ,

الخلاصة : في الماء النقي كمية H_3O^+ تساوي كمية OH^- حيث أن كل منها يساوي $1x10^{-7}$

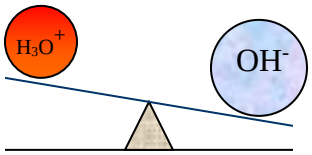
ولكن ماذا يحدث لقيمة $[OH^-]$ و $[H_3O^+]$ لو أذبنا حمض أو قاعدة في الماء النقي؟ الجدول الآتي يبين ذلك :

تصنيفُ المحاليل تبعًا لتركيز أيونات H_3O^+ و OH^-.

المحلول	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$
المتعادل	1×10^{-7}	1×10^{-7}
الحِمضي	أكبر من 1×10^{-7}	أقلُّ من 1×10^{-7}
القاعدي	أقلُّ من 1×10^{-7}	أكبر من 1×10^{-7}



محلول حمضي



محلول قاعدي

سؤال : محلول فيه $[H_3O^+]$ يساوي $1x10^{-9}$ mol/L , احسب $[OH^-]$ في المحلول وبيّن فيما إذا كان المحلول حمضياً أو قاعدياً ؟

الحل ....

$$Kw = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$$

$1x10^{-14} = 1x10^{-9} \times [OH^-]$ ► $[OH^-] = 1x10^{-5}$ M

نلاحظ أن $[OH^-] > 1x10^{-5}$ إذاً المحلول قاعدي

سؤال : أكمل الفراغات في الجدول الآتي وصنف المحاليل إلى حمضية وقاعدية ومتعادلة

رقم المحلول	$[H_3O^+]_{mol/L}$	$[OH^-]_{mol/L}$	طبيعة المحلول
1	$1x10^{-4}$		
2		2×10^{-2}	
3		1×10^{-7}	

سؤال : محلول فيه $[H_3O^+]$ يساوي عشرة أضعاف $[OH^-]$

1- ما هي طبيعة هذا المحلول (حمضي أم قاعدي أم متعادل) ؟

2- احسب $[H_3O^+]$ في المحلول .

الحل ....

سؤال : باستخدام مبدأ لوتشاتيلييه حدد موضع الاتزان عند إضافة

1- حمض HCl إلى الماء **2- قاعدة KOH إلى الماء**

حساب [OH^-] و [H_3O^+] في المحاليل المختلفة

الحموض القوية Strong Acids

الحمض عادةً يُنتج أيون الهيدرونيوم H_3O^+
ولأن الحموض القوية تامة التأين في الماء فإن :

[الحمض القوي] = [H_3O^+]

مثال :

$$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$
$1x10^{-2}$ M — $1x10^{-2}$ M

ثم من Kw نحسب [OH^-]

القواعد القوية Strong bases

القاعدة عادة تنتج أيون الهيدروكسيد OH^-
ولأن القواعد القوية تامة التأين في الماء فإن :

[القاعدة القوية] = [OH^-]

مثال :

$$KOH \xrightarrow{H2O} K^+ + OH^-$$
0.2 M — 0.2 M

ثم من Kw نحسب [H_3O^+]

سؤال : محلول مكون من حمض HI تركيزه 0.01 M احسب [OH^-] و [H_3O^+] في المحلول .
الحل .....

$HI + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + I^-$ نفكك HI في الماء

وبما أن HI قوي إذاً [HI] = [H_3O^+] ويساوي **0.01 M**

أما [OH^-] فيُحسب من Kw

$$[OH^-] = \frac{1x10^{-14}}{1x10^{-2}} = 1x10^{-12} \text{ M}$$

سؤال : محلول مكوّن من NaOH تركيزه $2x10^{-3}$ M , احسب [OH^-] و [H_3O^+] في المحلول .
الحل ....

$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$ نفكك NaOH في الماء

وبما أن NaOH قاعدة قوية إذاً [NaOH] = [OH^-] ويساوي $2x10^{-3}$ M

أما [H_3O^+] فيُحسب من Kw

$$[H_3O^+] = \frac{1x10^{-14}}{2x10^{-3}} = 5x10^{-12} \text{ M}$$

سؤال : محلول مكوّن من حمض النيتريك HNO_3 فيه تركيز NO_3^- يساوي $5x10^{-2}$ M , احسب [OH^-] في المحلول .
الحل ...

[OH^-] = $2x10^{-13}$ M

سؤال : محلول مكوّن من الحمض $HClO_4$, بالتجربة وجد أن تركيز $[OH^-]$ فيه تساوي $4x10^{-14}$ M
احسب تركيز الحمض $HClO_4$.
الحل ....

الاجابة: $[HClO_4] = 0.25$ M

سؤال : محلول مكوّن من القاعدة KOH , بالتجربة وجد أن تركيز $[H_3O^+]$ في محلولها يساوي $0.5x10^{-13}$ M
احسب تركيز القاعدة KOH .
الحل ....

الإجابة ... $[KOH] = 0.2$ M

تذكّر أن ....

$$\#\ of\ moles\ (n) = V \times [\ M\ ]$$

(للمحلول السائل)

$$\#\ of\ moles\ (n) = \frac{m}{Mr}$$

(للمادة الصلبة)

$$\frac{m}{Mr} = V \times [\ M\ ]$$

سؤال : تم تحضير محلول (KOH) بإذابة 0.56 gm منه في الماء ليصبح حجم المحلول 200 ml, فإذا كانت الكتلة المولية KOH تساوي 56 gm/mol , $Kw = 1x10^{-14}$ فاحسب تركيز أيون الهيدرونيوم $[H_3O^+]$ في المحلول .
الحل ...

$[H_3O^+] = 2x10^{-13}$ M

سؤال : تم إذابة 3.65 gm من حمض HCl في كمية من الماء ليصبح حجم المحلول 200 ml, فإذا كانت الكتلة المولية لـ HCl تساوي 36.5 gm/mol . فاحسب [OH^-] و [H_3O^+] في المحلول .

الحل ....

$$\frac{3.65\ gm}{36.5\ gm/mol} = 0.2\ L \times [HCL] \quad \blacktriangleright \quad [HCL] = 0.5\ M$$

$$[H_3O^+] = [HCl] = 0.5\ M$$

$$[OH^-] = \frac{1\times10^{-14}}{5\times10^{-1}} = 2\times10^{-14}$$

سؤال : تم إذابة كمية من القاعدة NaOH في 500 ml ماء حتى أصبح [H_3O^+] فيه يساوي 5×10^{-13} M,فإذا كانت الكتلة المولية لـ NaOH تساوي 40 gm/mol احسب كتلة NaOH التي أذيبت في المحلول .

الحل ....

الاجابة : $m_{NaOH} = 0.4\ gm$

سؤال : تم إذابة كمية من حمض $HClO_4$ في الماء حتى أصبح حجم المحلول 500 ml وتركيز أيونات ClO_4^- يساوي 0.5 M , احسب كتلة $HClO_4$ المذابة علماً أن الكتلة المولية لـ $HClO_4$ تساوي 100 gm/mol .

الحل ....

الاجابة : $m_{HClO4} = 25\ gm$

الرقم الهيدروجيني (pH)

Hydrogen Power

الرقم الهيدروجيني (pH) : هو اللوغاريتم السالب للأساس 10 لتركيز أيونات الهيدرونيوم [H_3O^+] في المحلول .

ويعطى رياضياً بالعلاقة :

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

ومنه

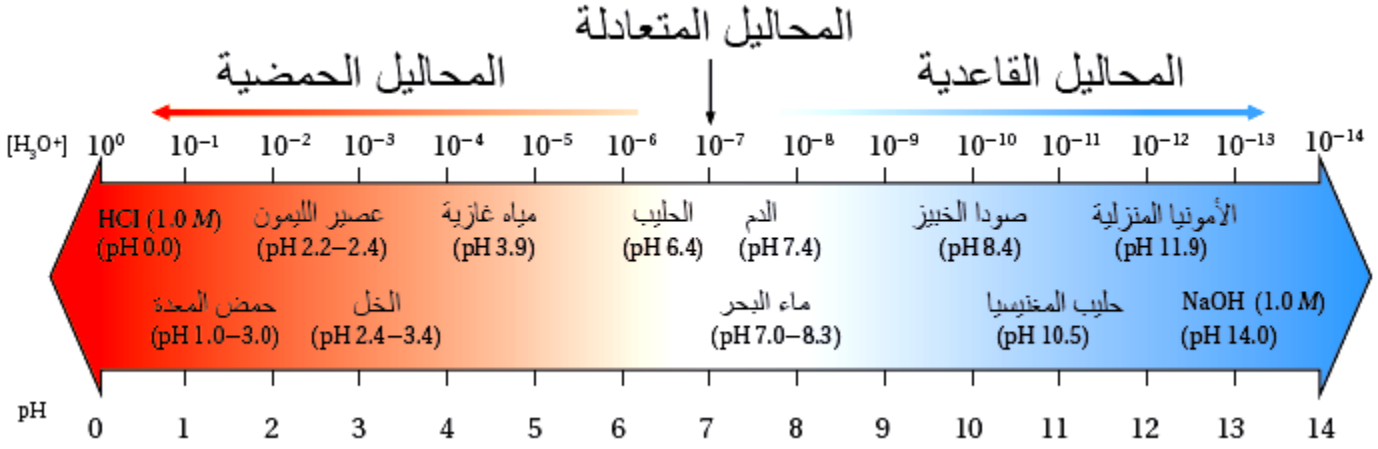
$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

- هو عبارة عن مقياس يستخدم للتعبير عن حموضة المحاليل وذلك بقياس كمية H_3O^+ في المحلول , وبالتجربة وجد أن قيم pH تتراوح بين (14 — 0)
- وهناك جهاز خاص لقياس هذه النسبة يسمى (pH meter) .

- لا يقتصر هذا القياس على المحاليل الحامضية بل للمحاليل القاعدية أيضاً ومحاليل الأملاح

- تم اصطلاح مفهوم pH لأن التعامل مع الأسس السالبة و اجراء الحسابات عليها فيه صعوبة .

عند الحل على القانون السابق ستكون الإجابة دائماً قيمة بين 14 – 0 ولكن تختلف هذه القيم حسب نوع المحلول ويمكن توضيح ذلك حسب مخطط يسمى **مخطط pH** كالآتي : **pH**



سؤال : احسب pH لكل من المحاليل الآتية

1- محلول حمض النيتريك HNO_3 تركيزه 0.001 M

الحل ... حمض HNO_3 قوي لذلك **0.001 M** = [HNO_3] = [H_3O^+]

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

$= - \log 1x10^{-3}$

$= 3-0$

$= 3$

تذكّر أن :
log1 = 0
log10 = 1
log100 = 2
log1000 = 3

2- محلول حمض HI تركيزه $2x10^{-4}$ M علماً أن (log 2 = 0.3)

الحل ...

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

$= - \log 2x10^{-4}$

$= 4 - \log 2$

$= 4 – 0.3 = 3.7$

3- محلول القاعدة NaOH تركيزه $2x10^{-4}$ M علماً أن (log 5 = 0.7)

الحل .... القاعدة NaOH قوية لذلك $[OH^-] = [NaOH] = 2x10^{-4}$ M

ولإيجاد $[H_3O^+]$ نستخدم Kw حيث :

$$[H_3O^+] = \frac{1x10^{-14}}{2x10^{-4}} = 5x10^{-11}$$

$$pH = -\log 5x10^{-11} = 11 - \log 5 = 11 - 0.7 = 10.3$$

سؤال : محلول مكوّن من حمض HBr قيمة pH له تساوي 2 , احسب $[H_3O^+]$ و $[OH^-]$ في المحلول .

الحل ....

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$
$$= 10^{-3} \quad (1x10^{-3})\ M$$

$$[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} = \frac{1x10^{-14}}{1x10^{-3}} = 1x10^{-11}\ M$$

سؤال : عيّنة من عصير البرتقال pH لها تساوي 5.8 احسب $[H_3O^+]$ في العينة علماً أن (log 1.58 = 0.2) .

الحل ...

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$
$$= 10^{-5.8+6-6}$$
$$= 10^{-5.8+6} \times 10^{-6}$$
$$= 10^{0.2} \times 10^{-6}$$
$$= 1.58 \times 10^{-6}\ M$$

سؤال : عيّنة من عصير الليمون pH لها تساوي 2.3 احسب $[H_3O^+]$ في العينة علماً أن (log 5 = 0.7) .

الحل ...

سؤال : أذيبت كمية من صودا الخبيز في الماء فنتج محلول pH له تساوي 8.4 احسب $[H_3O^+]$ في العينة علماً أن (log 4 = 0.6).

الحل ...

سؤال : أذيب 18.25 gm من حمض HCl في كمية من الماء , فنتج محلول حمضي قيمة pH له تساوي 0.6 احسب حجم المحلول علماً أن الكتلة المولّية لـ HCl تساوي 36.5 gm/mol (log 2.5 = 0.4).

الحل ....

المطلوب : حجم المحلول (V) ولذلك $M \times V = \frac{m}{Mr}$

M من pH

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

$= 10^{-0.6+1-1}$

$= 10^{0.4} \times 10^{-1}$

$= 2.5 \times 10^{-1}$ M (0.25 M)

أيضاً $[HCl] = [H_3O^+] = 0.25$ M

$0.25\ M \times V = \frac{18.25\ gm}{36.5\ gm/mol}$

$0.25\ M \times V = 0.5\ mol$

$V = 2\ L$

سؤال : أذيبت كمية من القاعدة القوية NaOH في الماء حتى أصبح حجم المحلول 2L فنتج محلول قيمة PH له تساوي 14 , فإذا علمت أن الكتلة المولية لـ NaOH تساوي 40gm/mol , احسب كتلة NaOH المذابة .

الحل ....

الإجابة : m = 80gm

سؤال : أذيبت كمية من القاعدة KOH في 3 L ماء فنتج محلول قيمة PH له تساوي 12 , فإذا علمت أن :
الكتلة المولية لـ KOH تساوي 56gm/mol , احسب عدد مولات KOH المذابة (أهمل التغير في الحجم)

الحل ....

الإجابة : n = 0.03 mol

الرقم الهيدروكسيلي (pOH) Hydroxyl Power

الرقم الهيدروكسيلي (pOH) : هو اللوغاريتم السالب للأساس 10 لتركيز أيونات الهيدروكسيد [OH^-] في المحلول .

ويعطى رياضياً بالعلاقة ◄ $pOH = -\log [OH^-]$ ومنه $[OH^-] = 10^{-pOH}$

أيضاً عند الحل على هذا القانون ستكون الإجابة دائماً قيمة بين 14 – 0 ولكن تختلف هذه القيم حسب نوع المحلول وبطريقة معاكسة لـ pH

سؤال : احسب pOH لكل من المحاليل الآتية

1- محلول القاعدة LiOH النيتريك تركيزه 0.001 M

الحل ... القاعدة **LiOH** قوية لذلك [OH^-] = [**LiOH**] = **0.001 M**

$$pOH = -\log [OH^-]$$
$$= -\log 1x10^{-3}$$
$$= 3-0$$
$$= 3$$

2- محلول القاعدة NaOH تركيزه $7x10^{-3}$ M علماً أن (log 7 = 0.85)

الحل ...

$$pOH = -\log [H_3O^+]$$
$$= -\log 7x10^{-3}$$
$$= 3 - \log 7$$
$$= 3 - 0.85 = 2.15$$

سؤال : احسب [OH^-] لكل من

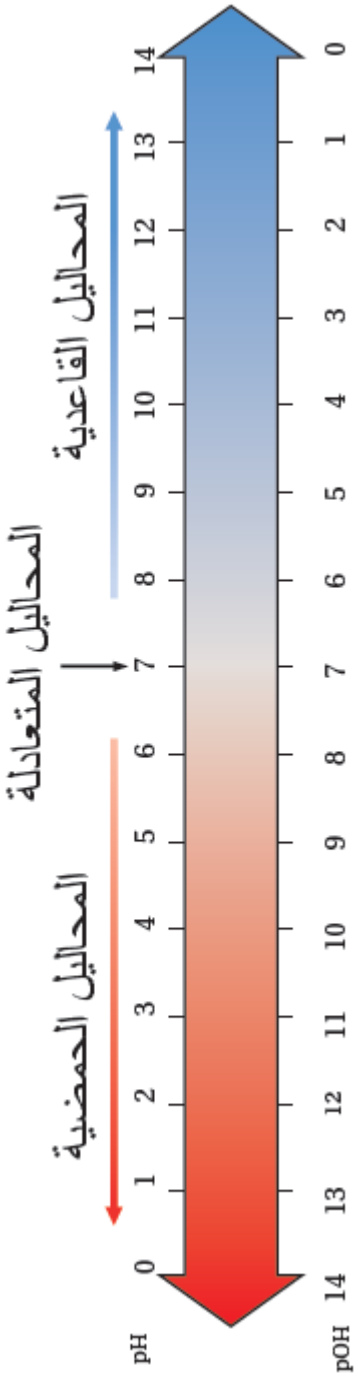
1) عبوة مكتوب عليها أن الرقم الهيدروكسيلي يساوي 3.2 (log 6.3 = 8)

2) عينة من ماء البحر رقمها الهيدروكسيلي 5.7 ($10^{0.3} = 2$)

سؤال : عبوة لأحد المنظفات المنزلية مكتوب عليها أن الرقم الهيدروكسيلي 4.1

1) احسب [H_3O^+] علماً أن: ($10^{0.9} = 8$) 2) هل هذا المنظف حمضي أم قاعدي ؟

العلاقة بين pH و pOH



يرتبط الرَّقْمُ الهيدروجيني pH بتركيز أيونات الهيدرونيوم في المحلول، في حين يرتبط الرَّقْمُ الهيدروكسيلي pOH بتركيز أيونات الهيدروكسيد، وحاصل ضرب تركيز الأيونين في المحلول يعطي قيمة ثابتة، يُعَبِّرُ عنها ثابتُ تأيُّن الماء K_w بالعلاقة الآتية:

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

إذا أخذنا لوغاريتم الطرفين نجد أنَّ:

$$\log[H_3O^+] + \log[OH^-] = -14$$

وبضرب المعادلة بإشارة (−) نحصل على:

$$-\log[H_3O^+] + (-\log[OH^-]) = 14$$

وحيث إنَّ:

$$pH = -\log[H_3O^+] \quad , \quad pOH = -\log[OH^-]$$

فإنه يمكن التعبير عن العلاقة السابقة على النَّحو الآتي:

$$\boxed{pH + pOH = 14}$$

من المخطط المجاور نلاحظ أن العلاقة بين pH و pOH علاقة عكسية وأن

1) زيادة pH تعني أن

$[H_3O^+]$ يقل , $[OH^-]$ يزداد , تزداد قاعدية المحلول

2) زيادة pOH تعني أن

$[H_3O^+]$ يزداد , $[OH^-]$ يقل , تزداد حامضية المحلول

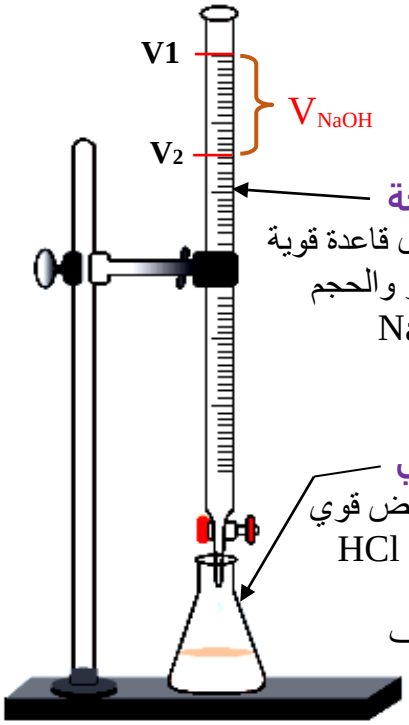
سؤال : زجاجة من الخل كتب عليها أن pH تساوي (3) فاحسب

1) $[H_3O^+]$ 2) $[OH^-]$ 3) pOH

المعايرة Titration

هي طريقة **لتحديد** (حساب) تركيز مادة (حمض أو قاعدة) **مجهولة** التركيز باستخدام مادة (حمض أو قاعدة) معلومة التركيز .

◄ الأصل تطبيق هذه الطريقة عملياً في المختبر
◄ المطلوب حسب منهاجنا : تطبيق هذه الطريق على أحماض وقواعد قوية أحادية البروتون والهيدروكسيد .
◄ يلزم لتطبيق هذه الطريقة ما يأتي :
1) محلول حمض مجهول التركيز 2) محلول قاعدة معلومة التركيز (Standard Solution) : محلول قياسي
3) أدوات مختبر كما في الصورة المجاورة 4) كاشف (فينولفثالين)



اجراء المعايرة

◄ **تستخدم حجوم معروفة لمحلول كل من الحمض والقاعدة .**
◄ **تدريجياً نبدأ بإضافة القاعدة إلى الحمض مع التحريك دائرياً حيث يلاحظ تغير في اللون .**
◄ **نتوقف عن الإضافة عندما يتحول لون المحلول في الدورق الحجمي إلى أحمر وردي.**
◄ **في هذه المرحلة نكون قد وصلنا إلى أن جميع كمية الحمض تفاعلت تماماً مع القاعدة المضافة والدليل تغير لون المحلول تسمى النقطة التي تغير فيها لون المحلول نقطة النهاية ويسبقها نقطة التكافؤ أو نقطة التعادل .**
◄ **عند هذه النقطة يكون**
(عدد مولات الحمض = عدد مولات القاعدة)

$$n_{HCl} = n_{NaOH}$$

$$M_{HCl} \cdot V_{HCl} = M_{NaOH} \cdot V_{NaOH}$$ إذاً

مجهول معلوم معلوم من السحاحة

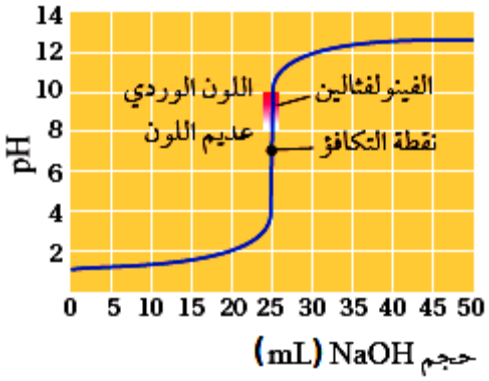
$$V_{NaOH} = V1 - V2$$

سؤال مهم : ما الفرق بين نقطة التكافؤ ونقطة التعادل ونقطة النهاية ؟

الحل : **نقطة التكافؤ** : هي النقطة التي يكون عندها عدد مولات أيونات OH^- يساوي عدد مولات أيونات H_3O^+ عند معايرة **أي حمض مع أي قاعدة** .

نقطة التعادل : هي النقطة التي يكون عندها عدد مولات أيونات OH^- يساوي عدد مولات أيونات H_3O^+ عند معايرة **حمض قوي مع قاعدة قوية** .

نقطة النهاية : هي النقطة التي تحدد انتهاء عملية المعايرة وما يميزها تغيّر لون الكاشف عندها .



المنحنى المجاور يبين عملية معايرة حمض HCl مع القاعدة NaOH حيث يلاحظ أن لون الكاشف عند pH = 8.2 لم يتغير بعد وأن اللون الأحمر الوردي بدأ ظهوره وأصبح واضحاً ما بين 10 – 8.2 وهنا نستنتج أن :
1) كاشف الفينولفثالين يتغير لونه في الوسط القاعدي .
2) نقطة النهاية لهذه المعايرة تكون ضمن هذا المعدّل .

سؤال : احسب تركيز محلول حمض HCl إذا تعادل 250 ml منه تمامًا مع 200 ml من القاعدة NaOH تركيزها 0.02 M وفق المعادلة : $NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$

الحل ... عند التعادل يكون $n_{HCl} = n_{NaOH}$

$$M_{HCl} \cdot V_{HCl} = M_{NaOH} \cdot V_{NaOH}$$

$$M_{HCl} \cdot 250\ ml = 0.02\ M \cdot 200\ ml$$

$$M_{HCl} = \frac{0.02\ M \times 200\ ml}{250\ ml} = 0.016\ M$$

لا داعي لتحويل الحجم من L إلى ml إذا كان متشابهاً في المحلولين ويحوّل عند الاختلاف

سؤال : احسب حجم محلول حمض HBr تركيزه $2x10^{-3}M$ إذا تعادل تمامًا مع 0.4 L من القاعدة KOH تركيزها 0.004 M وفق المعادلة : $KOH + HBr \longrightarrow KBr + H_2O$

الحل ... عند التعادل يكون $n_{HBr} = n_{KOH}$

$$M_{HBr} \cdot V_{HBr} = M_{KOH} \cdot V_{KOH}$$

$$1x10^{-3}M \cdot V_{HBr} = 4x10^{-3}\ M \cdot 0.4\ L$$

$$V_{HBr} = \frac{4x10^{-3}\ M \cdot 0.4\ L}{2x10^{-3}M} = 0.8\ L$$

سؤال : تم وضع 600 ml محلول من القاعدة LiOH تركيزه 0.1M في سحاحة لإجراء معايرة مع محلول حمض HNO_3 تركيزه مجهول وحجمة 200 ml ولوحظ أن التعادل حصل بينهما تماماً عندما أصبح حجم محلول LiOH في السحاحة يساوي 450 ml , وفق المعادلة : $LiOH + HNO_3 \longrightarrow LiNO_3 + H_2O$,
احسب تركيز محلول HNO_3 .

الحل ... $V_1 = 600\ ml$, $V_2 = 450\ ml$

$$V_{LiOH} = V_1 - V_2$$
$$= 600\ ml - 450\ ml$$
$$= 150\ ml$$

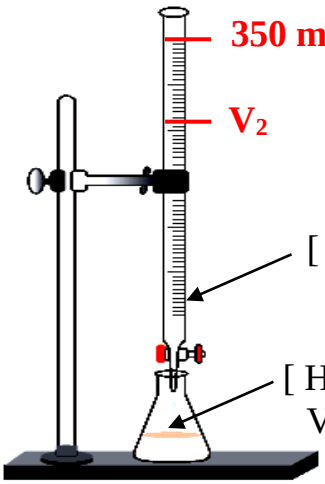
$$n_{HNO3} = n_{LiOH}$$

$$M_{HNO3} \cdot V_{HNO3} = M_{LiOH} \cdot V_{LiOH}$$

$$M_{HNO3} \cdot 200\ ml = 0.1\ M \cdot 150\ ml$$

$$M_{HNO3} = \frac{150\ ml \cdot 0.1\ M}{200\ ml} = 0.075\ M$$

سؤال : في الشكل المجاور الذي يمثل معايرة حمض $HClO_4$ بمحلول القاعدة KOH
احسب الحجم V_2 الذي وصل إليه محلول KOH في السحاحة عند انتهاء المعايرة ؟



الكواشف Indicators

◄ هي حموض أو قواعد عضوية ضعيفة تستخدم لتحديد نقطة التكافؤ أثناء المعايرة ويمكن القول بأنها مواد كيميائية يتغير لونها حسب الرقم الهيدروجيني للوسط الذي تتواجد فيه , **اختصارها (In)**

◄ للكواشف **(In)** وظيفتين أساسيتين هما :

1) تحديد نقطة التكافؤ في المعايرة .

2) الكشف عن المحاليل المختلفة , حيث أن لكل كاشف لون يعرف به في الوسط الحمضي ولون آخر للوسط القاعدي .

مثال : الفينولفثالين يكون عديم اللون في الوسط الحمضي وأحمر وردي في الوسط القاعدي .

مثال : الميثيل الأحمر يكون لونه أصفر في الوسط الحمضي وعديم اللون في الوسط القاعدي .

أنواع الكواشف

كاشف حمضي (HIn)

$$HIn + H_2O \rightleftharpoons In^- + H_3O^+$$

لون 1 — لون 2

آلية عمله :

◄ **في الوسط الحمضي (H_3O^+ عالي)**

يزداد H_3O^+ , الاتزان نحو اليسار (حسب لوتشاتيلييه)

لذلك : يزداد تركيز HIn ويظهر لونه (لون 1)

◄ **في الوسط القاعدي (OH^- عالي)**

يقل H_3O^+ , الاتزان نحو اليمين (حسب لوتشاتيلييه)

لذلك : يزداد تركيز In^- ويظهر لونه (لون 2)

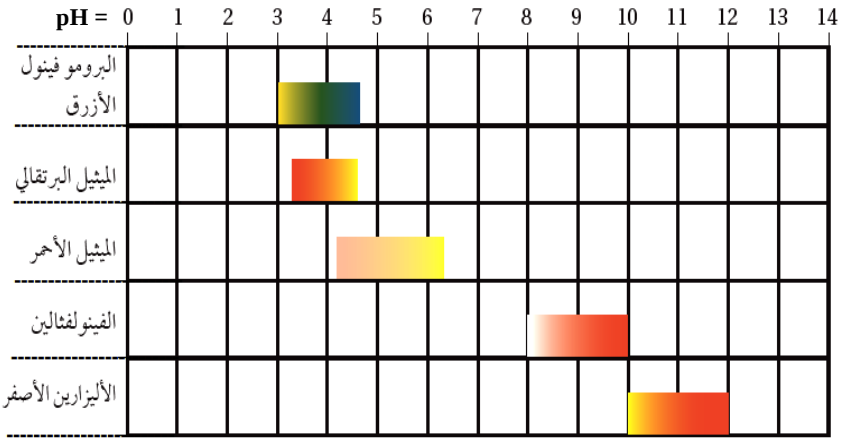
مثال : الفينولفثالين

كاشف قاعدي (In)

$$In + H_2O \rightleftharpoons InH^+ + OH^-$$

لون 1 — لون 2

غير مطلوب التوضيح



مدى الرَّقْم الهيدروجيني لتغيُّر ألوان بعض الكواشف.

و المخطط المجاور " صفحة 38 كتاب " يبين كيف تتغير ألوان بعض الكواشف في الأوساط المختلفة .

سؤال : ما هو لون كاشف

- الميثيل البرتقالي في الوسط القاعدي ؟
- الأليزارين الأصفر في الوسط القاعدي ؟
- البرومو فينول الأزرق في الوسط الحمضي ؟
- الميثيل الأحمر عندما يكون [H_3O^+] في الوسط يساوي $1x10^{-6}M$.
- الأليزارين الأصفر عندما يكون pOH للوسط يساوي (2) .

علل : أكثر الكواشف استخدامًا عند معايرة حمض قوي مع قاعدة قوية هما الفينولفثالين والميثيل الأحمر ؟
السبب ... لأن لونهما يتغير عند نقطة قريبة جداً من نقطة التعادل (pH=7) وهذا يجعل المعايرة أكثر دقّة .

(1) الحموض الضعيفة Weak Acids

ذكرنا سابقاً أن الحموض الضعيفة تتأين جزئياً في الماء وهذا يعني أن كمية ما يتفكك من الحمض كمية قليلة جداً مقارنةً بكمية الحمض الأصلية وهنا يتبادر الى أذهاننا السؤال التالي : **كيف يمكن حساب كمية H_3O^+ الناتجة عن الحمض الضعيف ؟**

للإجابة عن ذلك نفترض أن صيغة الحمض الضعيف هي HX فإن تفككه في الماء سيكون كالآتي :

$$HX + H_2O \rightleftharpoons X^- + H_3O^+$$

ويجب معرفة أن : $[H_3O^+] = [X^-] >> [HX]$.

وبما أن **ذوبان الحمض الضعيف في الماء يعتبر من تفاعلات الاتزان الكيميائي** إذاً يمكن التعبير عن تفكك الحمض الضعيف باستخدام ثابت الاتزان Kc لتصبح:

$$Kc = \frac{[X^-] \cdot [H_3O^+]}{[HX] \cdot [H_2O]}$$

$$\underbrace{[H_2O] \times Kc}_{Ka} = \frac{[X^-] \cdot [H_3O^+]}{[HX]}$$

وبما أن $[X^-] = [H_3O^+]$ فإن :

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

وبالضرب التبادلي ينتج

$$[HX] \times Ka = [H_3O^+]^2$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{[HX] \times Ka}$$

حيث Ka : ثابت اتزان (تأين) الحمض .
[HX] : تركيز الحمض الضعيف .

الثابت Ka

فوائد هذا الثابت :
1) يدل على أن الحمض ضعيف .
2) يعبّر عن حالة اتزان محاليل الحموض الضعيفة .
3) يعدّ مقياساً لكمية تأين الحمض الضعيف .

وحسب لوتشاتيلييه فإن :
الجهة التي يرجحها الاتزان في محاليل الحموض الضعيفة هي اليسار (المتفاعلات) ⟵ لأنها جهة الأضعف .

سؤال : احسب $[H_3O^+]$ لمحلول مكوّن من حمض الكبريتيت H_2SO_3 تركيزه 0. 2 M علماً أن : Ka تساوي $1.3x10^{-2}$.

الحل ...

$$[H_3O^+] = \sqrt{[H_2SO_3] \times Ka} = \sqrt{0.2\ M \times 1.3x10^{-2}} = \sqrt{26x10^{-4}} = 5.1x10^{-2}\ M$$

◄ الجدول الآتي يبين بعض الحموض الضعيفة وثوابت تأينها في الماء عند درجة حرارة 25°C

اسم الحِمض	صيغته الكيميائيّة	ثابتُ تأيُّن الحِمض K_a
حِمض الكبريت IV	H_2SO_3	1.3×10^{-2}
حِمض الهيدروفلوريك	HF	6.8×10^{-4}
حِمض النيتروجين III	HNO_2	4.5×10^{-4}
حِمض الميثانويك (حمض النمل)	HCOOH	1.7×10^{-4}
حِمض البنزويك	C_6H_5COOH	6.3×10^{-5}
حِمض الإيثانويك (حمض الخل)	CH_3COOH	1.7×10^{-5}
حِمض الكربونيك	H_2CO_3	4.3×10^{-7}
حِمض كبريتيد الهيدروجين	H_2S	8.9×10^{-8}
حِمض أحادي الهيبو كلوريك	HClO	3.5×10^{-8}
حِمض الهيدروسيانيك	HCN	4.9×10^{-10}

من الجدول يتبيّن أن لكل حمض ضعيف ثابت تأين خاص به ويتغير بتغير نوع الحمض .

يتأثر الثابت Ka وتتغير قيمته لنفس الحمض عندما تتغير درجة الحرارة (علاقة طردية) ,

كلما زادت قيمة Ka للحمض زادت قوته ويستفاد من ذلك :
(المقارنة بين الأحماض الضعيفة)

سؤال : احسب pH لمحلول مكوّن من حمض الخل CH_3COOH تركيزه 0.02M علماً أن :
Ka تساوي $1.7x10^{-5}$ (log 5.8 = 0.75)

الحل ... وجود Ka في السؤال يدل على أن الحمض ضعيف لذلك :

$$[H_3O^+] = \sqrt{[CH_3COOH] \times Ka} = \sqrt{0.02M \times 1.7x10^{-5}} = \sqrt{34x10^{-8}} = 5.8x10^{-4}M$$

$$pH = -\log 5.8x10^{-4} = 4 - \log 5.8$$
$$= 4 - 0.75 = 3.25$$

سؤال : محلول مكوّن من حمض النيتريت HNO_2 , تركيز أيونات NO_2^- فيه يساوي $2x10^{-3}$, فإذا كانت (log2=0.3)
Ka تساوي $4.5x10^{-4}$, احسب 1- pH 2- pOH 3- تركيز الحمض HNO_2 .

الحل ....

الإجابات : 1) pH = 2.7 2) pOH = 11.3 3) $[HNO_2] = 0.009$ M

مقارنة الأحماض وقوتها النسبية

لكل حمض ضعيف قيمة Ka تختلف عن الحمض الآخر ومن القانون نلاحظ أن علاقة Ka مع [H_3O^+] طردية أي أن :

Ka↑ قوة الحمض↑ [H_3O^+]↑ pOH↑ قوة القاعدة المرافقة↓ [OH^-]↓ pH↓ توصيل التيار الكهربائي↑

مثال (1) :

الحمض	Ka
HF	$6.8x10^{-4}$
HOCl	$3.5x10^{-8}$

HF كحمض أقوى من HOCl لأن Ka له أعلى
ولذلك فإن F^- كقاعدة أضعف من OCl^- .

مثال (2) :

HCl كحمض أقوى من HCN
ولذلك فإن Cl^- كقاعدة أضعف من CN

$$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

حمض قوي — قاعدة مرافقة ضعيفة

$$HCN + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CN^-$$

حمض ضعيف — قاعدة مرافقة قوية نسبياً

سؤال : الجدول المجاور يبيّن عدداً من الحموض الضعيفة المتساوية في التركيز وقيم Ka التقريبية لها .

الرقم	الحمض (0.1 M)	Ka التقريبية
1	H_2SO_3	$1x10^{-2}$
2	HCOOH	$2x10^{-4}$
3	CH_3COOH	$2x10^{-5}$
4	H_2CO_3	$4x10^{-7}$

- أي الأحماض في الجدول هو الأقوى ؟
- اكتب صيغة القاعدة المرافقة الأقوى ؟
- أي محاليل الأحماض فيه [OH^-] هو الأعلى ؟
- اكتب صيغة القاعدة المرافقة للحمض رقم 2 .
- أي الأحماض في الجدول بعد أن يمنح يكوّن مادة أمفوتيرية
- احسب pH لمحلول الحمض رقم 4 (log2=0.3)
- احسب pOH لمحلول الحمض رقم 3 (log1.4=0.15)
- فسّر سلوك الحمض رقم 3 حسب مفهوم برونستد- لوري .
- علل : تسلك المادة H_2SO_3 كحمض حسب مفهوم لويس .
- أكمل التفاعل التالي ثم حدد الزوجين المترافقين من الحمض والقاعدة والجهة التي يرجحها الاتزان ؟

$$H_2CO_3 + HCOO^- \rightleftharpoons \ldots\ldots\ldots\ldots + \ldots\ldots\ldots\ldots$$

- أي المحاليل في الجدول له أعلى رقم هيدروكسيلي pOH
- هل تتوقع أن تكون قيمة pH لمحلول الحمض رقم 3 أكبر أم أقل من ١ ؟ ولماذا ؟
- في أي المحاليل تكون كمية الهيدروجين H_2 المتصاعدة أكبر عند غمس شريط من المغنيسيوم Mg طوله 2cm في كل من المحاليل السابقة ؟

سؤال : محلول مكوّن من الحمض HX تركيزه 0.01 M, و pH له تساوي 4 .

- اكتب معادلة تأين الحمض في الماء .
- اكتب صيغة القاعدة المرافقة للحمض HX
- احسب Ka للحمض .

الحل ...

سؤال : هل تتوقع أن تكون قيمة pH لمحلول

1) $HClO_4$ تركيزه $1x10^{-2}$ M أكبر أم أقل أم تساوي 2 ؟ ولماذا ؟
2) HClO تركيزه $1x10^{-2}$ M أكبر أم أقل أم تساوي 2 ؟ ولماذا ؟

سؤال : لديك مجموعة من الحموض الافتراضية تركيز كل منها (0.01 M) وقيم pOH لها , ادرسها ثم أجب عن الأسئلة

(log2.5 = 0.4) (log4 = 0.6)

الرقم	الحمض	pOH
1	HQ	9
2	HC	12
3	H_2M	10
4	HD	8.4

- أي الأحماض في الجدول هو الأضعف ؟
- اكتب صيغة القاعدة المرافقة الأضعف ؟
- أي محاليل الأحماض في الجدول له أقل pH ؟
- اكتب صيغة القاعدة المرافقة للحمض رقم 3 .
- احسب pH لمحلول الحمض رقم 4
- أي الأحماض يعتبر ثنائي البروتون
- أي الحمضين HQ أم H_2M في محلوله أعلى [OH^-]
- أي المحاليل أكثر ايصالاً للتيار الكهربائي
- أكمل التفاعل ثم حدد الأزواج المترافقة وجهة الاتزان

$HM^- + D^- \rightleftharpoons$ ..... +.....

سؤال : تمثّلُ المعادلاتُ الآتية تفاعلات لمحاليل الحموض (H_2SO_3 ، HCN ، HF) المتساوية التركيز، التي كان موضع الاتزان مُزاحًا فيها جهة المواد الناتجة لجميع التفاعلات. أدرسُ التفاعلات، ثمَّ أجيبُ عنِ الأسئلة التي تليها:

$$H_2SO_3 + CN^- \rightleftharpoons HSO_3^- + HCN$$
$$H_2SO_3 + F^- \rightleftharpoons HSO_3^- + HF$$
$$HF + CN^- \rightleftharpoons F^- + HCN$$

أ - أكتبُ صيغة القاعدة المرافقة الأقوى بينها.

ب - أكتبُ صيغة الحِمض الذي له أعلى K_a.

جـ - أُحَدِّدُ أيَّ المحلولين يكونُ فيه $[OH^-]$ الأقل:
محلول HF أم محلول HCN.

د - أُحَدِّدُ أيَّ محاليل الحُموض المذكورة له أعلى pH.

ذكرنا سابقاً أن القواعد الضعيفة تتأين جزئياً في الماء وهذا يعني أن كمية ما يتفكك من القاعدة كمية قليلة جداً مقارنةً بكمية القاعدة الأصلية وهنا يتبادر الى أذهاننا السؤال التالي : كيف يمكن حساب كمية OH^- الناتجة عن القاعدة الضعيفة ؟

للإجابة عن ذلك نفترض أن صيغة القاعدة الضعيفة هي (B) ويكون تفككها كالآتي :

$$B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$$

ويجب معرفة أن : $[OH^-] = [BH^+] >> [B]$.

وبما أن **ذوبان القاعدة الضعيفة في الماء يعتبر من تفاعلات الاتزان الكيميائي** إذاً يمكن التعبير عن تفكك القاعدة الضعيفة باستخدام ثابت الاتزان Kc لتصبح:

$$Kc = \frac{[BH^+] . [OH^-]}{[B] . [H_2O]}$$

$$\underbrace{[H_2O] \times Kc}_{Kb} = \frac{[BH^+] . [OH^-]}{[B]}$$

وبما أن $[OH^-] = [BH^+]$ فإن :

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

وبالضرب التبادلي ينتج

$$[B] \times Kb = [OH^-]^2$$

$$[OH^-] = \sqrt{[B] \times Kb}$$

حيث Kb : ثابت اتزان (تأين) القاعدة الضعيفة .
[B] : تركيز القاعدة الضعيفة .

الثابت Kb

فوائد هذا الثابت :
1) يدل على أن القاعدة ضعيفة .
2) يعبّر عن حالة اتزان محاليل القواعد الضعيفة .
3) يعدّ مقياساً لكمية تأين القاعدة الضعيفة .

وحسب لوتشاتيلييه فإن :
الجهة التي يرجحها الاتزان في محاليل القواعد الضعيفة هي اليسار (المتفاعلات) ⟵ لأنها جهة الأضعف .

ثم بعد ذلك نجد pOH أو نستخدم قانون Kw لإيجاد $[H_3O^+]$ ومن ثم إيجاد قيمة pH .

سؤال : احسب $[OH^-]$ لمحلول مكوّن من الأمونيا NH_3 تركيزها 0.02 M علماً أن Kb تساوي $1.8x10^{-5}$

الحل ...

$$[OH^-] = \sqrt{[B] \times Kb} = \sqrt{2x10^{-2} \times 1.8x10^{-5}}$$

$$= \sqrt{36x10^{-8}}$$

$$= 6x10^{-4} \ M$$

◄ الجدول الآتي يبين بعض الحموض الضعيفة وثوابت تأينها في الماء عند درجة حرارة 25°C

اسم القاعدة	صيغة القاعدة	ثابت تأيّن القاعدة K_b
إيثيل أمين	$C_2H_5NH_2$	4.7×10^{-4}
ميثيل أمين	CH_3NH_2	4.4×10^{-4}
أمونيا	NH_3	1.8×10^{-5}
هيدرازين	N_2H_4	1.7×10^{-6}
بيريدين	C_5H_5N	1.4×10^{-9}
أنيلين	$C_6H_5NH_2$	2.4×10^{-10}

من الجدول يتبيّن أن لكل قاعدة ضعيفة ثابت تأين خاص بها ويتغير بتغير نوع القاعدة .

يتأثر الثابت Kb وتتغير قيمته لنفس القاعدة عندما تتغير درجة الحرارة (علاقة طردية) ,

كلما زادت قيمة Kb للقاعدة زادت قوتها ويستفاد من ذلك :
(المقارنة بين القواعد الضعيفة)

سؤال : احسب pH و pOH لمحلول مكوّن من الهيدرازين N_2H_4 تركيزه 0.1 M علماً أن :
Kb تساوي $1.7x10^{-6}$, (log 2.42 = 0.38) (log 4.12 = 0.62)

الحل ...

الإجابات: 1) pH = 10.62 2) pOH = 3.38

سؤال : محلول مكوّن من البيريدين C_5H_5N , تركيز أيونات $C_5H_5NH^+$ فيه يساوي 0.25 M , فإذا كانت (log 4 = 0.6), احسب pH للمحلول .

الحل ....

$$[OH^-] = [C_5H_5NH^+] = 0.25\ M$$

ولذلك فإن :

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1x10^{-14}}{0.25} = 4x10^{-14}\ M$$

$$pH = -\log 4x10^{-14} = 14 - 0.6 = 13.4$$

سؤال : كم غراماً من الأمونيا NH_3 يلزم اذابتها في 2 L من الماء لتحضير محلول أمونيا pOH له تساوي 2.87
علماً أن : الكتلة المولية لـ NH_3 تساوي 17 gm/mol و $Kb = 1.8x10^{-5}$. (log 1.34 = 0.13)
الحل ....

الإجابة : m = 3.4 gm

مقارنة القواعد وقوتها النسبية

لكل قاعدة ضعيفة قيمة Kb تختلف عن القاعدة الأخرى ومن القانون نلاحظ أن علاقة Kb مع [OH^-] طردية أي أن :

Kb ↑ قوة القاعدة ↑ [OH^-] ↑ pH ↑ [H_3O^+] ↓ pOH ↓ قوة الحمض المرافق ↓ توصيل التيار الكهربائي ↑

مثال (1)

القاعدة	Kb
CH_3NH_2	$4.4x10^{-4}$
$C_6H_5NH_2$	$2.4x10^{-10}$

CH_3NH_2 كقاعدة أقوى من $C_6H_5NH_2$ لأن Kb لها أعلى ولذلك فإن:
$CH_3NH_3^+$ كحمض أضعف من $C_6H_5NH_3^+$.

مثال (2)

$$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$$
قاعدة قوية — حمض مرافق ضعيف

$NaOH$ كقاعدة أقوى من NH_3
ولذلك فإن Na^+ كحمض أضعف من NH_4^+

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$
قاعدة ضعيفة — حمض مرافق قوي نسبياً

سؤال : ادرس الجدول المجاور الذي يبيّن عدداً من القواعد الضعيفة المتساوية في التركيز وقيم Kb لها ثم أجب عن الأسئلة

الرقم	القاعدة (0.1 M)	Kb
1	$C_2H_5NH_2$	$4.7x10^{-4}$
2	N_2H_4	$1.7x10^{-6}$
3	C_5H_5N	$1.4x10^{-9}$

- أي القواعد في الجدول هي الأقوى ؟
- اكتب صيغة الحمض المرافق الأقوى ؟
- أي محاليل القواعد فيه [OH^-] هو الأقل ؟
- اكتب صيغة الحمض المرافق للقاعدة رقم 3 .
- احسب pH لمحلول القاعدة رقم1 (log 1.3 = 0.1)
- فسّر سلوك القاعدة رقم 3 حسب مفهوم برونستد- لوري .
- علل : تسلك المادة N_2H_4 كقاعدة حسب مفهوم لويس .
- أكمل التفاعل التالي ثم حدد الزوجين المترافقين من الحمض والقاعدة

$$N_2H_5^+ + C_5H_5N \rightleftharpoons \text{.....} + \text{.....}$$

- أي المحاليل في الجدول له أقل رقم هيدروجيني pH
- حدد الأزواج المترافقة في محلول القاعدة الأقوى .

سؤال : محلول مكوّن من القاعدة B تركيزها 0.01 M , و pH لها تساوي 11 .

- **اكتب معادلة تأين القاعدة في الماء .**
- **اكتب صيغة الحمض المرافق للقاعدة B**
- **احسب Kb للقاعدة .**

الحل ...

سؤال : هل تتوقع أن تكون قيمة pH لمحلول

1) KOH تركيزه $1x10^{-2}$ M أكبر أم أقل أم تساوي 12 ؟ ولماذا ؟

2) NH_3 تركيزه $1x10^{-2}$ M أكبر أم أقل أم تساوي 12 ؟ ولماذا ؟

سؤال : ادرس الجدول المجاور الذي يبيّن عدداً من محاليل القواعد الافتراضية غير المتساوية في التركيز وقيم OH^- لها ثم أجب عن الأسئلة

الرقم	القاعدة	التركيز (mol/L)	[OH^-] (mol/L)
1	C	0.1	$5x10^{-3}$
2	B	0.01	$5x10^{-3}$
3	Z	1	$2x10^{-5}$

- أي القواعد في الجدول هي الأقوى ؟
- اكتب صيغة الحمض المرافق للقاعدة Z ؟
- احسب pH لمحلول القاعدة B (log 2 = 0.3)
- رتب الأحماض المرافقة حسب pH تصاعدياً .
- حدد القاعدة التي لحمضها المرافق أقل pH
- حدد القاعدة التي قيمة pOH لها 2.3 وموصلة للتيار الكهربائي بصورة أكبر .

الدرس 4 الأملاحُ والمحاليل المنظمة
Salts and Beffer Solutions

ذكرنا سابقاً أن الأملاح تنتج من **تفاعل تعادل الحمض مع القاعدة** , وهي من المكونات الأساسية لجسم الإنسان حيث يحصل عليها من الماء والغذاء ولها وظائف حيوية كثيرة ومتنوعة في الجسم فمثلاً :

1) أملاح الكالسيوم Ca : تدخل في تركيب العظام والأسنان
2) أملاح الصوديوم Na : تحفظ التوازن المائي في الخلية , تحافظ على ضغط الدم .
3) أملاح البوتاسيوم K :ضبط وظائف العضلات , توسيع الأوعية الدموية لتسهيل انتقال الدم .

كما تدخل الأملاح المختلفة في صناعة الكثير من الأدوية ومستحضرات التجميل

ولكن هل جميع الأملاح لها نفس السلوك في محاليلها ؟ بالطبع لا , فالأملاح تؤثر في محاليلها حسب تركيبها كالآتي :

الأملاح

أملاح حامضية
ناتجة من تفاعل حمض قوي مع قاعدة ضعيفة
تقلل قيمة pH

$NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$

$N_2H_4 + HNO_3 \longrightarrow N_2H_5NO_3$

$CH_3NH_2 + HI \longrightarrow CH_3NH_3I$

أملاح متعادلة
ناتجة من تفاعل حمض قوي مع قاعدة قوية
لا تؤثر على قيمة pH

$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$

$KOH + HBr \longrightarrow KBr + H_2O$

$LiOH + HNO_3 \longrightarrow LiNO_3 + H_2O$

أملاح قاعدية
ناتجة من تفاعل حمض ضعيف مع قاعدة قوية
ترفع قيمة pH

$NaOH + HCOOH \longrightarrow HCOONa + H_2O$

$KOH + HF \longrightarrow KF + H_2O$

$KOH + H_2S \longrightarrow KHS + H_2O$

يمكن الكشف عن محاليل الأملاح وطبيعة تأثيرها باستخدام كاشف واسع المدى(كاشف عام) مثل **البروموثيمول الأزرق** حيث: يتغير لونه كالآتي :

أمثلة :

KF أزرق (pH > 7)

NaCl أخضر (pH = 7)

NH_4Cl أصفر (pH < 7)

التميّه Hydrolysis

هو قدرة أيونات الملح على التفاعل مع الماء H_2O وإنتاج أيونات H_3O^+ أو OH^- .

الفرق بين **التميّه** Hydrolysis & **الذوبان** Solubility

قدرة أيونات الأملاح ذات **التأثير الحمضي أو القاعدي** على التفاعل مع الماء وإعادة إنتاج الحمض أو القاعدة الضعيفة .

مثل

HCOOK , NaCN , KF

N_2H_5Br , NH_4Cl

تميّه الأملاح يزيد عادةً من تركيز الحمض أو القاعدة الضعيفة الأصلية .

قدرة الأملاح ذات **التأثير المتعادل** على التفكك في الماء مع عدم قدرة أيوناتها على التفاعل مع الماء وبذلك لا يتغير تركيز كل من H_3O^+ و OH^- .

مثل

LiBr , $KClO_4$, KI , NaCl

الذوبان لا يزيد من تركيز المادة الأصلية

بشكل عام ...

الأيون الناتج عن قوي يعتبر ضعيف أي **لا يتميّه** , و الأيون الناتج عن ضعيف يعتبر قوي أي **يتميّه**

سؤال : أي الأملاح الآتية يُعد ذوبانه في الماء تميّهاً (أي يتميّه) ؟

(1 NH_4Cl

$$NH_4Cl \xrightarrow{H_2O} NH_4^+ + Cl^-$$

يتميه لا يتميه

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + \mathbf{H_3O^+}$$

(معادلة التميّه)

تزداد

(2 NaCN

$$NaCN \xrightarrow{H_2O} Na^+ + CN^-$$

لا يتميه يتميه

$$CN^- + H_2O \rightleftharpoons HCN + \mathbf{OH^-}$$

(معادلة التميّه)

يزداد

(3 KNO_3

$$KNO_3 \xrightarrow{H_2O} K^+ + NO_3^-$$

لا يتميه لا يتميه

(لا يوجد أيونات تتميه لذلك الملح متعادل)

لذلك هذا الملح يذوب في الماء و**لا** يتميّه

(4 CH_3COOK

5) $CH_3NH_3NO_3$

---

6) LiBr

سؤال : علل تزداد قيمة pH عند اذابة الملح $NaNO_2$ في الماء .

الحل .....

$$NaNO_2 \xrightarrow{H_2O} Na^+ + NO_2^-$$

(لا يتميه) (يتميه)

$$NO_2^- + H_2O \longleftrightarrow HNO_2 + \mathbf{OH^-}$$ (معادلة التميّه)

يزداد

إنتاج أيونات OH^- بعد التميه يرفع قيمة pH للمحلول .

سؤال : علل تقل قيمة pH عند إذابة الملح C_5H_5NHBr في الماء .

الحل .....

$$C_5H_5NHBr \xrightarrow{H_2O} C_5H_5NH^+ + Br^-$$

(يتميه) (لا يتميه)

$$C_5H_5NH^+ + H_2O \rightleftharpoons C_5H_5N + \mathbf{H_3O^+}$$ (معادلة التميّه)

يزداد

إنتاج أيونات H_3O^+ بعد التميه يقلل قيمة pH للمحلول .

سؤال : علل لا تتغير قيمة pH عند إذابة الملح $KClO_4$ في الماء .

الحل .....

$$KClO_4 \xrightarrow{H_2O} K^+ + ClO_4^-$$

(لا يتميه) (لا يتميه)

لأن الأيونات K^+ و ClO_4^- كلاهما ضعيف
ولذلك لا يتميه أي منهما فلا يتم إنتاج OH- أو H3O+
وبذلك لا تتغير قيمة pH للمحلول .

سؤال : فسّر بالمعادلات فقط الأثر القاعدي لملح NaOCl .

الحل ...

سؤال : فسر بالمعادلات فقط الأثر الحمضي لملح N_2H_5Cl .

الحل ...

سؤال : اكتب معادلة موزونة تبيّن الأثر القاعدي لمحلول كربونات الصوديوم الهيدروجينية $NaHCO_3$

الحل ...

سؤال : بيّن من خلال المعادلات فقط ماذا يحدث لقيمة pH عند إضافة :

1- الملح Na_2CO_3 إلى الماء .

2- الملح KHS إلى الماء .

سؤال شامل : ادرس الجدول المجاور الذي يبين عدداً من المحاليل المتساوية في التركيز , تركيز كل منها يساوي (0.1 M) وتركيز أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ لكل منها كما هو موضّح , ثم أجب عن الأسئلة :

الرقم	المحلول	$[H_3O^+]_{mol/L}$
1	الحمض HA	$4x10^{-5}$
2	الحمض HB	$1x10^{-3}$
3	القاعدة X	$1x10^{-11}$
4	القاعدة Y	$4x10^{-10}$
5	الملح KM	$2x10^{-8}$
6	الملح KZ	$1x10^{-9}$

- حدد الحمض المرافق الأقوى .
- أيهما أضعف كقاعدة A^- أم B^- ؟
- أي محاليل القواعد في الجدول فيه [OH^-] أعلى ؟
- أي الأملاح هو الأكثر تميّهاً في الماء ؟
- أي محاليل القواعد في الجدول له أقل Kb ؟
- أي الحمضين HM أم HZ له أعلى Ka ؟
- احسب pH لمحلول القاعدة Y .
- احسب Ka لمحلول الحمض HA
- ماذا تتوقع أن يحدث لقيمة pH عند إضافة الملح KZ إلى الماء .
- أكمل التفاعل الآتي ثم حدد الأزواج المترافقة

$$HA + KB \rightleftharpoons \text{.....} + \text{.....}$$

الحل .....

سؤال شامل : الجدول المجاور يبين عدداً من المحاليل المائية وتركيز كل منها , اعتماداً على المعلومات الواردة أجب عن عن الأسئلة :

(log 1.3 = 0.1) (log 5 = 0.7)

الرقم	المحلول	المعلومات	التركيز
1	HCN	$4.9x10^{-10}$ = Ka	0.3
2	HNO_2	$1.1x10^{-2}$= $[NO_2^-]$	0.3
3	NH_3	$1.9x10^{-3}$=$[NH_4^+]$	0.2
4	RNH_2	$2x10^{-4}$ = $[OH^-]$	0.2
5	N_2H_5Cl	4.7 = pH	0.5
6	NH_4Cl	$1.3x10^{-5}$=$[H_3O^+]$	0.5

- حدد الحمض المرافق الأقوى
- حدد القاعدة المرافقة الأضعف .
- أي محاليل القواعد في الجدول فيه [H_3O^+] أعلى ؟
- أي الأملاح هو الأكثر تميّهاً في الماء ؟
- أي محاليل القواعد في الجدول له أعلى Kb ؟
- أي الحمضين في الجدول له أعلى Ka ؟
- احسب pH لمحلول القاعدة RNH_2 .
- ماذا تتوقع أن يحدث لقيمة pH عند إضافة الملح NH_4Cl إلى محلول NH_3 .
  (تزداد , تقل , تبقى ثابتة)
- أكمل التفاعل الآتي ثم حدد الأزواج المترافقة

$HNO_2 + RNH_2 \rightleftharpoons$ ..... + ...

سؤال :اعتماداً على الجدول المجاور الذي يبين عدداً من المحاليل المائية الافتراضية وقيمة pH لكل منها , اعتماداً على المعلومات الواردة أجب عن الأسئلة :

(log 2 = 0.3) (log 3 = 0.5)

المحلول	A	B	C	D	E	F
pH	4.5	8.7	0	7	12	1

- أي المحاليل يعتبر القاعدة الأقوى ؟
- أي المحاليل يمثل ملح الطعام NaCl .
- أي المحاليل يمثل قاعدة فيها
  $[OH^-] = 5x10^{-6}$ M
- أي المحاليل يمثل حمض فيه
  $[H_3O^+] = 3x10^{-5}$ M.
- أي المحاليل يمثل حمض HCl تركيزه (1)M .

ملحوظة :

يمكن ترتيب جميع المواد حسب تزايد قيمة pH لها كالآتي (بشرط أن تكون متساوية في التركيز)

حمض قوي > حمض ضعيف > ملح حمضي > المواد المتعادلة > ملح قاعدي > القاعدة الضعيفة > القاعدة القوية

الأملاح المتعادلة **H_2O**

أقل pH
أعلى pOH

أعلى pH
أقل pOH

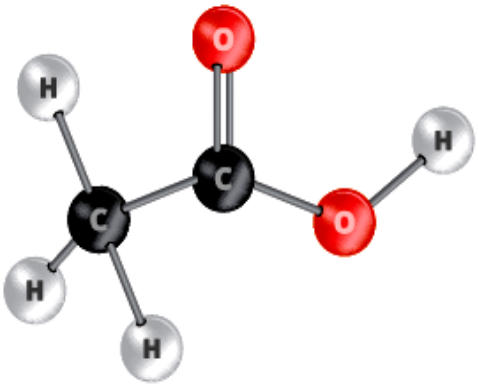
مثال : رتب المواد الآتية حسب تزايد قيمة pH لها علماً أن تركيز كل منها يساوي 0.1 M
NH_4NO_3 , NaF , HClO , LiOH , HBr , N_2H_4 , KI

الحل ...

$LiOH > N_2H_4 > NaF > KI > NH_4NO_3 > HClO > HBr$

أسئلة متنوعة

سؤال(1): الشكل المجاور يمثل الشكل البنائي لحمض الايثانويك (حمض الخل) , بالرغم من احتوائه على 4 ذرات هيدروجين إلا أنه يعتبر حمضاً أحاديَّ البروتون .... علل ذلك ؟



الإجابة ... "صفحة 11 كتاب "

سؤال(2):

1- أُصَنِّفُ الموادَّ الآتية إلى حموضٍ وقواعدَ وفقَ مفهوم أرهينيوس:

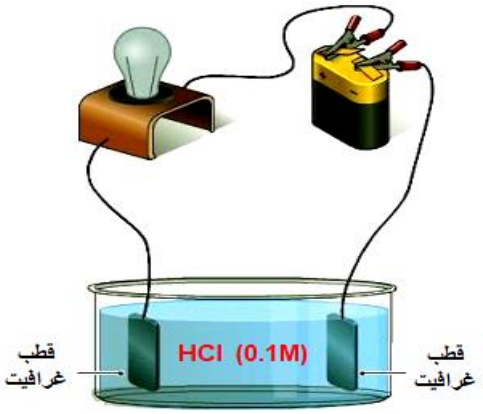
$HClO_4$, KOH , HNO_3 , $HCOOH$, $Sr(OH)_2$

2- أكتبُ معادلة تبيِّنُ التأثيرَ القاعدي لمحلول هيدروكسيد البوتاسيوم KOH.

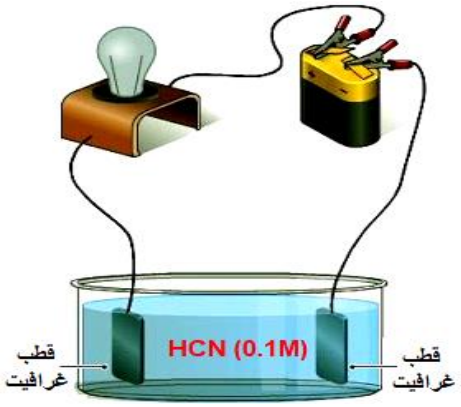
سؤال(3) أكتبُ معادلتين كيميائيتين أُوَضِّحُ فيهما سلوكَ الأيون HCO_3^- معَ كلٍّ من OH^- و HNO_2.

سؤال(4) : ادرس الشكلين الآتيين ثم أجب عما يليهما من أسئلة .

(أ)



(ب)



1) أي المصباحين يضيء ؟ ----------

2) أين تكون شدة الإضاءة أكبر؟ ولماذا ؟ ----------

3) ما هدف هذه الطريقة ؟ ----------

4) من أول من استخدمها من العلماء ؟ ----------

5) ما فائدة البطارية ؟ ----------

6) هل يجوز استخدام أقطاب فلزية بدل الغرافيت ؟ وضح ؟ ----------

سؤال(5) : علل , جميع الحموض والقواعد القوية عند اذابتها في الماء فإنها تفضل جهة اليمين (المتفاعلات) دائماً ولا يمكن أن تعود عكسياً لإنتاج المتفاعلات مرةً أخرى ؟؟ وضح بأمثلة . "صفحة 16 كتاب "

سؤال(6) : علل , جميع الحموض والقواعد الضعيفة عند اذابتها في الماء فإنها تفضل جهة اليسار (النواتج) دائماً أي تعود عكسياً لإنتاج المتفاعلات مرةً أخرى وهذا ما تفضله ؟؟ وضح بأمثلة . "صفحة 16 كتاب "

---

(7)
سؤال : متى تكون قيمة pH للمحلول تساوي صفر؟ وضح ؟

(8)
سؤال : متى تكون قيمة pH للمحلول تساوي 14 ؟ وضح ؟

سؤال(9)خُلِطَ 20 mL من محلول حمض الهيدروكلوريك HCl الذي تركيزه 0.6 M مع 20 mL من محلول هيدروكسيد الليثيوم LiOH الذي تركيزه 0.4 M، هل المحلول الناتج حمضي أم قاعدي أم متعادل، ؟ وضح ؟

سؤال (10)

أحسبُ كتلة حمض الكبريت (IV) H_2SO_3 اللازمة لتحضير محلول منه حجمُهُ 0.4 L وَرَقْمُهُ الهيدروجيني يساوي 2 علمًا أنَّ $K_a = 1.3 \times 10^{-2}$, $Mr = 82\ g\backslash mol$

سؤال : أحسبُ ثابتَ تأيُّن القاعدة بيوتيل أمين $C_4H_9NH_2$، التي تركيزُها 0.4 M وَرَقْمُها الهيدروجيني يساوي 12
(11)

سؤال : ما الحمض والقاعدة اللذان ينتج من تفاعلهما معاً
(12) ١) ملح كربونات الليثيوم الهيدروجينية $LiHCO_3$ ؟

٢) ملح $C_5H_5NHClO_4$

سؤال :
اختر جميع الإجابات الصحيحة فيما يأتي علماً أن $Ka = 4.5x10^{-4}$

عند إضافة بلورات من الملح KNO_2 إلى محلول الحمض HNO_2 لهما نفس التركيز , فإن :

١) يتكون محلول منظم قاعدي .
٢) ترتفع قيمة pH للمحلول .
٣) يقل تركيز $[OH^-]$
٤) تزداد قيمة Ka
٥) تزداد مقدرة المحلول على توصيل التيار الكهربائي .
٦) التفاعل يرجح الاتجاه الأمامي .
٧) يزداد تركيز الحمض HNO_2 .
٨) إضافة كمية من الماء النقي إلى المحلول لا تغير قيمة pH له .
٩) عند وضع قطرات من كاشف الميثيل البرتقالي في المحلول سيتغير لون المحلول للأحمر .
١٠) pH للمحلول < 7

الربط مع العلوم الأخرى

الربط مع الزراعة

حِمض الكبريتيك H_2SO_4

عرف العربُ حِمض الكبريتيك في القرن الثامن الميلادي؛ فقد اكتشفه العالِمُ جابر ابنُ حيّان وأطلق علية اسمَ زيت الزاج. يستخدم حِمضُ الكبريتيك في المجال الزراعي لزيادة حموضة التربة، كما يستخدم لمعالجة ملوحتها، وفي تطهيرها منَ الفطريات.

الربط معَ العلوم الطبيَة

سِرُّ الطعم المُرّ للأدوية

يتكوَّنُ العديد منَ الأدوية من قواعدَ تسمّى الأمينات، وهي موادُّ عضويّةٌ تُشتقُّ منَ الأمونيا NH_3، فالمستخلص المُرُّ من لِحاء الكينا مادّةٌ تسمّى الكينين، وهو منَ الأمينات، وقد استُخدم في مكافحة الملاريا.

الربطُ مع الصناعة

ثلاثي فلوريد البورون BF_3

يُحَضَّرُ صناعيًّا بعدَّة طرق، منها تسخينُ البورون معَ معدن الفلوريت CaF_2 بوجود حِمض الكبريتيك، ويصنع منه ما بين 2300 إلى 4500 طن سنويًّا، وهو غازٌ سامٌّ عديمُ اللون يُستخدَمُ في تحفيز العديد منَ التفاعلات العضويّة وتحفيز عمليات البلمرة للمركّبات العضويّة غير المشبعة.

الرَّبطُ مع الحياة

يُعَدُّ حِمضُ الهيدروكلوريك (HCl) في المَعِدَة من أهم الإفرازات المعديّة التي تساهم في هضم البروتينات وتنشيط إنزيمات الهضم وقتل الجراثيم التي تدخل إلى المَعِدَة، وقد تجلت عظمة الخالق بتوفير الوسائل الكفيلة بحماية جدار المَعِدَة من تأثير هذا الحِمض ومنع تآكله، وذلك عن طريق الإفراز المستمرّ للغشاء المخاطي المُبَطِّن لجدار المَعِدَة، كما في الشكل، الذي يمنع الحِمض منَ الوصول إلى النسيج الطلائي المُكَوِّن له، إضافة إلى قدرة هذا النسيج على التجدُّد بشكل مستمر.

الربطُ مع الصناعة

الشَّحمة Grease

تُستخدَمُ القواعدُ، مثل هيدروكسيد كلٍّ منَ الصوديوم والليثيوم والألمنيوم بسبب ملمسها الزلق، في صناعة ما يُسَمّى بالشُّحوم الصابونيّة (الشَّحمة)، التي تُستخدَمُ في تشحيم الآلات والسيارات وغيرها للتقليل منَ الاحتكاك؛ حيث تُضاف هذه القواعدُ إلى الدهون النباتيّة أو الحيوانيّة لصناعة أنواع مختلفة من تلك الشُّحوم أو ما يُسَمّى بالصابون الشَّحمي، مثل: الصّابون الليثيومي Lithium Grease، والصّابون الصوديومي Sodium Grease.

الربطُ بالصّحةِ

حليب المغنيسيا: محلولٌ معلَّقٌ من هيدروكسيد المغنيسيوم بنسبة 8% بالكتلة، يُستخدَمُ في علاج الإمساك وعسر الهضم وحرقة المَعِدة، وهو متوفِّرٌ في الصيدليات على شكل حُبوب أو سائل.

الرَّبطُ معَ علوم الأحياء

حِمض الميثانويك HCOOH أو حِمض الفورميك

سَخَّرَ الله -عزَّ وجلَّ- هذا الحِمضَ للنمل كي يستخدِمَهُ في كثير منَ المجالات، من مثل الدفاع عن نفسه، فيقذفه في وجه أعدائه، ويفرزه من الفك السُّفلي عند عضِّ فرائسه (لسعات النمل)، ويستخدمه مُطَهِّرًا للحفاظ على أعشاشه نظيفة ولتنظيف صغاره، ويفرزه من المسامِّ الحِمضيّة في بطونه؛ ليرشده في أثناء العودة الى مساكنه.

الربط معَ الحياة

استخدام القواعد في حياتنا اليوميّة.

تُستخدَمُ كثيرٌ منَ القواعد في حياتنا اليوميّة، مثل هيدروكسيد الصوديوم، الذي يُستخدَمُ في صناعة المنظفات والصابون ومساحيق الغسيل وسائل الجلي، أمّا هيدروكسيد الكالسيوم فَيُستخدَمُ في صناعة الإسمنت، ومعاجة مياه الصرف الصحي، ومعالجة حموضة التربة الزراعيّة، كما يُضافُ إلى العلف لتحسين تغذية المواشي.

الربطُ مع علوم الأرض والبيئة

معالجة المياه

المناطق التي توجد فيها الصخور الجيرية، تحتوي المياه فيها على نسبة عالية من كربونات الكالسيوم، ولتقليل هذه النسبة يضاف ملح كربونات الصوديوم الذي يتفكك كلياً ويزيد من تركيز أيونات الكربونات في الماء، فيندفع التفاعل في محلول كربونات الكالسيوم، بالاتجاه العكسي ويزداد بذلك تركيز كربونات الكالسيوم ويسبب ترسبها .

الربطُ مع الصناعة

تُعَدُّ شركةُ مناجم الفوسفات الأردنيّة رائدةً في إنتاج حِمض الفوسفوريك H_3PO_4 وحِمض الكبريتيك H_2SO_4 بتقنيّة عالية في منطقة الشيديّة في جنوبي الأردن؛ حيث تبلغ كميّة الإنتاج من حِمض الفوسفوريك نحوَ 224 ألف طن سنويًّا، وَقُرابة 660 ألف طن متري من حِمض الكبريتيك تُخَزَّنُ في منشأة خاصَّة بمدينة العقبة؛ وبهذا تُعَدُّ الشركة لبنة أساسيّة في بناء الاقتصاد الوطني؛ لِما لها من إسهامات كبيرة في تطوير صناعة التعدين في الأردن.

الجُمَانْ

في الكيمياء

الوحدة الثانية

الكيمياء الكهربائية

Electrochemistry

لطلبة الفروع المهنية (زراعي + اقتصاد منزلي)

المنهاج المطوّر

جيل 2005 لعام 2023

إعداد الأستاذ: محمد الشيخ

موقع الأوائل التعليمي

AWA2EL
LEARN 2 BE

مقدمة عامة ...

الكيمياء الكهربائية **Electrochemistry**: هي أحد فروع الكيمياء التي تهتم بدراسة تحولات الطاقة الكيميائية والكهربائية الناتجة عن تفاعلات **التأكسد والاختزال** .

اقرأ الفقرة الآتية لتتعرف على أحد أمثلة هذه التفاعلات :

طوَّرت وكالة ناسا الفضائيّة وقودًا صُلبًا مكوَّنًا من فوق كلورات الأمونيوم NH_4ClO_4 ومسحوق الألمنيوم Al؛ إذ تعمل فوق الكلورات على أكسدة الألمنيوم فينتج أكسيد الألمنيوم Al_2O_3 وكلوريد الألمنيوم $AlCl_3$ وبخار الماء H_2O وغاز النيتروجين N_2، ويصل التفاعل إلى درجة حرارة 2760 °C، فتتمدَّد الغازات بسرعة؛ ممّا يؤدّي إلى دفع الصاروخ وانطلاقه من مِنصّة الإطلاق بفضل تفاعلات التأكسد والاختزال.

خصصت هذه الوحدة للحديث بشكل أساسي عن نوع من الأنواع الرئيسية والهامة للتفاعلات الكيميائية وهي :

"تفاعلات التأكسد والاختزال Oxidation Reduction Reaction " واختصارها Redox , فما المقصود بالتأكسد والاختزال ؟

تعد تفاعلات التأكسد والاختزال من التفاعلات المهمة في حياتنا اليومية فهي الأساس في :

1) عملية البناء الضوئي في النبات 2) عملية التنفس الحيوي 3) تحرير الطاقة من الغذاء لاستمرار الوظائف الحيوية في الجسم

4) احتراق الوقود في السيارات 5) صدأ الحديد عند تعرضه للهواء الرطب .

الدرس الأول : التأكسد والاختزال (مفهوم التأكسد والاختزال) .

قديماً استخدم الكيميائيون مصطلح التأكسد لوصف عملية تفاعل المواد مع **الأكسجين** مثل عملية تكوين صدأ الحديد كالآتي :

$$Fe + O_2 \longrightarrow Fe_2O_3$$

واستخدم أيضاً مفهوم الاختزال لوصف عملية نزع الأكسجين من المواد مثل عمليات استخلاص الفلزات من خاماتها مثل :

$$Al_2O_3 + C \longrightarrow Al + CO_2$$

ولكن ...

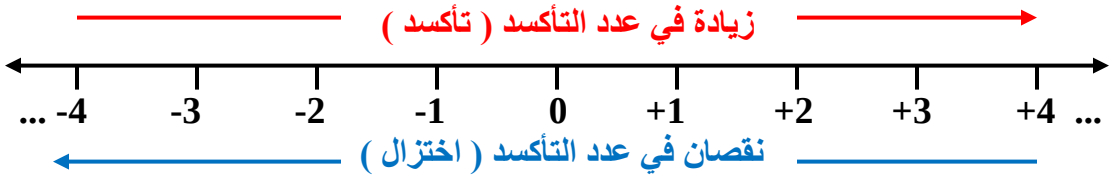
مع التقدّم في العلوم والاكتشافات تبيّن أن عمليتي التأكسد والاختزال قد تحدث كل منهما في تفاعلات لا تحتوي على أكسجين أصلاً , بل تعتمد في حدوثها على **انتقال الإلكترونات** بين المواد , فكان التعريف الأكثر شمولاً كالآتي :-

- **التأكسد Oxidation : عملية فقد المادة للإلكترونات خلال التفاعل الكيميائي .**
- **الاختزال Reduction : عملية كسب المادة للإلكترونات خلال التفاعل الكيميائي .**

أيضاً يجب معرفة أن :

- التأكسد **ليس** مقتصراً على الفلزات فقط وكذلك الاختزال **ليس** مقتصراً على اللافلزات فقط , وإنما قد تحدث عملية اختزال للفلزات وقد تحدث عملية تأكسد للافلزات .
- عمليات التأكسد والاختزال **ليست** مقتصرة على ذرات العناصر المتعادلة (التي لا تحمل شحنة) وإنما قد يحدث للمواد الأيونية (التي تحمل شحنة) .
- التاكسد والاختزال عمليتان مترافقان تحدثان معاً , فمقابل كل مادة تأكسدت(فقدت) هناك مادة اختزلت(اكتسبت) .
- عمليات التأكسد والاختزال تتضمن تغيّراً في شحنة العناصر والمواد وقد تكون – أو + أو 0 .

ولتحديد التأكسد والاختزال بدقة وعدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة للمواد , نستخدم خط الأعداد كالآتي :-



عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة = الشحنة الكبرى للعنصر – الشحنة الصغرى

مثال : تأكسد البروم Br فتحولت شحنته من (-1) إلى (+5) , احسب عدد الإلكترونات التي فقدها البروم

الحل ... **عدد الإلكترونات المفقودة** = +5 – (- 1) = 6e

سؤال : الجدول الآتي يبين بعض التحولات لبعض العناصر قبل وبعد تفاعلها , املأ الجدول بما يناسبه

الرقم	التحوّل	العملية (تأكسد / اختزال)	عدد الإلكترونات (المفقودة / المكتسبة)
١	$Cu^{+} \longrightarrow Cu^{+2}$		
٢	$Al^{+3} \longrightarrow Al$		
٣	$Cl^{-} \longrightarrow Cl^{+9}$		
٤	$C^{+2} \longrightarrow C^{-4}$		

❖ عندما نعبّر عن تفاعلات التأكسد والاختزال لا يكفي كتابة التحول الذي حدث للذرّة بل يجب توضيح عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة وكتابة كل ذلك في تفاعل واحد ويسمى عندها :
نصف التفاعل Half Reaction كالآتي : -

مثال : تفقد ذرة الفضة Ag إلكترونا واحداً عند التفاعل فينتج أيون الفضة Ag^{+} وإلكترون (e)

$Ag \longrightarrow Ag^{+} + e$ نصف تفاعل تأكسد

الإلكترون بعد السهم لأنه مفقود (تأكسُد)

مثال : تكتسب ذرة النيتروجين N (3) إلكترونات عند التفاعل فينتج أيون النيتروجين N^{-3}

$N + 3e \longrightarrow N^{-3}$ نصف تفاعل اختزال

الإلكترونات قبل السهم لأنها مكتسبة (اختزال)

عند كتابة تفاعلات التأكسد والاختزال :
إذا ظهرت الإلكترونات **بعد السهم** فإن التفاعل يعتبر نصف تفاعل **تأكسد** Oxidation Half Reaction,
وإذا ظهرت الإلكترونات **قبل السهم** فإن التفاعل يعتبر نصف تفاعل **اختزال** Reduction Half Reaction.

سؤال : في أحد التفاعلات تأكسد الكربون C فتحوّلت شحنته من (-2) إلى (+2).

1- أكتب نصف تفاعل يعبّر عن ذلك وما نوعه ؟

2- كم عدد الإلكترونات التي فقدها الكربون في التفاعل ؟

سؤال : في أحد التفاعلات اختزل الكروم Cr فتغيّرت شحنته من (3+) إلى (صفر).

1-أكتب نصف تفاعل يعبّر عن ذلك وما نوعه ؟

2-كم عدد الإلكترونات التي اكتسبها الكربون في التفاعل ؟

الحل :

1- $Cr^{+3} + 3e \longrightarrow Cr$ نوعه : نصف تفاعل اختزال

2- عدد e المكتسبة = +3-0 = 3e

التأكسد والاختزال عمليتان مترافقتان لا تحدث إحداهما دون الأخرى .
لذلك فإن التفاعل يجمع بين مادين إحداهما تتأكسد والأخرى تختزل ويسمى عندها التفاعل (تفاعل التأكسد والاختزال الكلّي) وهو نصفين :
1) نصف تفاعل التأكسد
2) نصف تفاعل الاختزال

مثال : أدرس تفاعل التأكسد والاختزال الكلّي الآتي :

نقصان في عدد التأكسد (اختزال)

صفر +3 +3 صفر

$Al + Cr^{+3} \longrightarrow Al^{+3} + Cr$

زيادة في عدد التأكسد (تأكسد)

نلاحظ أن :

Al تحوّل من 0 إلى +3 $Al \longrightarrow Al^{+3} + 3e$ (نصف تفاعل تأكسد)

Cr تحوّل من +3 إلى 0 $Cr^{+3} + 3e \longrightarrow Cr$ (نصف تفاعل اختزال)

نلاحظ أن عدد الإلكترونات المفقودة يساوي عدد الإلكترونات المكتسبة وتساوي 3

سؤال : ادرس تفاعل التأكسد والاختزال الآتي ثم اكتب أنصاف التفاعلات

$Zn + Cu^{+2} \longrightarrow Zn^{+2} + Cu$

الحل ...

نلاحظ أن Zn تحوّل من صفر إلى +2 $Zn \longrightarrow Zn^{+2} + 2e$ (نصف تفاعل تأكسد)

Cu تحوّل من +2 إلى صفر $Cu^{+2} + 2e \longrightarrow Cu$ (نصف تفاعل اختزال)

نلاحظ أن عدد الإلكترونات المفقودة يساوي عدد الإلكترونات المكتسبة وتساوي 2

سؤال : ادرس تفاعل التأكسد والاختزال الكلي الآتي ثم أجب عما يليه :

$Al + Ag^{+} \longrightarrow Al^{+3} + Ag$

- حدد المادة التي تأكسدت .....
- حدد المادة التي اختزلت .....
- اكتب نصف تفاعل تأكسد .....
- اكتب نصف تفاعل اختزال .....
- ما عدد الإلكترونات المفقودة ؟ .....
- ما عدد الإلكترونات المكتسبة ؟ .....
- ما عدد الإلكترونات المتنقّلة ؟ .....

عدد الإلكترونات المفقودة بالتأكسد يساوي عدد الإلكترونات المكتسبة بالاختزال وتسمى هذه الإلكترونات الإلكترونات الكلية المفقودة أو المكتسبة أو المتنقّلة

عمليات التأكسد والاختزال لها نوعين

تأكسد واختزال كلي
(فقد وكسب **كامل** للإلكترونات)
مثال :

$2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$

ينتج عنه مركب أيوني
نوع الرابطة فيه : أيونية
ينتج عن ارتباط فلز مع لا فلز

تأكسد واختزال جزئي
(فقد وكسب **غير كامل** للإلكترونات)
مثال :

$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$

ينتج عنه مركب جزيئي
نوع الرابطة فيه : تساهمية قطبية
ينتج عن ارتباط لا فلز مع لا فلز

سؤال : حدد الذرّة التي تأكسدت والذرّة التي اختزلت واكتب أنصاف تفاعلات موزونة في التفاعل الآتي :

صفر صفر +1 -1

$Na + Cl_2 \longrightarrow NaCl$ (مركب أيوني)

نلاحظ أن Na تحوّل من صفر إلى +1 $2\,Na \longrightarrow 2Na^+ + 2e$ (نصف تفاعل تأكسد)

Cl تحوّل من صفر إلى -1 $Cl_2 + 2e \longrightarrow 2Cl^-$ (نصف تفاعل اختزال)

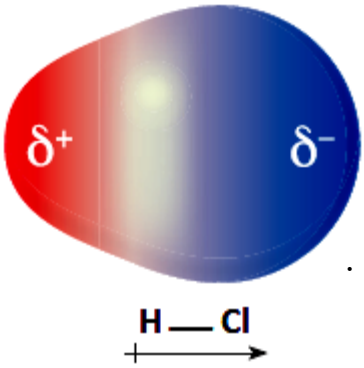
تذكّر أن Na فلز (يفقد e) و Cl لا فلز (يكسب e) وبالتالي هذا أحد أشكال تفاعلات التأكسد والاختزال .

سؤال : هل يعتبر تفاعل H_2 مع Cl_2 لإنتاج HCl مثالاً على تفاعلات التأكسد والاختزال ؟ وضّح ذلك .

$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2\,HCl$ (مركب جزيئي)

الحل ...

الفكرة من السؤال أن الهيدروجين H والكلور Cl كلاهما **لا فلز** أي أنهما يرتبطان برابطة **تساهمية قطبية** , وهذا يعني أنه لا يوجد فقد كامل أو كسب كامل للإلكترونات وإنما هي عملية مشاركة **ولكن ...** لا ننسى هنا أن **كهروسالبية** الكلور أعلى من الهيدروجين لذلك فإن إلكترونات الرابطة **تنزاح** نحو الكلور أكثر من الهيدروجين , وبالتالي يمكن اعتبار H فقد , و Cl كسب الإلكترونات وبالتالي يمكن اعتباره تأكسد واختزال .



وكذلك الحال بالنسبة لتفاعل H_2 مع كل من F_2 , Br_2 , I_2 .

من المثال السابق يتبيّن أن هناك قصوراً في تعريف التأكسد والاختزال حيث أنه لم يشمل التفاعلات التي لا يحدث فيها انتقال كلّي للإلكترونات, لذلك تم البحث عن مفهوم أكثر شمولاً فكان :

عدد التأكسد

Oxidation Number (n_{oxid})

وله تعريفان حسب نوع المركب :-

عدد التأكسد

في المركب الأيوني

هو الشحنة الفعلية لأيون الذرّة في المركبات الأيونية .

في المركب الجزيئي

هو الشحنة التي يفترض أن تكتسبها الذرة المكونة للرابطة التساهمية فيما لو انتقلت إلكترونات الرابطة كلياً إلى الذرة الأعلى سالبية كهربائية .

ولحساب عدد التأكسد للعناصر وخاصة إذا كانت ضمن مركبات نتبع القواعد الآتية .

1- عدد تأكسد العناصر **الحرّة** (ذرات منفردة / جزيئات) يساوي **صفر** مثل :-

مثل : S_8 P_4 N_2 O_2 H_2 Cl_2 Ag Zn Cu Al Mg Na

جزيئات — ذرات منفردة

2- عدد تأكسد **الأيون البسيط** (ذرة واحدة تحمل شحنة) يساوي **الشحنة الظاهرة** عليه .

مثل : عدد تأكسد Na^{+} = +1 عدد تأكسد Mg^{+2} = +2 عدد تأكسد Al^{+3} = +3

عدد تأكسد I^{-} = -1 عدد تأكسد O^{-2} = -2 عدد تأكسد N^{-3} = -3

3- عدد تأكسد **القلويات** (عناصر المجموعة الأولى A) يساوي **(+1)** دائماً , مثل : Li Na K

4- عدد تأكسد **القلويات الترابية** (عناصر المجموعة الثانية A) يساوي(**+2**) دائماً , مثل : Mg Ca Ba

5- عدد تأكسد **الألومنيوم** Al دائماً يساوي **+3** .

6- عدد تأكسد **الهيدروجين (H)** في جميع مركباته يساوي(**+1**) عدا :

هيدريدات الفلزات مثل : LiH / NaH / CaH_2 / BaH_2 / AlH_3 يساوي (-1)

7- عدد تأكسد **الأكسجين (O)** في جميع مركباته يساوي (-2) عدا :

أ- **فوق الأكاسيد** : فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 يساوي
فوق أكسيد الباريوم BaO_2 يساوي
فوق أكسيد الصوديوم Na_2O_2 يساوي
} دائماً (**-1**)

ب- فلوريد **الأكسجين :** OF_2 يساوي (+2) و O_2F_2 يساوي (+1)

ج- كلوريد **الأكسجين :** OCl_2 يساوي (+2)

8- عدد تأكسد **الفلور F** في جميع مركباته دائماً يساوي (-1) لأنه الذرة الأعلى كهروسالبية من بين العناصر .

9- عدد تأكسد **الهالوجينات** (عناصر المجموعة السابعة: Cl Br I)عندما تكون ضمن المركبات الأيونية تساوي (-1)

مثل : $AlCl_3$ $MgBr_2$ KF NH_4Cl

ويكون غالباً عدد تأكسد الهالوجينات **موجب** إذا كان ضمن مركبات فيها أكسجين , مثل : HClO +1 $KClO_3$ +5

10- مجموع أعداد التأكسد لجميع الذرات في المركب يساوي الشحنة الظاهرة على المركب .

مثال ... لحساب عدد تأكسد الكبريت (S) في حمض الكبريتيك H_2SO_4

$$H_2SO_4$$

$$(n_{oxid} \times n_{atom}) + (n_{oxid} \times n_{atom}) + (n_{oxid} \times n_{atom}) = 0$$

$$(+1 \times 2) + (n_{oxid\ s} \times 1) + (-2 \times 4) = 0$$

$$n_{oxid\ s} = +6$$

سؤال : احسب عدد تأكسد العناصر التي تحتها خط في المركبات الآتية :

أ) $K\underline{Mn}O_4$ ب) $\underline{Cr_2}O_7^{2-}$ جـ) $\underline{N}H_4^{+}$ د) $\underline{Ca}O_2$

الحل:

أ) $K\overset{+1}{\underline{Mn}}O_4^{-2}$

$$(n_{oxid\ K} \times n_{K\ atoms}) + (n_{oxid\ Mn} \times n_{Mn\ atoms}) + (n_{oxid\ O} \times n_{O\ atoms}) = 0$$

$$(+1 \times 1) + (n_{oxid\ Mn} \times 1) + (-2 \times 4) = 0$$

$$n_{oxid\ Mn} = +7$$

ب) $\underline{Cr_2}\overset{-2}{O_7}^{2-}$

$(n_{oxid\ O} \times n_{O\ atoms}) + (n_{oxid\ Cr} \times n_{Cr\ atoms}) = -2$

$(-2 \times 7) + (n_{oxid\ Cr} \times 2) = -2$

$n_{oxid\ Cr} = +6$

جـ) $\underline{N}\overset{+1}{H_4}^{+}$

$(n_{oxid\ H} \times n_{H\ atoms}) + (n_{oxid\ N} \times n_{N\ atoms}) = +1$

$(+1 \times 4) + (n_{oxid\ N} \times 1) = +1$

$n_{oxid\ N} = -3$

د) $Ca\overset{+2}{\underline{O_2}}$

$(n_{oxid\ Ca} \times n_{Ca\ atoms}) + (n_{oxid\ O} \times n_{O\ atoms}) = 0$

$(+2 \times 1) + (n_{oxid\ O} \times 2) = 0$

$n_{oxid\ O} = -1$

سؤال : احسب عدد تأكسد كل من ذرات العناصر التي تحتها خط فيما ياتي :

$\underline{Li}_4\underline{C}$	$\underline{Mn}O_3^-$	$\underline{V}O_3^-$	$K\underline{Cl}O_5$	$H_3\underline{As}O_4$
$K\underline{Mn}O_4$	$H_3\underline{O}^+$	$H\underline{P}O_4^{-2}$	$\underline{S}_2O_8^{-2}$	$Na\underline{Bi}O_3$
$\underline{C}_2H_6O$	$\underline{Br}O^-$	$\underline{S}F_6$	$\underline{B}F_3$	$H\underline{Cl}O_4$
$H_2\underline{O}_2$	$H\underline{C}OOH$	$\underline{Bi}_2S_3$	$\underline{C}NO^-$	$\underline{As}_2O_3$
$\underline{P}O_4^{3-}$	$Al\underline{H}_3$	$\underline{Fe}Cl_3$	$H\underline{Cl}O_4$	$H_3\underline{I}O_6^{2-}$
	$LiAl\underline{H}_4$	$K_2\underline{Sn}O_2$	$\underline{P}_4$	$\underline{Cr}(OH)_3$

سؤال : أكبر عدد تأكسد لذرة الكبريت S يكون في المركب

أ) $\underline{S}O_2$ ب) $Na_2\underline{S}O_4$ جـ) $H\underline{S}^-$ د) $H_2\underline{S}O_3$

العامل المؤكسد والعامل المختزل

Oxidizing Agent & Reducing Agent

العامل المؤكسد Oxidizing Agent : هو كل مادة يحدث لها اختزال في التفاعل وتتسبب في أكسدة غيرها .
العامل المختزل Reducing Agent : هو كل مادة يحدث لها أكسدة في التفاعل وتتسبب في اختزال غيرها .

أشهر العوامل المؤكسدة	أشهر العوامل المختزلة
O_2 F_2	CO
$KMnO_4$	$NaBH_4$
$K_2Cr_2O_7$	$LiAlH_4$

مثال : لتحديد العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل الآتي يجب معرفة التغير الذي حدث لشحنات العناصر .

$$Ni + Pb^{+2} \longrightarrow Ni^{+2} + Pb$$

عنصر حرّ أيون بسيط أيون بسيط عنصر حرّ

Ni تأكسد لأن شحنته تغيرت من صفر إلى 2+ **(زادت بمقدار 2)**
إذاً هو **عامل مختزل** أي تسبب في اختزال أيون الرصاص Pb^{+2}

Pb^{+2} اختزل لأن شحنته تغيرت من 2+ إلى صفر **(قلّت بمقدار 2)**
إذاً هو **عامل مؤكسد** أي تسبب في أكسدة النيكل Ni

مثال : حدد العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل الآتي

$$\overset{+3\ -2}{Fe_2O_3} + \overset{\text{صفر}}{2Al} \longrightarrow \overset{\text{صفر}}{2Fe} + \overset{+3\ -2}{Al_2O_3} + \text{heat}$$

يسمى هذا التفاعل تفاعل الثيرمايت حيث ينتج عنه كمية من الطاقة الحرارية "heat" تكفي لصهر الحديد الناتج وذلك من أجل عملية اللحام

نلاحظ أن :-

تغيرت شحنة الحديد Fe من 3+ إلى صفر (اختزل) لذلك:
Fe_2O_3 : عامل مؤكسد (تسبب في أكسدة Al) .
تغيرت شحنة الألومنيوم Al من صفر إلى 3+ (تأكسد) لذلك:
Al : عامل مختزل (تسبب في اختزال Fe_2O_3) .

نلاحظ أن : -

الحديد Fe هو فقط من تغيّرت شحنته ولم تتغير شحنة الأكسجين O ومع ذلك فقد تم تحديد المركب كاملاً كعامل مؤكسد وهذا الصحيح .

عند تحديد العامل المؤكسد والعامل المختزل لا نختار العنصر الذي جرى عليه التغير في الشحنة فقط , بل نختار المركب كاملاً الذي يكون ضمنه ذلك العنصر .
لأن المركب الذي تتأكسد إحدى ذراته يعتبر عاملاً مختزلاً والمركب الذي تختزل إحدى ذراته يعتبر عاملاً مؤكسداً

سؤال: حدد العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعلات الآتية

(1) $2Al + 3CuCl_2 \longrightarrow 2AlCl_3 + 3Cu$

(2) $Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$

انتبه

لا تعتبر جميع التفاعلات من نوع تأكسد واختزال , فما المقياس لذلك ؟

لكي نعتبر أن التفاعل من نوع تأكسد واختزال لا بد من حدوث تغير في شحنات العناصر .

مثال : هل يعتبر التفاعل الآتي تفاعل تأكسد واختزال ؟ علل ؟

$$\overset{+1\ -2}{KOH} + \overset{+1\ -1}{HBr} \longrightarrow \overset{+1\ -1}{KBr} + \overset{+1\ -2}{H_2O}$$

نلاحظ أنه لا تغيير على شحنات العناصر قبل وبعد التفاعل لذلك لا يعتبر تفاعل تأكسد واختزال

سؤال : أي التفاعلات الآتية يعد تأكسد واختزال وأيها لا ؟

(1 $2K + CaSO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + Ca$ (2 $NaF + H_2O \longrightarrow Na^+ + HF + OH^-$

(3 $3S + 3H_2O \longrightarrow H_2SO_3 + 2H_2S$ (4 $Pb + HCl \longrightarrow PbCl_2 + H_2$

انتبه

حتى تتأكسد المادة فإنها تحتاج عامل مؤكسد & حتى تختزل فإنها تحتاج عامل مختزل

مثال : حدد أي التغيرات الآتية يحتاج عامل مؤكسد وأيها يحتاج عامل مختزل .

-1 $Cu^+ \longrightarrow Cu^{+2}$ هذا التغيّر يعتبر **تأكسد** ويحتاج **عامل مؤكسد .**

-2 $Cl_2 \longrightarrow 2Cl^-$ هذا التغيّر يعتبر **اختزال** ويحتاج **عامل مختزل .**

سؤال : حدد أي التغيرات الآتية يحتاج عامل مؤكسد وأيها يحتاج عامل مختزل .

-1 $I_2 \longrightarrow IO_3^-$ هذا التغيّر يعتبر ..... ويحتاج .....

-2 $H_2O_2 \longrightarrow O_2$ هذا التغيّر يعتبر ..... ويحتاج .....

-3 $O_2 + 4H^+ \longrightarrow 2H_2O$ هذا التغيّر يعتبر ..... ويحتاج .....

-4 $Fe^{+3} \longrightarrow Fe^{+2}$ هذا التغيّر يعتبر ..... ويحتاج .....

-5 $H_2O \longrightarrow O_2 + 4H^+$ هذا التغيّر يعتبر ..... ويحتاج .....

-6 $NO_2 \longrightarrow N_2O_4$ هذا التغيّر يعتبر ..... ويحتاج .....

-7 $Cr_2O_3 \longrightarrow CrO_4^{-2}$ هذا التغيّر يعتبر ..... ويحتاج .....

-8 $N_2O_4 \longrightarrow NO_3$ هذا التغيّر يعتبر ..... ويحتاج .....

سؤال : في التفاعل $2FeCl_3 + SnCl_2 \longrightarrow 2FeCl_2 + SnCl_4$, أجب عن الآتي :

أ) حدد العامل المؤكسد ---------- ب) حدد العامل المختزل ----------

ج) حدد الذرة التي تأكسدت ---------- د) حدد الذرة التي اختزلت ----------

هـ) أي المواد تحتاج عامل مؤكسد ؟ ---------- و) أي المواد تحتاج عامل مختزل ؟ ----------

ز) كيف تغيرت شحنة(عدد تأكسد) الحديد Fe ----------

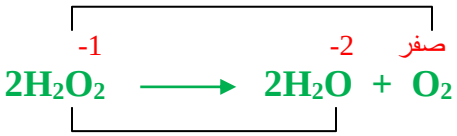
ح) كيف تغيرت شحنة(عدد تأكسد) القصدير Sn ----------

التأكسد والاختزال الذاتي

Autoxidation-Reduction Reaction

هي العملية التي تسلك فيها إحدى المواد كعامل مؤكسد وعامل مختزل في نفس التفاعل .

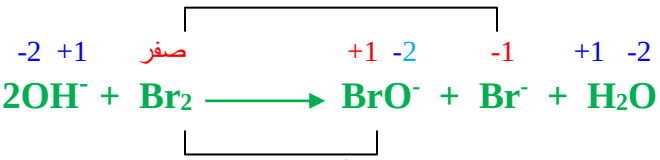
مثال : يتحلل فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 حسب المعادلة الآتية



نلاحظ أن ... تغيرت شحنة الأكسجين من 1- إلى 2- أي قلّت بمقدار 1 (اختزال) إذاً H_2O_2 عامل مؤكسد .
تغيرت شحنة الأكسجين من 1- إلى صفر أي زادت بمقدار 1 (تأكسد) إذاً H_2O_2 عامل مختزل .

النتيجة النهائية : H_2O_2 عامل مؤكسد وعامل مختزل في نفس الوقت .

مثال : بيّن سلوك البروم Br_2 كعامل مؤكسد وعامل مختزل في التفاعل الآتي



نلاحظ أن ... تغيرت شحنة البروم من صفر إلى 1- أي قلّت بمقدار 1 (اختزال) إذاً Br_2 عامل مؤكسد .
تغيرت شحنة البروم من صفر إلى 1+ أي زادت بمقدار 1 (تأكسد) إذاً Br_2 عامل مختزل .

النتيجة النهائية : Br_2 عامل مؤكسد وعامل مختزل في نفس الوقت .

سؤال : هل يعتبر اليود I_2 عامل مؤكسد وعامل مختزل في التفاعل الآتي , وضح ذلك .

$$OH^- + I_2 \longrightarrow IO_3^- + I^-$$

سؤال : هل تعتبر التفاعلات الآتية مثالاً على تفاعلات تأكسد واختزال ذاتي , وضح ذلك .

1) $ICl \longrightarrow IO_3^- + I_2 + Cl^-$

2) $CuCl \longrightarrow CuCl_2 + Cu$

3) $Cl_2 \longrightarrow Cl^- + OCl^-$

4) $NaOH + Cl_2 \longrightarrow NaCl + NaClO + H_2O$

موازنة معادلات التأكسد والاختزال Balancing Redox Equations

المعادلة الكيميائية الموزونة : هي تعبير بالرموز والأرقام يعطي وصفاً لتفاعل كيميائي موزون .

- حتى تكون المعادلة الكيميائية (التفاعل الكيميائي) موزون لابد من تحقق شرطين هما :
1- مبدأ حفظ المادة(الكتلة) : ويتحقق عندما تتساوى أعداد الذرات وأنواعها في طرفي المعادلة الكيميائية .
2- مبدأ حفظ الشحنة : ويتحقق عندما تتساوى الإلكترونات المفقودة بالتأكسد مع الإلكترونات المكتسبة بالاختزال في طرفي المعادلة .

- **موازنة معادلات التأكسد والاختزال لها طرق متعددة منها :-**

1- طريقة المحاولة والخطأ Trial and error method

وهي طريقة تعتمد على التجريب حيث نجعل عدد الذرات ومجموع الشحنات في طرفي المعادلة متساويين عن طريق الضرب بأرقام على يسار العناصر والمركبات .

سؤال : وازن المعادلات الآتية بطريقة المحاولة والخطأ

1) $CH_4 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$

2) $Na + O_2 \longrightarrow Na_2O$

3) $KClO_3 \longrightarrow KCl + O_2$

4) $Al + Cl_2 \longrightarrow AlCl_3$

يوجد الكثير من تفاعلات التأكسد والاختزال لا يمكن موازنتها بطريقة المحاولة والخطأ , لذلك ظهرت :

2- طريقة نصف التفاعل Half-Reaction method

- هذه الطريقة خاصة بتفاعلات التأكسد والاختزال البسيطة (عناصر حرة – أيونات)
- تعتمد هذه الطريقة على
1) تجزئة التفاعل إلى نصفين (نصف تأكسد و نصف اختزال) ثم موازنة كل نصف لوحده بتطبيق مبدأي حفظ الكتلة والشحنة .
2) جعل الإلكترونات في الطرفين متساوية .
3) جمع النصفين في تفاعل واحد للحصول على تفاعل كلي موزون .

مثال : زن التفاعلات الآتية بطريقة نصف التفاعل

$Zn + H^+ \longrightarrow Zn^{+2} + H_2$

$Cr^{+3} + Cu^{+2} \longrightarrow Cr^{+6} + Cu$

تحدث معظم تفاعلات التأكسد والاختزال إما في وسط حمضي أو في وسط قاعدي , لذلك ظهرت :

3- الموازنة في الوسطين الحمضي والقاعدي

أولاً : الموازنة في الوسط الحمضي Balancing in acidic media

عندما يحدث تفاعل تأكسد واختزال في وسط حمضي فإن الدور الأكبر في ذلك يكون لأيونات الهيدروجين H^+ والماء H_2O , ولكتابة تفاعل تأكسد واختزال موزون في وسط حمضي نتبع الخطوات الآتية :-

1) **نجزئ** التفاعل إلى نصفين : نصف تفاعل التأكسد ونصف الاختزال .
2) نطبق على كل نصف مبدأ حفظ المادة(الكتلة) كالآتي :-
   أ- نزن جميع الذرات بطريقة **المحاولة والخطأ** ما عدا الأكسجين O والهيدروجين H .
   ب- نزن ذرات الأكسجين O بإضافة جزيء ماء **H_2O** واحد مقابل كل ذرة أكسجين ناقصة .
   ج- نزن ذرات الهيدروجين H بإضافة **H^+** واحدة مقابل كل ذرة هيدروجين ناقصة .
3) نطبق مبدأ حفظ الشحنة على كل نصف وذلك **بإضافة إلكترونات (e)** إلى الطرف المناسب حتى يصبح المجموع الجبري للشحنات في الطرفين متساوٍ .
4) نجعل عدد الإلكترونات في النصفين متساوٍ **(عدد e المفقودة = عدد e المكتسبة)**
5) **نجمع** نصفي التفاعل بحذف المتشابه في الطرفين , عندها نحصل على تفاعل تأكسد واختزال موزون في وسط حمضي .
6) **نتحقق** من صحة الحل من خلال تساوي مجموع الشحنات في الطرفين مع **التأكد من عدم ظهور الإلكترونات e في المعادلة النهائية**.

مثال : زن المعادلة الآتية بطريقة نصف التفاعل في وسط حمضي

$$Cu + NO_3^- \longrightarrow Cu^{+2} + NO_2$$

الحل ...

نجزئ التفاعل

عدد ذرات النحاس Cu متساوية في الطرفين .

$$Cu \longrightarrow Cu^{+2}$$

لا يوجد O ولا يوجد H

يوجد اختلاف بالشحنة لذلك نضيف إلكترونات

$$Cu \longrightarrow Cu^{+2} + 2e$$ (نصف تفاعل تأكسد موزون) .

عدد ذرات النيتروجين N متساوية في الطرفين .

$$NO_3^- \longrightarrow NO_2$$

هناك اختلاف في عدد ذرات الأكسجين لذلك نضيف ماء H_2O

$$NO_3^- \longrightarrow NO_2 + H_2O$$

الآن أصبح هناك اختلاف في عدد ذرات الهيدروجين لذلك نضيف H^+ في الطرف الذي ينقصه

$$2H^+ + NO_3^- \longrightarrow NO_2 + H_2O$$

(٢+ ١-) (صفر صفر)

(١+) (صفر)

الآن أصبح هناك اختلاف في الشحنات لذلك نضيف 2e الى الطرف الأيسر ليصبح المجموع الجبري للشحنات متساوٍ .

$$e + 2H^+ + NO_3^- \longrightarrow NO_2 + H_2O$$ (نصف تفاعل اختزال موزون) .

الآن أصبح لدينا :

$$Cu \longrightarrow Cu^{+2} + 2e$$ (نصف تفاعل تأكسد موزون في وسط حمضي)

$$e + 2H^+ + NO_3^- \longrightarrow NO_2 + H_2O$$ (نصف تفاعل اختزال موزون في وسط حمضي) .

لاحظ أن عدد الإلكترونات في الطرفين غير متساوٍ لذلك نجعلها متساوية

$$Cu \longrightarrow Cu^{+2} + 2e$$
$$2\,(\,e + 2H^{+} + NO_3^{-} \longrightarrow NO_2 + H_2O\,)$$

نحذف المتشابه

$$Cu \longrightarrow Cu^{+2} + \cancel{2e}$$
$$\cancel{2e} + 4H^{+} + 2NO_3^{-} \longrightarrow 2NO_2 + 2H_2O$$

نجمع النصفين نتحقق

$$Cu + 4H^{+} + 2NO_3^{-} \longrightarrow Cu^{+2} + 2NO_2 + 2H_2O$$

صفر +4 -2 — المجموع : +٢

+2 صفر صفر — المجموع : +٢

إذاً يعتبر التفاعل: $Cu + 4H^{+} + 2NO_3^{-} \longrightarrow Cu^{+2} + 2NO_2 + 2H_2O$

(تفاعل كلّي موزون في وسط حمضي)

سؤال : زن المعادلات الآتية بطريقة نصف التفاعل في وسط حمضي .

(1) $H_2C_2O_4 + MnO_4^{-} \longrightarrow CO_2 + Mn^{+2}$

(2) $Cr_2O_7^{-2} + C_2H_6O \longrightarrow Cr^{+3} + C_2H_4O$.

(3) $Zn + NO_3^{-} \longrightarrow Zn^{+2} + NH_4^{+}$.

(4) $CrO_2^{-} + HO_2^{-} \longrightarrow CrO_4^{-2} + OH^{-}$.

(5) $CrO_4^{-} + S^{-2} \longrightarrow Cr^{+3} + SO_4^{-2}$.

(6) $Cr_2O_7^{-2} + CH_3OH \longrightarrow Cr^{+3} + HCOOH$.

(7) $PbS + H_2O_2 \longrightarrow PbSO_4 + H_2O$.

(8) $MnO_4^{-} + H_2O_2 \longrightarrow MnO_2 + O_2$.

(9) $H_2C_2O_4 + BrO_3^{-} \longrightarrow CO_2 + Br^{-}$.

(10) $Cr_2O_7^{-2} + C_2H_6O \longrightarrow Cr^{+3} + CO_2$.

(11) $MnO_4^{-} + ClO_3^{-} \longrightarrow Mn^{+2} + ClO_4^{-}$.

(12) $H_3AsO_4 + NO_3^{-} \longrightarrow AsO_3 + NO$.

(13) $H_2S + NO_3^{-} \longrightarrow NO_2 + S_8$.

(14) $N_2H_4 + ClO_3^{-} \longrightarrow Cl^{-} + NO_2$.

(15) $Pb + PbO_2 + H_2SO_4 \longrightarrow PbSO_4$.

(16) $Sb_2S_3 + NO_3^{-} \longrightarrow Sb_2O_5 + S + NO$.

(17) $CH_3OH + SO_4^{-2} \longrightarrow S_2O_3^{-2} + HCOOH$.

(18) $As_4O_6 + Cl_2 \longrightarrow H_3AsO_4 + HCl$.

(19) $Bi_2S_3 + NO_3^{-} \longrightarrow NO_2 + Bi^{+3} + S$.

(20) $As + ClO_3^{-} \longrightarrow H_3AsO_3 + HClO$.

(21) $C_2O_4^{-2} + BrO_3^{-} \longrightarrow CO_2 + Br^{-}$

(22) $Cr_2O_7^{-2} + HNO_2 \longrightarrow Cr^{+3} + NO_3^{-}$.

(23) $TiO_2 + Cl_2 + C \longrightarrow TiCl_4 + CO_2$.

سؤال : مثّل التحولات الآتية بأنصاف تفاعلات موزونة في وسط حمضي ثم حدد نوعه : (نصف تأكسد/نصف اختزال) ؟

$H_2SO_3 \longrightarrow SO_4^{-2}$

$HClO \longrightarrow ClO_3^{-}$

$PbO_2 \longrightarrow Pb^{+2}$

$HSO_4^{-} \longrightarrow S^{-2}$

$BrO^{-} \longrightarrow Br^{-}$

ثانياً : الموازنة في الوسط القاعدي Balancing in basic media

عندما يحدث تفاعل تأكسد واختزال في وسط قاعدي فإن الدور الأكبر يكون لأيونات الهيدروكسيد OH^- , ولكتابة تفاعل تأكسد واختزال موزون في وسط قاعدي نتبع الخطوات الآتية : -

1) **نطبق** جميع الخطوات المتّبعة في الموازنة في **الوسط الحمضي** حتى آخر مرحلة (مرحلة التحقق) .
2) **نضيف** أيونات OH^- بنفس عدد أيونات H^+ الموجود في أحد طرفي المعادلة وتضاف للطرفين .
3) **نجمع** أيونات OH^- مع H^+ على شكل ماء H_2O .
4) **نحذف المتشابه** من الطرفين .
5) **نتحقق** من المجموع الجبري للشحنات في الطرفين .

مثال : زن المعادلة الآتية بطريقة نصف التفاعل في وسط قاعدي ثم

1- احسب عدد تأكسد **Zn** في ZnO_2^{-2}
2- حدد العامل المؤكسد والعامل المختزل .
3- كم عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة في التفاعل ؟
4- ما مقدار التغير في عدد تأكسد الخارصين Zn .
5- ما مقدار التغير في عدد تأكسد الزئبق Hg .

$$Zn + HgO \longrightarrow ZnO_2^{-2} + Hg$$

H_2O , $2H^+$

$$2H_2O + Zn \longrightarrow ZnO_2^{-2} + 4H^+ + 2e$$

$$2e + 2H^+ + HgO \longrightarrow Hg + H_2O$$

$$H_2O + Zn + HgO \longrightarrow ZnO_2^{-2} + Hg + 2H^+$$

تفاعل كلي موزون في وسط حمضي

$$2OH^- + H_2O + Zn + HgO \longrightarrow ZnO_2^{-2} + Hg + \underbrace{2H^+ + 2OH^-}_{2H_2O}$$

H_2O

$$2OH^- + Zn + HgO \longrightarrow ZnO_2^{-2} + Hg + H_2O$$

نتحقق

-2	صفر	صفر	-2	صفر	المجموع :
-2			-2		

1- عدد تأكسد Zn : $n_{oxide\ zn} + (2x-2) = -2$ ◄ $n_{oxide\ zn} = +2$
2- العامل المؤكسد : HgO / العامل المختزل : Zn
3- عدد الإلكترونات يساوي 2
4- تغيرت شحنة Zn من صفر في Zn إلى 2+ في ZnO_2^{-2} , (زادت بمقدار 2) .
5- تغيرت شحنة Hg من 2+ في HgO إلى صفر في HgO , (قلّت بمقدار 2) .

سؤال : زن المعادلات الآتية بطريقة نصف التفاعل في وسط قاعدي

(1) $BiO_3^- + Mn^{+2} \longrightarrow MnO_4^- + Bi^{+3}$.

(2) $Cr_2O_3 + ClO^- \longrightarrow CrO_4^{-2} + Cl^-$.

(3) $MnO_4^- + ClO_2^- \longrightarrow MnO_2 + ClO_4^-$.

(4) $Cr_2O_3 + NO_3^- \longrightarrow CrO_4^{-2} + NO_2^-$.

(5) $I_2 + S^{-2} \longrightarrow I^- + SO_4^{-2}$.

(6) $CN^- + MnO_4^- \longrightarrow CNO^- + MnO_2$.

(7) $Al + NO_3^- \longrightarrow AlO_2^- + NH_3$.

(8) $Zn + NO_3^- \longrightarrow Zn(OH)_4^{-2} + NH_3$.

(9) $Cl_2 \longrightarrow Cl^- + OCl^-$.

(10) $Br_2 \longrightarrow Br^- + BrO_3^-$.

(11) $I_2 \longrightarrow I^- + IO_3^-$.

(12) $CN^- + AsO_4^- \longrightarrow OCN^- + AsO_2^{-2}$.

(13) $S_2O_3^{-2} + NiO_2 \longrightarrow Ni(OH)_2 + SO_3^{-2}$.

(14) $Cu(NH_3)_4^{+2} + S_2O_4^{-2} \longrightarrow SO_3^- + Cu + NH_3$.

سؤال : مثّل التحولات الآتية بأنصاف تفاعلات موزونة في وسط قاعدي :

$CrO_4^{-2} \longrightarrow Cr(OH)_3$

$Sr(NO_3)_2 \longrightarrow NO_3^- + Sr(OH)_2$

$CrO_4^{-2} \longrightarrow Cr(OH)_4^-$

$Pb(OH)_4^{-2} \longrightarrow PbO_2^-$

صحيح أن العامل المؤكسد والعامل المختزل يحدد من التفاعل عن طريق تحديد مقدار التغير في الشحنات , ولكن هناك مواد عرفت بسلوكها كعامل مؤكسد أو عامل مختزل بشكل دائم مثل المواد المذكورة في صفحة 7 من الدوسية .
أيضاً هناك مواد تسلك عادة كعامل مؤكسد أو عامل مختزل بسبب امتلاكها احدى الخصائص العامة التي تؤهلها لذلك مثل :
أيون النحاس Cu^{+2} يكتسب الإلكترونات أي يختزل أي هو عامل مؤكسد دائماً وذلك لأنه موجب الشحنة , وبذلك يمكن القول بأن أي أيون بسيط أحادي الذرة موجب يمكن أن يسلك كعامل مؤكسد , ومن هنا يمكن التعميم والقول بأن :

سؤال : زن المعادلات الآتية بطريقة نصف التفاعل

1– $Cr_2O_{3(s)} + NO_3^-{}_{(aq)} \xrightarrow{OH^-} CrO_4^{2-}{}_{(aq)} + NO_2^-{}_{(g)}$

2– $Zn_{(s)} + HgO_{(s)} \xrightarrow{OH^-} ZnO_2^{2-}{}_{(aq)} + Hg_{(l)}$

3– $BiO_3^-{}_{(aq)} + Mn^{2+}{}_{(aq)} \xrightarrow{H^+} Bi^{3+}{}_{(aq)} + MnO_4^-{}_{(aq)}$

4– $Pb(OH)_4^{2-}{}_{(aq)} + ClO^-{}_{(aq)} \xrightarrow{OH^-} PbO_2^-{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)}$

5– $ICl_{(aq)} \xrightarrow{H^+} IO_3^-{}_{(aq)} + I_{2(aq)} + Cl^-{}_{(aq)}$

6– $Sb_2S_{3(s)} + NO_3^-{}_{(aq)} \xrightarrow{H^+} Sb_2O_{3(s)} + S_{(s)} + NO_{(g)}$

هناك مواد يمكن أن تسلك كعامل مؤكسد عادة :

1) أيونات الفلزات الموجبة مثل :
Mn^{+7} Cr^{+6} V^{+5} Sn^{+4} Al^{+3} Pb^{+2} Na^+

2) أيون الهيدروجين الموجب H^+

3) عناصر جزيئية مثل :
O_3 O_2 I_2 Br_2 Cl_2 F_2

4) مجموعات أيونية مثل :
الدايكرومات $Cr_2O_7^{-2}$ البيرمنغنات MnO_4^-

هناك مواد يمكن أن تسلك كعامل مختزل عادة :

1) ذرات الفلزات المتعادلة مثل :
Mn Cr V Sn Al Pb Na

2) جزيء الهيدروجين H_2 وأيونه السالب H^-

3) أيونات اللافلزات السالبة مثل :
O^{-2} I^- Br^- Cl^-
مع ملاحظة أن :
أيون الفلور السالب F^- لا يمكنه ذلك لأن له أعلى سالبية كهربائية من بين العناصر فلا يتأكسد

سؤال (19) : التفاعل الذي يسلكُ فيه الهيدروجين كعامل مؤكسد هو:

أ. $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$

ب. $Cu^{2+} + H_2 \rightarrow Cu + 2H^+$

جـ. $H_2 + 2Na \rightarrow 2NaH$

د. $HCHO + H_2 \xrightarrow{Ni} CH_3OH$

الربط مع العلوم الأخرى

الربطُ مع الحياة

تتعرَّضُ القطعُ الفضيّة للسواد مـعَ الزمـن بسـبب تكـوُّنِ مادَّة كبريتيـد الفضّـة Ag_2S علـى سـطحها الخارجـي. ويمكـنُ إزالـةُ هـذه الطبقـة بوَضـع هذه القِطـع الفضيّـة بـورق مـن الألمنيـوم في وعـاء يحتوي على محلـول كربونـات الصوديوم وملح الطعام وتسـخينه، فتتأكسـد ذرات الألمنيـوم وتَختَـزِل أيونات الفضة حسـب المعادلـة:

$$3Ag_2S + 2Al \rightarrow 3Ag + 3S^{2-} + 2Al^{3+}$$

فتستعيد القطع الفضية لمعانها وبريقها.

الربطُ مع الحياة

يحـدث أحيانـا انتفـاخ لعلـب الأغذيـة؛ أحـد أسـباب حدوثـه تفاعـل الأغذيـةُ الحامضيّـة مـعَ الفِلـز المُكوِن للعُلبـة المحفوظةِ فيهـا، وينتـجُ عـن ذلـكَ غـازُ الهيدروجيـن؛ ممّـا يتسـبّب فـي انتفـاخ العُلبـة، وغالبًـا مـا تكـون هـذه التفاعـلاتُ جـزءًا مـنَ العوامـل التـي تُحَـدِّدُ مـدّةَ صلاحيّـة هـذه المُنتجـات.