



وزارة التربية والتعليم
Ministry of Education

المملكة العربية السعودية

وزارة التربية والتعليم

الإدارة العامة للتربية والتعليم بالمدينة المنورة

مذكرة الصف الثالث ثانويالفصل الدراسي الأول..... العام الدراسي ١٤٣٠ - ١٤٣١ هـ



جمع واعداد المعلم

محمد حسن الزهراني

إي ملاحظة أو استفسار يرجى التواصل على

البريد الإلكتروني M-H-2008@HOTMAIL.CO

الفصل الأول : سرعة التفاعل الكيميائي

مقدمة : سوف نتعرف في هذا الفصل على أنواع التفاعلات الكيميائية من حيث السرعة والعوامل المؤثرة .

تتقسم التفاعلات الكيميائية حسب سرعتها إلى قسمين

نوع التفاعل	التفاعلات السريعة	التفاعلات البطيئة
تعريفها	هي التفاعلات التي تستغرق فترة زمنية قصيرة (ثواني - ساعات - أيام)	التفاعلات التي تستغرق فترة زمنية طويلة (عشرات أو مئات السنين)
مثال	اختفاء البريق الفضي لقطعة من فلز الصوديوم بسبب تفاعلها مع الأكسجين ، صدأ الحديد	التفاعلات التي تحدث في باطن الأرض لتكوين النفط

تعريف سرعة التفاعل

هي معدل التغير في كميات المواد المتفاعلة والنااتجة في وحدة الزمن

كيف تقاس سرعة التفاعل الكيميائي :

تقاس سرعة التفاعل الكيميائي بوجه عام وذلك من خلال واحد على عدد مولات معدل إختفاء المواد المتفاعلة واحد على عدد مولات معدل تكوين المواد الناتجة .

توضيح : نغرض لدينا المثال العام التالي



يقاس التفاعل السابق من خلال الأتي :

1 / a معدل اختفاء المادة المتفاعلة [A]

1 / b معدل اختفاء المادة المتفاعلة [B]

1 / c معدل تكوين المادة الناتجة [C]

1 / d معدل تكوين المادة الناتجة [D]

تطبيقات على قياس سرعة التفاعل كيف تقاس سرعة التفاعلات التالية



معدل اختفاء المادة المتفاعلة [NO₂]

معدل اختفاء المادة المتفاعلة [CO]

معدل تكوين المادة الناتجة [NO]

معدل تكوين المادة الناتجة [CO₂]



1 / 4 معدل اختفاء المادة المتفاعلة [NH₃]

1 / 5 معدل اختفاء المادة المتفاعلة [O₂]

1 / 4 معدل تكوين المادة الناتجة [NO]

1 / 6 معدل تكوين المادة الناتجة [H₂O]

مذكرة الصف الثالث ثانوي الفصل الدراسي الأول . جمع وإعداد المعلم : محمد الزهراني 2

طرق التعبير عن سرعة التفاعل الكيميائي :

يعبر عن سرعة التفاعل في المحاليل الحالة السائلة بـ **التركيز المولاري**
يعبر عن سرعة التفاعل في حالة المحاليل الغازية بـ **بالضغط الجزئي**

العوامل المؤثرة على سرعة التفاعل الكيميائي :

- 1- طبيعة المواد الداخلة في التفاعل
- 2- تركيز المواد الداخلة في التفاعل
- 3- درجة الحرارة
- 4- المواد الحافزة

أولاً : طبيعة المواد الداخلة في التفاعل

تعتمد على عدد الروابط الكيميائية أي كلما زاد عدد الروابط قلت سرعة التفاعل الكيميائي والعكس .

مثال : أيهما أسرع في التفاعل الكيميائي التفاعل الأول أم التفاعل الثاني



الحل التفاعل الأول أسرع بسبب قلة عدد الروابط في المواد المتفاعلة .

ملاحظة : تفاعل الأيونات أسرع من تفاعل الذرات والجزيئات وتفاعل الذرات أسرع من تفاعل الجزيئات



ثانياً: تركيز المواد الداخلة في التفاعل الكيميائي

تنقسم التفاعلات الكيميائية من خلال الحالة التي توجد عليها إلى قسمين

النوع	التفاعلات المتجانسة	التفاعلات الغير متجانسة
تعريفها	هي التفاعلات التي تتم في وسط متجانس من حالات المادة	هي التفاعلات التي تتم في وسط غير متجانس من حالات المادة
مثال	(غاز مع غاز ، سائل مع سائل ، صلب - صلب)	(غاز مع سائل ، صلب مع غاز ، صلب مع سائل)
يعتمد على	تركيز المواد المتفاعلة	مساحة منطقة التلامس

برادة الحديد أسرع بسبب منطقة

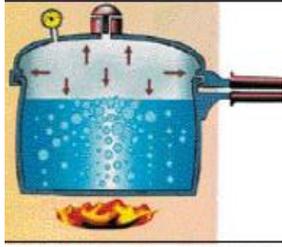
تطبيق : أيهما أسرع في التفاعل الكيميائي قطعة من الحديد أم برادة الحديد ولماذا ؟

التلامس بين الجزيئات كبيرة أكبر من قطعة من الحديد

تطبيق : أيهما أسرع تفاعلاً محلول من (HCl تركيزه 0.1 مولار أم 2 مولار مع محلول من NaOH تركيزه 0.1

محول HCl ذو التركيز 2 مولار يتفاعل أسرع بسبب زيادة التركيز

ثالثاً: درجة الحرارة



شكل (A-1) ارتفاع درجة الحرارة يسرع من تفاعلات انضاج الطعام في قدر الضغط.

تزداد سرعة التفاعل الكيميائي بزيادة درجة الحرارة .

من الأمثلة الموجودة في الحياة . عملية إنضاج الطعام في أواني الضغط فسر سبب ذلك . لان درجة الحرارة في أواني الضغط تكون كبيرة جداً وبالتالي تزداد سرعة التفاعل وينضج الطعام بشكل أسرع من الأواني العادية

علل : ما يلي تحفظ الأطعمة داخل الثلاجة لفترات طويلة دون أن تفسد

لان درجة الحرارة داخل الثلاجة منخفضة وبالتالي تقل سرعة التفاعل وبقل تحلل الأطعمة

رابعاً : المواد الحافزة

المواد الحافزة	السموم
هي المواد التي تزيد من سرعة التفاعل الكيميائي دون أن يستهلك	مواد تعيق عمل المواد الحافزة
مثال	الرصاص الموجود في السيارة

تفسير العوامل المؤثرة على سرعة التفاعل الكيميائي هناك نظريات تفسر سرعة التفاعل الكيميائي والعوامل المؤثرة

اولاً : نظرية التصادم

فروض نظرية التصادم

٢- ليس كل تصادم ينتج عنه تفاعل

١- التصادم شرط أساسي لحدوث التفاعل الكيميائي

النوع	التصادم المثمر	التصادم الغير مثمر
تعريفها	هو التصادم الذي ينتج عنه تفاعل كيميائي	التصادم الذي لا ينتج عنه تفاعل كيميائي
شروط التصادم المثمر	١- أن تتخذ الجزيئات الوضع المناسب من حيث المسافة والاتجاه ٢- أن تمتلك الجزيئات طاقة كافية لحدوث التفاعل الكيميائي (تسمى الطاقة المنشطة)	
الرسم		

شكل (١٣-١) يوضح احتمالات تصادم جزيئات HI ونتائج التصادم

الطاقة المنشطة

الطاقة اللازمة لتحويل المواد المتفاعلة إلى مركب نشط أو هي الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لحدوث تفاعل كيميائي

أثر التركيز ودرجة الحرارة على سرعة التفاعل حسب نظرية التصادم .

التركيز : زيادة التركيز تعني زيادة عدد الجزيئات المتفاعلة وبالتالي يؤدي إلى زيادة عدد التصادمات ومن ثم زيادة احتمال حدوث التصادم المثمر .

درجة الحرارة : ارتفاعها يؤدي إلى ازدياد الطاقة الحركية للجزيئات وبالتالي تزداد عدد الجزيئات التي تمتلك الطاقة المنشطة ويزداد التصادم المثمر

ثانياً : نظرية الحالة الانتقالية

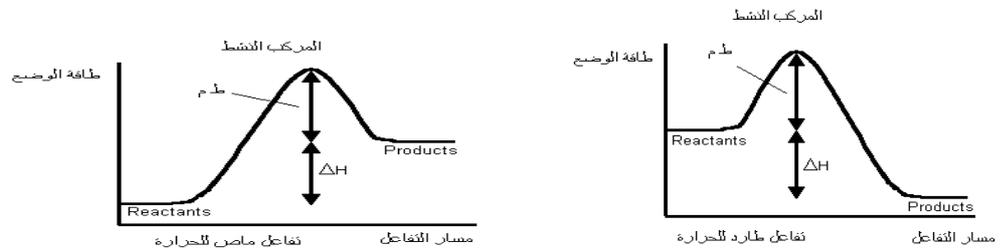
المبدأ العلمي لهذه النظرية تهتم بما يحدث خلال التفاعل . نظراً لكون عدد ضئيل من التصادمات تحدث بين الجزيئات ويكون مثير . افترضت هذه النظرية التالي (أن المواد لا تتكون مباشرة نتيجة لتصادم المتفاعلات بل لابد من أن تمر بالحالة الانتقالية (النشطة) أي يجب على المتفاعلات أن تتخطى حاجزاً من الطاقة لتكون النواتج . وتسمى هذه الحالة **بالمركب النشط**)

تعريف المركب النشط	مركب يتكون لحظياً عندما تكتسب المواد المتفاعلة الطاقة المنشطة .
مميزاته	*مركب وسطي غير ثابت *طاقة أكبر من طاقة المواد المتفاعلة والناجمة *تركيبية وسط بين المواد المتفاعلة والناجمة * تكونه لا يعني بالضرورة سير عملية التفاعل إلى النهاية .

تفسير أثر درجة الحرارة على سرعة التفاعل حسب نظرية الحالة الانتقالية
تقسم التفاعلات الكيميائية تبعاً لحرارة التفاعل إلى قسمين

النوع	التفاعلات الماصة	التفاعلات الطاردة
تعريفها	هي التفاعلات التي تفقد كمية من الطاقة على شكل حرارة	هي التفاعلات التي تكتسب كمية من الطاقة على شكل حرارة
	حرارة التفاعل $(\Delta H) =$ المحتوى الحراري للمواد الناتجة - المحتوى الحراري للمواد المتفاعلة	
دلالة (ΔH)	إذا كانت $(\Delta H) = +$ موجبة التفاعل يكون ماص	إذا كانت $(\Delta H) = -$ سالبة التفاعل يكون طارد

الرسم التوضيحي للعلاقة بين



في التفاعلات الطاردة للحرارة تكون الطاقة المنشطة للتفاعل العكسي أكبر من الطاقة المنشطة للتفاعل الأمامي وفي التفاعلات الماصة يحدث العكس . حسب الشكل السابق .

تفسير أثر المواد الحافزة على سرعة التفاعل حسب نظرية الحالة الانتقالية

المواد الحافزة تزيد من سرعة التفاعل وذلك لأنها تجعل المواد المتفاعلة تسلك مسلكاً آخر بحيث تقلل من الطاقة المنشطة . وبالتالي تزداد سرعة التفاعل .

سؤال للتفكير : هل المادة الحافزة تؤثر على حرارة التفاعل (ΔH)

لا لأنها تعمل على تقليل الطاقة المنشطة

قانون سرعة التفاعل الكيميائي

هو عبارة عن حاصل ضرب تركيز المواد المتفاعلة في الخطوة البطيئة مرفوع إلى عدد مولاتها	تعريفه
قانون سرعة التفاعل = ثابت حاصل ضرب تركيز المواد المتفاعلة في الخطوة البطيئة	القاعدة العامة
<p>١- لا يمكن كتابة قانون سرعة التفاعل بمجرد النظر إلى المعادلة (لان التفاعل يمر بعدة خطوات)</p> <p>٢- إذا كان التفاعل يمر بمعادلة واحدة فإنه يأخذ من نفس المعادلة</p> <p>٣- إذا كان التفاعل يمر بعدة خطوات فإن قانون سرعة التفاعل يأخذ من الخطوة البطيئة</p>	ملاحظات على قانون سرعة التفاعل الكيميائي

مثال أكتب قانون سرعة التفاعل التالي إذا كان تفاعل ما يمر بخطوات التالية



(أ) أكتب قانون سرعة التفاعل التالي

الحل. قانون سرعة التفاعل = ثابت حاصل ضرب تركيز المواد المتفاعلة في الخطوة البطيئة

قانون سرعة التفاعل = ثابت $\times [NO]^2 \times [H_2]$

السؤال الأول : اكتب المصطلح العلمي المناسب أمام التعريفات التالية .

- () معدل التغير في كميات المواد المتفاعلة والناجمة في وحدة الزمن
- () هي التفاعلات التي تتم في وقت قصير
- () هي التفاعلات التي تتم في وقت طويل
- () هي مواد تزيد من سرعة التفاعل الكيميائي دون أن تستهلك .
- () مواد تعيق عمل المواد الحافزة
- () حاصل ضرب تركيز المواد المتفاعلة في الخطوة البطيئة مرفوعاً كل منها إلى أس يساوي معاملها

اختر الإجابة الصحيحة فيما يلي :

- 1- كلما زادت درجة الحرارة في التفاعل الكيميائي فإن سرعة تفاعل (لا تتأثر - تزيد - تقل - تتساوى)
- 2- التفاعلات المتجانسة هي التفاعلات التي تتم (بين مواد حالات مختلفة - تتم بين مواد من نفس الحالات - تتم بسرعة كبيرة - جميع ما سبق)
- 3- احد العوامل التالية لايعتبر من العوامل المؤثرة على سرعة التفاعل الكيميائي (درجة الحرارة - الضغط - التركيز - المواد الحافزة)
- 4- التصادم الذي يؤدي إلى حدوث تفاعل (التصادم مثمر - التصادم غير مثمر - المركب النشط - الطاقة المنشطة)
- 5- كلما زادت تركيز المواد فإن سرعة التفاعل (تقل - لا تتأثر - تتساوى - تزيد)
- 6- أحد المواد التالية ليس من شروط حدوث التفاعل المثمر (الاتجاه المناسب للجزيئات - الطاقة المنشطة - الاتجاه العشوائي للجزيئات - جميع ما سبق)
- 7- احد العوامل التالية ليست من المواد الحافزة (الأنزيمات - أكاسيد الحديد - الرصاص الموجود في السيارات - جميع ما سبق)
- 8- تحترق نشارة الخشب بصورة أسرع من قطعة من الخشب وذلك لان مساحة منطقة التلامس في (قطعة الخشب اكبر من نشارة الخشب - نشارة الخشب اكبر من قطعة الخشب - لصغر كتلة نشارة الخشب - جميع ما سبق)
- 9- كلما زاد عدد الروابط في المواد المتفاعلة (قلت سرعة التفاعل - زادت سرعة التفاعل - تساوت سرعة التفاعل - لا تتأثر سرعة التفاعل)

السؤال الثالث : علل مايلي :

- 1- تصدأ برادة الحديد أسرع من قطعة من الحديد
مذكرة الصف الثالث ثانوي الفصل الدراسي الأول . جمع وإعداد المعلم : محمد الزهراني 7

.. تتم عملية تطهير الأطعمة في أواني الضغط أسرع من الأواني العادية

٢- يتأكسد السكر في جسم الإنسان عند درجة حرارة ٣٧م بينما في احتراق السكر في المختبر الى درجات حرارة اكبر

٣- لايمكن التنبؤ بقانون سرعة التفاعل بمجرد النظر الى معادلة التفاعل

٤- تحفظ الأطعمة مثل اللحوم في التلاجة وذلك لمنع تعفنها

السؤال الرابع : أكمل الفراغات التالية

- ١- من شروط التصادم المثمر
- ٢- التفاعلات التي تتم في وسط واحد من حالات المادة تسمى والتي تتم في أوساط مختلفة تسمى
- ٣- الخطوة المحددة لسرعة التفاعل هي الخطوة
- ٤- تسمى المواد التي تزيد من سرعة التفاعل مثل والتي تعيق التفاعل مثل

السؤال الخامس : ضع علامة () أمام العبارات الصحيحة وعلامة () أمام العبارات الخاطئة فيما يلي

- ١- () تكوين النفط من أمثلة التفاعلات السريعة
- ٢- () أكاسيد الحديد من أمثلة المواد الحافزة
- ٣- () التصادم المثمر هو التصادم الذي ينتج عنه تفاعل
- ٤- () الخطوة السريعة هي الخطوة المحددة لسرعة التفاعل الكيميائي
- ٥- () يعبر عن المحاليل السائلة بوحدات الضغط الجوي
- ٦- () التفاعل الذي يصاحبه تفكك كبير في الروابط يكون أسرع من التفاعل الذي يصاحبه تفكك اقل
- ٧- () من شروط نظرية التصادم ليس كل تصادم ينتج عنه تفاعل
- ٨- () قانون سرعة التفاعل هو حاصل ضرب تركيز المواد الناتجة مرفوعة الى معاملاتها
- ٩- () تتفاعل قطعة الحديد أسرع من برادة الحديد
- ١٠- () تعمل المادة الحافزة على زيادة طاقة التنشيط

السؤال الخامس : أجب عن الأسئلة التالية

أ- أذكر فروض نظرية التصادم

ب- ما هي شروط حدوث نظرية التصادم

ج- كيف تقاس سرعة التفاعلات التالية



د- أي التفاعلين أسرع ولماذا ؟



هـ- / إذا كان تفاعل ما يمر بخطوات التالية



(أ) - أكتب قانون سرعة التفاعل التالي

(ب) - أكتب المعادلة الأصلية لتفاعل

س/ حدد الخطوة البطيئة (المحددة لسرعة التفاعل) في التفاعل التالي ($NO_2 + CO \rightarrow NO + CO_2$) علما بان التفاعل يمر بخطوتين



إذا علمت أن قانون سرعة التفاعل = ثابت $(NO)^x$

س/ إذا علمت أن التفاعل التالي ($O_3 + NO \longrightarrow O_2 + NO_2$) يمر بالخطوات التالية



(أ) - أكتب قانون سرعة التفاعل

الفصل الثاني : طبيعة الاتزان الكيميائي

مقدمة : اتزان الجسيمات المكونة لذرة ،اتزان الأفلاك والأجرام السماوية ،نسبة ثبات السكر في الدم

تتقسم التفاعلات الكيميائية حسب تحول المواد المتفاعلة إلى نواتج إلى :

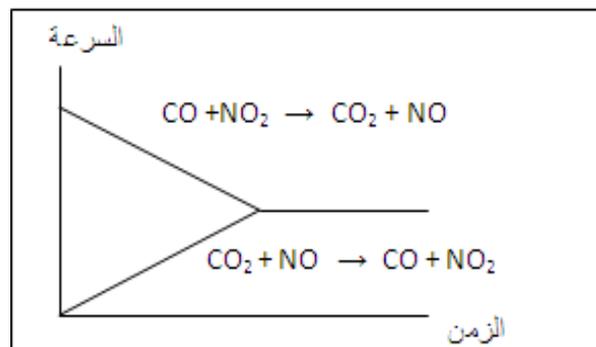
النوع	التفاعلات التامة (الغير عكسية)	التفاعلات الغير تامة (العكسية)
التعريف	هي التفاعلات التي تحدث في اتجاه واحد	هي التفاعلات التي تتم في اتجاهين الأمامي والخلفي
مثال	$H_2 + F \rightarrow 2HF$ تفاعل الهيدروجين مع الفلور	$H_2 + Br_2 = 2HBr$ تفاعل البروم مع الهيدروجين

حالة الاتزان الكيميائي

لتوضيح حالة الاتزان نأخذ التفاعل التالي $CO + NO_2 = CO_2 + NO$ يمر التفاعل التالي بخطوتين

المعادلة	المشاهدة	الاستنتاج
$CO + NO_2 \rightarrow CO_2 + NO$	يتفاعل NO_2 ذو اللون البني المحمر مع CO فيزول اللون البني تدريجياً	نقص في تركيز المواد المتفاعلة
$NO + CO_2 \rightarrow CO + NO_2$	عندما يتفاعل CO_2 مع NO فإنه يظهر اللون البني المحمر تدريجياً	زيادة في تركيز المواد الناتجة

يستمر التفاعلين السابقين حتى الوصول الى حالة الاتزان ويتضح ذلك من خلال الرسم البياني التالي



تعرف حالة الاتزان الكيميائي ..

هي الحالة التي تتساوى فيها سرعتا التفاعلين العكسيين ولا تتغير مع مرور الزمن

طبيعة حالة الاتزان

للتوضيح طبيعة حالة الاتزان نأخذ التجارب التالية

التجربة الأولى

خطوات العمل	المشاهدة	الاستنتاج
نضع قليل من ملح برمنجنات البوتاسيوم $KMnO_4$ الصلب إلى قليل من الماء في زجاجة ساعة	يصبح لون الماء أرجوانياً ويزداد اللون غمقاً بزيادة كمية الملح حتى نصل إلى مرحلة لا يتغير اللون فيه .	يحصل اتزان بين الملح والمحلول وفي هذه الحالة نستنج سرعة الذوبان = سرعة الترسيب ملاحظة : عملية الذوبان والترسيب لا تتوقف عند الاتزان بل يستمر ولكننا لا نلاحظ ذلك من خلال حواسنا لان عدد الجزيئات التي تذوب تساوي عدد الجزيئات التي ترسب وهذا ما يسمى الاتزان النشط (الديناميكي)

التجربة الثانية

خطوات العمل	المشاهدة	الاستنتاج
نضع قليل من الماء في إناء مغلق على موقد	نلاحظ: أن الماء يبدأ بالتبخر إلى أن يصل إلى مرحلة معينة تثبت فيها كمية الماء حيث يحصل اتزان بين الماء وبخاره	عدد الجزيئات التي تتبخر تساوي عدد الجزيئات التي تتكثف سرعة التبخر = سرعة التكثيف عملية التبخر والتكثيف لا تتوقف عند الاتزان بل تستمر ولكننا لا نلاحظ ذلك لان عدد الجزيئات التي تتبخر تساوي عدد الجزيئات التي تتكثف . وهو ما يسمى بالاتزان النشط (الديناميكي)

نستطيع أن نعرف حالة الاتزان من خلال التجريبتين السابقتين بأنها

هي استمرار التفاعلين العكسيين بالتفاعل بالسرعة نفسها.

ثابت الاتزان الكيميائي

تعريف ثابت الاتزان (قيمة ثابت الاتزان)

هو حاصل ضرب تراكيز المواد الناتجة مرفوعاً عدد مولاتها مقسوماً على حاصل ضرب تراكيز المواد المتفاعلة مرفوعة إلى أس يساوي عدد مولاتها .



يمكن التعبير عن ثابت الاتزان بطريقتين

(١-) باستخدام وحدات التركيز المولاري ويرمز له بالرمز (Kc)

$$Kc = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$$

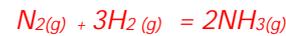
(٢-) باستخدام وحدات الضغط ويرمز لثابت الاتزان بالرمز (Kp)

$$Kp = \frac{p^c(C) \times p^d(D)}{p^a(A) \times p^b(B)}$$

ملاحظة: في حالة المواد الصلبة (s) والسائلة (l) لا تكتب ضمن قيمة ثابت الاتزان لان لها تركيز ثابتة لا تتغير بدرجة ملموسة أثناء التفاعل

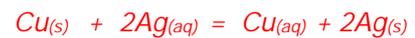
تطبيقات على ثابت الاتزان الكيميائي:

مثال (١) - : أكتب قانون سرعة التفاعل الكيميائي معبراً عنه بوحدة التركيز المولاري والضغط الجزئي



$$Kp = \frac{p^2(NH_3)}{p(N_2) \times p^3(H_2)} \quad Kc = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \times [H_2]^3}$$

مثال (٢) - : أكتب قانون ثابت الاتزان للتفاعل التالي معبراً عنه بالتركيز المولاري



$$Kc = \frac{[Cu]}{[Ag]^2}$$

المواد الصلبة (s) لم تكتب ضمن قيمة ثابت الاتزان

مثال ٣- أكتب قانون ثابت الاتزان بطريقتين مختلفتين للتفاعل التالي $2H_2(g) + O_2(g) = 2H_2O(g)$

$$\frac{P^2(H_2O)}{P(O_2) \times P^2(H_2)} = K_p \qquad \frac{[H_2O]^2}{[O_2] \times [H_2]^2} = K_c$$

تطبيقات رياضية على ثابت الاتزان

مثال ١- / احسب قيمة K_c للتفاعل التالي $N_2(g) + O_2(g) = 2NO(g)$ إذا علمت ان تراكيز المواد هي $(NO) = 0,2$ مولار $(N_2) = 0,1$ مولار $(O_2) = 0,1$ مولار

الحل.. هذا النوع من المسائل يتم كتابة قانون ثابت الاتزان حسب الطريقة السابقة ثم التعويض بقيمة كل مادة

$$K_c = \frac{[NO]^2}{[N_2] \times [O_2]} = \frac{[0,2]^2}{[0,1] \times [0,1]} = 4 \text{ مولار}$$

مثال ٢- احسب K_p للتفاعل التالي $N_2(g) + 2O_2(g) = 2NO_2(g)$ إذا كانت الضغوط الجزئية للمواد هي $(NO_2) = 2$ ضغط جوي، $(O_2) = 1$ ضغط جوي، $(N_2) = 0,2$ ضغط جوي

$$K_p = \frac{P^2(NO_2)}{(P_{N_2}) \times (P_{O_2})^2} = \frac{2^2}{(0,2) \times (1)^2} = 20 \text{ ضغط جوي}$$

مثال ٣- / احسب قيمة K_p للتفاعل التالي $CaCO_3(s) = CaO(s) + CO_2(g)$ إذا كانت الضغوط الجزئية للمواد هي $0,3$ ضغط جوي

$$K_p = (CO_2) = 0,3 \text{ ضغط جوي} \quad \text{تراكيز المواد الصلبة لا تكتب ضمن قيمة ثابت الاتزان}$$

مثال ٤- احسب تركيز غاز CO الذي يوجد في حالة اتزان مع واحد مول من O_2 و C إذا كان التفاعل $2C(s) + O_2(g) = 2CO(g)$ يجري في وعاء سعته ٢ لتر وكانت قيمة $K_c = 8$ مولار

$$\text{تركيز } [O_2] = \text{عدد المولات} / \text{الحجم بالتر} = 2/1 = 0,5 \text{ مولار}$$

$$K_c = \frac{[CO]^2}{[O_2]} = 8 \quad \leftarrow [CO]^2 = 8 \times 0,5 = 4 \quad \leftarrow [CO] = 2 \text{ مولار}$$

استنتاج ثابت الاتزان الكيميائي (k) بدلالة سرعة التفاعل

مثال : اذا كان لدينا التفاعل العام التالي $aA + bB = cC + dD$

التفاعل السابق يمر بخطوتين التفاعل الأمامي $aA + bB \longrightarrow cC + dD$

التفاعل العكسي $cC + dD \longrightarrow aA + bB$

نفرض أن التفاعلين السابقين يمران بخطوة واحدة فيكون قانون سرعة التفاعل لكل منهما

سرعة التفاعل (١ع) = ثابت $\times [A]^a \times [B]^b$

سرعة التفاعل (٢ع) = ثابت $\times [C]^c \times [D]^d$

عند حالة الاتزان تتساوى سرعة التفاعلين العكسيين كما يلي

$$\begin{array}{ccc} \text{ثابت } 1 \times [A]^a \times [B]^b = \text{ثابت } 2 \times [C]^c \times [D]^d & & \\ \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b} = K_c & \longleftarrow & \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b} = \frac{\text{ثابت } 2}{\text{ثابت } 1} = K \end{array}$$

مثال : استنتج قانون ثابت الاتزان للتفاعل التالي $N_2(g) + 3H_2(g) = 2NH_3(g)$

سرعة التفاعل (١ع) = ثابت $\times [H_2]^3 \times [N_2]$

سرعة التفاعل (٢ع) = ثابت $\times [NH_3]^2$

عند حالة الاتزان تتساوى سرعة التفاعلين العكسيين كما يلي

$$\begin{array}{ccc} \text{ثابت } 1 \times [H_2]^3 \times [N_2] = \text{ثابت } 2 \times [NH_3]^2 & & \\ \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 \times [N_2]} = K & \longleftarrow & \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 \times [N_2]} = \frac{\text{ثابت } 2}{\text{ثابت } 1} = K \end{array}$$

دلالة ثابت الاتزان الكيميائي

التغيير في ثابت الاتزان	إذا كانت قيمة ثابت الاتزان كبيره $k > 1$	إذا كانت قيمة ثابت الاتزان صغيره $k < 1$
الاستنتاج	معظم المواد المتفاعلة تحولت إلى نواتج	معظم المواد المتفاعلة لم تتحول إلى نواتج
مثال	$\text{Cu}_{(s)} + 2\text{Ag}^+_{(aq)} = \text{Cu}^{2+}_{(s)} + 2\text{Ag}_{(s)}$ $10^{-10} \times 2 = [\text{Cu}^{2+}] = K$ $\frac{1}{2}[\text{Ag}^+]^2$	$\text{AgCl}_{(s)} = \text{Ag}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$ $10^{-10} \times 10^{-7} = [\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-] = K$

العوامل المؤثرة على حالة الاتزان

٣- درجة الحرارة

٢- الضغط

١- التركيز

علل المادة الحافزة لا تؤثر على حالة الاتزان الكيميائي

لأنها تزيد من سرعة التفاعل الأمامي والعكسي على حد سواء .
دراسة العوامل المؤثرة على ثابت الاتزان وفق مبدأ لوشاتليه .

نص مبدأ لوشاتليه

(إذا اثر مؤثر ما مثل درجة الحرارة أو الضغط أو التركيز على تفاعل في حالة اتزان فإن التفاعل يسير في الاتجاه الذي يقاوم ذلك المؤثر)

أولاً : التركيز :

تلخص تأثير التركيز على حالة الاتزان في الجدول التالي

العامل المؤثر (التركيز)	حالة الاتزان	كميات المواد	قيمة ثابت الاتزان
زيادة تركيز المتفاعلات	ينزاح التفاعل ناحية اليمين (المواد الناتجة)	تزداد كميات المواد الناتجة	لا تتأثر
زيادة تركيز النواتج	ينزاح التفاعل ناحية اليسار (المواد المتفاعلة)	تزداد كميات المواد المتفاعلة	

مثال (١) - بين اثر زيادة تركيز (O₂) على التفاعل التالي $2CO(g) + O_2(g) = 2CO_2(g)$ وذلك على كل من حالة الاتزان وكميات المواد وقيمة ثابت الاتزان

الحل...

العامل المؤثر	حالة الاتزان	كميات المواد	ثابت الاتزان
زيادة (O ₂) ضمن المواد المتفاعلة	ينزاح التفاعل ناحية اليمين المواد الناتجة	تزداد قيمة (2CO ₂) وتقل قيمة O ₂ و 2CO	لا تتأثر

مثال (٢) - بين اثر نقص تركيز كمية (Cl₂) على كل من حالة الاتزان وكميات المواد وقيمة ثابت الاتزان للتفاعل



الحل

العامل المؤثر	حالة الاتزان	كميات المواد	ثابت الاتزان
زيادة (Cl ₂) ضمن المواد النواتج	ينزاح التفاعل ناحية اليسار المواد المتفاعلة	تزداد قيمة (HCl) وتقل قيمة H ₂ و Cl ₂	لا تتأثر

ثانيًا : الضغط :

نلخص تأثير الضغط على حالة الاتزان في الجدول التالي

(في حالة تساوي عدد مولات المواد المتفاعلة مع عدد المولات الناتجة فإن الضغط لا يؤثر)

العامل المؤثر (التركيز)	حالة الاتزان	كميات المواد	قيمة ثابت الاتزان
زيادة الضغط	ينزاح التفاعل ناحية المواد ذات عدد المولات الأقل	تزداد كميات المواد ذات عدد المولات الأقل	لا تتأثر
نقص الضغط	ينزاح التفاعل ناحية المواد ذات عدد المولات الأقل	تزداد كميات المواد ذات عدد المولات الأكثر	لا تتأثر

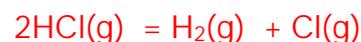


مذكرة الصف

د الزهراني 17

شكرا (٢-٩) تفضل دة الكة بغير الضغط في عام الفاضا

مثال (١) - بين اثر زيادة الضغط ونقصه على كل من حالة الاتزان وكميات المواد وقيمة ثابت الاتزان للتفاعل



زيادة الضغط أو نقصه لا يؤثر على هذا التفاعل لانه متساوي في عدد المولات

مثال (٢) - من خلال التفاعل التالي $2\text{H}_2(g) + \text{O}_2(g) = 2\text{H}_2\text{O}(g)$ بين اثر زيادة الضغط ونقص

الضغط على حالة الاتزان وكميات المواد وقيمة ثابت الاتزان

الحل..

قيمة ثابت الاتزان	كميات المواد	حالة الاتزان	العامل المؤثر (الضغط)
لا تتأثر	يزداد كمية H_2O وتقل كمية H_2 ، O_2	ينزاح التفاعل ناحية المواد الناتجة اليمين (عدد المولات الأقل)	زيادة الضغط
لا تتأثر	تزداد كمية H_2 ، O_2 وتقل كمية H_2O	ينزاح التفاعل ناحية المواد المتفاعلة اليسار (عدد المولات الأكثر)	نقص الضغط

مثال (٣) - بين أثر زيادة الضغط ونقصه على التفاعل التالي $\text{N}_2(g) + 3\text{H}_2(g) = 2\text{NH}_3(g)$ على كلاً من حالة

الاتزان وكميات المواد وقيمة ثابت الاتزان .

الحل....

قيمة ثابت الاتزان	كميات المواد	حالة الاتزان	العامل المؤثر (الضغط)
لا تتأثر	يزداد كمية NH_3 وتقل كمية H_2 ، N_2	ينزاح التفاعل ناحية المواد الناتجة اليمين (عدد المولات الأقل)	زيادة الضغط
لا تتأثر	تزداد كمية H_2 ، N_2 وتقل كمية NH_3	ينزاح التفاعل ناحية المواد المتفاعلة اليسار (عدد المولات الأكثر)	نقص الضغط

ثالثاً : درجة الحرارة :

نلخص أثر درجة الحرارة على حالة الاتزان الكيميائي في الجدول التالي

ملاحظة : ١- يكون التفاعل طارد للحرارة عندما تكون كمية الحرارة (Kcal) ضمن المواد الناتجة

٢- يكون التفاعل ماص للحرارة عندما تكون كمية الحرارة (Kcal) ضمن المواد المتفاعلة

قيمة ثابت الاتزان	كميات المواد	حالة الاتزان	العامل المؤثر	
تقل قيمته	يزداد تركيز المواد المتفاعلة	ينزاح نحو اليسار (المتفاعلات)	طارد للحرارة	زيادة درجة الحرارة
تزداد قيمته	يزداد تركيز المواد الناتجة	ينزاح نحو اليمين (النواتج)	ماص للحرارة	
تزداد قيمته	يزداد تركيز المواد الناتجة	ينزاح نحو اليمين (النواتج)	طارد للحرارة	نقص درجة الحرارة
تقل قيمته	يزداد تركيز المواد المتفاعلة	ينزاح نحو اليمين (المتفاعلات)	ماص للحرارة	

مثال (١) - / بين أثر زيادة درجة الحرارة ونقص درجة الحرارة على كل من حالة الاتزان وكمية المواد وقيمة ثابت الاتزان من خلال المعادلة التالية $N_2O_4(g) + 14kCal = 2NO_2$

الحل التفاعل ماص للحرارة لان كمية الحرارة 14kCal ضمن المواد المتفاعلة يتم التعامل مع كمية الحرارة كأنها مادة متفاعلة وزيادة درجة الحرارة زيادة هذه الكمية وحسب مبدأ لوشاتيليه فان التفاعل يسير في الاتجاه الذي يقاوم هذا الارتفاع وينزاح التفاعل في الاتجاه المعاكس المواد الناتجة

قيمة ثابت الاتزان	كميات المواد	حالة الاتزان	العامل المؤثر
تزداد	تزداد كمية $2NO_2$ وتقل كمية N_2O_4	ينزاح التفاعل نحو اليمين (المواد الناتجة)	زيادة درجة الحرارة
تقل	تقل كمية $2NO_2$ وتقل N_2O_4	ينزاح التفاعل نحو اليسار (المواد المتفاعلة)	نقص درجة الحرارة

مثال ٢-) بين أثر زيادة درجة الحرارة ونقص درجة الحرارة على كل من حالة الاتزان وكمية المواد وقيمة ثابت الاتزان من خلال المعادلة التالية $2SO_2(g) + O_2(g) = 2SO_3(g) + 66 \text{ KCal}$

الحل التفاعل طارد للحرارة لان كمية الحرارة ضمن المواد الناتجة ويتم التعامل مع كمية الحرارة كأنها مادة ناتجة وبزيادة درجة الحرارة فان التفاعل يسير في الاتجاه الذي يقاوم ذلك المؤثر وينزاح ناحية اليسار المواد المتفاعلة حسب الجدول التالي

العامل المؤثر	حالة الاتزان	كميات المواد	قيمة ثابت الاتزان
زيادة درجة الحرارة	ينزاح التفاعل نحو اليسار (المواد المتفاعلة)	تزداد كمية O_2 , $2SO_2$ وتقل كمية $2SO_3$	تقل
نقص درجة الحرارة	ينزاح التفاعل نحو اليمين (المواد الناتجة)	تقل كمية $2SO_3$ وتقل O_2 , $2SO_2$	تزداد

رائز التفاعل Q

هو : قيمة افتراضية لثابت الاتزان تحسب في لحظة ما خلال التفاعل للتنبؤ بوصلة إلى حالة الاتزان

القانون الرياضي لرائز التفاعل نفس قانون ثابت الاتزان

$Q =$ تركيز المواد الناتجة مرفوعة إلى عدد مولاتها / تركيز المواد المتفاعلة مرفوعة إلى عدد مولاتها

ملاحظات :

١- $K = Q$ التفاعل في حالة اتزان عند هذه اللحظة .

٢- $K < Q$ ينزاح التفاعل نحو اليسار (المواد المتفاعلة)

٣- $K > Q$ ينزاح التفاعل نحو اليمين (المواد الناتجة)

تطبيقات رياضية على رائز التفاعل

مثال ١-) إذا علم أن ثابت الاتزان لتفاعل التالي $H_2(g) + I_2(g) = 2HI(g)$ هو $K_p = 50,3$ عند درجة حرارة 699°C فإذا تم مزج كمية من HI ضغطها $0,7$ ضغط جوي مع كمية من غاز H_2 و I_2 ضغط كل منهما $0,2$ ضغط جوي . هل يحدث تغيير في كميات المواد الممزوجة أم لا وإذا كان الجواب بنعم في أي اتجاه يسير

التفاعل نستخدم قانون رائز التفاعل $Q = \frac{P(HI)^2}{P(H_2) \times P(I_2)} = \frac{2(0,7)^2}{(0,2) \times (0,2)} = 1225$

$K < Q$ التفاعل ينزاح نحو اليسار (المواد المتفاعلة) تزداد كمية O_2 , H_2 وتقل كمية HI

مثال ٢- إذا علمت أن تركيز أكسيد النيتروجين NO يتفاعل مع الأكسجين عند درجة حرارة ٧٧٣ م° مطلقة وفقاً لتفاعل التالي $2NO(g) + O_2(g) = 2NO_2(g)$ وأن ثابت الاتزان لهذا التفاعل عند ٥٠٠ مطلقة هو (٦٤٥٠٠٠) فإذا خلطنا ٠,١ مول من (NO) و ٠,١ مول من (O_2) و ٠,١ مول من (NO_2) في وعاء مغلق سعته لتر واحد فهل يحدث تفاعل منظور بين هذه الغازات وأي منها يزداد تركيزه وأيهما ينقص مع مرور الوقت .

نحول المولات إلى تركيز مولاري من خلال القسمة على الحجم بالتر (NO) = ٠,١ مولار NO_2 = ٠,١ مولار

$$10 = \frac{2(0,1)}{(0,1) \times (0,1)} = \frac{2(NO_2)}{(NO) \times (O_2)} = Q$$

$K > Q$ التفاعل ينزاح نحو اليمين (المواد الناتجة) تزداد كمية NO_2 وتقل كمية (NO) و O_2

حسابات متعلقة بثابت الاتزان الكيميائي

ولاً : ثابت الاتزان بدلالة ثابت اتزان آخر

النوع	القاعدة
أ- إذا ضرب تفاعل في معامل ما فإن ثابت الاتزان الجديد يجب أن يرفع إلى أس يساوي ذلك المعامل.	$H_2(g) + 0,5 O_2(g) = H_2O(g) \quad K_1$ $2H_2(g) + O_2(g) = 2 H_2O(g) \quad K_2$ <p>المعادلة الثانية ناتجة من ضرب المعادلة الأولى في (٢)</p> <p>ثابت الاتزان للمعادلة الثانية $2(K_1) = (K_2)$</p>
ب- إذا عكس اتجاه تفاعل ما فإن ثابت الاتزان الجديد يساوي عكس ثابت الاتزان الأول .	$C(s) + 0,5 O_2(g) = CO(g) \quad K_1$ $CO(g) = C(s) + 0,5 O_2(g) \quad K_2$ <p>نلاحظ أن المعادلة الثانية عكس المعادلة الأولى</p> <p>ثابت الاتزان للمعادلة الثانية $1 / K_1 = (K_2)$</p>
ج- إذا كان التفاعل مركباً من مجموعة تفاعلات فإن ثابت الاتزان الكلي يساوي حاصل ضرب ثوابت اتزان كل تفاعل مكون له	$C(s) + 0,5 O_2(g) = CO(g) \quad K_1$ $CO(g) = C(s) + 0,5 O_2(g) \quad K_2$ <hr/> $K_2 \times K_1 = (K_3) \quad C(s) + 0,5 O_2(g) = CO_2(g) \quad K_3$

مثال (-) إذا علمت أن قيمة ثابت الاتزان عند ٤٢٣م° للتفاعل التالي $2HI(g) = H_2(g) + I_2(g)$ هي ٠,٠١٨

فما قيمة ثابت الاتزان للتفاعل التالي $8HI(g) = 4H_2(g) + 4I_2(g)$

الحل :..... التفاعل الثاني ناتج من حاصل ضرب المعادلة الأولى في (٤)

$${}^{\epsilon}(K_1) = K_2 \iff {}^{\epsilon}(K_2) = (0,018)^4 = 1,0 \times 10^{-7}$$

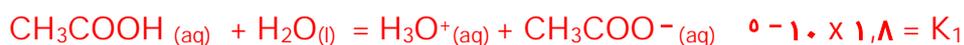
مثال (٢) - أحسب ثابت الاتزان لتفاعل التالي $2H_2(g) + 2O_2(g) = 2H_2O(g)$ علما بان ثابت الاتزان للتفاعل

التالي $2H_2O(g) = 2H_2(g) + 2O_2(g)$ عند ٢٥م° يساوي ٢ - ١٠^٣

الحل :..... التفاعل الأول ناتج من معكوس التفاعل الثاني

$$1 / K_2 = K_1 \iff 1 / 10^{-3} = K_1 = 1000$$

مثال (٣) - عند درجة حرارة ٢٥ م° وجد أن :



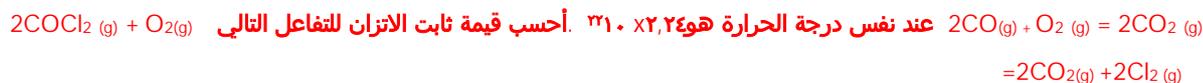
فما قيمة ثابت الاتزان للتفاعل التالي عند نفس درجة الحرارة



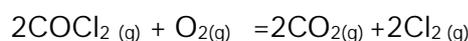
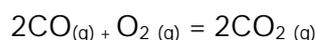
الحل:..... المعادلة الثالثة ناتجة عن جمع المعادلة الأولى والثانية .

$$K_2 \times K_1 = K_3 \iff 6,7 \times 10^{-10} \times 1,8 \times 10^{-5} = 1,2 \times 10^{-14} = K_3$$

مثال (٤) - إذا علمت أن ثابت الاتزان للتفاعل التالي $COCl_2(g) = CO(g) + Cl_2(g)$ عند ١٠٠٠م° المطلقة = ٠,٣٢٩ . وقيمة ثابت الاتزان للتفاعل



التفاعل الثالث ناتج من جمع التفاعل الثاني + مضروب التفاعل الأول في (٢)



$${}^{\epsilon}(K_2) \times (K_1)^2 = K_3 \iff (0,329)^2 \times 2,24 \times 10^{21} = 2,4 \times 10^{21} = K_3$$

ثانياً: حساب ثابت الاتزان بمعرفة عدد مولات أو تركيز أحد المواد المتفاعلة أو الناتجة عند الاتزان

مثال (١)- مزج ٢ مول من H_2 مع ٣ مول من I_2 في وعاء مغلق سعته ١٠ لتر وعند الاتزان كانت كمية HI

تساوي ٣,٦ مول . احسب قيمة ثابت الاتزان حسب المعادلة التالية $H_2 + I_2 = 2HI$

نقوم بفرض الجدول التالي

$H_2 + I_2 = 2HI$			المعادلة
٢	٣	صفر	عدد المولات قبل التفاعل
س	س	٢س	عدد مولات المواد المتفاعلة والناتجة
٢ - س	٣ - س	٢س	عدد المولات عند الاتزان
١٠ ÷ س - ٢	١٠ ÷ س - ٣	١٠ ÷ ٢س	التركيز عند الاتزان

من المعطيات في المثال : كمية (عدد مولات) HI عند الاتزان = ٣,٦ مول أي أن : ٢س = ٣,٦
 $س = ٣,٦ / ٢ = ١,٨$ مول .

تركيز الهيدروجين $[H_2] = ٢ - س = ١٠ ÷ ١,٨ - ٢ = ١٠ ÷ ٠,٠٢$ مولار

تركيز اليود $[I_2] = ٣ - س = ١٠ ÷ ١,٨ - ٣ = ١٠ ÷ ٠,١٢$ مولار

تركيز يوديد الهيدروجين $[HI] = ٢س = ١٠ ÷ ١,٨ \times ٢ = ١٠ ÷ ٠,٣٦$ مولار

$$K_C = \frac{[HI]^2}{[H_2] \times [I_2]} = \frac{[0,36]^2}{[0,02] \times [0,12]} = ٥٤$$

ثالثاً : حساب تركيز المواد المتفاعلة أو الناتجة عند الاتزان بمعرفة ثابت الاتزان

مثال ١- إذا مزج ١ مول من اليود مع ١ مول من الهيدروجين في وعاء سعته ١٠ لتر وكان ثابت الاتزان للتفاعل

يساوي ٩ حسب المعادلة التالية $H_2(g) + I_2(g) = 2HI(g)$ أحسب تركيز كلًّا من اليود والهيدروجين ويوريد الهيدروجين عندما تصل إلى حالة الاتزان .

نقوم بفرض الجدول التالي

المعادلة		
H_2	+	I_2
=		$2HI$
عدد المولات قبل التفاعل	صفر	٣
عدد مولات المواد المتفاعلة والناتجة	٢س	س
عدد المولات عند الاتزان	٢س	٣ - س
التركيز عند الاتزان	٢س ÷ ١٠	٣ - س ÷ ١٠

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[I_2] \times [H_2]} = 9$$

$$\frac{2(2s)}{(1-s)(1-s)} = 9$$

$$\frac{4s^2}{(1-s)^2} = 9$$

$$\frac{2s}{1-s} = 3$$

$$2s = 3(1-s)$$

$$2s = 3 - 3s$$

$$5s = 3$$

$$s = 0.6$$

تركيز الهيدروجين $[H_2] = 1 - 0.6 = 0.4$ مولار

تركيز اليود $[I_2] = 1 - 0.6 = 0.4$ مولار

تركيز يوريد الهيدروجين $[HI] = 2 \times 0.6 = 1.2$ مولار

تدريبات على الفصل الثاني : طبيعة الاتزان الكيميائي

تدريبات على الفصل الثاني الاتزان الكيميائي

السؤال الأول عرف مايلي :

- ١- حالة الاتزان الكيميائي
- ٢- ثابت الاتزان الكيميائي
- ٣- التفاعلات العكسي
- ٤- التفاعلات الغير عكسية
- ٥- رائز التفاعل
- ٥- مبدأ لوشاتيلية

السؤال الثاني : ضع علامة () أمام العبارات الصحيحة وعلامة () أمام العبارات الخاطئة فيما يلي

- ١- () عند وصول التفاعل على حالة الاتزان فإن التفاعل يتوقف
- ٢- () التفاعلات العكسية هي التفاعلات التي يحدث لها استهلاك تام للمواد المتفاعلة
- ٣- () من العوامل المؤثرة على حالة الاتزان الكيميائي المواد الحافزة
- ٤- () لا يؤثر الضغط في حالة تساوي عدد المولات المتفاعلة والناجة في التفاعلات المترنة
- ٥- () قيمة ثابت الاتزان لتفاعل ما تظل ثابتة بشرط ثبوت درجة الحرارة
- ٦- () من العوامل المؤثرة على حالة الاتزان الكيميائي الضغط
- ٧- () تزداد قيمة ثابت الاتزان بزيادة التركيز
- ٨- () لا تتأثر قيمة ثابت الاتزان بزيادة درجة الحرارة
- ٩- () إذا كانت قيمة رائز التفاعل مساوية لقيمة ثابت الاتزان فإن التفاعل يكون في حالة اتزان
- ١٠- () لا تكتب تركيز المواد الصلبة ضمن المواد المتفاعلة

السؤال الثالث : أختَر الإجابة الصحيحة فيما يلي

- ١- أحد العوامل التالية لا يؤثر على حال الاتزان الكيميائي (الضغط - التركيز - درجة الحرارة - المادة الحافزة)
- ٢- عندما تكون قيمة رائز لتفاعل أكبر من قيمة ثابت الاتزان فإن التفاعل (ينزاح لليمين - ينزاح لليسار - لا تتأثر)
- ٣- إذا أثر مؤثر فإن التفاعل يسير في الاتجاه الذي يقاوم هذا التغيير (مبدأ أفوجادرو- مبدأ لوشاتيلية - السموم)
- ٤- عند وصول التفاعل الى حالة الاتزان فإن (التفاعل يتوقف - يحدث تغير ملحوظ - تثبت الخواص المنظورة)
- ٥- قيمة ثابت الاتزان لتفاعل ما تظل ثابتة مهما تغيرت الظروف بشرط ثبوت (الضغط - التركيز - الحرارة)

السؤال الرابع : علل مايلي

١- المواد الحافزة لا تؤثر على قيمة ثابت الاتزان

٢- لا تكتب المادة الصلبة والسائلة عند حساب ثابت الاتزان

السؤال الخامس : أجب عن الأسئلة التالية

س / اكتب قانون ثابت الاتزان للتفاعل التالي بطريقتين مختلفتين $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} = 2NH_{3(g)}$

س/ كتب قانون ثابت الاتزان الكيميائي معبراً عنه بوحدة الضغط الجزئي للتفاعل $2H_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2H_2O(g)$

س/ احسب K_p للتفاعل التالي $N_2(g) + 2O_2(g) = 2NO_2(g)$ إذا كانت الضغوط الجزئية للمواد هي $NO_2 = 2$ ضغط جوي، $O_2 = 1$ ضغط جوي، $N_2 = 0.2$ ضغط جوي

س/ احسب قيمة K_p للتفاعل التالي $CaCO_3(s) = CaO(s) + CO_2(g)$ إذا كانت الضغوط الجزئية للمواد هي $CO_2 = 0.3$ ضغط جوي

س/ احسب قيمة K_c للتفاعل التالي $N_2(g) + O_2(g) = 2NO(g)$ إذا علمت أن تركيز المواد هي $NO = 0.2$ مولار، $N_2 = 0.1$ مولار، $O_2 = 0.1$ مولار

أستنتج قانون ثابت الاتزان للتفاعل التالي $N_2(g) + 3H_2(g) = 2NH_3(g)$ وذلك من خلال قانون سرعة التفاعل ؟

س/ إذا علمت أن قيمة K_p للتفاعل $2CO(g) + O_2(g) = 2CO_2(g)$ هو 1.0×10^{24} عند درجة حرارة $1000^\circ C$ درجة مطلقة (كالفن) أحسب قيمة K_c علماً بأن الثابت العام للغاز هو 0.082

س/ بين اثر زيادة O_2 على التفاعل التالي $2CO(g) + O_2(g) = 2CO_2(g)$ وذلك على كل من حالة الاتزان وكميات المواد وقيمة ثابت الاتزان

س/ من خلال التفاعل التالي $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ بين اثر زيادة الضغط ونقص الضغط على حالة الاتزان وكميات المواد وقيمة ثابت الاتزان

س/ بين اثر زيادة الضغط ونقصه على كل من حالة الاتزان وكميات المواد وقيمة ثابت الاتزان للتفاعل
 $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}(\text{g}) = 2\text{HCl}(\text{g})$

س/ بين أثر زيادة درجة الحرارة ونقص درجة الحرارة على كل من حالة الاتزان وكمية المواد وقيمة ثابت الاتزان من خلال المعادلة التالية $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) + 14\text{Cal} = 2\text{NO}_2$

س/ بين أثر زيادة درجة الحرارة ونقص درجة الحرارة على كل من حالة الاتزان وكمية المواد وقيمة ثابت الاتزان من خلال المعادلة التالية $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2\text{SO}_3(\text{g}) + 66\text{Cal}$

س/ إذا علم أن ثابت الاتزان لتفاعل التالي $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) = 2\text{HI}(\text{g})$ هو $K_p = 50,3$ عند درجة حرارة 699°C فإذا تم مزج كمية من HI ضغطها $0,7$ ضغط جوي مع كمية من غاز H_2 و I_2 ضغط كل منهما $0,2$ ضغط جوي . هل يحدث تغيير في كميات المواد الممزوجة أم لا وإذا كان الجواب بنعم في أي اتجاه يسير التفاعل

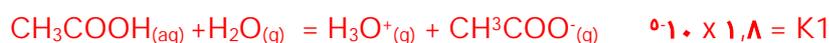
س/ إذا علمت ان قيم ثابت الاتزان للتفاعل التالي $2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2\text{NO}_2(\text{g})$ عند درجة حرارة 500°C مطلقة هو 10×10^{-6} فإذا تم مزج $0,1$ مولار من (NO) مع $0,1$ مولار من (O_2) و $0,1$ مولار من (NO_2) هل يحدث تغيير كميات المواد الممزوجة وإذا كان الجواب بنعم في أي اتجاه يسير التفاعل

س / إذا علمت إن قيمة ثابت الاتزان عند 23°C م ° للتفاعل التالي $2\text{HI}(\text{g}) = \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$ هي $k_1 = 0,18$ فما قيمة ثابت الاتزان للتفاعل التالي $8\text{HI}(\text{g}) = 4\text{H}_2(\text{g}) + 4\text{I}_2(\text{g})$

س / أحسب ثابت الاتزان للتفاعل التالي $H_2(g) + 1/2 O_2(g) = H_2O(g)$ إذا علمت ان قيمة ثابت الاتزان لتفاعل

التالي $H_2O(g) = H_2(g) + 1/2 O_2(g)$ عند درجة حرارة ٢٥ م ° هي 1.0×10^{-3}

س / عند درجة حرارة ٢٥ م ° وجد أن



فما قيمة ثابت الاتزان للتفاعل التالي عند نفس رجة الحرارة



س / مزج ٢مول من H_2 مع ٣مول من I_2 في وعاء مغلق سعته ١٠ لتر وعند الاتزان كانت كمية HI تساوي ٣,٦ مول .

أحسب قيمة ثابت الاتزان لتفاعل التالي $H_2 + I_2 = 2HI$

س / إذا مزج ١مول من اليود مع ١مول من الهيدروجين في وعاء مغلق سعته ١٠ لترات وكان ثابت الاتزان للتفاعل

التالي $H_2(g) + I_2(g) = 2HI(g)$ يساوي ٩ ، احسب تركيز كل من اليود والهيدروجين ويوديد الهيدروجين عندما تصل

المجموعة الى حالة الاتزان الحل

الفصل الثالث : المحاليل الموصلة للتيار الكهربائي

تتقسم المواد من حيث التوصيل الكهربى الى

النوع	(أ)- محاليل موصلة للتيار (الإلكتروليات)	(ب)- محاليل غير موصلة للتيار (اللا إلكتروليات)
التعريف	هي المواد التي عند ذوبانها في الماء تعطي محلول موصل للتيار الكهربائي	هي المواد التي عند ذوبانها في الماء لا تعطي محلول موصل لتيار الكهربائي .
مثال	مثل كلوريد الصوديوم NaCl وحمض الكلور HCl	السكر لان جزيئاته لا تتفكك إلى أيونات

تتقسم المحاليل الموصلة للتيار إلى قسمين

النوع	١-محاليل قوية التوصيل للتيار الكهربى	٢-محاليل ضعيفة التوصيل للتيار الكهربى
التعريف	هي مواد تفكك كلياً عند ذوبانها في الماء	هي مواد تتفكك جزئياً عند ذوبانها في الماء
مثال	مثل كلوريد الصوديوم NaCl وحمض الكلور HCl	الماء H ₂ O النقي وحمض الخل CH ₃ COOH

التفكك والتأين

النوع	التفكك	التأين
التعريف	هو عبارة عن فصل الروابط في المركب الأيوني وجعلها حرة الحركة بفعل الماء أو الانصهار	هو تحويل الجزيئات غير الأيونية إلى أيونات وجعلها حرة الحركة في الماء
مثال	$KCl \xrightarrow{H_2O} K^+ + Cl^-$	$HBr \xrightarrow{H_2O} H^+ + Br^-$

الحموض والقواعد

النوع	الحموض	القواعد
التعريف	هي المادة التي تتفكك في المحلول المائي لتعطي أيونات الهيدروجين (H^+)	هي المواد التي تتفكك في المحلول المائي لتعطي أيونات الهيدروكسيد (OH^-)
مثال	حمض الكلور HCl حمض الخل CH_3COOH حمض الكبريت H_2SO_4	هيدروكسيد الصوديوم $NaOH$ هيدروكسيد البوتاسيوم KOH النشادر NH_3
الخواص	<p>١- تحول لون ورق تباغ الشمس الأزرق على إلى الأحمر</p> <p>٢- مذاقها حمضي</p> <p>٣- تذوب في الماء وتنتج أيونات الهيدروجين (البروتونات المائية)</p> <p>٤- إذا أضيف الحمض إلى القاعدة بكمية مناسبة يلغى جميع صفات القاعدة ماعدا خاصية التوصيل</p> <p>٥- تتفاعل الحموض مع بعض الفلزات (خارصين- ماغنيسيوم - برادة نحاس)</p>	<p>١- تحول لون ورق تباغ الشمس الأحمر إلى الأزرق</p> <p>٢- مذاقها مر وملمسها صابوني</p> <p>٣- إذا أضيفت القاعدة إلى الحمض بكمية مناسبة تلغى الصفة الحمضية</p> <p>٤- تذوب في الماء وتتفكك إلى أيونات الهيدروكسيد</p>



كيفية الاستدلال على قاعدية بعض المواد

يتم الاستدلال على قاعدية المواد من خلال أن القاعدة تعطي في الماء أيونات الهيدروكسيل (OH^-) وتزبل الصفة الحمضية (أي أنها تتفاعل مع الأيون الموجب H^+)

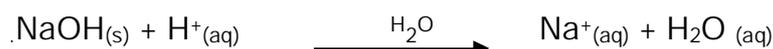
مثال (١) - كيف تستدل على قاعدية هيدروكسيد الكالسيوم $NaOH$.

يتم الاستدلال على قاعدية المواد كما يلي

١- القاعدة تعطي في الماء أيونات الهيدروكسيد (OH^-) -٢ القاعدة تزبل الصفة الحمضية .



30 مذكرة الصف الثالث ثانوي الفصل الدراسي الأول . جمع وإعداد المعلم : محمد الزهراني



مثال ٢- كيف يمكنك الاستدلال على قاعدية هيدروكسيد الكالسيوم $\text{Ca}(\text{OH})_2$

القاعدة تعطى في الماء أيونات الهيدروكسيد (OH^-) -٢ القاعدة تزيل الصفة الحمضية .



المواد المترددة

تعريفها	هي المواد التي تتفاعل مع الحمض والقاعدة
مثال	هيدروكسيد الخارصين $\text{Zn}(\text{OH})_2$ وهيدروكسيد الألمنيوم $\text{Al}(\text{OH})_3$
كيفية الاستدلال	<p>يتم الاستدلال على أن المادة مترددة كما يلي :</p> <p>(١) - المادة المترددة تزيل الصفة الحمضية إذا تفاعلت مع الحمض</p> <p>(٢) - المادة المترددة تزيل الصفة القاعدية إذا تفاعلت مع القاعدة</p> <p>مثال- كيف يمكنك الاستدلال على أن هيدروكسيد الخارصين $\text{Zn}(\text{OH})_2$</p> $\text{Zn}(\text{OH})_2 (s) + 2\text{H}^{+}_{(aq)} = \text{Zn}^{++}_{(aq)} + 2\text{H}_2\text{O} (l)$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 (s) + 2\text{OH}^{-}_{(aq)} = \text{Zn}(\text{OH})_4^{--}_{(aq)}$

التعادل والأدلة والأملاح

النوع	التعادل	الأدلة	الأملاح
التعريف	هو اتحاد حمض مع قاعدة بحيث تتلاشى صفات الحمض والقاعدة	هي مواد يتغير لونها عند تغير تركيز البروتونات المائية. ولا تؤثر على سير التفاعل	مادة ناتجة من تفاعل الحمض مع القاعدة
مثال	مزج حمض الكلور مع هيدروكسيد الصوديوم	تباع الشمس ، الفينول فيثالين ، الميثيل البرتقالي	كلوريد الصوديوم NaCl كلوريد الكالسيوم CaCl_2

النظريات التي تفسر الحموض والقواعد

ولاً : النظرية الأيونية نظرية أرهينيوس

تعرف النظرية الأيونية الحمض والقاعدة على أنها

المادة التي تنتج عند تفككها في الماء أيونات البروتونات المائية (H ⁺)	الحمض
المادة التي تنتج عند تفككها في الماء أيونات الهيدروكسيد (OH ⁻)	القاعدة

مميزات النظرية الأيونية

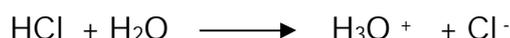
١- أن قوة الحمض والقاعدة تعتمد على مدى تفككها في الماء إلى أيونات . مثل المادة التي تتفكك كلياً في الماء إلى أيونات الهيدروجين تعتبر حمضاً قويا والمادة التي تتفكك كلياً في الماء إلى أيونات الهيدروكسيد تعتبر قاعدة قوية وهكذا .

عيوب النظرية الأيونية

العيب الأول : النظرية تشترط عند تفكك الحموض تكون بروتونات مائية .

سبب هذا العيب :

أ- البروتون صغير جداً ومن غير المعقول أن يسبح في الماء دون أن ينجذب إلى الجزيئات أو الذرات الكبيرة
ب- من الصعب أن تتصور أن جزيئات الماء الكبيرة تحيط بالبروتون الصغير دون أن تتناثر مع بعضها البعض
التعديل المناسب لهذا العيب البروتون لا يتحرك مستقلاً بل يلتصق بالماء ليكون أيون الهيدرونيوم (H₃O⁺)



العيب الثاني : النظرية لم تضع ضمن القواعد المواد التي تعادل الحموض دون أن تكون أيونات الهيدروكسيد

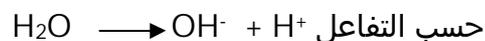
مثل النشادر . الذي يتفاعل مع حمض الكلور ليفقده خواصه دون أن تظهر أيونات الهيدروكسيد



مفهوم الحمض والقاعدة بعد التعديل في النظرية الأيونية

المادة التي تزيد من أيونات الهيدرونيوم H ₃ O ⁺ في المحاليل المائية	الحمض
المادة التي تزيد من أيونات الهيدروكسيد OH ⁻ في المحاليل المائية	القاعدة

سؤال للتفكير : هل الماء متعادل أم حمضي أم قاعدي حسب نظرية أرهينيوس فسر ذلك ؟ .. نعم لانه يتفكك إلى أيونات الهيدروجين وايونات الهيدروكسيد



ثانياً: نظرية لاوري وبرونشتد

يعرف الحمض والقاعدة حسب نظرية لاوري وبرونشتد على أنها

الحمض	هي المادة التي لها القابلية لفقد البروتون أو منحة .
القاعدة	هي المادة التي القابلية لتقبل البروتون أو أخذه

مميزات نظرية لاوري وبرونشتد

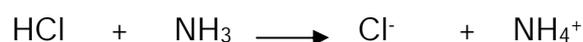
تعتمد قوة الحمض والقاعدة على

١- مدى قابلية الحمض لمنح بروتون مائي H^+

٢- مدى قابلية القاعدة لتقبل البروتون المائي H^+

كيف يمكنك تحديد الحمض المقترن والقاعدة المقترنة حسب نظرية لاوري وبرونشتد .

لكل حمض قاعدة مقترنة ولكل قاعدة حمض مقترن كما في المثال التالي



حمض مقترن قاعدة مقترنة قاعدة حمض

نستنتج من المثال السابق انه

١- لإيجاد الحمض المقترن نضيف بروتون مائي (H^+)

٢- لإيجاد القاعدة المقترنة نزع بروتون مائي (H^+)

مثال : حدد القاعدة المقترنة من الأحماض التالية

الحمض	HCl	H ₂ O	HF	HClO	HNO ₃	H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	HI	HCN
القاعدة المقترنة	Cl ⁻	OH ⁻	F ⁻	HClO ⁻	NO ₃ ⁻	HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	I ⁻	CN ⁻

مثال : حدد الحمض المقترن من القواعد التالية

القاعدة	H ₂ O	CO ₃ ²⁻	OH ⁻	O ²⁻	NH ₃	H ⁻	CH ₃ NH ₂	NO ₃ ⁻	H ₂ PO ₄ ⁻
الحمض المقترن	H ₃ O ⁺	HCO ₃ ⁻	H ₂ O	OH ⁻	NH ₄ ⁺	H ₂	CH ₃ NH ₃ ⁺	HNO ₃	H ₃ PO ₄

عيوب نظرية لاوري وبرونشتد لا يعتبر تفسير لاوري وبرونشتد للأحماض والقواعد كاملاً . لان هناك جزيئات لا تحتوي على الهيدروجين مثل فوريد البورن

مذكرة الصف الثالث ثانوي الفصل الدراسي الأول . جمع وإعداد المعلم : محمد الزهراني

سؤال للتفكير : هل الماء حمضي أم قاعدي أم متعادل حسب نظرية لاوري وبرونشتد فسر ذلك ؟
 متعادل لانه عندما تنزع منه هيدروجين يعطى أيونات OH⁻ وعندما نضيف له هيدروجين يعطى أيونات H₃O⁺

ثالثاً : نظرية لويس

يعرف الحمض والقاعدة حسب نظرية لويس على أنها

المادة التي لها القابلية لتقبل زوج من الإلكترونات	الحمض
المادة التي لها القابلية لفقد أو منح زوج من الإلكترونات	القاعدة

كيفية التعرف على حمض وقاعدة لويس .

- 1- نكتب التوزيع الإلكتروني لذرة المركزية (الوسيطه)
- 2- نرسم تركيب لويس (النقاط)
- 3- إذا كانت الذرة لمركزية لديها أزواج حرة أو يحاط بها ثمان إلكترونات يعتبر الجزيء أو الأيون قاعدة .
- 4- إذ كانت الذرة المركزية لا يوجد حولها ثمان إلكترونات يعتبر الجزيء أو الأيون حمضي
- 5- الأيونات أحادية الذرة الموجبة تعتبر حمض والأيونات السالبة تعتبر قاعدة

مثال : حدد أي المواد التالية حمض وأيها قاعدة حسب نظرية لويس (Al⁺⁺⁺ NH₃ ، Cl⁻ ، Na⁺)

المادة	حمض - قاعدة (حسب نظرية لويس) مع التفسير
Na ⁺	حمض لانه يحمل الشحنة الموجبة
Cl ⁻	قاعدة لانه يحمل الشحنة السالبة
Al ⁺⁺⁺	حمض لانه يحمل الشحنة الموجبة
NH ₃	قاعدة يتضح ذلك من خلال التوزيع الإلكتروني لذرة المركزية N ${}_1H = 1S^1$ ، ${}_7N = 1S^2 2S^2 2P^3$ نلاحظ : أن الذرة المركزية N تحتوي على 5 إلكترونات في مستوى الطاقة الاخير ويحاط حول الذرة المركزية ثلاث ذرات هيدروجين لكلاً منها إلكترون واحد في مستوى الطاقة الاخير وعليه يصبح حول ذرة النيتروجين (ثمان إلكترونات) خمس من N وثلاث من H وبذلك يصبح قاعدة حسب قاعدة لويس

تدريبات على الفصل الثالث : المحاليل الموصلة للتيار

السؤال الأول : كتب المصطلح العلمي المناسب أمام التعريفات التالية :

- () المادة التي تنتج نتيجة تفاعل الحمض مع القاعدة
 () تحول الجزيئات الغير أيونية إلى أيونات
 () فصل الروابط بين الأيونات وجعلها حرة الحركة في الماء
 () المحاليل التي عند ذوبانها في الماء تتفكك إلى أيونات
 () المحاليل التي عند ذوبانها في الماء لا تتفكك إلى أيونات

السؤال الثاني : اختر الإجابة الصحيحة فيما يلي

- ١- تسمى المواد التي تتفاعل مع الحمض والقاعدة بالمواد (الأيونية - المترددة - الأكسجينية - جميع ما سبق)
 ٢- المادة التي لها القابلية لفقد البروتون أو منحه (حمض لويس - حمض أرهينيوس - حمض لوري وبرونشتد)
 ٣- تمتاز المحاليل الحمضية بالمذاق (الحلو - المر - الحمضي)
 ٤- تعتبر النشادر قاعدة حسب مفهوم (أرهينيوس - لويس - لوري وبرونشتد)
 ٥- القاعدة المقترنة للحمض التالي H_2SO_4 حسب نظرية لوري وبرونشتد (SO_4^{2-} - $H_3SO_4^+$ - HSO_4^-)
 ٦- يعتبر الماء قاعدي حسب نظرية (لوري - وبرونشتد - لويس - ارهينوس)
 ٧- أحد المواد التالية ليس متردد ($Al(OH)_3$ - $Zn(OH)_2$ - $NaOH$)
 ٨- الحمض هو المادة التي تتقبل زوج من الألكترونات تعريف (ارهينيوس - لوري وبرونشتد - لويس)
 ٩- يعتبر أيون الكلور Cl^- قاعدي حسب نظرية (أرهينيوس - لوري وبرونشتد - لويس)
 ١٠- أحد المحاليل التالية لا يوصل التيار الكهربائي نهائياً (محلول ملح الطعام - محلول حمض الخل - محلول السكر)

السؤال الثالث : ضع علامة () أمام العبارات الصحيحة وعلامة () أمام العبارات الخاطئة

- ١- تعرف القاعدة حسب نظرية لويس بأنها المادة التي لها القابلية لتقبل البروتون
 ٢- يعتبر لماء النقي موصل قوي للتيار الكهربائي
 ٣- من مزايا نظرية أرهينيوس ان قوة الحمض والقاعدة تتوقف على مدى تفككهما في الماء
 ٤- يعتبر الماء متعادل حسب نظرية لوري وبرونشتد
 ٥- يعتبر ايون Na^+ قاعدي حسب نظرية لويس
 ٦- هيدروكسيد الخارصين من المواد المترددة
 ٧- الأحماض تحول لون ورق تباع الشمس الأحمر الى الأزرق
 ٨- تمتاز القواعد بلمس صابوني
 ٩- تحول القواعد لون ورق تباع الشمس الأزرق الى الأحمر
 ١٠- تمتاز الأحماض بالمذاق المر

السؤال الرابع حدد كلاً من الحمض المقترن والقواعد المقترنه حسب نظرية لوري وبرونشتد من خلال الجدول التالي

الحمض	HCl	H ₂ O	HF	HClO	HNO ₃	H ₂ SO ₄	HSO ₄	HI	HCN
القاعدة المقترنة									
القاعدة	H ₂ O	CO ₃ ²⁻	OH ⁻	O ²⁻	NH ₃	H ⁻	CH ₃ NH ₂	NO ₃ ⁻	H ₂ PO ₄ ⁻
الحمض المقترن									

الفصل الرابع : حسابات متعلقة بالأحماض والقواعد

أهمية الأحماض والقواعد

- 1- للأحماض دور أساس في هضم الطعام. فمثلاً: أنزيم أميليز اللعاب يوجد في اللعاب في الفم يقوم بعملية هضم الكربوهيدرات لا يعمل إلى في الوسط القاعدي. كذلك أنزيم الببسين الذي يوجد في المعدة ويقم بهضم البروتينات لا يعمل إلى في الوسط الحمضي
- 2- تدخل الأحماض والقواعد في تركيب الأدوية مثل (الأسبرين ومضادات الحموضة)
- 3- تدخل الحموض والقواعد في الصناعة مثل (حمض الكبريت صناعة بطاريات السيارات والقواعد تدخل في صناعة الزجاج)

قياس درجة الحموضة للمحاليل

تقاس درجة حموضة المحاليل من خلال قياس تركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ في هذا المحلول. وعليه فإن تتناسب قوة الحمض طردياً مع مقدار ما ينتج من أيون الهيدرونيوم في المحلول.

- الماء النقي له قدرة ضئيلة على توصيل التيار الكهربائي (علل) لأنه يتأين بدرجة ضعيفة

- عند حدوث الاتزان الكيميائي في المحاليل المائية فإن ثابت تفكك الماء يساوي حاصل ضرب تراكيز أيونات الهيدروكسيل والهيدرونيوم عند $25^{\circ}C$ حسب العلاقة التالية

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

سؤال للتفكير؟ الماء متعادل حسب النظرية الأيونية من خلال العلاقة السابقة كيف تفسر ذلك

لان تركيز ايونات الهيدرونيوم يساوي تركيز أيونات الهيدروكسيد

$$[H_3O^+] = [OH^-]$$

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

$$10^{-14} \times 1 = 2[H_3O^+] \quad \text{بأخذ الجذر التربيعي} \quad [H_3O^+] = \sqrt{10^{-14} \times 1} = 10^{-7} \text{ مولار}$$

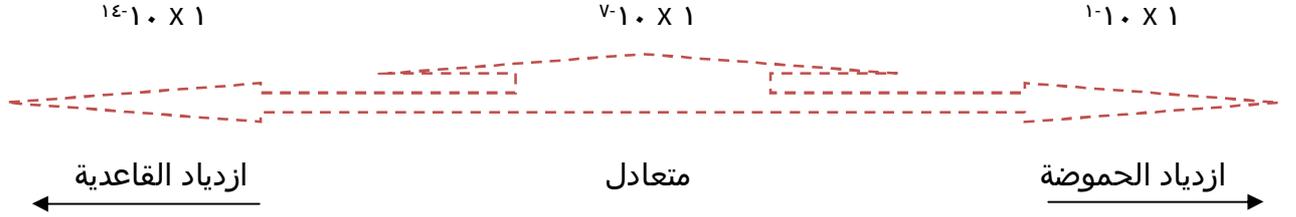
مثال (-) أحسب تركيز الهيدرونيوم $[H_3O^+]$ في محلول مائي تركيز أيونات الهيدروكسيل فيه 10^{-3} عند درجة حرارة $25^{\circ}C$

$$10^{-14} \times 1 = [OH^-] = [H_3O^+] \quad 10^{-14} \times 1 = 10^{-3} \times [H_3O^+]$$

$$10^{-14} \times 1 = 10^{-3} \times [H_3O^+] \div 10^{-3} \times 1 = [H_3O^+] = 10^{-11}$$

مدرج الحموضة بدلالة تركيز الهيدرونيوم $[H_3O^+]$

كلما زاد تركيز أيون الهيدرونيوم مقارنة بتركيز الهيدروكسيل في المحاليل المائية زادت درجة حموضة المحلول يتضح ذلك من خلال الشكل التالي



من خلال الشكل السابق نستطيع بدلالة تركيز الهيدرونيوم أن نعرف ما يلي

- 1- **المحلول المتعادل** : هو المحلول الذي يكون فيه تركيز أيونات الهيدرونيوم يساوي 7.10×1
- 2- **المحلول الحمضي** : هو المحلول الذي يكون فيه تركيز أيونات الهيدرونيوم أكبر 7.10×1
- 3- **المحلول القاعدي**: هو المحلول الذي يكون فيه تركيز أيونات الهيدرونيوم أصغر 7.10×1

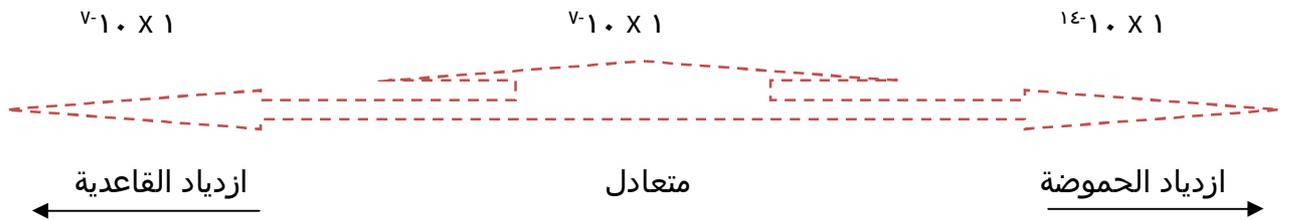
مثال (1)- أ- ما نوع الوسط في محلول مائي به كمية من أيونات الهيدروكسيل تركيزها 2×10^{-5} مولار؟

$$14.10 \times 1 = [OH^-] = [H_3O^+]$$

$$14.10 \times 1 = 5.10 \times 2 \times [H_3O^+]$$

$$10^{-10} \times 5 = 5.10 \times 2 \div 14.10 \times 1 = [H_3O^+] \text{ مولار}$$

ب- أرسم مدرج الحموضة بدلالة تركيز أيون الهيدروكسيل $[OH^-]$ ؟



الأس الهيدروجيني pH والأس الهيدروكسيلي pOH

لماذا نستخدم الـ pH والـ pOH ، ومن هو مكتشفه ؟

لحساب تراكيز الأحماض والقواعد لان تركيزها صغير جداً مكتشفة العالم السويدي (لورنس)

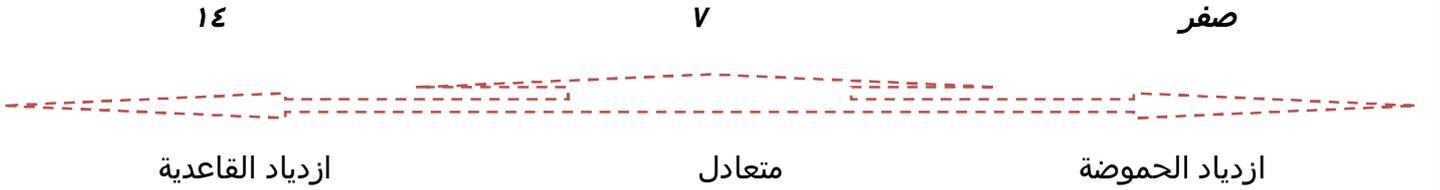
أولاً : الأس الهيدروجيني pH

تعريفه	مقياس أسهل لتعبير عن تركيز أيونات الهيدرونيوم (H ₃ O ⁺) أو هو اللوغاريتم السالب لتركيز أيون الهيدرونيوم للأساس عشرة
القانون الرياضي	$PH = - \log (H_3O^+) \iff PH - 10 = [H_3O^+]$

مثال- أحسب الـ pH لمحلول متعادل الذي تركيزه 10^{-7} مولار ؟

$$v = PH \iff PH = - \log (10^{-7}) \iff PH = - \log (H_3O^+)$$

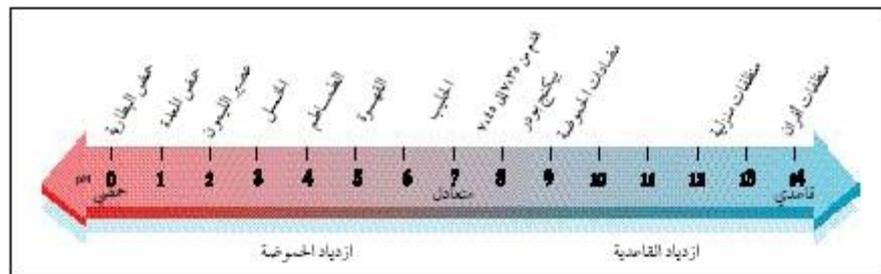
مدرج الحموضة بدلالة pH



مثال (٢)- أحسب الأس الهيدروجيني لمحلول تركيز أيونات الهيدرونيوم فيه 10^{-3} مولار ثم حدد نوع

الوسط حمضي أم قاعدي

$$PH = 3 \iff PH = - \log (10^{-3}) \iff PH = - \log (H_3O^+)$$



شكل (٤-٥) قيم pH لبعض المواد المألوفة في حياتنا اليومية

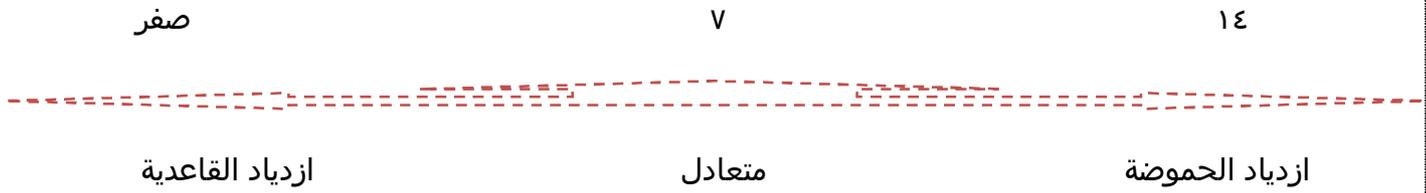
ثانيًا: الأس الهيدروكسيلي pOH

تعريفه	مقياس أسهل للتعبير عن تركيز أيونات الهيدروكسيد (OH ⁻)
القانون الرياضي	$pOH = -\log [OH^-] \iff [OH^-] = 10^{-pOH}$

مثال (-) أوجد الأس الهيدروكسيلي لمحلول متعادل تركيزه 1×10^{-7} مولار؟

$$pOH = 7 \quad pOH = -\log (1 \times 10^{-7}) \quad pOH = -\log [OH^-]$$

مدرج الحموضة بدلالة الـ pOH ؟



مثال (-) أحسب الأس الهيدروكسيلي pOH لمحلول تركيز أيونات الهيدروكسيل فيه يساوي 1×10^{-11} مولار.

$$pOH = 11 \quad pOH = -\log (1 \times 10^{-11}) \quad pOH = -\log [OH^-]$$

مثال (2) - إذا علمت أن الأس الهيدروجيني لمحلول يساوي 4,6 فأحسب

(أ) - تركيز أيونات الهيدرونيوم

(ب) - تركيز أيونات الهيدروكسيل

$$(أ) - [H_3O^+] = 10^{-4,6} = 2,5 \times 10^{-5} \text{ مولار}$$

$$(ب) - [OH^-] \times [H_3O^+] = 1 \times 10^{-14} \implies [OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{2,5 \times 10^{-5}} = 4 \times 10^{-10} \text{ مولار}$$

استنتاج العلاقة بين الأس الهيدروجيني pH والأس الهيدروكسيلي pOH

$$[H_3O^+] \times [OH^-] = 1 \times 10^{-14} \text{ بأخذ اللوغاريتم السالب للطرفين}$$

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

$$pH + pOH = 14$$

الجدول التالي يوضح دلالات قيم pOH pH $[H_3O^+]$ $[HO^-]$ للمحاليل الحمضية والقاعدية والمتعادلة

المحلول	$[H_3O^+]$	$[HO^-]$	pH	pOH
حمضي	$10^{-x} <$	$10^{-y} >$	$x >$	$y <$
متعادل	$10^{-x} =$	$10^{-y} =$	$x =$	$y =$
قاعدي	$10^{-x} >$	$10^{-y} <$	$x <$	$y >$

مثال: حدد نوع الوسط لمحلول مائي به 10^{-5} مولار من أيونات الهيدرونيوم، ثم احسب قيمة pH للمحلول



نحسب قيمة الـ PH من خلال العلاقة التالية $PH = -\log(H_3O^+)$

$$PH = -\log(10^{-5}) = 5 = PH \quad \text{هذا يدل على أن الوسط حمضي}$$

حسابات متعلقة بالأحماض والقواعد

أولاً: الأحماض القوية

التعريف	هي المواد التي تتفكك كلياً في الماء وتعطي أيونات الهيدرونيوم (H_3O^+)
المثال	من أبرزها حمض الكلور HCl حمض النيتروجين HNO_3
القانون الرياضي	تركيز الحمض القوي = تركيز أيونات (H_3O^+) $\rightleftharpoons pH = -\log(H_3O^+)$

مثال: احسب قيمة الأس الهيدروجيني PH لمحلول مكون من حمض الكلور تركيزه 10^{-5} مولار؟

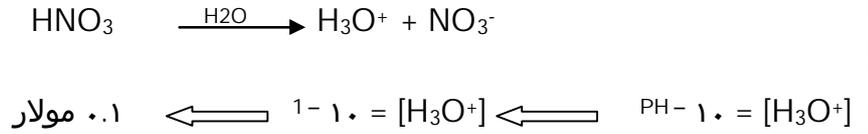


حمض الكلور حمض قوي وعلية فأن تركيز الحمض القوي = تركيز أيونات (H_3O^+)

$$PH = -\log(10^{-5}) = 5 \quad \leftarrow (H_3O^+) = (10^{-5})$$

40 مذكرة الصف الثالث ثانوي الفصل الدراسي الأول . جمع وإعداد المعلم : محمد الزهراني

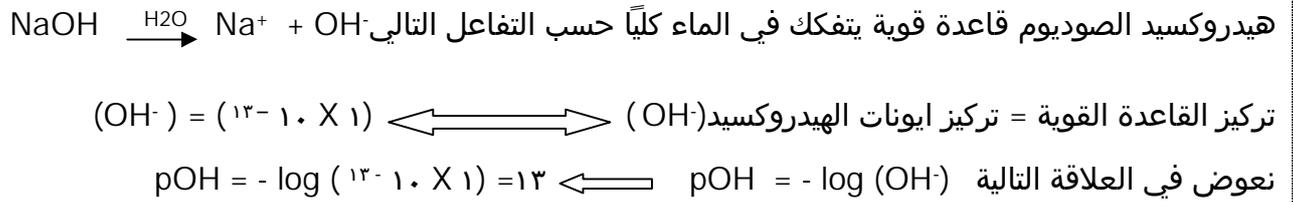
مثال ٢- احسب تركيز الهيدرونيوم H_3O^+ في محلول مائي يحوي حمض النيتريك أسه الهيدروجيني = ١ (علمًا بان حمض النيتريك يتفكك كليًا في الماء)



ثانيًا : القواعد القوية

التعريف	هي المواد التي تتفكك كليًا في الماء وتعطي ايونات الهيدروكسيد (OH^-)
مثال	من أبرزها : هيدروكسيد الصوديوم ($NaOH$) و هيدروكسيد البوتاسيوم (KOH)
القانون الرياضي	تركيز القاعدة القوية = تركيز ايونات الهيدروكسيد (OH^-) \longleftrightarrow $pOH = -\log(OH^-)$

مثال ١- احسب قيمة الأس الهيدروكسيدي POH لمحلول مكون من هيدروكسيد الصوديوم تركيزه ١٠×١٠^{-١٣} مولار



مثال ٢- احسب قيمة الأس الهيدروجيني لمحلول مائي يحوي ٠.٠٠١ مول من هيدروكسيد الصوديوم في ٥٠٠ ملتر من المحلول (علمًا بان محلول هيدروكسيد الصوديوم يتفكك كليًا في الماء)

نحول من مول إلى مولار لا يجاد التركيز المولاري لهيدروكسيد الصوديوم

$$(NaOH) = \text{عدد المولات} \div \text{الحجم بالتر} \quad ٠.٠٠١ \div ٥٠٠ = ٠.٠٠٢ \text{ مولار}$$



$$[NaOH] \times [OH^-] = ٠.٠٠٢ \longleftarrow [H_3O^+] \times [OH^-] = ١٠^{-١٤} \longleftarrow [H_3O^+] \times (٠.٠٠٢) = ١٠^{-١٤} \times ١$$

$$[H_3O^+] = ٠.٠٠٢ \div ١٠^{-١٤} = ٥ \times ١٠^{-١٢} \text{ مولار}$$

$$pH = -\log(H_3O^+) \longleftarrow pH = -\log(٥ \times ١٠^{-١٢}) = ١١,٣$$

ثالثاً : الأحماض الضعيفة

هي المواد التي يحدث لها تفكك جزئي في الماء وتعطي ايونات الهيدرونيوم (H ₃ O ⁺)	التعريف
من أبرزها حمض الخل CH ₃ COOH حمض النيتروز HNO ₂ حمض الهيدروسيانيك HCN	مثال
$\sqrt{K_a \times C_a} = (H_3O)$ لحساب تركيز أيونات الهيدرونيوم للحمض الضعيف $K_a = \text{ثابت تفكك الحمض} = C_a \times \text{تركيز الحمض}$	القانون الرياضي

تدريب : استنتج العلاقة التالية (H₃O) = √(Ka x Ca) ؟

بفرض التفاعل التالي HA + H₂O = H₃O⁺ + A⁻ (الحمض الضعيف = HA)

نستخدم قانون ثابت التفكك أو تأين الحمض للمعادلة السابقة كما يلي :

ملاحظة : تركيز الماء لا يكتب لانه ثابت $[A^-] \times [H_3O^+] = K_a$

نستنتج من المعادلة السابقة أن مقدار ما ينتج من أيونات الهيدرونيوم يساوي ما ينتج من (A⁻)

$[A^-] = [H_3O^+]$ نعوض في العلاقة السابقة **وتصح كالتالي**

$$2[H_3O^+] = K_a$$

لحساب تركيز أيونات الهيدرونيوم نفرض أن ما يتفكك من الحمض قليل جداً يمكن إهماله . وعليه فإن تركيز الحمض [HA] عند الاتزان = تركيز الحمض الأصلي (Ca)

$$\sqrt{K_a \times C_a} = [H_3O^+] \quad \leftarrow \quad [Ca] \times K_a = 2[H_3O^+] \quad \leftarrow \quad \frac{2[H_3O^+]}{[Ca]} = K_a$$

مثال (1)- احسب قيمة الأس الهيدروجيني (PH) لمحلول مكون من حمض الخل تركيزه 0,1 مولار علماً بان ثابت تفكك الحمض الخل $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ مولار

أولاً : حمض الخل حمض ضعيف ولحساب قيمة إل ph لابد من معرفة تركيز ايونات الهيدرونيوم وذلك من خلال العلاقة التالية

$$[H_3O] = \sqrt{K_a \times C_a} = \sqrt{1.8 \times 10^{-5} \times 0.1} = 1.34 \times 10^{-3} \text{ مولار}$$

ثم بعد ذلك نقوم بإيجاد قيمة إل ph من خلال العلاقة التالية $PH = -\log (H_3O^+)$

$$PH = -\log(1.34 \times 10^{-3}) = 2.87$$

مثال ٢- أذيب ٠,٠٠٥ مول من حمض النيتروز في كمية من الماء بحيث أصبح حجم المحلول ٥٠٠ ملتر
احسب الأس الهيدروجيني pH للمحلول (علمًا بان حمض النيتروز يتفكك جزئيًا) ثابت التفكك 5.1×10^{-4}

$$\text{نوجد تركيز حمض النيتروز } \text{HNO}_2 = \frac{0.005}{1000 \div 500} = 0.01 \text{ مولار}$$

$$(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{\text{Ka} \times \text{Ca}} = \sqrt{5.1 \times 10^{-4} \times 0.01} = 1.0 \times 10^{-3} \text{ مولار}$$

ثم بعد ذلك نقوم بإيجاد قيمة pH من خلال العلاقة التالية

$$\text{PH} = -\log(1.0 \times 10^{-3}) = 3.0$$

رابعًا: القواعد الضعيفة

التعريف	هي المواد التي تتفكك جزئيًا في الماء وتعطي أيونات الهيدروكسيد (OH)
مثال	NH_3
القانون الرياضي	$\text{Kb} \times \text{C} = (\text{OH})$ $\text{pOH} = -\log(\text{OH})$ ثابت تفكك القاعدة الضعيفة = Cb = تركيز القاعدة الضعيفة

استنتج العلاقة التالية (OH) = $\sqrt{\text{Kb} \times \text{Cb}}$

بفرض التفاعل التالي $\text{B} + \text{H}_2\text{O} = \text{BH}^+ + \text{OH}^-$ (الحمض الضعيف = HA)

نستخدم قانون ثابت التفكك أو تأين الحمض للمعادلة السابقة كما يلي :

ملاحظة : تركيز الماء لا يكتب لانه ثابت

$$[\text{BH}^+] \times [\text{OH}^-] = \text{Kb}$$

نستنتج من المعادلة السابقة أن مقدار ما ينتج من أيونات الهيدروكسيد (OH) يساوي ما ينتج

$$[\text{B}]$$

نعوض في العلاقة السابقة وتصبح كالتالي $[\text{OH}^-] = [\text{BH}^+]$

من (BH+) وعلية فإن

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

لحساب تركيز أيونات الهيدروكسيد نفرض أن ما يتفكك من القاعدة قليل جدًا يمكن إهماله . وعلية

$$[\text{B}]$$

فإن تركيز الحمض [B] عند الاتزان = تركيز الحمض الأصلي (Cb)

$$\sqrt{\text{Kb} \times \text{Cb}} = [\text{H}_3\text{O}^+] \longleftarrow [\text{Cb}] \times \text{Ka} = 2[\text{H}_3\text{O}^+] \longleftarrow 2[\text{OH}^-] = \text{Kb}$$

$$[\text{Cb}]$$

مثال ١- احسب قيمة الأس الهيدروكسيدي poh لمحلول تركيزه ٠,٠٤ مولار من النشادر علما بان قيمة ثابت تفكك القاعدة $kb = 1,8 \times 10^{-5}$ مولار

$$Kb \times C = (OH) \quad \leftarrow \quad (OH) = 0,04 \times 1,8 \times 10^{-5} = 7,2 \times 10^{-7} \text{ مولار}$$

$$pOH = -\log(OH) \quad \leftarrow \quad pOH = -\log(7,2 \times 10^{-7}) = 6,14$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 6,14 = 7,86$$

حسابات متعلقة على بمحاليل أملاح

التميو	تفاعل بعض الأيونات الناتجة من الملح مع الماء لتنتج أيونات الهيدرونيوم أو أيونات الهيدروكسيد.
الملح	مادة ناتجة عن تفاعل الحمض مع القاعدة

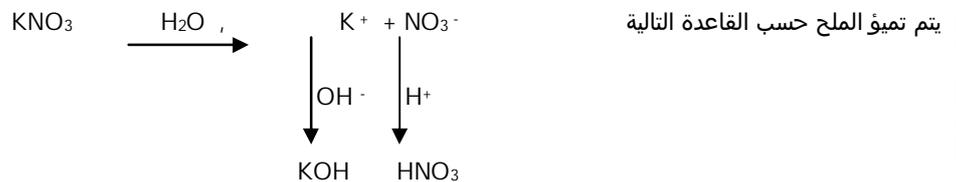
علل مايلي : لايمكن تصنيف الأملاح إلى أملاح ضعيفة وقوية ؟

لان الملح الذائب في الماء لا يوجد إلى على هيئة أيونات ولا يمكن أن توجد منه جزيئات غير متفككة

تصنيف الأملاح حسب نوع الحمض

نوع الملح	تعريفه	مثال	قيمة pH
١-الملح المتعادل	مادة ناتجة من تفاعل حمض قوي وقاعدة قوية	NaCl	٧
٢-الملح الحمضي	مادة ناتجة من تفاعل حمض قوي وقاعدة ضعيفة	NH ₄ Cl	أقل من ٧
٣-الملح القاعدي	مادة ناتجة من تفاعل حمض ضعيف وقاعدة قوية	CH ₃ COONa	أكبر من ٧

تدريب : بين نوع الملح KNO_3 (الحمض والقاعدة المشتق منها) ثم استنتج تأثير محلول هذا الملح



المحلول	نوع الحمض والقاعدة	الملح
متعادل	KOH قاعدة قوية HBr حمض قوي	KBr
حمضي	C ₂ H ₅ NH ₂ قاعدة قوية HCl حمض قوي	C ₂ H ₅ NH ₃ Cl
قاعدي	CH ₃ COOH حمض ضعيف NaOH قاعدة قوية	C ₆ H ₅ COONa

ولاً: الملح المتعادل

تعريف	الملح الناتج من تفاعل حمض قوي وقاعدة قوية
مثال	كلوريد الصوديوم NaCl بروميد البوتاسيوم KBr نترات البوتاسيوم KNO ₃
القانون الرياضي	$v - 10^{-10} \times 1 = [H_3O^+] \times [HO^-]$

ملاحظة: دائماً قيمة الـ pH للأملح المتعادلة $v =$ (لذلك ما يحتاج نحسب قيمة الـ pH)

ثانياً: الملح الحمضي

التعريف	الملح الناتج من تفاعل حمض قوي وقاعدة ضعيفة
مثال	كلوريد الأمونيوم NH ₄ Cl
القانون الرياضي	$K_b \div 10^{-14} \times 1 = K_h \sqrt{K_h \times C_s} = (H_3O)$

مثال (1)- أحسب قيمة الـ PH لمحلل مكون من كلوريد الأمونيوم NH₄Cl تركيزه 0,05 مولار علماً بان قيمة ثابت

كلوريد الأمونيوم ملح حمضي وتتعامل معه كأنه حمض ضعيف لذلك لابد من حساب تركيز الهيدرونيوم من خلال العلاقة التالية $(H_3O) = \sqrt{K_h \times C_s} = \sqrt{10^{-10} \times 0,05} = 2,2 \times 10^{-6}$ مولار
نوجد قيمة الـ pH كم خلال العلاقة التالية $PH = -\log (H_3O^+) = 5,27 \leftarrow PH = -\log (2,2 \times 10^{-6})$

مثال (2)- أوجد قيمة الاس الهيدروجيني لمحلل تم تحضيره بإذابة 0,2 مول من كلوريد الأمونيوم NH₄Cl في كمية من الماء بحيث كان حجم المحلول 400 ملتر. ثم أحسب قيمة الاس الهيدروكسيدي . (علماً بأن ثابت تفكك $K_p = 1,8 \times 10^{-5}$ مولار)

التركيز المولاري لمحلل كلوريد الأمونيوم NH₄Cl = عدد المولات / حجم المحلول بالتر

$$= 0,05 = 400 / 0,2 \text{ مولار}$$

نوجد قيمة ثابت تميؤ الملح $K_h / K_w = K_b = 10^{-14} \times 1,8 / 10^{-10} \times 0,6 = 2,7 \times 10^{-5}$ مولار

$$(H_3O) = \sqrt{K_h \times C_s} = \sqrt{2,7 \times 10^{-5} \times 0,6} = 2,2 \times 10^{-6} \text{ مولار}$$

$$PH = -\log (H_3O^+) = 5,27 \quad PH = -\log (2,2 \times 10^{-6})$$

لحساب قيمة الاس الهيدروكسيدي نعوض في العلاقة التالية $14 = pOH + pH$

$$pH = 14 - 5,27 = 8,73$$

$$8,73 = 14 - 5,27$$

ثالثاً: الملح القاعدي

الملح الناتج من تفاعل حمض ضعيف مع قاعدة قوية	التعريف
CH ₃ COONa خلات الصوديوم	مثال
$K_a \div 10^{-14} \times 1 = K_h \quad \sqrt{K_h \times C_s} = (OH^-)$	القانون المستخدم

مثال : أحسب قيمة الرقم الهيدروكسيدي (POH) لمحلول مكون من خلات الصوديوم CH₃COONa 0,5 مولار
 مولار علمابان ثابت التميؤ لهذا الملح يساوي kh = 6,5 x 10⁻⁶ مولار

الحل: خلات الصوديوم ملح قاعدي فلا بد من حساب تركيز الهيدروكسيد من خلال العلاقة التالية

$$\sqrt{K_h \times C_s} = (OH^-) \quad \sqrt{0,5 \times 10^{-6}} = (OH^-) = 1,67 \times 10^{-5} \text{ مولار}$$

نحسب قيمة إل poh من خلال العلاقة التالية (OH⁻) POH = - log

$$POH = - \log (1,67 \times 10^{-5}) = 4,78$$

مثال (٢)- احسب تركيز أيونات الهيدروكسيل [OH⁻] في محلول تم تحضيره بإذابة 0,25 مول من خلات الصوديوم CH₃COONa في كمية من الماء تكفي لعمل نصف لتر من المحلول عند درجة حرارة 25م° ثم أحسب قيمة الـ PH (علمًا بان ثابت تفكك حمض الخل Ka = 1,8 x 10⁻⁵ مولار ؟

نوجد تركيز CH₃COONa (Cs) = عدد المولات / حجم المحلول لتر = 0,5 / 0,25 = 0,5 مولار

$$K_a / K_w = K_h = 10^{-14} \times 1 / 1,8 \times 10^{-5} = 5,6 \times 10^{-10} \text{ مولار}$$

$$\sqrt{K_h \times C_s} = (OH^-) \quad \sqrt{5,6 \times 10^{-10} \times 0,5} = (OH^-) = 1,67 \times 10^{-5} \text{ مولار}$$

نوجد قيمة الـ ph من خلال الطريقتين التاليتين .

الأولى: من خلال العلاقة التالية $[H_3O^+] \times [HO^-] = 10^{-14}$ $[H_3O^+] = 10^{-14} / [HO^-]$

$$[H_3O^+] = 10^{-14} / 1,67 \times 10^{-5} = 6 \times 10^{-10} \text{ مولار}$$

من خلال العلاقة التالية (H₃O⁺) PH = - log (6 x 10⁻¹⁰) = 9,22 ←

الطريقة الثانية POH = - log (OH⁻) = 4,78 POH = - log (1,67 x 10⁻⁵) = 4,78

من خلال العلاقة التالية : pH + pOH = 14 $14 = 4,78 + pH$ $pH = 14 - 4,78 = 9,22$

$$9,22 =$$

المحاليل المنظمة

تعريفها	هو الو المحلول الذي يقاوم التغيرات المفاجئة في تركيز أيونات الهيدرونيوم (H_3O^+)
مثال	يتكون المحلول المنظم من أحد الأملاح التالية * مزيج لحمض ضعيف وأحد أملاحه * مزيج لقاعدة ضعيفة وأحد أملاحها . من أشهرها مايلى : مزيج من حمض الخل CH_3COOH وخلات الصوديوم CH_3COONa
أهميتها	للمحاليل المنظمة أهمية كبيرة في ثبات درجة الحموضة في كثيرًا من العمليات الكيميائية منها مايلى ١- ثبات درجة حموضة الدم (المحافظة على قيمة الأس الهيدروجيني في الدم) (من المحاليل المنظمة الموجودة في الدم محلول مكون من حمض الكربون وملح البيكربونات ٢- ترسيب بعض المواد ٣- دباغة الجلود ٤- الطلاء الكهربائي

المعايرة

تعريفها	من أهم طرق التحليل الكيميائي لإيجاد تركيز المحاليل المجهولة مثل محاليل الأحماض والقواعد
كيفية عمل المعايير	بفرض المثال التالي (تعيين تركيز حمض مجهول بدلالة قاعدة معلومة التركيز) نوجد تركيز حمض النيتروجين HNO_3 باستخدام محلول هيدروكسيد الصوديوم $NaOH$ معلوم التركيز ونقوم باتباع الخطوات التالية
	١- نضع محلول حمض النيتروجين في السحاحة . ٢- نضع حجم معلوم التركيز من محلول هيدروكسيد الصوديوم في دورق مخروطي ٣- نختار دليل مناسب مثل (الفينول فيثالين أو ميثيل أورانج) ٤- نبدأ عملية المعايرة وذلك (بسكب المحلول في السحاحة إلى الدورق المخروطي على شكل قطرات حتى نصل إلى نقطة التكافؤ (تغيير اللون) . ٥- نقيس حجم الحمض المستخدم في التفاعل . ٦- نوجد تركيز الحمض المجهول رياضياً من خلال العلاقة التالية (ح ١ × ت ١ = ح ٢ × ت ٢)
	ح ١ = حجم الحمض أو القاعدة المعلومة التركيز ح ٢ = حجم الحمض أو القاعدة مجهولة التركيز (السحاحة ت ١ = تركيز الحمض أو القاعدة معلوم التركيز ت ٢ = تركيز الحمض أو القاعدة مجهولة التركيز

علل مايلى : يتوقف عمل أنزيم أليز اللعاب بمجرد وصوله الى المعدة

لان إنزيم الأليز لايعمل الى في الوسط القاعدي في الفم وعندما ينتقل الى المعدة يصبح الوسط حمض ولذلك يتوقف عمله

مثال (١)- تطلب معادلة حجم قدرة ١٠٠ ملتر من محلول NaOH حجمًا قدرة ١٠٠ ملتر من محلول HNO₃ ذي التركيز ٠,٢٥ مolar عند درجة حرارة ٢٥م مolar. أحسب ال PH لمحلول القاعدة المستخدمة في عملية التعادل

نستخدم العلاقة الرياضية التالية ((ح١ X ت١ = ح٢ X ت٢))

$$ح١ = (NaOH) = ١٠٠ \div ١٠٠ = ٠,١ \text{ لتر} \quad ح٢ = (HNO_3) = ١٠٠ \div ١٠٠ = ٠,١ \text{ لتر}$$

$$ت١ = ؟ \quad ت٢ = (HNO_3) = ٠,٢٥ \text{ مolar} \dots \text{نعوض في العلاقة السابقة}$$

$$(ح١ X ت١ = ح٢ X ت٢) \leftarrow (٠,١ X ت١ = ٠,٢٥ X ٠,١) \quad ت١ = ٠,١ / ٠,٢٥ = ٠,٢٥ \text{ مolar}$$

نوجد تركيز القاعدة القوية [NaOH] = [OH⁻] = ٠,٢٥ مolar نعوض في العلاقة التالية

$$[OH^-] \times [H_3O^+] = ١٠^{-١٤} \quad \leftarrow ١٠^{-١٤} \times [H_3O^+] = ٠,٢٥ \times [H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = ١٠^{-١٤} \times ٠,٢٥ = ٢,٥ \times ١٠^{-١٤} \text{ مolar}$$

نوجد قيمة ال Ph من خلال القانون التالي PH = -log (H₃O⁺)

$$PH = -\log (٢,٥ \times ١٠^{-١٤}) = ١٣,٤$$

الفصل الخامس : الأوكسدة والاختزال

مقدمة : ماذا يحدث لو تر كنا قطعة صوديوم حديثة القطعة فترة من الزمن

ماذا يحدث لو تر كنا قطعة تفاح لفترة من الزمن

ماذا يطلق على هذه التغييرات الأوكسدة والاختزال

المفهوم القديم للأوكسدة والاختزال

الاختزال	الأوكسدة	
تفاعل أي مادة مع الهيدروجين	تفاعل أي مادة مع الأوكسجين	التعريف
$N_2 + 3 H_2 \longrightarrow 2NH_3$	$N_2 + O_2 \longrightarrow 2NO$	مثال

تدريب : حدد تفاعلات الأوكسدة والاختزال وفق المفهوم القديم

$Cl_2 + H_2 \longrightarrow HCl$ تفاعل اختزال	$C (s) + O_2 (g) \longrightarrow CO_2 (g)$ تفاعل أوكسدة
$C_2H_2 + H_2 \longrightarrow C_2H_4$ تفاعل اختزال	$CH_2O + H_2 \longrightarrow CH_3OH$ تفاعل اختزال

المفهوم الحديث للأوكسدة والاختزال

الاختزال	الأوكسدة	
كل تفاعل يتم فيها اكتساب إلكترون أو أكثر (النقص في عدد الأوكسدة)	كل تفاعل يتم فيه فقد إلكترون أو أكثر (الزيادة في عدد الأوكسدة)	التعريف
Ag أو Cu أو Zn	Ag ⁺ أو Cu ⁺⁺ أو Zn ⁺⁺	مثال

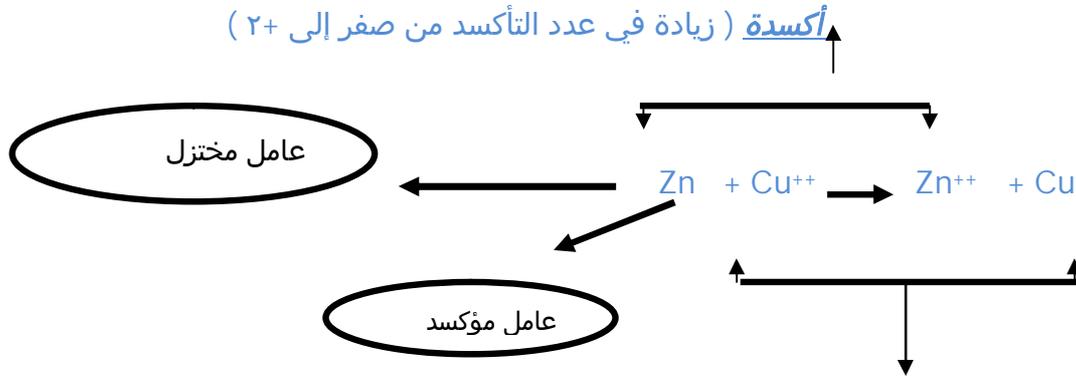
ملاحظة : عملية الأوكسدة والاختزال عمليتان متلازمتان لا يحدث أحدهما إلى الآخر وعليه نستنتج مايلي

هو العامل الذي يؤدي إلى حدوث عملية الأوكسدة	العامل المؤكسد
هو العامل الذي يؤدي إلى عملية الاختزال .	العامل المختزل



حدد كلاً من المادة المتأكسدة والمختزلة، حدد العمل المؤكسد والعمل المختزل

الحل.....



اختزال (نقص في عدد التأكسد من ٢+ إلى صفر)

تدريب : أكمل الفراغات التالية

العامل المؤكسد **يؤكسد** المادة التي يتفاعل معها وتحدث لها عملية **اختزال و يكسب** الالكترونات

العامل المختزل **يختزل** المادة التي يتفاعل معها وتحدث لها عملية **أكسدة و تفقد** الالكترونات

مثال: حدد المادة المتأكسدة والمادة المختزلة والعامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل التالي



الحل:.... من خلال الطريقة السابقة عليه

المادة المتأكسدة	المادة المختزلة	العامل المؤكسد	العامل المختزل
Fe ⁺⁺	Ag	Ag	Fe ⁺⁺

أعداد الأكسدة

تعريف عدد الأكسدة

هو عدد الإلكترونات التي تفقدها أو تكتسبها ذرة العنصر أثناء دخولها في التفاعل الكيميائي .

قواعد لمعرفة أعداد الأكسدة لبعض العناصر والمركبات.

م	القاعدة	الأمثلة	الإستثناءات
١	عدد الأكسدة للعناصر النقية (غير المتحدة) = صفر	Na, H ₂ , K, O ₂	
٢	عدد الأكسدة لعناصر المجموعة الأولى (أ) Li, Na, K في مركباتها = ١+	NaCl , NaOH يكون عدد أكسدة Na = ١+	
٣	عدد أكسدة العناصر المجموعة الثانية Be, Ca, Mg في مركباتها = ٢+	MgCl ₂ عدد أكسدة Mg = ٢+	
٤	عدد أكسدة عناصر المجموعة السابعة F, Cl, Br في مركباتها = ١-		عندما تتحد م الأكسجين تأخذ عدد أكسدة (١+) لان الأكسجين أعلى منها في السالبة طبعاً عدا الفلور فهو أعلى سالبة من الأكسجين ويكون دائم عدد أكسدة - ١
٥	عدد أكسدة الهيدروجين في مركباته (١+)	HCl , H ₂ O يكون عدد أكسدة H = ١+	عدا هيدريدات الفلزات NaH , CaH ₂ , AlH ₃ يأخذ الهيدروجين عدد أكسدة (١-) لانه أعلى في السالبة منها
٦	عدد الأكسدة للأكسجين في مركباته (٢-)	H ₂ O, NaOH يكون عدد أكسدة O = ٢-	عدا فوق أكاسيد الهيدروجين مثل H ₂ O ₂ , Na ₂ O ₂ يأخذ الأكسجين عدد أكسدة (١-) أما بالنسبة لمركب فلوريد الأكسجين OF ₂ يأخذ الأكسجين عدد أكسدة (٢+) لان الفلور أعلى سالبة
٧	عدد أكسدة أيون الذرة يساوي شحنتها نوياً ومقداراً	٢+ = Fe ⁺⁺ , ١+ = Na ⁺ ٢- = O ⁻ , ١- = Cl ⁻	
٨	عدد أكسدة الجذور يساوي شحنتها نوعاً ومقداراً	١+ = NH ₄ ⁺ , ١- = NO ₃ ⁻	

أمثلة على إيجاد أعداد الأكسدة للعناصر بمعلومية أعداد أكسدة العناصر الأخرى :

مثال (١)- أحسب عدد الأكسدة لعنصر الكروم (Cr) في المركب التالي . $K_2Cr_2O_7$

الحل يمكن الحل بطريقتين الطريقة الأولى : الطريقة الرياضية

أولاً : من خلال القواعد السابقة عدد أكسدة الأكسجين O في مركباته (-٢) والبوتاسيوم K في مركباته +١

الطريقة المختصرة

$$٧ (-٢) + ٢س + (١+)٢ = \text{صفر}$$

إذا لم يكن فوق المركب أي شحنة

$$١٤- + ٢س + ٢ = \text{صفر}$$

فأن المركب المطلوب إيجاد عدد أكسده

$$١٢- + ٢س = \text{صفر}$$

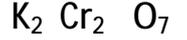
يكون الرقم الذي يصبح من خلاله المركب = صفر

$$٦+ = س$$

العدد هنا لابد ان يكون رقم يصبح من خلاله المركب = صفر وهو الرقم

$$٧ (-٢) + ٢(٦) + (١+)٢$$

٦+ لان هناك ذرتان من Cr_2 وعليه فيصبح العدد $٦+ \times ٢ = ١٢$



فيصبح تكافؤ المركب = $١٤- + (٢ \times ٦) + ٢+ = \text{صفر}$

مثال (٢)- أحسب عدد الأكسدة للكروم Cr في المركب التالي CrO_4^-

الحل : بطريقة مختصرة

لاحظ . أن هنا يظهر فوق المركب شحنة سالبة (- ١) لذلك يجب أن يكون عدد أكسدة العنصر المجهول الرقم الذي من خلاله يصبح عدد أكسدة المركب كامل = هذه الشحنة (-١) وعليه

$$٤ (-٢) ؟$$

$Cr O_4^-$ العدد الذي يوضع داخل المربع و يصبح من خلاله ناتج المركب = $١- = \square + (-٢)٤$ هو العدد $٧+$ وهو عدد الأكسدة لعنصر الكروم (Cr)

مثال (٣)- أحسب عدد أكسدة العنصر النيتروجين (N) في المركب التالي NH_4^+

الحل يظهر فوق المركب شحنة موجبه (+) لذلك يجب ان يكون عدد أكسدة العنصر المجهول الرقم الذي من خلاله يصبح عدد أكسدة المركب كامل = هذه الشحنة (+) وعليه طبعاً من خلال القواعد السابقة عدد أكسدة الهيدروجين في مركباته +١

$$٤ (١+) ؟$$

NH_4^+ العدد الذي يوضع داخل المربع و يصبح من خلاله ناتج المركب = $١+ = \square + (١+)٤$ هو العدد $٣-$ لذلك فأن عدد تأكسد النيتروجين (N) = $٣-$

مثال : من خلال معرفة للأعداد الأكسدة لبعض العناصر أحسب أعداد الأكسدة للعناصر التي تحتها خط

$K_2 \underline{O}_2$	$Li_2 \underline{S} O_3$	$K_2 \underline{H} PO_4$	$\underline{A}lO_3$	$\underline{S}O_4$	$Na_2 \underline{C}O_3$	المركب
$1-+ = O$	$0+ = S$	$0+ = P$	$3+$	$6+ = S$	$4+ = C$	عدد الأكسدة

كيف يمكنك التمييز بين تفاعلات الأكسدة

يمكن التمييز بين تفاعلات الأكسدة ولاختزال عن غيرها من التفاعلات من خلال التغير في أعداد الأكسدة

مثال (1)- حدد إذا كان هذا التفاعل تفاعل أكسدة أو اختزال $NaCl \longrightarrow Na^+ + Cl^-$

التفاعل لا يمثل تفاعل أكسدة و اختزال لانه لم يحدث تغير في أعداد الأكسدة بين المواد المتفاعلة والنتيجة

مثال (2)- حدد إذا كان هذا التفاعل تفاعل أكسدة أو اختزال $2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$

هذا التفاعل تفاعل أكسدة واختزال لان يحدث فيها تغير في أعداد الأكسدة والاختزال في المواد المتفاعلة

ملاحظة : ليس من الضروري في تفاعلات الأكسدة والاختزال أن يحدث تغير في جميع الذرات

نصف التفاعل في معادلات الأكسدة والاختزال

من الضروري جداً أن تحدد نصف تفاعل الأكسدة والاختزال لكي تساعد في وزن المعادلات وذلك من خلال

- 1- كتابة المواد التي حدث لها أكسدة ويكتب المعامل الإلكتروني بعد السهم ناحية المواد الناتجة
- 2- كتابة المواد التي حدث لها اختزال ويكتب المعامل الإلكتروني قبل السهم ناحية المواد المتفاعلة
- 3- يتم التخلص من المعاملات الإلكترونية وذلك بضربها في أعداد صحيحة لكي تتساوى ونختصرها مع بعض

مثال (1)- أكتب نصفي تفاعل الأكسدة والاختزال للتفاعل التالي $Zn + Cu^{++} \longrightarrow Zn^{++} + Cu$ مع

كتابة المعادلة الأساسية

الحل.

$Zn + Cu^{++} \longrightarrow Zn^{++} + Cu$		المعادلة من السؤال
نصف تفاعل الاختزال	نصف تفاعل الأكسدة	
$Cu^{++} + 2e \longrightarrow Cu$	$Zn \longrightarrow Zn^{++} + 2e$	
$Zn \longrightarrow Zn^{++} + 2e$ $Cu^{++} + 2e \longrightarrow Cu$		التخلص من المعاملات الإلكترونية
$Zn + Cu^{++} \longrightarrow Zn^{++} + Cu$		كتابة المعادلة الأساسية

مثال ٢-) أكتب نصف تفاعل الأكسدة والاختزال للتفاعل التالي $Ag^+ + Fe \longrightarrow Ag + Fe^{++}$ والمعادلة الأساسية

$Ag^+ + Fe \longrightarrow Ag + Fe^{++}$		المعادلة من السؤال
نصف تفاعل الاختزال	نصف تفاعل الأكسدة	
$Ag^+ + 1e \longrightarrow Ag$	$Fe \longrightarrow Fe^{++} + 2e$	
التخلص من المعاملات الإلكترونية		
<p>نتخلص من المعاملات الإلكترونية وذلك بضرب تفاعل الأكسدة في (١) وتفاعل الاختزال في (٢) لكي تتساوى المعاملات الإلكترونية وتتخلص منها وبعد ذلك نجمع التفاعل ونحصل على المعادلة الكلية الأساسية</p>		
	$1 \times Fe \longrightarrow Fe^{++} + 2e$	
بالجمع نحصل على المعادلة الأساسية	$2 \times 2Ag^+ + 2e \longrightarrow 2Ag$	
	$2Ag^+ + Fe \longrightarrow 2Ag + Fe^{++}$	
$2Ag^+ + Fe \longrightarrow 2Ag + Fe^{++}$		كتابة المعادلة الأساسية

مثال ٣-) أكتب نصف تفاعل الأكسدة والاختزال فقط في التفاعل التالي $Ag^+ + Al \longrightarrow Ag + Al^{+++}$

الحل

$Ag^+ + Fe \longrightarrow Ag + Fe^{++}$		المعادلة من السؤال
نصف تفاعل الاختزال	نصف تفاعل الأكسدة	
$Ag^+ + 1e \longrightarrow Ag$	$Al \longrightarrow Al^{+++} + 3e$	

وزن معادلات تفاعلات الأكسدة والاختزال

هناك **طريقتان** لوزن المعادلات الأكسدة والاختزال طريقة نصف التفاعل

طريقة نصف التفاعل

لابد أن تحقق المعادلة قانوني حفظ الكتلة وحفظ الشحنة لكي تكون موزونة

قانون حفظ الكتلة : عدد الذرات في المواد المتفاعلة يساوي عدد الذرات في المواد الناتجة

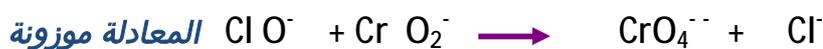
قانون حفظ الشحنة : مجموع الشحنات التي تظهر في المواد المتفاعلة مساوية للشحنات في المواد الناتجة

القاعدة المتبعة في عملية وزن المعادلات بطريقة نصف التفاعل :

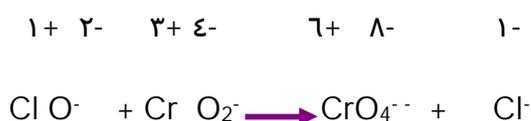
- ١- يتم وزن جميع الذرات عدا ذرتي الهيدروجين والأكسجين
- ٢- كتابة أرقام التأكسد على ذرات العناصر
- ٣- كتابة نصف تفاعل الأكسدة والاختزال
- ٤- التخلص من المعاملات الإلكترونية ثم نجمع تفاعلي الأكسدة والاختزال
- ٥- نوزن النقص في ذرات الأكسجين وذلك بإضافة جزء ماء (H_2O) للطرف الناقص بمقدار النقص
- ٦- (في حالة الوسط الحمضي) يم وزن ذرات الهيدروجين بإضافة بروتون (H^+) للطرف الناقص بمقدار النقص
- ٧- (في حالة الوسط القاعدي) يتم وزن الهيدروجين بإضافة جزء ماء (H_2O) لطرف الناقص ثم يضاف في الطرف الآخر جزء (OH^-) بمقدار إضافة جزيئات الماء
- ٨- يتم التأكد من صحة الوزن وذلك أن تكون محصلة الشحنات في الطرف الأيمن مساوية لمحصلة الشحنات في الطرف الأيسر

مثال (١)- زن التفاعل التالي في وسط حمضي $ClO^- + CrO_2 \longrightarrow CrO_4^{2-} + Cl^-$

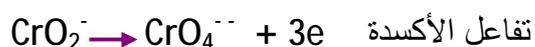
١ الخطوة الأولى : وزن الذرات عداء الهيدروجين والأكسجين (المعادلة موزونة)



٢ الخطوة الثانية : نحدد أرقام التأكسد للذرات العناصر



٣ الخطوة الثالثة : نحدد نصف تفاعل الأكسدة والاختزال



٤ الخطوة الرابعة : التخلص من المعاملات الإلكترونية

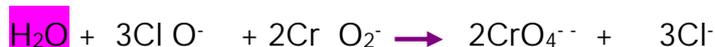


٥ الخطوة الخامسة : نوزن النقص في الأكسجين بإضافة جزئ ماء (H_2O) لطرف الناقص بمقدار النقص



٨ ذرات أكسجين = ٤ ذرات + ٣ ذرات = ٧ ذرات

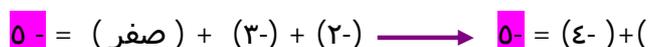
الطرف الناقص ناحية المواد المتفاعلة وعليه يتم إضافة جزئ ماء



٦ الخطوة السادسة : يتم وزن الهيدروجين الناقص بإضافة بروتون (H^+) لطرف الناقص بمقدار النقص



٧ الخطوة السابعة : يتم التأكد من صحة وزن المعادلة من خلال عدد الشحنات في الطرفين



مثال ٢-) أوزن التفاعل التالي في وسط (حمضي) $NO_2 + ClO^- = NO_3^- + Cl^-$

١	الخطوة الأولى : وزن الذرات عداء الهيدروجين والأكسجين المعادلة موزونة $NO_2 + ClO^- \rightarrow NO_3^- + Cl^-$
٢	الخطوة الثانية : نحدد أرقام التأكسد للذرات العناصر $\begin{matrix} \epsilon + \epsilon - & 1 + 2 - & 0 + 6 - \\ NO_2 + ClO^- & \rightarrow & NO_3^- + Cl^- \end{matrix}$
٣	الخطوة الثالثة : نحدد نصف تفاعل الأكسدة والاختزال الأكسدة $NO_2 + \rightarrow NO_3^- + 1e$ الاختزال $ClO^- + 2e \rightarrow Cl^-$
٤	الخطوة الرابعة : التخلص من المعاملات الإلكترونية نضرب في ٢ $2NO_2 \rightarrow 2NO_3^- + 2e$ نضرب في ١ $ClO^- + 2e \rightarrow Cl^-$ $2NO_2 + ClO^- \rightarrow 2NO_3^- + Cl^-$
٥	الخطوة الخامسة : نوزن النقص في الأكسجين بإضافة جزئ ماء (H_2O) لطرف الناقص بمقدار النقص $2NO_2 + ClO^- \rightarrow 2NO_3^- + Cl^-$ ٦ ذرات أكسجين = ١ ذرة + ٤ ذرات = ٥ ذرات أكسجين الطرف الناقص المواد المتفاعلة نضيف لها جزئ ماء H_2O $H_2O + 2NO_2 + ClO^- \rightarrow 2NO_3^- + Cl^-$
٦	الخطوة السادسة : يتم وزن الهيدروجين الناقص بإضافة بروتون (H^+) لطرف الناقص بمقدار النقص $H_2O + 2NO_2 + ClO^- \rightarrow 2NO_3^- + Cl^- + 2H^+$
٧	الخطوة السابعة : يتم التأكد من صحة وزن المعادلة من خلال عدد الشحنات في الطرفين $1- = (صفر) + (صفر) + (1-) = 1- = (2-) + ($

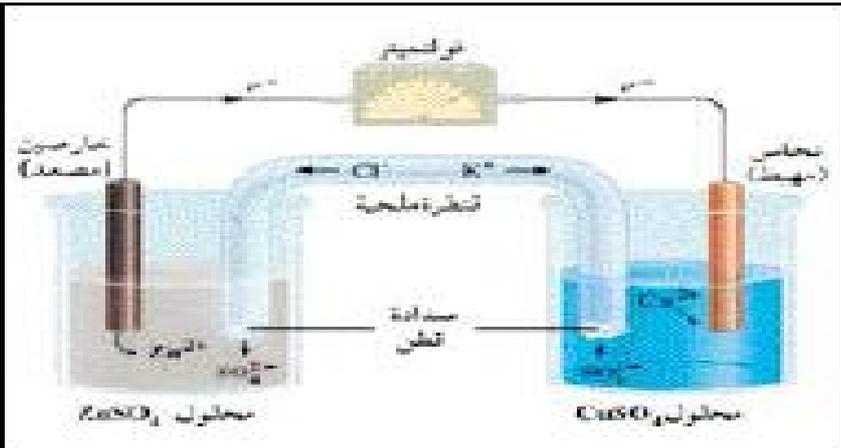
التطبيقات الصناعية لتفاعلات الأكسدة والاختزال (الكيمياء في حياتنا)

- ١- تضاف مادة تتريد الصوديوم NaNO_2 إلى اللحوم (علل) لمنع تفاعلها مع الأوكسجين والمحافظة على اللون الأحمر الطبيعي للحم (لاكن تم الاستغناء عن هذه المادة لكون مسببه لمرض السرطان)
- ٢- فلز الحديد عندما يتفاعل مع الأوكسجين (الصدأ) يتحول إلى أكاسيد الحديد .
- ٣- فلز الألمنيوم يتفاعل مع الأوكسجين ويفقد لمعانه ويكون طبقة من أكسيد الألمنيوم تستخدم في صناعة هياكل الطائرات والسيارات والأبواب والنوافذ ...
- ٤- اختزال الرابطة الثلاثية في الألكينات والرابطة الثانية الألكينات من خلال تفاعله مع الهيدروجين

الخلايا الكهروكيميائية

هناك نوعان من الخلايا الكهروكيميائية هما الخلايا الجلفانية (خلية دانيال) والخلايا التحليلية

أولاً : الخلايا الجلفانية (خلايا دانيال)

التعريف	هي الخلايا التي تنتج تيار كهربائي عند حدوث تفاعل كيميائي .
تركيب الخلية	<ol style="list-style-type: none"> ١- *كأس زجاجي في داخله محلول كبريتات الزنك (ZnSO_4) مغموس بداخله قطب خارصين (Zn) ٢- *كأس زجاجي في داخله محلول كبريتات النحاس (CuSO_4) مغموس بداخله قطب النحاس (Cu) ٣- *توصل الأقطاب بسلك كهربى موصول بجهاز فولتامتر (v) يستخدم لقياس التيار الكهربائي ٤- *قنطرة ملحية توصل بين الوعائين وهي عبارة عن أنبوبة زجاجية على شكل حرف U وتحتوي على محلول مركز لمادة أيونية مثل كلوريد البوتاسيوم KCl وكبريتات البوتاسيوم K_2SO_4 ... وغيرها
الرسم	
	<p>شكل (٥-١٢ أ) يوضح ما يجري في خلية جلفانية عملياً (خلية دانيال).</p>

عند إغلاق الدائرة الكهربائية يتضح أن من خلال التفاعل التالي $Zn + Cu^{++} \longrightarrow Zn^{++} + Cu$

١- فلز الخارصين (Zn) يتأكسد إلى أيونات الخارصين Zn^{++} حسب التفاعل التالي (نصف التفاعل)



قطب الخارصين يتآكل (تقل كتلته) وتزداد تركيز أيونات الخارصين في المحلول مع الزمن وتنقل الإلكترونات عبر السلك إلى النصف الآخر من الخلية ناحية قطب النحاس وعلية فإن

٢- أيون النحاس (Cu^{++}) يختزل ويتحول إلى فلز النحاس حسب التفاعل التالي

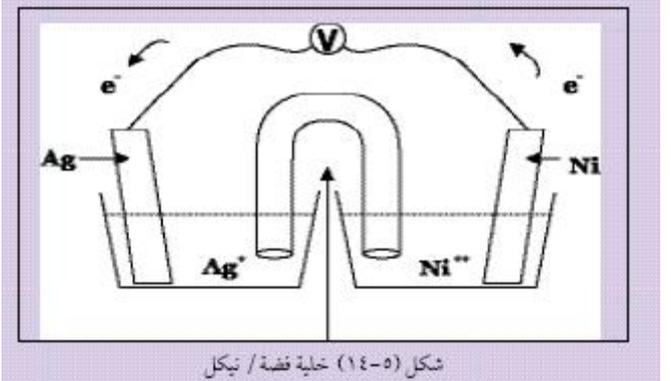


قطب النحاس تزداد كتلته ويقل تركيز أيونات النحاس في المحلول مع مرور الزمن

نستج من الخلية السابقة مايلي

- ١- تتحرك الإلكترونات من القطب المتأكسد إلى القطب المختزل وعلية فإن المؤشر يتحرك في نفس الاتجاه
- ٢- القطب الذي يحدث عنده عملية أكسدة يسمى (مصعد) وشحنته سالبة
- ٣- القطب الذي يحدث عنده عملية اختزال يسمى (مهبط) وشحنته موجبة
- ٤- فائدة الفنترة المحلية السماح بانتقال الإلكترونات (اكتمال الدائرة الكهربائية) والحفاظ على توازن الأيونات ومنع اللماس المباشر بين المواد المتفاعلة والنتيجة

تدريب : من خلال الشكل التالي اجب عن الأسئلة التالية

	(أ) ما تفاعل نصف الخلية
 <p>شكل (٥-١٤) خلية فضة / نيكل</p>	(ب) أكتب التفاعل الكلي للخلية
	<p>(ج) ماذا يحدث بمرور الزمن على كلاً من</p> <ol style="list-style-type: none"> ١- قطب النيكل ٢- قطب الفضة ٣- محلول أيونات النيكل ٤- محلول أيونات الفضة

تدريب: من خلال المعادلة التالية أجب عن التالي



(أ)- أرسم شكل الخلية مع توضيح كافة البيانات

(ب)- ما لتغيرات التي تطرأ على مواد الخلية مع مرور الزمن

الجهد القياسي للخلية (القوة المحركة

جهد القطب القياسي E^0 Cell

هو مقياس محدد لقابلية مادة القطب للاختزال عند الصروف المعيارية .

ملاحظات . كلما كانت قيمة الجهد القياسي للقطب عالية كلما زادت قابليته لحدوث عملية الاختزال

يعتبر القطب المرجع للقياس الجهد القياسي هو قطب الهيدروجين وبساوي صفر

حساب الجهد القياسي للخلية E^0 Cell

يتم حساب الجهد القياسي للخلية حسب العلاقة التالية

$$E^0 \text{ Cell} = E^0 (\text{قطب الاختزال}) - E^0 (\text{قطب الأكسدة})$$

ملاحظة :

- (أ)- حساب الجهد القياسي يساعد على توقع إمكانية حدوث التفاعل تلقائي أو غير تلقائي وذلك عندما تكون
- (ب)- إشارة جهد القياسي للخلية موجب (+) يدل ذلك على أن التفاعل تلقائي (يحدث كما هو مكتوب في المعادلة
- (ج)- إشارة الجهد القياسي للخلية سالب (-) يدل ذلك على أن التفاعل غير تلقائي (يحدث عكس ما هو مكتوب في المعادلة)

أمثلة رياضية على حساب الجهد القياسي للخلية

مثال ١)- احسب الجهد القياسي لخلية شكلت حسب التفاعل التالي $Zn + Cu^{++} \longrightarrow Zn^{++} + Cu$

إذا علمت أن الجهود القياسية للأقطاب كما يلي $E_{Zn}^0 = -0,76$ فولت ، $E_{Cu}^0 = +0,34$ فولت

مثال ٢)- احسب الجهد القياسي لتفاعل التالي $2Ag^+ + Zn \longrightarrow Zn^{++} + 2Ag$ وحدد إذا كان التفاعل تلقائي أم غير تلقائي إذا علمت أن $E_{Zn}^0 = -0,76$ فولت ، $E_{Ag}^0 = +0,8$ فولت

مثال ٣)- احسب الجهد القياسي وهل التفاعل تلقائي أم لا للخلية شكلت وفق التفاعل التالي

$$3Ni(s) + 2Cr^{+++}(aq) \longrightarrow 3Ni^{++}(aq) + 2Cr(s)$$

($E_{Cr}^0 = -0,74$ فولت ، $E_{Ni}^0 = -0,25$ فولت)

العوامل المؤثرة على جهد الخلية

- 1- نوع مادة القطب (كل نوع من الأقطاب ينتج فرق جهد مختلف عن الآخر)
- 2- تراكيز المحاليل (يزداد فرق الجهد للخلية كلما زاد تركيز المواد المتفاعلة ونقص تركيز المواد الناتجة

التطبيقات الصناعية على الخلايا الجلفانية

- ١- البطاريات الجافة . من أكثر الخلايا انتشاراً وذلك لكثرة الأجهزة التي تعمل عليها ومن أهم الأجهزة الراديو والمسجل والمصباح
- ٢- بطاريات أكسيد الفضة . تمتاز بصغر حجمها وتستخدم في الساعات والأجهزة الإلكترونية الصغيرة
- ٣- بطاريات السيارات (المراكم الرصاصية) تتكون من مجموعة من الخلايا السائلة مرتبطة مع بعضها على التوالي تنتج فرق جهد يتراوح بين ١٢ - ٢٤ فولت تستخدم في السيارات الصغيرة والشاحنات والجرافات

سؤال للتفكير :

١- يلاحظ تناقص الكهرباء الناتجة عن البطاريات الجافة مع الاستعمال ما سبب ذلك ؟

٢- عندما تشتري البطاريات الجافة بأنواعها (أو بعض أو أنواع البطاريات السائلة كالمراكم الرصاصي المعبأ سلفاً) فأنتك تحرص على شراء بطارية حديثة الصنع ما السبب الذي يدفع إلى ذلك

النوع الثاني من الخلايا الكهروكيميائية (الإلكترولية)

تعريفها هي الخلايا التي يحدث بها تفاعل كيميائي نتيجة لمرور تفاعل كيميائي .

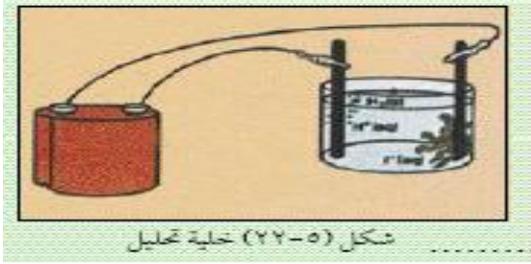
لفهم طبيعة الخلايا التحليلية نأخذ المثال التالي :

هل يمكن حدوث التفاعل التالي $H_2 + I_2 \longrightarrow 2H^+ + 2I^-$ علماً بان الجهود القياسية للمواد هي

$$E^0_{I_2} = 0,45 \text{ فولت} , E^0_{H_2} = \text{صفر}$$

$$E^0_{\text{Cell}} = E^0_{\text{قطب الاختزال}} - E^0_{\text{قطب الأكسدة}}$$

ولذلك يمكن أجبار هذه المواد على التفاعل وذلك من خلال إمدادها بتيار كهربائي خارجي فرق جهد أعلى من ٠,٤٥ فولت وذلك من خلال الخلايا التحليلية

<p>محلول يوديد الهيدروجين - كاس - أقطاب من الجرافيت - تيار كهربائي فرق جهده ٠,٤٥ فولت</p>	<p>مكوناتها</p>
<p style="text-align: center;">  شكل (٥-٢٢) خلية تحليل </p>	<p>الرسم</p>
<p>١- ضع محلول من يوديد الهيدروجين (HI) في كاس ٢- نغمس قطبين من الكربون (الجرافيت) في المحلول ٣- نوصل القطبين بتيار كهربائي فرق جهده أعلى ٠,٤٥ فولت</p>	<p>خطوات العمل</p>
<p>١- يسري التيار الكهربائي من قطب البطارية السالب إلى قطب المهبط السالب ٢- تنجذب الأيونات الموجبة (H^+) للقطب السالب (المهبط) لتكتسب الإلكترونات من المهبط وتتحول إلى جزيئات غازية (H_2) وتتصاعد على شكل فقاعات ٣- تنجذب الأيونات السالبة (I^-) للقطب الموجب (المصعد) لتفقد الإلكترونات وتتحول إلى جزيئات اليود الصلب (I_2) ٤- تنتقل الإلكترونات من المصعد على قطب البطارية الموجب لتكتمل الدائرة وهكذا حتى أ- فراغ البطارية ب- انتهاء ايونات المحلول</p>	<p>المشاهدة والاستنتاج</p>

التطبيقات الصناعية للخلايا التحليلية :

الطلاء الفلزي . المستخدم لتجميل مظهر بعض الأدوات والتجهيزات المعدنية ووقاية المواد المعدنية من التآكل عند تعرضها للهواء

سؤال للتفكير قارن بين الخلايا الجلفانية والخلايا التحليلية حسب الجدول التالي

الخلايا التحليلية (الكهربية)	الخلايا الجلفانية (كهروكيميائية)	وجه المقارنة
		تحويلات الطاقة
		إشارة جهد الخلية
		شحنة المصعد والمهبط
		وجود القطرة المحلية
		عدد الأوعية

الفصل السادس : النيتروجين ومركباته

مقدمة : كلمة النيتروجين تعني **مكونات الترات**

يعتبر عنصر النيتروجين من أكثر العناصر انتشاراً في الطبيعة ، يدخل في تكوين البروتينات

وجود النيتروجين في الطبيعة

يوجد النيتروجين في الطبيعة على عدة صور منها مايلي :

١- على شكل غاز النيتروجين N_2 ويشغل حوالي ٧٨ % من الهواء الجوي

٢- يوجد متحد مع عناصر أخرى كما في ملح شيلي (ترات الصوديوم) $NaNO_3$

٣- يوجد على شكل بروتينات في الكائنات الحية

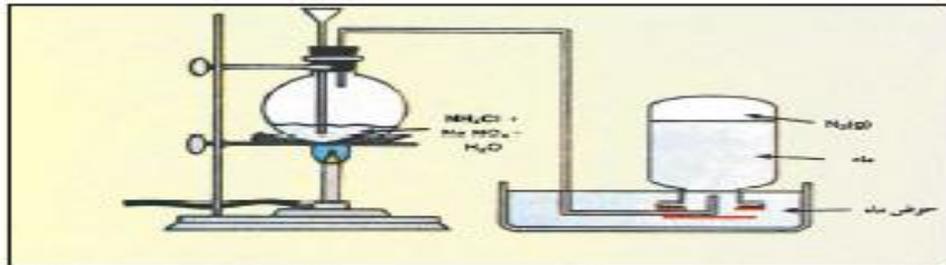
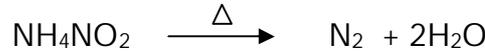
أولاً : في الصناعة يتم تحضير النيتروجين في الصناعة بمرحلتين

(أ)- مرحلة الاستخلاص : عن طريق التقطير الجزئي للهواء المسال حيث يغلي النيتروجين أولاً (-١٩٦ م) ثم الأكسجين (-١٣٨ م)

(ب)- مرحلة التنقية من الشوائب : يكون النيتروجين مختلطاً مع بعض الشوائب من الأكسجين لذلك يمرر على نحاس مسخن لدرجة الاحمرار حيث يتخلص من الأكسجين على هيئة أكسيد النحاس الثنائي حسب المعادلة التالية

ثانياً: تحضير النيتروجين في المختبر يحضر النيتروجين في المختبر عن طريق التفكك الحراري حسب

المعادلة التالية



شكل (٦-٤) جهاز تحضير النيتروجين في المختبر

الخواص الفيزيائية لغاز النيتروجين

- غاز عديم اللون والطعم والرائحة ٢- لا يشتعل ولا يساعد على الأشتعال ٣- لا يساعد على التنفس وغير سام ٤- لا يؤثر على ورق تباع الشمس ٥- قليل الذوبان في الماء ٦- كثافة ١,٢٥ جم / لتر

الخواص الكيميائية للنيتروجين

- ١- يعتبر غاز النيتروجين حامل (علل) لان جزئ النيتروجين يتكون من ذرتين مرتبطتين برابطة ثلاثية $N=N$ وتحتاج الى طاقة عالية لفكها
- ٢- يتخذ النيتروجين في مركباته مع الأكسجين أعداد موجبة (علل) لان الأكسجين أعلى سالبية منه
- ٣- يتخذ النيتروجين في مركباته مع الهيدروجين أعداد سالبة (علل) لان النيتروجين أعلى في السالبية منه

مذكرة الصف الثالث ثانوي الفصل الدراسي الأول . جمع وإعداد المعلم : محمد الزهراني 65

٤- يتفاعل مع الناصر الفلزية ليكون نيتريد الفلز كما يتفاعل مع العناصر غير الفلزية مثل الأوكسجين يكون أكاسيد النيتروجين

٥- يتخذ النيتروجين في مركباته أعداد أكسدة تتراوح من (+٥ إلى -٣)

التطبيقات الصناعية لنيتروجين استخدامات النيتروجين الغاز و النيتروجين السائل

١- يستخدم غاز النيتروجين في صناعة النشادر وحمض النيتروجين كما يستخدم كغاز واقى لمنع التأكسد في الصناعة

٢- يستخدم في حفظ الأطعمة المعلبة والمغلقة

٣- يستخدم النيتروجين السائل في حفظ الأنسجة الحية مثل الكلى كما يستخدم لتسريع عملية تجميد اللحوم تمهيداً لتغليفها

مركبات النيتروجين

أولاً : النشادر (الأمونيا) NH₃

يحضر عن طريق التفاعل المباشر بين الهيدروجين والأكسجين حسب المعادلة التالية $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$	تحضيره في الصناعة
تسخين كلوريد الامونيوم NH ₄ Cl مع هيدروكسيد الكالسيوم (الجير المطفا) Ca(OH) ₂ حسب المعادلة $2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \xrightarrow{\Delta} 2NH_3 + CaCl_2 + 2H_2O$	تحضيره في المختبر
(١)- غاز عديم اللون له رائحة نفاذة دامعة للعينين ومهيجة للأغشية المخاطية (٢)- اخف من الهواء كثافته ٠,٧٧ جم / لتر (٣)- يحول ورق تباغ الشمس الأحمر إلى الأزرق (قاعدي) (٤)- شديد الذوبان في الماء	خواصه الفيزيائية
	رسم الجهاز
(١)- يستخدم النشادر كمادة أولية في صناعة الأسمدة الكيماوية (٢)- تحضير حمض النيتروجين (٣)- تستخدم محاليل النشادر كمزيل للبقع	استخداماته

كيف يمكنك الكشف عن النشادر؟

(١)- عن طريق الرائحة النفاذة له (٢)- عن طريق ورق تباغ الشمس (٣)- عن طريق تعريضه على أنبوبة مبللة بحمض الكلور يعطي دخان أبيض (٤)- عن طريق تعريض ورقة مبللة بمحلول نترات الزئبق على غاز النشادر يحول لونها إلى الأسود

ثانيًا : أكسيد النيتروز N_2O

عن طريق التفكك الحراري لترات الأمونيوم حسب المعادلة التالية $NH_4NO_3 \xrightarrow{\Delta} N_2O + 2H_2O$	تحضيره
١- غاز عديم اللون ٢- له طعم حلورائحة حلوة ٣- يساعد على الأشتعال أكثر من الهواء ٤- كثافته ١,٩٨ جم / لتر ٥- يعرف بالغاز المضحك (لانه يصيب الذي يستنشقه بنوبة من الضحك)	خواصه الفيزيائية
	استخداماته

علل : يساعد ثاني أكسيد النيتروجين على الأشتعال أكثر من الهواء الجوي ؟

لانه عندما يتفكك يعطي

علل : يسمى غاز ثاني أكسيد النيتروجين بالغاز المضحك ؟

ثالثًا : ثاني أكسيد النيتروجين (NO_2)

يحضر بعدة طرق منها أ)- مزج أول أكسيد الكربون مع الأوكسجين حسب المعادلة $2NO + O_2 = 2NO_2$ ب)- عن طريق تفاعل حمض النيتروجين مع المركز مع النحاس حسب المعادلة التالية	تحضيره
١- غاز بني مائل للأحمرار ٢- سهل الذوبان في الماء ٣- يساعد على الأشتعال ٤- يفقد لونه عند تبريده	خواصه الفيزيائية

رابعاً : حمض النتروجين HNO_3 :

<p>يحضر حمض النتروجين في المختبر بتقطير نترات الصوديوم أو البوتاسيوم مع حمض الكبريت المركز حسب المعادلة التالية $KNO_3 + H_2SO_4 = KHSO_4 + HNO_3$</p>	<p>تحضيره</p>
	<p>جهاز التحضير في المختبر</p>
<p>١- سائل عديم اللون في حالته الفيزيائية ٢- كثافته ١,٥٢ جم / لتر يغلي عند ٨٦ م°</p>	<p>خواصه الفيزيائية</p>
<p>١- شديد الحساسية للضوء ٢- يتفكك كلياً في الماء ٣- يعتبر عامل مؤكسد قوي</p>	<p>الخواص الفيزيائية</p>
<p>١- يستخدم في تحضير مجموعة النترو (NO_2) التي تدخل في صناعة المتفجرات ٢- يستخدم في صناعة أملاح النترات التي تستخدم في صناعة الأسمدة ٣- يستخدم في إذابة الكثير من الفلزات ٤- يستخدم في تشكيل الماء الملكي عند مزجة مع حمض الكلور</p>	<p>استخداماته</p>

الأسمدة النتروجينية :

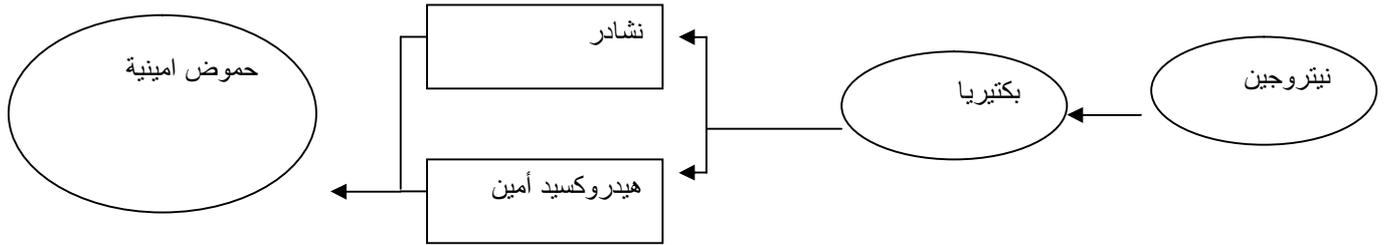
<p>هي مواد تضاف إلى التربة لتعويضها بما ينقصها من أملاح يحتاجها النبات لتحسين نوعية وجودته</p>	<p>تعريف الأسمدة بشكل عام</p>
<p>يعتبر النتروجين العنصر الأساسي لتكوين البروتين التي تعد من أهم مادة في بناء أجسام المخلوقات كما يدخل النتروجين في صناعة الأسمدة</p>	<p>تعريف الأسمدة النتروجينية</p>
<p>١- أسمدة طبيعية : (هي الناتجة من الحيوانات) ٢- أسمدة كيميائية : (مصنعة بطرق كيميائية) تنقسم إلى قسمين (أ)- أسمدة بسيطة / هي الأسمدة تحتوي على عنصر واحد يحتاجه النبات مثل النتروجينية والبوتاسية (ب)- أسمدة مركبة / هي الأسمدة التي تحتوي على أكثر من عنصر مثل فوسفات البوتاسيوم وغيرها</p>	<p>تصنيف الأسمدة النتروجينية</p>

تثبيت النيتروجين : .. هو تحويل النيتروجين الجوي إلى مركبات ذات منافع جديدة

كيف يتم تثبيت النيتروجين :

يتم تثبيت النيتروجين بطريقتين هما

أ- تثبيت النيتروجين بفعل البكتيريا



ب- تثبيت النيتروجين بفعل المطر

عندما تسقط الأمطار تذيب معها النشادر والنترات والتريتات والمواد العضوية النيتروجينية العالقة بالجو وتوصلها للتربة حسب التفاعلات التالية

برق

