

تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج العُمانية



* للحصول على أوراق عمل لجميع الصفوف وجميع المواد اضغط هنا

<https://almanahj.com/om>

* للحصول على أوراق عمل لجميع مواد الصف الثاني عشر اضغط هنا

<https://almanahj.com/om/12>

* للحصول على جميع أوراق الصف الثاني عشر في مادة كيمياء ولجميع الفصول, اضغط هنا

<https://almanahj.com/om/12chemistry>

* للحصول على أوراق عمل لجميع مواد الصف الثاني عشر في مادة كيمياء الخاصة بـ الفصل الأول اضغط هنا

<https://almanahj.com/om/12chemistry1>

* لتحميل كتب جميع المواد في جميع الفصول للـ الصف الثاني عشر اضغط هنا

<https://almanahj.com/om/grade12>

* لتحميل جميع ملفات المدرس سمير بن محمد أبو القاسم اضغط هنا

للتحدث إلى بوت على تلغرام: اضغط هنا

https://t.me/omcourse_bot

ملاخص كيمياء

لمنهج

الصف الثالث ثانوي

الفصل الدراسي الأول

إعداد المعلم

سمير بن محمد أبو القاسم

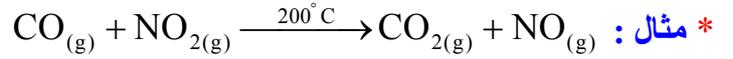
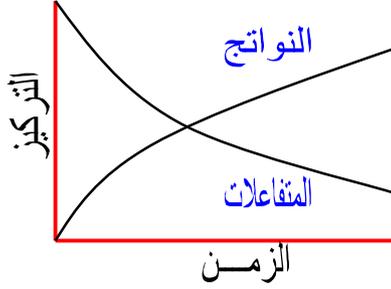
ثانوية أبي عريشه الأولى

طبعة ١٤٢٥ هـ

سرعة التفاعلات الكيميائية

- * سرعة التفاعل الكيميائي : هي معدل التغير في تركيز المواد المتفاعلة أو الناتجة في وحدة الزمن .
- * قياس سرعة التفاعل عملياً :

تقاس سرعة التفاعل عملياً بقياس معدل اختفاء مادة متفاعلة أو معدل تكون مادة ناتجة .



يمكن قياس سرعة التفاعل بمعدل اختفاء اللون البني المحمر لثاني أكسيد النيتروجين NO_2 .

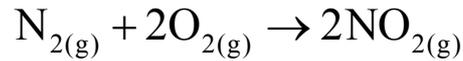
سرعة التفاعل = معدل اختفاء CO

= معدل اختفاء NO_2

= معدل تكون CO_2

= معدل تكون NO

- * تتأثر سرعة التفاعل بعدد مولات المادة كما في المثال التالي :



سرعة التفاعل = معدل اختفاء N_2

= 1/2 معدل اختفاء O_2

= 1/2 معدل تكون NO_2

- * وبصورة عامة : $aA + bB \rightarrow cC$

سرعة التفاعل = 1/a معدل اختفاء A

= 1/b معدل اختفاء B

= 1/c معدل تكون C

- * التعبير عن سرعة التفاعل :

- في حالة المحاليل السائلة : التغير في التركيز بالنسبة للزمن .
- في حالة التفاعلات الغازية : التغير في الضغط الجزئي بالنسبة للزمن .

العوامل المؤثرة على سرعة التفاعل الكيميائي

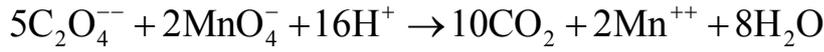
* تتأثر سرعة التفاعل الكيميائي بالعوامل التالية :

- ١- طبيعة المواد المتفاعلة
- ٢- تركيز المواد المتفاعلة
- ٣- درجة الحرارة
- ٤- المواد الحافزة (العوامل المساعدة)

أولاً : أثر طبيعة المواد المتفاعلة على سرعة التفاعل :

تتأثر سرعة التفاعل الكيميائي بطبيعة المادة المتفاعلة من حيث نوعها وحالتها الفيزيائية . ومن أمثلة ذلك :

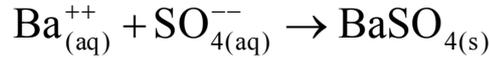
أ. تفاعل البرمنجنات MnO_4^- مع أيونات الحديد الثنائي Fe^{++} أسرع من تفاعلها مع أيونات الأكسالات $C_2O_4^{--}$:



وسبب ذلك هو كثرة الروابط في أيون الأكسالات . حيث أن التفاعلات التي يصاحبها تفكك روابط أكثر تكون سرعتها أقل .

ب. تفاعل فلز الصوديوم مع الماء أسرع من تفاعل فلز المغنيسيوم مع الماء وذلك لأن الصوديوم أكثر نشاطاً كيميائياً من المغنيسيوم .

ج. بعض المواد لا تتفاعل في حالتها الصلبة ولكنها تتفاعل بسهولة عندما تكون على شكل محاليل . مثل تفاعل محلول كبريتات البوتاسيوم K_2SO_4 مع محلول نترات الباريوم $Ba(NO_3)_2$ ليعطي راسب أبيض من كبريتات الباريوم $BaSO_4$:

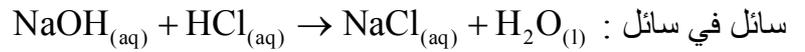
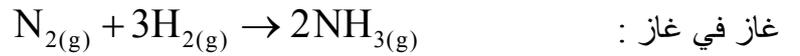


وبالتالي نجد أن تفاعل الأيونات أسرع من تفاعل الذرات وتفاعل الذرات أسرع من تفاعل الجزيئات .

ثانياً : أثر تركيز المواد المتفاعلة على سرعة التفاعل :

ويعتمد ذلك على حالة المواد المتفاعلة وهي قسمين :

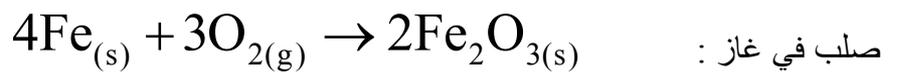
أ. تفاعلات متجانسة : وهي التفاعلات التي تتم في وسط متجانس من حالة واحدة من حالات المادة . مثل : غاز في غاز أو سائل في سائل :



وفي هذا النوع تزداد سرعة التفاعل غالباً بزيادة تركيز بعض أو كل المواد المتفاعلة .

ملحوظة : يُعبر عن تركيز السوائل بالمولارية والغازات بالضغط الجزئي .

ب. التفاعلات غير المتجانسة : وهي التفاعلات التي تتم في وسط غير متجانس من حالات المادة . مثل : صلب في سائل أو صلب في غاز :



وفي هذا النوع تزداد سرعة التفاعل بزيادة منطقة التلامس بين المواد المتفاعلة .

يتبع العوامل المؤثرة على سرعة التفاعل الكيميائي

ثالثاً : أثر درجة الحرارة على سرعة التفاعل :

تزداد سرعة التفاعل الكيميائي بشكل عام بارتفاع درجة حرارة التفاعل وذلك نظراً لزيادة حركة الجزيئات مما يزيد من احتمالات التصادمات المثمرة بين الجزيئات لتكوين النواتج .

أمثلة :

١. زيادة سرعة نضج الطعام بزيادة درجة الحرارة التي تزيد من سرعة التفاعلات الكيميائية عند طهي الطعام.
٢. حفظ الأطعمة في الثلاجة لانخفاض درجة الحرارة فيها مما يقلل من سرعة تحلل الأطعمة وفسادها .

رابعاً : أثر المواد الحافزة على سرعة التفاعل :

المادة الحافزة : هي المادة التي تزيد من سرعة التفاعل دون أن تستهلك فيه .

أمثلة :

١. استخدام أكاسيد الحديد لتسريع التفاعل المباشر بين غاز الهيدروجين وغاز النيتروجين لإنتاج النشادر .
٢. إفراز الأنزيمات في جسم الإنسان والحيوان مثل أنزيم أميليز اللعاب الذي يفرز مع اللعاب للمساعدة في هضم الكربوهيدرات .
٣. وضع محولات محفزة في عوادم السيارات تقوم بأكسدة أول أكسيد الكربون إلى ثاني أكسيد الكربون بهدف الحد من تلوث الهواء .

*** السموم :** هي مواد تعيق عمل المواد الحافزة إذا وُجدت في وسط التفاعل .

أمثلة :

١. وجود الكبريت يعيق عمل أكاسيد الحديد كمادة حافزة في تفاعل إنتاج النشادر السابق ذكره .
٢. وجود الرصاص في وقود السيارات يعيق عمل المواد الحافزة التي تحول CO إلى CO₂ في عوادم السيارات .

نظرية التصادم

* يتم تفسير أثر العوامل المختلفة على سرعة التفاعل الكيميائي بواسطة نظريتين :
 ١- نظرية التصادم
 ٢- نظرية الحالة الانتقالية

أولاً : نظرية التصادم :

تتألف نظرية التصادم من فرضين أساسيين هما :

الفرض الأول : (لكي يتفاعل جزيء من مادة مع جزيء من مادة أخرى فإن عليهما أن يتصادما) .

* معدل سرعة التفاعل يزداد بزيادة تركيز المواد المتفاعلة .. **علل** .
 لأن عدد جزيئات المواد المتفاعلة يزداد بزيادة تركيز هذه المواد وبالتالي يزداد احتمال التصادم بين جزيئاتها مما يزيد من سرعة التفاعل التي تتناسب طردياً مع عدد التصادمات بين جزيئات المواد المتفاعلة .

سرعة التفاعل \propto عدد التصادمات في الثانية

الفرض الثاني : (ليس من الضروري أن يؤدي كل تصادم بين جزيئين إلى حدوث تفاعل بينهما) .

* **التصادمات على نوعين :**

- تصادمات مثمرة : ينتج عنها تفاعل يؤدي إلى تكوين نواتج .
- تصادمات غير مثمرة : لا ينتج عنها أي تفاعل .

* لكي يكون التصادم مثمراً يجب أن يتحقق شرطان :

الشرط الأول : أن تكون الجزيئات المتصادمة في اتجاه مناسب لحظة التصادم .

الشرط الثاني : توفر كمية كافية من الطاقة حتى يتم التفاعل .

* **الطاقة المنشطة (ط م) :** هي الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لحدوث التفاعل .

- زيادة الطاقة المنشطة (طاقة التنشيط) يزيد من احتمالات التصادمات المثمرة مما يزيد من سرعة التفاعل .

ثانياً : نظرية الحالة الانتقالية

نظرية الحالة الانتقالية : (لا تتكون المواد مباشرة نتيجة لتصادم الجزيئات المتفاعلة ولكن عليها أن تمر بالحالة الانتقالية) .

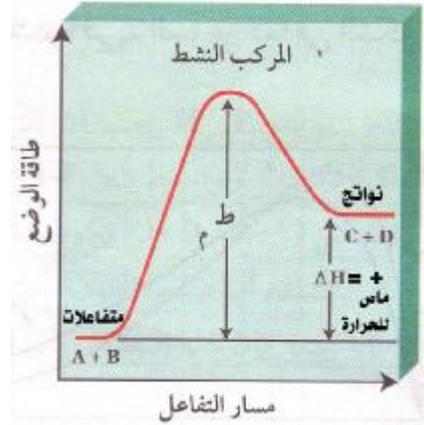
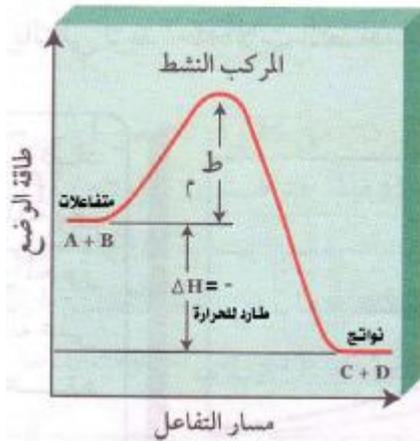
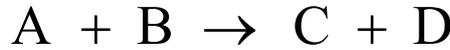
أي أن هناك عدد ضئيل جداً من التصادمات التي تحدث بين جزيئات المواد المتفاعلة يكون مثمراً .
وسبب ذلك : أنه لحدوث التصادم المثمر يجب أن تتخذ الجزيئات أوضاعاً مناسبة لبعضها البعض من حيث المسافة والاتجاه بالإضافة إلى حصولها على قدر كافي من الطاقة .

*** الحالة الانتقالية (النشطة) :** هي الحالة التي ترتبط عندها الوحدات المصطدمة لفترة وجيزة جداً ارتباطاً أعلى طاقة وأقل استقراراً من المواد المتفاعلة والنتيجة وهذه الوحدات المرتبطة تسمى المركب المنشط .

∴ المركب المنشط (النشط) : هو مركب غير ثابت يكون تركيبه وسطاً بين المواد المتفاعلة والنتيجة وطاقته أكبر من طاقة المتفاعلات أو النواتج .

- وعليه يمكن تعريف الطاقة المنشطة بصورة أخرى بأنها :

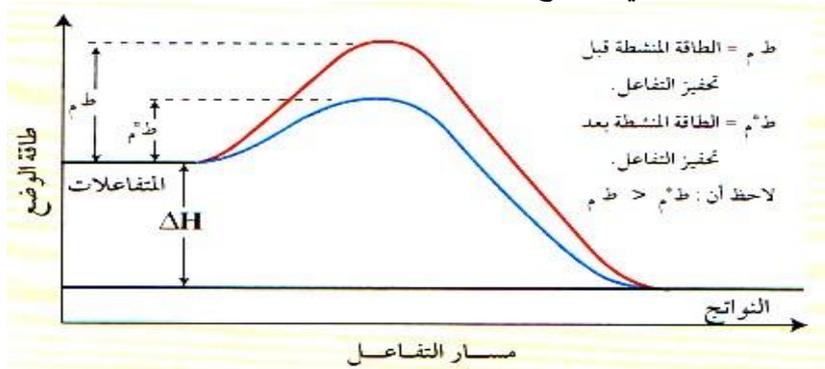
الطاقة اللازمة لتحويل المواد المتفاعلة إلى المركب المنشط . ويمكن تمثيلها بالشكل التالي :



حرارة التفاعل (ΔH) : هي الحرارة المنطلقة أو الممتصة بواسطة التفاعل .
 $\Delta H =$ المحتوى الحراري للنواتج - المحتوى الحراري للمتفاعلات

ملاحظات :

- 1- تكوين المركب المنشط لا يعني بالضرورة سير التفاعل إلى النهاية لأن هناك احتمال أن يتفكك هذا المركب لإعطاء النواتج أو العودة للمتفاعلات .
- 2- وجود العامل الحافز في التفاعلات الكيميائية يجعل المركب المنشط يتكون عند طاقة منشطة أقل مما يزيد من سرعة التفاعل . والشكل التالي يوضح أثر العامل الحافز على سرعة التفاعل :



قانون سرعة التفاعل

لنفترض المعادلة التالية كمثال : $A + 2B \rightarrow C$

$$\text{سرعة التفاعل} \propto [B]^2 \times [A]$$

$$\text{سرعة التفاعل} = \text{ثابت} \times [B]^2 \times [A]$$

حيث :

[] : التركيز بالمولارية .

ثابت : ثابت سرعة التفاعل .

* لابد من معرفة خطوات التفاعل (ميكانيكية التفاعل) المكونة للتفاعل الكلي . وهذه الخطوات تختلف سرعاتها عن بعضها .

* **الخطوة المحددة لسرعة التفاعل هي الخطوة البطيئة .**

مثال : $2H_2 + 2NO \rightarrow N_2 + 2H_2O$

يحدث هذا التفاعل في خطوتين هما :

الخطوة البطيئة : $H_2 + 2NO \rightarrow N_2O + H_2O$

الخطوة السريعة : $2H_2 + N_2O \rightarrow N_2 + H_2O$

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

وليس :

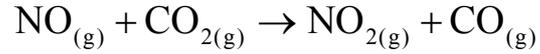
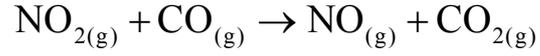
سرعة التفاعل = ثابت $\times [H_2]^2 \times [NO]^2$

الاتزان الكيميائي

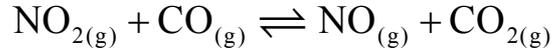
* يمكن تقسيم التفاعلات الكيميائية من حيث تكوين النواتج إلى نوعين :

- ١- تفاعلات تامة (غير عكسية) : وهي تفاعلات يحدث فيها استهلاك جميع المواد المتفاعلة لتكوين النواتج . مثل : تفاعل الفلور أو الكلور مع الهيدروجين لتكوين فلوريد الهيدروجين أو كلوريد الهيدروجين أو تفاعلات الاحتراق .
- ٢- تفاعلات غير تامة (عكسية) : وهي تفاعلات يبدأ فيها تكوين النواتج ثم ينعكس التفاعل لتكوين المتفاعلات . مثل : تفاعل البروم أو اليود مع الهيدروجين لتكوين بروميد أو يوديد الهيدروجين .

* الاتزان الكيميائي : هو الحالة التي تتساوى فيها سرعتا التفاعلين العكسيين .
مثال :



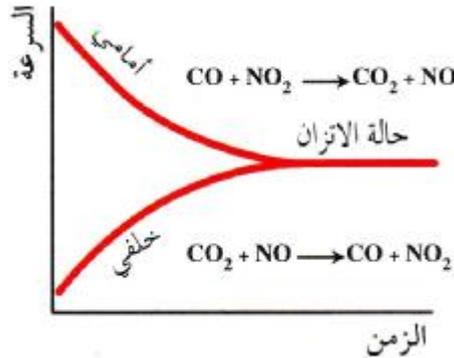
يمكن كتابة التفاعلين السابقين في معادلة عكسية واحدة كالتالي :



حيث أن :

- التفاعل الذي يسير من اليسار إلى اليمين (→) يسمى (التفاعل الأمامي) .
- التفاعل الذي يسير من اليمين إلى اليسار (←) يسمى (التفاعل الخلفي) .
- الإشارة (⇌) أو (=) تعني أن التفاعل عكسي (يسير بالاتجاهين) .

* والشكل التالي يوضح التغير في سرعة التفاعل مع مرور الزمن وكذلك حالة الاتزان للتفاعلين الأمامي والخلفي :



* ملاحظة : (نسب تراكيز المواد عند الاتزان ثابتة مهما اختلفت طرق الوصول إلى حالة الاتزان هذه) .

* أمثلة لبعض حالات الاتزان :

١. ترسب نفس كمية برمنجنات البوتاسيوم المضافة إلى محلول مشبع منها .
 ٢. تكثف نفس كمية الماء المتبخرة في وعاء مغلق عند درجة حرارة ثابتة .
- وتعرف حالة الاتزان في الأمثلة السابقة بحالة الاتزان النشطة .

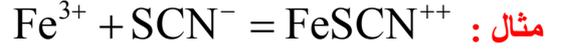
* ملاحظة : (حالة الاتزان في التفاعلات الغازية أو المتضمنة للغازات لا تتم إلا في الأوعية المغلقة) .

ضغط بخار السائل : هو حالة اتزان سائل نقي مع بخاره عند درجة حرارة معينة .

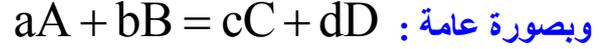
ويبقى ضغط بخار أي سائل ثابت بثبات درجة الحرارة ، حتى لو اختلف حجم السائل أو حجم الوعاء الذي يحويه .

ثابت الاتزان

ثابت الاتزان (K) : هو نسبة تراكيز المواد الناتجة إلى تراكيز المواد المتفاعلة .
وهذه النسبة تساوي مقدراً ثابتاً مهما اختلفت التراكيز التي يبدأ بها التفاعل طالما بقيت درجة الحرارة ثابتة .



ثابت الاتزان لهذا التفاعل هو : $K = \frac{[FeSCN^{++}]}{[Fe^{3+}][SCN^{-}]}$

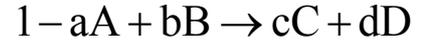


ثابت الاتزان للمعادلة السابقة هو : $K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$

وتسمى العلاقة السابقة بـ **(قانون الاتزان الكيميائي)** .

[استنتاج ثابت الاتزان (K) باستخدام سرعة التفاعل]

التفاعل العكسي السابق نجد أنه يتكون من تفاعلين هما :



سرعة التفاعل (١) = ثابت_١ × [A]^a × [B]^b

سرعة التفاعل (٢) = ثابت_٢ × [C]^c × [D]^d

وعند حالة الاتزان تتساوى سرعة التفاعلين :

ثابت_١ × [A]^a × [B]^b = ثابت_٢ × [C]^c × [D]^d

وعليه فإن :

$K = \frac{\text{ثابت}_1}{\text{ثابت}_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$

رائز التفاعل (Q) : هو قيمة ثابت الاتزان في لحظة ما خلال التفاعل .

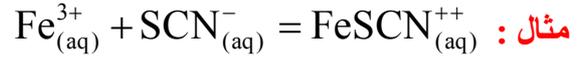
الهدف منه : التنبؤ بوصول التفاعل إلى حالة الاتزان عند لحظة معينة أم لا وتوقع اتجاه التفاعل من خلال مقارنته بثابت الاتزان K . **فإذا كانت :**

- (١) $K = Q$: فإن التفاعل في حالة اتزان كيميائي عند هذه اللحظة .
- (٢) $K < Q$: فإن التفاعل ليس بحالة اتزان ويسعى للتقليل من قيمة Q أي يتجه نحو المتفاعلات .
- (٣) $K > Q$: فإن التفاعل ليس بحالة اتزان ويسعى لزيادة قيمة Q أي يتجه نحو النواتج .

طرق التعبير عن ثابت الاتزان

يُعبّر عن ثابت الاتزان بإحدى طريقتين :

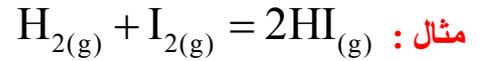
١- **في حالة المحاليل السائلة :** يعبر عن تركيز المواد عادة بالمولارية . ويكون رمز ثابت الاتزان K_c ، ووحدته هي : **مولار^{-١}** .



$$\frac{[FeSCN^{++}]}{[Fe^{3+}][SCN^{-}]} = K_c$$

ثابت الاتزان لهذا التفاعل هو :

٢- **في حالة وجود مادة أو أكثر في المتفاعلات أو النواتج بصورة غازية :** يعبر عن تركيز المواد عادة بالضغط الجزئي . ويكون رمز ثابت الاتزان K_p ، ووحدته هي : **(ضغط جوي)^{-١}** .

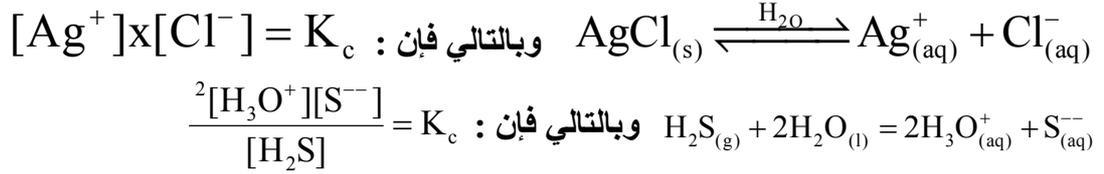


$$\frac{P_{(HI)}^2}{P_{(H_2)} \times P_{(I_2)}} = K_p$$

ثابت الاتزان :

ملاحظة : عند التعبير عن ثابت الاتزان لا نكتب تراكيز المواد الصلبة أو المذيبات السائلة إن وجدت .. **علل** .
وذلك لأن المواد الصلبة النقية والسائلة النقية تعتبر ذات تركيز ثابت مهما اختلفت كميتها وبالتالي فإن تركيزها داخل في قيمة ثابت الاتزان K_c .

أمثلة :



*** العلاقة بين K_c و K_p :**

$$\Delta n (RT) \times K_c = K_p$$

حيث :

$$n_1 - n_2 = \Delta n$$

T : درجة الحرارة المطلقة (كالفن)

R : ثابت الغاز ، وقيمته (٠,٠٨٢)

n_1 : عدد مولات المتفاعلات

n_2 : عدد مولات النواتج

*** دلالة ثابت الاتزان :**

يدل ثابت الاتزان على مدى تحول المواد المتفاعلة إلى نواتج عند حالة الاتزان .

وهذه الدلالة على نوعين :

١- إذا كان ثابت الاتزان كبيراً ($K > ١$) : دل على أن معظم المواد المتفاعلة تتحول إلى نواتج عند حالة

الاتزان .

٢- إذا كان ثابت الاتزان صغيراً ($K < ١$) : دل على أن معظم المواد المتفاعلة لم تتحول إلى نواتج عند حالة

الاتزان .

أمثلة حسابية على ثابت الاتزان

مثال ١ : احسب K_p للتفاعل $N_{2(g)} + 2O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$ إذا كانت الضغوط الجزئية للمواد: N_2 ، O_2 ، NO_2 عند الاتزان هي على التوالي : ٢ ، ١ ، ٠,٢ ضغط جوي .

الحل :

$$20 = \frac{4}{0.2} = \frac{2^2(2)}{0.2 \times 2^2(1)} = \frac{2^2 P_{(NO_2)}}{P_{(N_2)} \times 2^2 P_{(O_2)}} = K_p$$

مثال ٢ : احسب قيمة ثابت اتزان التفاعل الغازي $N_2 + O_2 = 2NO$ بوحدات التركيز المولاري إذا وصل التفاعل إلى حالة الاتزان عند التراكيز التالية : ٠,٢ مولار من NO ، ٠,١ مولار من N_2 ، ٠,١ مولار من O_2 .

الحل :

$$4 = \frac{0.04}{0.01} = \frac{2^2(0.2)}{0.1 \times 0.1} = \frac{2^2 [NO]}{[N_2][O_2]} = K_c$$

مثال ٣ : إذا علمت أن K_p للتفاعل $2CO_{(g)} + O_{2(g)} = 2CO_{2(g)}$ هو $2,24 \times 10^{22}$ عند درجة حرارة 1000° مطلقاً ، فاحسب K_c .

الحل :

$$\frac{K_p}{\Delta n (RT)} = K_c$$

$$1 = 3 - 2 = \Delta n$$

$$2,24 \times 10^{22} = \frac{2,24 \times 10^{22} \times 1,84}{(0,082 \times 1000)} = K_c$$

مثال ٤ : ثابت الاتزان للتفاعل $H_{2(g)} + I_{2(g)} = 2HI_{(g)}$ هو $55,3$ فإذا تم مزج كمية من يوديد الهيدروجين ضغطها $0,7$ ضغطاً جويّاً مع كمية من اليود والهيدروجين ضغط كل منهما $0,02$ ضغطاً جويّاً . هل يحدث أي تغيير في كميات المواد الممزوجة أم لا ؟ وإذا كان الجواب بالإيجاب ففي أي اتجاه يحدث التغيير ؟

الحل :

نوجد قيمة رائز التفاعل (Q) عند الضغوط المعطاة ونقارنها بقيمة ثابت الاتزان (K) .

$$1225 = \frac{2^2(0.7)}{0.02 \times 0.02} = \frac{2^2 P_{(HI)}}{P_{(H_2)} \times P_{(I_2)}} = Q$$

$$Q (1225) < K (55,3)$$

∴ التفاعل ليس بحالة اتزان ويتجه نحو المتفاعلات .

العوامل المؤثرة على حالة الاتزان

تتأثر حالة الاتزان بأربعة عوامل هي :

١- التركيز ٢- الضغط ٣- درجة الحرارة ٤- العامل الحافز

* يمكن تفسير أثر هذه العوامل الأربعة على حالة (موضع) الاتزان حسب مبدأ لوشاتلييه الذي ينص على الآتي :
(إذا أثر مؤثر ما على تفاعل كيميائي في حالة اتزان فإن التفاعل يسير في الاتجاه الذي يقاوم فعل هذا المؤثر) .

أولاً : أثر تغيير التركيز على حالة الاتزان :

المؤثر		زيادة تركيز		خفض تركيز	
أثره على		المواد المتفاعلة	المواد الناتجة	المواد المتفاعلة	المواد الناتجة
حالة الاتزان		يتجه التفاعل نحو اليمين	يتجه التفاعل نحو اليسار	يتجه التفاعل نحو اليسار	يتجه التفاعل نحو اليمين
ثابت الاتزان		لا تتأثر قيمة ثابت الاتزان بتغيير تركيز المواد المتفاعلة أو الناتجة .			

ثانياً : أثر تغيير الضغط على حالة الاتزان :

زيادة ضغط الغاز يزيد من تركيزه المولاري عند ثبوت درجة الحرارة .

الأثر		عند تساوي عدد مولات المتفاعلات والنواتج	عند اختلاف عدد مولات المتفاعلات والنواتج
المؤثر		مثل : $NO_{2(g)} + CO_{(g)} = NO_{(g)} + CO_{2(g)}$	مثل : $H_2O_{(g)} = H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)}$
زيادة الضغط		لا يؤثر على حالة الاتزان أو قيمة ثابت الاتزان .	يسير التفاعل باتجاه عدد المولات الأقل ولا تتأثر قيمة ثابت الاتزان .
خفض الضغط		لا يؤثر على حالة الاتزان أو قيمة ثابت الاتزان .	يسير التفاعل باتجاه عدد المولات الأكثر ولا تتأثر قيمة ثابت الاتزان .

ثالثاً : أثر تغيير درجة الحرارة على حالة الاتزان :

الأثر		ماص للحرارة ($\Delta H = +$)	طارد للحرارة ($\Delta H = -$)
المؤثر		مثل : $N_2O_{4(g)} + \text{حرارة} = 2NO_{2(g)}$	مثل : $SO_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} = SO_{3(g)} + \text{حرارة}$
زيادة درجة الحرارة		يتجه التفاعل نحو اليمين فتزداد تراكيز المواد الناتجة وتزداد قيمة ثابت الاتزان .	يتجه التفاعل نحو اليسار فتقل تراكيز المواد الناتجة وتقل قيمة ثابت الاتزان .
خفض درجة الحرارة		يتجه التفاعل نحو اليسار فتقل تراكيز المواد الناتجة وتقل قيمة ثابت الاتزان .	يتجه التفاعل نحو اليمين فتزداد تراكيز المواد الناتجة وتزداد قيمة ثابت الاتزان .

رابعاً : أثر إضافة المواد الحافزة على حالة الاتزان :

المادة الحافزة لا تؤثر في حالة الاتزان ولا في قيمة ثابت الاتزان .. **علل** .
لأن المادة الحافزة تزيد من سرعة التفاعل الأمامي والخلفي على السواء .

خواص الاتزان الكيميائي

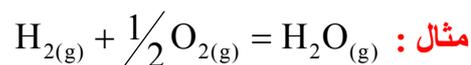
أهم المبادئ والخواص المتعلقة بالاتزان الكيميائي :

- ١) الاتزان هو حالة تكون عندها خواص المجموعة المتزنة المنظورة ثابتة مع الزمن .
- ٢) التفاعل لا يتوقف عند حالة الاتزان بل يسير في اتجاهين متعاكسين وبسرعة واحدة ولكن تركيز المتفاعلات والنواتج لا يتغير مع مرور الزمن عند الاتزان .
- ٣) التفاعلات الكيميائية تتجه تلقائياً نحو تحقيق الاتزان .
- ٤) خواص المجموعة عند الاتزان ثابتة في الظروف المعينة .
- ٥) إذا اختل الاتزان بفعل مؤثر خارجي فإن المجموعة تغيّر من خواصها للتقليل من فعل هذا المؤثر والعودة إلى حالة الاتزان .
- ٦) ثابت الاتزان هو طريقة لوصف المجموعة عند حالة الاتزان ، ويعتمد على خواص المواد المتفاعلة والنتيجة ودرجة الحرارة .

حسابات متعلقة بالاتزان الكيميائي

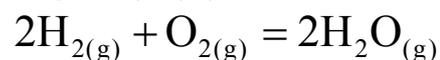
أولاً : حسابات ثابت الاتزان لتفاعل ما بدلالة ثابت اتزان تفاعل آخر له علاقة به :

أ. إذا ضرب تفاعل معين بمعامل ما فإن ثابت اتزان التفاعل يجب أن يُرفع لأس يساوي هذا المعامل :



ثابت الاتزان لهذا التفاعل :
$$\frac{P_{(\text{H}_2\text{O})}}{P_{(\text{H}_2)} \times \frac{1}{2}P_{(\text{O}_2)}} = K_1$$

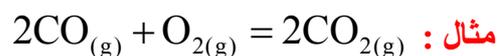
إذا ضرب التفاعل في (٢) يصبح :



ويكون ثابت الاتزان :
$$\frac{^2P_{(\text{H}_2\text{O})}}{^2P_{(\text{H}_2)} \times P_{(\text{O}_2)}} = K_2$$

أي أن :
$$^2K_1 = K_2$$

ب. إذا عكس اتجاه تفاعل معين فإن ثابت الاتزان الجديد يساوي مقلوب ثابت الاتزان الأول :



$$\frac{^2P_{(\text{CO}_2)}}{^2P_{(\text{CO})} \times P_{(\text{O}_2)}} = K_1$$

فإذا عكسنا التفاعل يصبح :



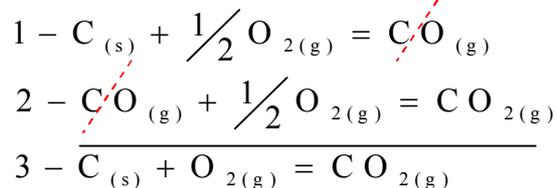
ويكون ثابت الاتزان :
$$\frac{^2P_{(\text{CO})} \times P_{(\text{O}_2)}}{^2P_{(\text{CO}_2)}} = K_2$$

أي أن :
$$^1K_1 = K_2 \Leftarrow \frac{1}{K_1} = K_2$$

يتبع حسابات متعلقة بالاتزان الكيميائي

ج. إذا كان التفاعل مركب من مجموعة تفاعلات فإن ثابت اتزان التفاعل الكلي يساوي حاصل ضرب ثوابت اتزان التفاعلات المكونة له :

مثال :



$$\frac{P_{(CO_2)}}{P_{(CO)} \times \frac{1}{2} P_{(O_2)}} = K_2 \quad , \quad \frac{P_{(CO)}}{\frac{1}{2} P_{(O_2)}} = K_1$$

$$\frac{P_{(CO_2)}}{P_{(CO)} \times \frac{1}{2} P_{(O_2)}} \times \frac{P_{(CO)}}{\frac{1}{2} P_{(O_2)}} = K_2 \times K_1 = K_3$$

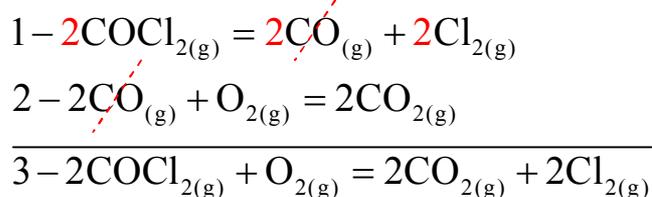
$$\frac{P_{(CO_2)}}{P_{(O_2)}} = K_3 \therefore$$

وهذا ما ينطبق فعلاً على المعادلة رقم (٣) .

تمرين : إذا عُلم أن ثابت الاتزان للتفاعل : $COCl_{2(g)} = CO_{(g)} + Cl_{2(g)}$ هو ٠,٣٢٩ عند درجة حرارة ١٠٠٠ ° مطلقاً وللتفاعل : $2CO_{(g)} + O_{2(g)} = 2CO_{2(g)}$ هو ٢,٢٤ × ١٠^{٢٢} عند الدرجة نفسها . فاحسب ثابت الاتزان عند درجة حرارة ١٠٠٠ ° مطلقاً للتفاعل : $2COCl_{2(g)} + O_{2(g)} = 2CO_{2(g)} + 2Cl_{2(g)}$.

الحل :

نلاحظ أن التفاعل الثالث مركب من التفاعل الأول مضروب في ٢ والتفاعل الثاني كما يلي :



وبالتالي فإن :

$$\begin{aligned} K_2 \times 2K_1 &= K_3 \\ 2210 \times 2,24 \times 10^{22} \times (0,329)^2 &= \\ 2210 \times 2,42 &= \end{aligned}$$

يتبع حسابات متعلقة بالاتزان الكيميائي

ثانياً : حساب تراكيز المواد أو بعضها عند الاتزان بدلالة ثابت الاتزان والتراكيز الابتدائية لهذه المواد :

مثال: عندما نضع مولاً من المادة A مع مول من المادة B في وعاء مغلق سعته لتر واحد عند درجة حرارة ٢٥ م°

تنتج كمية من المادة C حسب المعادلة: $A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftharpoons C_{(g)}$ فكم تكون تراكيز المواد عند الاتزان إذا

افترضنا أن ثابت اتزان التفاعل عند الدرجة نفسها يساوي ٢ ؟

عدد مولات المذاب

الحل : التركيز المولاري (المولارية) = $\frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول باللتر}}$

$$\therefore \text{تركيز المادتين A و B} = \frac{1}{1} = 1 \text{ مولار}$$

- نتبع الخطوات التالية للحصول على تراكيز المواد عند الاتزان :

$A_{(g)}$	$B_{(g)}$	\rightleftharpoons	$C_{(g)}$	
١	١		صفر	المولات الابتدائية
س	س		س	المولات المتفاعلة والنتيجة
س - ١	س - ١		س + ٠	المولات عند الاتزان
س - ١	س - ١		س	التراكيز عند الاتزان
١	١		١	

$$\text{ومن قانون ثابت الاتزان : } K_c = \frac{[C]}{[A][B]}$$

نعوض بقيم تراكيز المواد عند الاتزان وقيمة K_c المعطاة فنحصل على المعادلة التالية :

$$\frac{س}{(س - ١)(س - ١)} = ٢$$

وبحل المعادلة رياضياً نجد أن : $س = ٢$ (وهي قيمة مرفوضة لأنها أكبر من المولات الابتدائية) و $١/٢$.

وبالتعويض بقيمة س وهي ($١/٢$) نحصل على التراكيز عند الاتزان :

$$[A] = \frac{س - ١}{١} = \frac{1/2 - 1}{1} = 1/2 \text{ مولار}$$

$$[B] = \frac{س - ١}{١} = \frac{1/2 - 1}{1} = 1/2 \text{ مولار}$$

$$[C] = \frac{س}{١} = 1/2 \text{ مولار}$$

وللتأكد من صحة الحل نعوض بتراكيز المواد A و B و C في قانون ثابت الاتزان فإذا حصلنا على نفس قيمة ثابت الاتزان المعطاة في المسألة يكون الحل صحيح .

المحاليل الموصلة والغير موصلة للكهرباء

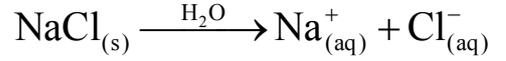
* تنقسم المواد من حيث توصيلها للتيار الكهربائي إلى قسمين :

أولاً : مواد موصلة للكهرباء (إلكتروليات) : وهي المواد التي تعطي عند ذوبانها في الماء محلولاً موصلاً للتيار الكهربائي . مثل الحموض والقواعد .
حيث تتفكك لتعطي : أيونات موجبة (كاتيونات) و أيونات سالبة (أنيونات) تكون حرة الحركة في جميع أجزاء المحلول فتنتقل الكهرباء .

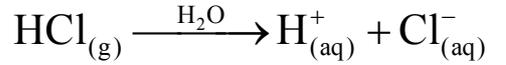
- تنقسم المواد الموصلة إلى قسمين :

(أ) مواد جيدة التوصيل للكهرباء : وهي المواد التي تتفكك كلياً عند ذوبانها في الماء .
مثل :

١- معظم الأملاح القابلة للذوبان في الماء كملح الطعام الذي يتفكك كلياً إلى Na^+ و Cl^- حسب المعادلة التالية :

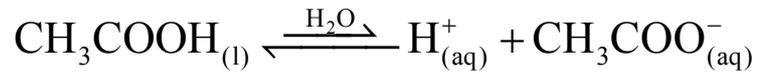


٢- غاز كلوريد الهيدروجين (HCl) الذي يتفكك كلياً عند ذوبانه في الماء كالتالي :

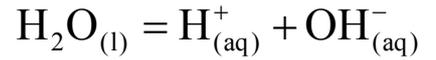


(ب) مواد ضعيفة التوصيل للكهرباء : وهي المواد التي تتفكك جزئياً عند ذوبانها في الماء .
مثل :

١- حمض الخل (CH_3COOH) الذي يعطي عدداً قليلاً من الأيونات في المحلول :



٢- الماء النقي يعتبر موصلاً ضعيفاً وذلك لوجود عدد قليل جداً من جزيئات الماء المتأينة كالتالي :



ملاحظة : التوصيل الكهربائي يمكن أن يتم أيضاً بواسطة مصهور المادة (كمصهور كلوريد الصوديوم) .

ثانياً : مواد غير موصلة للكهرباء (لا إلكتروليات) : وهي المواد التي تعطي عند ذوبانها في الماء محلولاً غير موصلاً للتيار الكهربائي .
مثل : محلول السكر . وذلك لأن السكر عندما يذوب في الماء لا يتفكك إلى أيونات حرة بل يظل على شكل جزيئات مستقلة .

* التفكك والتأين :

- **التفكك :** هو تحول مركب أيوني إلى أيونات حرة الحركة عند ذوبانه في الماء .
مثل : كلوريد الصوديوم (NaCl) .

- **التأين :** هو تحول مركب غير أيوني (تساهمي) إلى أيونات حرة الحركة عند ذوبانه أو تفاعله مع الماء .
مثل : كلوريد الهيدروجين (HCl) .

ملاحظة : يستعمل لفظ التفكك أحياناً ليشمل التأين .

الحموض والقواعد

أولاً : الحموض :

هي مواد تعطي عند تفككها في الماء أيونات الهيدروجين (البروتونات H^+) .

أمثلة لبعض الحموض :

الحمض	حمض الكلور	حمض الكبريت	حمض النيتروجين	حمض الكربون	حمض الفسفور	حمض الخل
صيغته	HCl	H ₂ SO ₄	HNO ₃	H ₂ CO ₃	H ₃ PO ₄	CH ₃ COOH

الخواص المشتركة للحموض :

- 1- تحتوي على عنصر الهيدروجين .
- 2- تذوب في الماء لتعطي محاليل موصلة للكهرباء بدرجات متفاوتة .
- 3- يتصاعد غاز الهيدروجين عندما تتفاعل مع بعض الفلزات كالخارصين :

$$Zn_{(s)} + H_2SO_{4(aq)} \rightarrow ZnSO_{4(aq)} + H_{2(g)}$$
- 4- تحول لون ورق تباغ الشمس الأزرق إلى الأحمر .
- 5- مذاق محاليلها المخففة حمضي .

ثانياً : القواعد :

هي مواد تعطي عند تفككها في الماء أيونات الهيدروكسيد (OH^-) .

أمثلة لبعض القواعد :

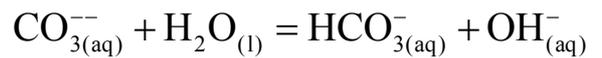
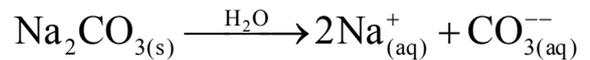
القاعدة	هيدروكسيد الصوديوم	هيدروكسيد البوتاسيوم	هيدروكسيد الباريوم	هيدروكسيد المغنيسيوم	كربونات الصوديوم	النشادر
صيغتها	NaOH	KOH	Ba(OH) ₂	Mg(OH) ₂	Na ₂ CO ₃	NH ₃

الخواص المشتركة للقواعد :

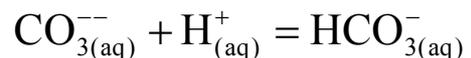
- 1- تذوب في الماء لتعطي محاليل موصلة للكهرباء بدرجات متفاوتة .
- 2- إضافة كمية مناسبة منها إلى محلول حمضي يفقد الحمض جميع خواصه عدا خاصية التوصيل الكهربائي إذا كان الملح الناتج يذوب في الماء .
- 3- ملمسها صابوني .
- 4- تحول لون ورق تباغ الشمس الأحمر إلى الأزرق .
- 5- مذاق محاليلها المخففة مر .

علل : كربونات الصوديوم (Na₂CO₃) مادة قاعدية رغم أنها لا تحتوي على الهيدروكسيد (OH⁻) المميز للقواعد .

لأنها عندما تذوب في الماء تتفكك لتعطي أيونات الكربونات (CO₃⁻) التي تتفاعل مع الماء لتعطي الهيدروكسيد حسب المعادلات التالية :



كما أنها عندما تتفاعل مع البروتونات في المحلول الحمضي تزيلها لتكوّن البيكربونات كالتالي :



المواد المترددة

المواد المترددة : هي المواد التي تتفاعل مع الحمض وتفقد خواصه وتتفاعل مع القاعدة وتفقد خواصها .

ولتمييز المواد المترددة يمكن تقسيم هيدروكسيدات العناصر إلى ثلاثة أقسام كالتالي :

١- هيدروكسيدات العناصر في يسار الجدول الدوري (كهيدروكسيدات عناصر المجموعتين الأولى والثانية) :

جميعها قاعدية . مثل : NaOH , Mg(OH)_2 .

٢- هيدروكسيدات العناصر في يمين الجدول الدوري باستثناء العناصر النادرة : جميعها حمضية . مثل :

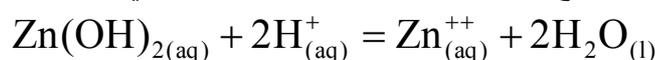
حمض النيتروجين (HNO_3) الذي هو عبارة عن (HONO_2) ، وحمض الكبريت (H_2SO_4) عبارة عن $(\text{HO})_2\text{SO}_2$.

٣- هيدروكسيدات العناصر في وسط الجدول الدوري : تختلط فيها الخواص القاعدية والحمضية لذا تكون

(مواد مترددة) . مثل : هيدروكسيد الخارصين Zn(OH)_2 الذي يتحد مع أيونات الهيدروكسيد ويزيل مفعولها القاعدي حسب المعادلة التالية :

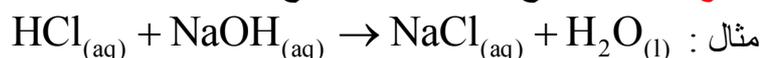


ويتحد مع البروتونات ويزيل مفعولها الحمضي حسب المعادلة التالية :



الأملاح

الملح : هو مادة تنتج من اتحاد حمض مع قاعدة .



أي أن تفاعل حمض مع قاعدة يعطي ملح وماء .

ملاحظة : لا توجد أملاح ضعيفة .. **علل .**

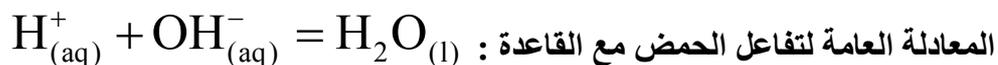
لأن الملح الذائب في الماء لا يوجد إلا على هيئة أيونات حرة وليس على هيئة جزيئات مستقلة .

أمثلة لبعض الأملاح :

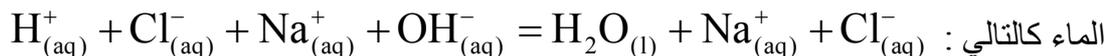
اسم الملح	بروميد الصوديوم	كلوريد الأمونيوم	خلات الصوديوم	كلوريد الكالسيوم	خلات الأمونيوم
صيغته	NaBr	NH_4Cl	CH_3COONa	CaCl_2	$\text{CH}_3\text{COONH}_4$

التعادل والأدلة

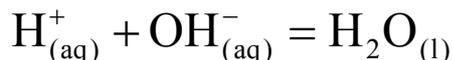
التعادل : هو زوال الصفة الحمضية من الحمض والصفة القاعدية من القاعدة باتحاد القاعدة مع الحمض .



مثال : عند معادلة محلول حمض الكلور بمحلول هيدروكسيد الصوديوم ينتج محلول متعادل من ملح الطعام في



وبما أن أيونات الصوديوم والكلوريد لا يطرأ عليهما أي تغيير فإنه يمكن كتابة المعادلة السابقة بالصورة التالية :



حيث أن تركيز أيونات H^+ و OH^- متساو في المحاليل المتعادلة . أي أن : $[\text{OH}^-_{(\text{aq})}] = [\text{H}^+_{(\text{aq})}]$

المعايرة : هي معادلة حمض محدد التركيز بقاعدة محددة التركيز أو العكس لإنتاج محلول متعادل (ليس حمض أو قاعدة) .

الأدلة (الكواشف) : هي مواد لا تؤثر في سير التفاعل وإنما يتغير لونها عند تركيز محدد من أيون الهيدروجين (H^+) .

- أمثلة لبعض الكواشف (الأدلة) الشائعة وألوانها في الأوساط المختلفة :

الكاشف	لونه في الوسط الحمضي	لونه في الوسط القاعدي	لونه عند نقطة التعادل
تبايع الشمس	أحمر	أزرق	بنفسجي
الميثيل البرتقالي	أحمر	أصفر	برتقالي
الفينولفثالين	عديم اللون	أحمر	وردي

نظريات ساهمت في تطور تعريف الحموض والقواعد

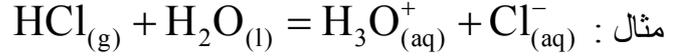
أولاً : النظرية الأيونية (نظرية أرهينيوس) :

- **الحمض :** هو المادة التي ينتج من تفككها في المحاليل المائية البروتون H^+ .
- **القاعدة :** هي المادة التي ينتج من تفككها في المحاليل المائية أيون الهيدروكسيد OH^- .

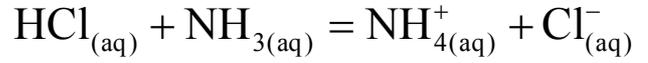
*** مزايا النظرية :** اعتماد قوة الحمض والقاعدة على مدى تفككها في المحلول المائي .

*** عيوب النظرية :**

١. افتراض النظرية أن تفكك الحمض في المحلول المائي يعطي البروتون ، وقد وُجد عملياً أن البروتون لا يوجد مستقلاً في المحلول المائي بل يتحد بجزيء ماء مكوناً أيون الهيدرونيوم (H_3O^+) .



٢. عدم الإشارة إلى المواد التي تعادل الحموض دون أن تكون أيونات الهيدروكسيد في المحاليل غير المائية مثل النشادر ، كما في التفاعل التالي :

**وعليه فقد تم تعديل التعريفين كالتالي :**

- الحمض :** هو المادة التي تزيد تركيز أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ في المحاليل المائية .
- القاعدة :** هي المادة التي تزيد تركيز أيونات الهيدروكسيد OH^- في المحاليل المائية أو التي تتفاعل مع الحمض وتفقد خواصه .

ثانياً : نظرية لوري وبرونشتد

الحمض : هو المادة التي لها قابلية لمنح البروتون.
القاعدة : هي المادة التي لها قابلية لتقبل البروتون.

وحسب النظرية فإنه في كل تفاعل لحمض يجب أن يكون هناك قاعدة وفي كل تفاعل لقاعدة يجب أن يكون هناك حمض.



قاعدة حمض قاعدة حمض

حيث أن : HCl و Cl⁻ زوج مقترن من الحمض والقاعدة . و H₂O و H₃O⁺ زوج مقترن آخر .

أي أن هناك قاعدة مقترنة لكل حمض وحمض مقترن لكل قاعدة .



قاعدة مقترنة حمض مقترن حمض قاعدة

*** من مزايا هذه النظرية :**

١- لا تتقيد بتعريف الحموض والقواعد في المحاليل المائية فقط .

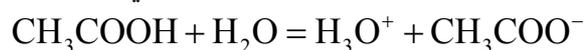


قاعدة مقترنة حمض مقترن قاعدة حمض

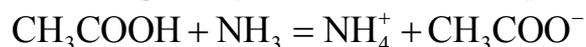
٢- أن قوة الحمض تعتمد على قابليته لمنح البروتون وعلى قابلية القاعدة (المذيب) لتقبل هذا البروتون .

مثال ١ : كلوريد الهيدروجين (HCl) في الماء له قابلية عالية لمنح البروتون ، وفي النشادر تكون قابلية النشادر عالية لتقبل البروتون .. لذا فهو حمض قوي .

مثال ٢ : حمض الخل حمض ضعيف في الماء وذلك لقلّة قابلية الماء لتقبل بروتوناته :



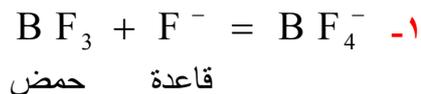
أما في النشادر فهو حمض قوي لارتفاع قابلية النشادر لتقبل بروتوناته :



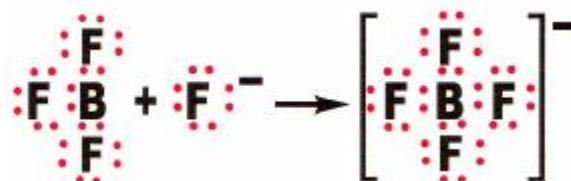
ثالثاً : نظرية لويس

- القاعدة :** هي المادة التي لها قابلية لمنح زوج من الإلكترونات .
الحمض : هو المادة التي لها قابلية لتقبل زوج من الإلكترونات .

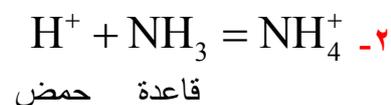
حيث تنشأ بين الحمض والقاعدة رابطة تساهمية تناسقية كما في المثالين التاليين :



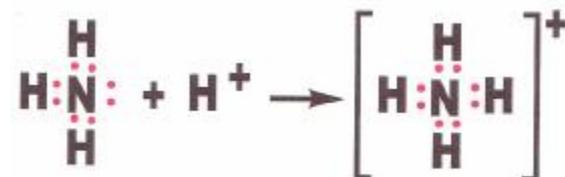
ويمكن توضيح المعادلة السابقة كالتالي :



حيث أن كل نقطتين تمثل زوج إلكترونات .



ويمكن توضيح هذه المعادلة كالتالي :



وعليه فإن مفهوم لويس لتعريف الحمض والقاعدة أشمل من مفهوم لوري وبرونشتند .

قياس درجة حموضة المحاليل

**** مقدمة /****أولاً : أهمية الأحماض والقواعد في حياتنا :**

١. بعض الأنزيمات في أجسامنا لا تعمل إلا في وسط قاعدي مثل أنزيم أميليز اللعاب ، وبعضها لا يعمل إلا في وسط حامضي مثل أنزيم الببسين .
١. تدخل الأحماض والقواعد في تركيب بعض الأدوية مثل الأسبرين ومضادات الحموضة .
١. يستخدم حمض الكبريت في بطاريات السيارات .
١. تدخل بعض القواعد في صناعة الزجاج والصابون والعديد من الصناعات الأخرى .

ثانياً : أهمية معرفة مقدار حموضة محلول معين في التفاعلات الكيميائية :

- ١- كثير من التفاعلات لا تتم إلا عند درجة معينة من الحموضة .
- ٢- كثير من المواد تكون ثابتة التركيب في المحاليل المائية عند درجات حموضة معينة ، وتتحلل أو تفسد إذا تغيرت درجة حموضة المحلول .

*** تقاس درجة حموضة محلول ما بقياس تركيز أيون الهيدرونيوم (H_3O^+) فيه .**
فكلما زاد تركيز أيون الهيدرونيوم في المحلول زادت قوة الحمض .

*** ثابت تفكك الماء (الحاصل الأيوني للماء) عند ٢٥ م° :**

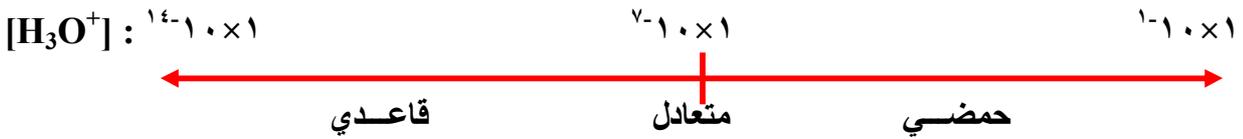
$$10^{-14} = [OH^-] \times [H_3O^+] = K_w$$

وحسب النظرية الأيونية فالماء متعادل ويعطي كميتين متساويتين من أيونات الهيدرونيوم والهيدروكسيد :

$$10^{-7} = [OH^-] = [H_3O^+]$$

- مدرج الحموضة بدلالة [H_3O^+] :

زيادة تركيز الهيدرونيوم مقارنة بتركيز الهيدروكسيد يزيد من درجة حموضة المحلول :



ومنه نستنتج أن :

- المحلول المتعادل :** هو المحلول الذي يكون فيه تركيز أيونات الهيدرونيوم يساوي 10^{-7} مولار .
- المحلول الحمضي :** هو المحلول الذي يكون فيه تركيز أيونات الهيدرونيوم أكبر من 10^{-7} مولار .
- المحلول القاعدي :** هو المحلول الذي يكون فيه تركيز أيونات الهيدرونيوم أقل من 10^{-7} مولار .

مثال : احسب تركيز أيون الهيدرونيوم في محلول مائي تركيز أيون الهيدروكسيد فيه يساوي 10^{-3} عند درجة ٢٥ م° .

الحل : عند ٢٥ م° يكون : $10^{-14} = [OH^-] \times [H_3O^+] = K_w$

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

$$10^{-11} \text{ مولار} = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = [H_3O^+]$$

الأس الهيدروجيني والأس الهيدروكسيدي

الأس (الرقم) الهيدروجيني **pH** : هو مقياس يعبر عن تركيز أيونات الهيدرونيوم في المحلول المائي .

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

الأس (الرقم) الهيدروكسيدي **pOH** : هو مقياس يعبر عن تركيز أيونات الهيدروكسيد في المحلول المائي .

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

* للمحلول المتعادل :

$$\text{pOH} = \text{pH} = -\log 10^{-7} = 7$$

* وعند درجة ٢٥ م يكون :

$$\text{pH} + \text{pOH} = \text{pKw} = 14$$

وعليه فإنه يتم التعبير عن درجة حموضة المحاليل بأرقام موجبة من الصفر إلى ١٤ .

* ويمكن رسم مدرج الحموضة بدلالة **pH** كالتالي :



تمرين :

حدد نوع الوسط لمحلول مائي به 10^{-1} مولار من أيونات الهيدرونيوم . ثم احسب قيمة **pH** للمحلول .

الحل :

أولاً : تحديد نوع الوسط :

$$10^{-1} > 10^{-7}$$

∴ الوسط حمضي (حسب مدرج الحموضة بدلالة تركيز H_3O^+) .

ثانياً : حساب قيمة **pH** للمحلول :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$= -\log 10^{-1} = 1$$

وأيضاً بما أن قيمة **pH** أقل من ٧ فهذا يدل على أن الوسط حمضي (حسب مدرج الحموضة بدلالة **pH**) .

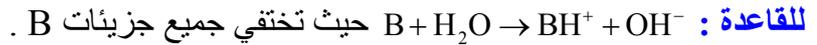
حسابات الحموض والقواعد القوية

الحموض القوية : هي الحموض التي تتفكك كلياً في المحلول المائي .
وهي موصلة جيدة للكهرباء . مثل : HCl , HNO_3 , H_2SO_4 .

القواعد القوية : هي القواعد التي تتفكك كلياً في المحلول المائي .
وهي أيضاً موصلة جيدة للكهرباء . مثل : $NaOH$, KOH .

*** في حالة الحموض والقواعد القوية :**

يكون ثابت الاتزان كبيراً جداً حتى أن التفاعل يكاد يكون غير عكسي ، كما في المعادلات التالية :



وبالتالي فإنه :

- في حالة الحمض : يكون $[H_3O^+] =$ تركيز الحمض الأصلي $[HA]$.

- في حالة القاعدة : يكون $[OH^-] =$ تركيز القاعدة الأصلية $[B]$.

*** أمثلة حسابية :**

١. احسب قيمة الأس الهيدروجيني لمحلول حمض الكلور الذي تركيز الحمض فيه يساوي 1×10^{-1} مولار .

الحل :

∴ الحمض قوي

$$\therefore [H_3O^+] = \text{تركيز الحمض الأصلي } [HCl] = 1 \times 10^{-1} \text{ مولار .}$$

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

٢. احسب تركيز أيون الهيدرونيوم في محلول مائي من حمض النيتروجين أسه الهيدروجيني يساوي ١ مولار .

الحل :

حمض النيتروجين حمض قوي

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

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-1} = 0,1 \text{ مولار}$$

٣. احسب قيمة الأس الهيدروجيني لمحلول مائي يحوي ٠,٠٠١ مول من هيدروكسيد الصوديوم في ٥٠٠ مللتر

من المحلول .

الحل :

$$\text{تركيز NaOH في المحلول} = \frac{\text{عدد مولات NaOH}}{\text{حجم المحلول باللتر}} = \frac{0,001}{0,5} = 2 \times 10^{-3} \text{ مولار}$$

∴ $NaOH$ قاعدة قوية

$$\therefore [OH^-] = \text{تركيز القاعدة الأصلية } [NaOH] = 2 \times 10^{-3} \text{ مولار .}$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-3}} = 5 \times 10^{-12} \text{ مولار .}$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 5 \times 10^{-12} = 11,3$$

حسابات الحموض والقواعد الضعيفة

الحموض الضعيفة : هي الحموض التي تتفكك جزئياً في المحلول المائي .
وهي موصلة ضعيفة للكهرباء . مثل : CH_3COOH , H_2CO_3 , H_2S .

القواعد الضعيفة : هي القواعد التي تتفكك جزئياً في المحلول المائي .
وهي أيضاً موصلة ضعيفة للكهرباء . مثل : NH_3 , NH_2OH .

- وبما أن تفكك الحموض والقواعد الضعيفة ليس كلياً لذا تم حساب ثابت التفكك (مقدار التفكك) لكل حمض ضعيف وقاعدة ضعيفة . حيث :

K_a : هو ثابت تفكك الحمض الضعيف . وكلما زادت قيمته ازداد تركيز أيون الهيدرونيوم وزادت قوة الحمض .
 K_b : هو ثابت تفكك القاعدة الضعيفة . وكلما زادت قيمته ازداد تركيز أيون الهيدروكسيد وزادت قوة القاعدة .

* العلاقة الرياضية لحساب تركيز أيون الهيدرونيوم للأحماض الضعيفة :

$$\sqrt{C_a \times K_a} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

حيث C_a : التركيز الأصلي للحمض الضعيف .

* العلاقة الرياضية لحساب تركيز أيون الهيدروكسيد للقواعد الضعيفة :

$$\sqrt{C_b \times K_b} = [\text{OH}^-]$$

حيث C_b : التركيز الأصلي للقاعدة الضعيفة .

أمثلة حسابية :

١- احسب الأس الهيدروجيني pH لمحلول مائي من حمض الخل تركيزه ٠,١ مولار ، إذا علمت أن ثابت تفكك حمض الخل (K_a) هو $1,8 \times 10^{-5}$.

الحل : حمض الخل (CH_3COOH) حمض ضعيف وبالتالي سنستخدم العلاقة التالية :

$$\sqrt{C_a \times K_a} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$= \sqrt{0,1 \times 10^{-5} \times 1,8} = 1,34 \times 10^{-3} \text{ مولار}$$

$$\text{pH} = -\text{لو} [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,873$$

يتبع حسابات الحموض والقواعد الضعيفة

- ٢- أذيب ٠,٠٠٥ مول من حمض النيتروز HNO_2 في كمية من الماء بحيث أصبح حجم المحلول ٥٠٠ مللتر . احسب الأس الهيدروجيني pH للمحلول إذا علمت أن ثابت تفكك حمض النيتروز $K_a = 5,1 \times 10^{-4}$.
الحل :

$$\text{تركيز } \text{HNO}_2 = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{حجم المحلول باللتر}} = \frac{0,005}{0,5} = 0,01 \text{ مول / لتر (مولار) وهي قيمة } C_a$$

$$\text{حمض النيتروز } \text{HNO}_2 \text{ حمض ضعيف} \\ \therefore \text{نستخدم العلاقة التالية: } [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{C_a \times K_a}$$

$$\text{pH} = -\text{لو} [\text{H}_3\text{O}^+] = -\text{لو} (2,26 \times 10^{-4} \times 0,01) = 2,26 \times 10^{-3} \text{ مولار}$$

- ٣- احسب الأس الهيدروجيني pH والأس الهيدروكسيدي pOH لمحلول تركيزه ٠,١ مولار من الهيدروكسيل أمين NH_2OH الذي ثابت تفككه $K_b = 1,1 \times 10^{-8}$.
الحل :

$$\text{الهيدروكسيل أمين } \text{NH}_2\text{OH} \text{ قاعدة ضعيفة} \\ \therefore \text{نستخدم العلاقة: } [\text{OH}^-] = \sqrt{C_b \times K_b}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{1,1 \times 10^{-8} \times 0,1} = 3,32 \times 10^{-5} \text{ مولار} \\ \text{pOH} = -\text{لو} [\text{OH}^-] = -\text{لو} (3,32 \times 10^{-5}) = 4,48 \\ \therefore \text{pOH} + \text{pH} = 14 \\ \therefore \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4,48 = 9,52$$

- ٤- احسب الأس الهيدروجيني pH لمحلول مكون من إذابة ٠,٠٠٤ مول من النشادر في كمية من الماء بحيث يكون حجم المحلول ١٠٠ مللتر . (ثابت تفكك النشادر $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$) .
الحل :

$$\text{تركيز } \text{NH}_3 = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{حجم المحلول باللتر}} = \frac{0,004}{0,1} = 0,04 \text{ مولار وهي قيمة } C_b$$

$$\text{النشادر قاعدة ضعيفة} \\ \therefore [\text{OH}^-] = \sqrt{C_b \times K_b}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{1,8 \times 10^{-5} \times 0,04} = 8,5 \times 10^{-4} \text{ مولار}$$

$$\therefore [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14} \\ \therefore [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{8,5 \times 10^{-4}} = 1,2 \times 10^{-11} \text{ مولار}$$

$$\text{pH} = -\text{لو} [\text{H}_3\text{O}^+] = -\text{لو} (1,2 \times 10^{-11}) = 10,9$$

حسابات محاليل الأملاح

التميؤ : هو تفاعل أيونات الملح مع جزيئات الماء لإنتاج كميات ضئيلة من أيونات الهيدرونيوم التي تكسب المحلول صفة حمضية أو من أيونات الهيدروكسيد التي تكسب المحلول صفة قاعدية.

- الصفة الحمضية والقاعدية لمحلول الملح تعتمد على نوع الحمض والقاعدة المشتق منهما الملح ، ويمكن تقسيم تميؤ الأملاح كالتالي :

١- تميؤ ملح مشتق من حمض قوي وقاعدة قوية :

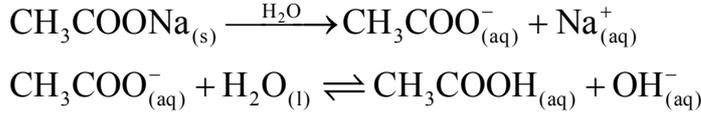
لا يحدث تميؤ لهذا الملح أي لا تتفاعل أيوناته مع الماء ويبقى محلول الملح متعادل أي $pH = 7$.
مثال : $NaCl_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

٢- تميؤ ملح مشتق من حمض ضعيف وقاعدة قوية :

يحدث تميؤ للأيون المشتق من الحمض الضعيف منتجاً أيونات الهيدروكسيد مما يعطي المحلول صفة قاعدية أي $pH > 7$.
 ويُحسب تركيز أيونات الهيدروكسيد بالعلاقة التالية :

$$\frac{K_w}{K_a} = K_h \quad , \quad \text{ولهذا النوع من الأملاح يكون} \quad \sqrt{C_s \times K_h} = [OH^-]$$

حيث K_h : ثابت تميؤ الملح ، C_s : التركيز الأصلي لمحلول الملح .
مثال : ملح خلات الصوديوم CH_3COONa المشتق من حمض ضعيف هو حمض الخل وقاعدة قوية هي هيدروكسيد الصوديوم :

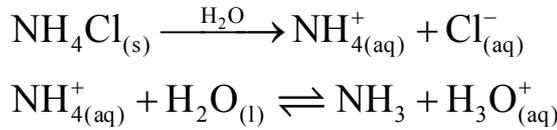


٣- تميؤ ملح مشتق من حمض قوي وقاعدة ضعيفة :

يحدث تميؤ للأيون المشتق من القاعدة الضعيفة منتجاً أيونات الهيدرونيوم مما يعطي المحلول صفة حمضية أي $pH < 7$.
 ويُحسب تركيز أيونات الهيدرونيوم بالعلاقة التالية :

$$\frac{K_w}{K_b} = K_h \quad , \quad \text{ولهذا النوع من الأملاح يكون} \quad \sqrt{C_s \times K_h} = [H_3O^+]$$

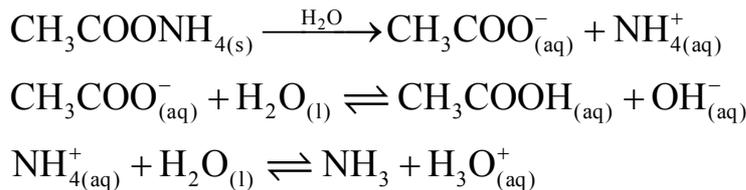
مثال : ملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl المشتق من حمض قوي هو حمض الكلور وقاعدة ضعيفة هي النشادر :



٤- تميؤ ملح مشتق من حمض ضعيف وقاعدة ضعيفة :

يحدث تميؤ للأيونات الموجبة والسالبة لأن كل منها مشتق من أصل ضعيف حيث تعطي الأيونات الموجبة مع الماء أيونات الهيدرونيوم والسالبة أيونات الهيدروكسيد لذا تتوقف صفة المحلول المحتوي على هذا النوع من الأملاح على قوة الحمض الضعيف وقوة القاعدة الضعيفة المشتق منهما الملح .

مثال : ملح خلات الأمونيوم المشتق من حمض الخل الضعيف وقاعدة النشادر الضعيفة :



يتبع حسابات محاليل الأملاح

أمثلة حسابية :

١- احسب تركيز أيونات الهيدروكسيد في محلول تم تحضيره بإذابة ٠,٢٥ مول من خلات الصوديوم في كمية من الماء تكفي لعمل نصف لتر من المحلول عند درجة حرارة ٢٥ م. (ثابت تميؤ الخلات $K_h = 5,6 \times 10^{-10}$).

الحل :

$$\text{تركيز محلول الملح } (C_s) = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{حجم المحلول باللتر}} = \frac{0,25}{0,5} = 0,5 \text{ مولار}$$

∴ ملح CH_3COONa يحوي شق حمضي ضعيف هو CH_3COO^-

$$\therefore [\text{OH}^-] = \sqrt{C_s \times K_h} = \sqrt{0,5 \times 5,6 \times 10^{-10}} = 1,7 \times 10^{-5} \text{ مولار}$$

٢- أوجد قيمة الأس الهيدروجيني لمحلول تم تحضيره بإذابة ٠,٠٢ مول من كلوريد الأمونيوم في كمية من الماء بحيث كان حجم المحلول ٤٠٠ مللتر. (ثابت تفكك النشادر $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$).

الحل :

$$\text{تركيز محلول الملح } (C_s) = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{حجم المحلول باللتر}} = \frac{0,02}{0,4} = 0,05 \text{ مولار}$$

∴ ملح NH_4Cl يحوي شق قاعدي ضعيف هو NH_4^+ مشتق من النشادر القاعدية NH_3

$$\therefore K_h = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = 5,6 \times 10^{-10}$$

$$\text{وبالتالي فإن: } [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{C_s \times K_h} = \sqrt{0,05 \times 5,6 \times 10^{-10}} = 5,3 \times 10^{-6} \text{ مولار}$$

$$\text{pH} = -\text{لو} [\text{H}_3\text{O}^+] = -\text{لو } 5,3 \times 10^{-6} = 5,3$$

المحاليل المنظمة

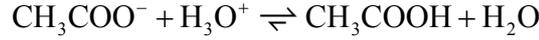
المحلول المنظم : هو المحلول الذي يقاوم التغيرات المفاجئة في تركيز أيون الهيدرونيوم أو الأس الهيدروجيني .
يتكون المحلول المنظم من حمض ضعيف وأحد أملاحه أو من قاعدة ضعيفة وأحد أملاحها .

مثال : مزيج من حمض الخل CH_3COOH وخلات الصوديوم CH_3COONa هو محلول منظم .

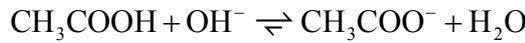
تمرين : ما أثر إضافة كمية بسيطة من محلول حامضي أو محلول قاعدي إلى المحلول المنظم في المثال السابق على قيمة pH ؟

الحل :

١- في حالة إضافة محلول حامضي تتحد أيونات الهيدرونيوم مع أيونات الخل لتكوين حمض الخل كما يلي :



٢- في حالة إضافة محلول قاعدي تتحد أيونات الهيدروكسيد مع حمض الخل لتكوين أيونات الخل كما يلي :



وفي كلتا الحالتين تبقى قيمة pH للمحلول المنظم ثابتة تقريباً .

أهمية المحاليل المنظمة في حياتنا :

- المحافظة على قيمة الأس الهيدروجيني pH لدم الإنسان في حدود ٧,٤ فالدم يعتبر محلولاً منظماً .
- ترسيب بعض المواد في الصناعة ، والطلاء بالكهرباء ، ودباغة الجلود .

حسابات المعايرة :

فائدتها : قياس تركيز محلول مادة مجهولة التركيز بمعايرتها بمحلول مادة أخرى معلومة التركيز .

مثل : معايرة محلول حمض نيتروجين مجهول التركيز بمحلول قاعدة هيدروكسيد الصوديوم معلوم التركيز .
نستخدم قانون التخفيف لحساب تركيز المادة المجهولة وهو :

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

حيث :

C_1 : حجم المحلول معلوم التركيز
 C_2 : تركيز المحلول معلوم التركيز
 V_1 : تركيز المحلول مجهول التركيز
 V_2 : حجم المحلول مجهول التركيز

تمرين : تطلب معادلة حجم قدره ١٠٠ مللتر من محلول NaOH حجماً قدره ١٠٠ مللتر من محلول HNO_3 ذي التركيز ٠,٢٥ مولار عند درجة ٢٥ م . احسب pH لمحلول القاعدة المستخدمة في عملية التعادل .

الحل :

المعطيات : $C_1 = ١٠٠$ مللتر ، $C_2 = ٠,٢٥$ مولار ، $V_1 = ١٠٠$ مللتر ، $V_2 = ?$

$$\frac{10^{-10} \times 1}{0,25} = \frac{10^{-10} \times 1}{[OH^-]} = [H_3O^+]$$

$$[OH^-] = 10^{-10} \times 4 \text{ مولار}$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = 13,4$$

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

$$100 \times 0,25 = C_2 \times 100$$

$$C_2 = \frac{0,25 \times 100}{100} = 0,25 \text{ مولار}$$

وهو تركيز NaOH

$$[OH^-] = \text{تركيز NaOH} = 0,25 \text{ مولار}$$

∴ NaOH قاعدة قوية

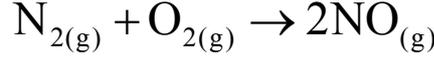
الأكسدة والاختزال (الأوكسدة)

*** مفهوم الأكسدة والاختزال :****المفهوم القديم :**

الأكسدة : هي تفاعل أي مادة مع الأكسجين .

- أي إدخال ذرة أكسجين أو أكثر في جزيء المادة سواءً كان ذلك بالتفاعل المباشر مع الأكسجين أو بالتفاعل مع مادة تحتوي عليه .

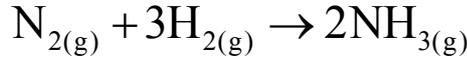
مثال : أكسدة غاز النيتروجين :



الاختزال : هو تفاعل أي مادة مع الهيدروجين .

- أي إدخال ذرة هيدروجين أو أكثر في جزيء المادة سواءً كان ذلك بالتفاعل المباشر مع الهيدروجين أو بالتفاعل مع مادة تحتوي عليه .

مثال : اختزال غاز النيتروجين :

**ثم تطور المفهوم ليصبح :**

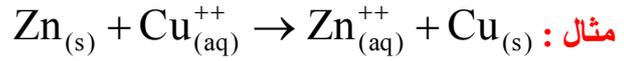
الأكسدة : إدخال ذرة أكسجين أو أكثر لجزيء المادة أو نزع ذرة هيدروجين أو أكثر من جزيء المادة .

الاختزال : إدخال ذرة هيدروجين أو أكثر لجزيء المادة أو نزع ذرة أكسجين أو أكثر من جزيء المادة .

المفهوم الحديث :

الأكسدة : هي كل تفاعل يتم فيه فقد إلكترون أو أكثر .

الاختزال : هو كل تفاعل يتم فيه اكتساب إلكترون أو أكثر .

**حيث نلاحظ من هذا المثال :**

١. أن الخارصين Zn تأكسد (فقد إلكترونين) والنحاس Cu اختزل (اكتسب إلكترونين) .
٢. أن الخارصين تأكسد بفعل النحاس لذا يكون النحاس (عامل مؤكسد) والنحاس اختزل بفعل الخارصين لذا يكون الخارصين (عامل مختزل) .
٣. أن عمليتي الأكسدة والاختزال متلازمتين أي لا توجد أكسدة من غير اختزال والعكس صحيح .

أمثلة لعمليات أكسدة طبيعية :

١. تغير اللون الداخلي للفتحاح أو الموز وغيرها من الفواكه .
٢. صدأ المسامير وبقايا الحديد .

أعداد الأكسدة

عدد الأكسدة: هو عدد الإلكترونات التي تفقدها أو تكتسبها أو تساهم بها ذرة العنصر خلال التفاعل الكيميائي .

أهميتها: معرفة المادة المتأكسدة والمادة المختزلة في التفاعلات التي ليس عليها شحنات ظاهرة .

*** قواعد معرفة أعداد الأكسدة لبعض العناصر والأيونات :**

- ١- عدد الأكسدة للعناصر النقية (الحرة) = صفر . مثل : S_8 ، O_2 ، Na .
- ٢- عدد أكسدة عناصر المجموعة (١) في مركباتها = $+1$ ، مثل : Na في $NaCl = +1$. وعدد أكسدة المجموعة (٢) في مركباتها = $+2$ ، مثل : Ca في $CaCl_2 = +2$.
- ٣- عدد أكسدة الهالوجينات (عناصر المجموعة ١٧) في مركباتها = -1 . مثل : Cl في $NaCl = -1$.
ما عدا : Cl ، Br ، I في مركباتها مع الأكسجين تأخذ أعداد أكسدة موجبة لأن الأكسجين أعلى سالبية كهربية منها .
مثل : Cl في $Cl_2O = +1$ ، Cl في $ClO_4^- = +7$.
- ٤- عدد أكسدة الهيدروجين في مركباته = $+1$. مثل : H في $HCl = +1$.
عدا الهيدريدات (مركبات الهيدروجين مع الفلزات) فيكون عدد أكسدة الهيدروجين فيها = -1 لأن الهيدروجين أعلى سالبية كهربية من الفلزات . مثل : H في NaH أو $CaH_2 = -1$.
- ٥- عدد أكسدة الأكسجين في مركباته = -2 . مثل : O في H_2O أو $NaOH = -2$.

ما عدا :

- أ. فوق الأكاسيد : يأخذ الأكسجين فيها عدد أكسدة = -1 . مثل O في H_2O_2 أو CaO_2 أو $Na_2O_2 = -1$.
- ب. فوق الأكاسيد التي تأخذ الصورة KO_2 : يأخذ الأكسجين فيها عدد أكسدة = $-1/2$.
- ج. الأكسجين في فلوريد الأكسجين (OF_2) : يأخذ عدد أكسدة = $+2$ لأن الفلور أعلى سالبية كهربية منه .
- ٦- عدد أكسدة أيون أحادي الذرة = شحنته . مثل : $Na^+ = +1$ ، $O^{2-} = -2$.
- ٧- مجموع أعداد أكسدة العناصر لجزيء متعادل = صفر . مثل : $NaOH = صفر$ ، $Ca(OH)_2 = صفر$.
ومجموع أعداد أكسدة العناصر لجزيء متأيّن = الشحنة الظاهرة . مثل : $NO_3^- = -1$ ، $Fe(OH)_2^+ = +1$.
- ٨- العناصر التي تأخذ أعداد أكسدة متغيرة يُعرف عدد أكسدها في مركباتها بمعلومية أعداد أكسدة العناصر الأخرى .

تطبيقات :

احسب أعداد الأكسدة للعناصر التالية :

١- Cr في $K_2Cr_2O_7$:

الحل : $O = -2$ ، $K = +1$ ، $K_2Cr_2O_7 = صفر$ ، $Cr = س$

$K_2Cr_2O_7$: $(٢ \times -٢) + ٢س + (٧ \times صفر) = صفر$

$-٤ = ٢س + ٢$ ، صفر $\therefore س = +٦$ وهو عدد أكسدة Cr في $K_2Cr_2O_7$.

٢- Cl في ClO_4^- :

الحل : $O = -2$ ، $ClO_4^- = -1$ ، $Cl = س$

ClO_4^- : $(٢ \times -٤) + س = -1$

$-٨ = س + ٧$ ، وهو عدد أكسدة Cl في ClO_4^- .

٣- Fe في $Fe(OH)_2^+$:

الحل : $H = +1$ ، $O = -2$ ، $Fe(OH)_2^+ = +1$ ، $Fe = س$

$Fe(OH)_2^+$: $(٢-١) \times ٢ + س = +1$

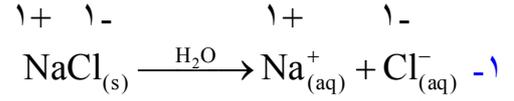
$+١ = س + ٢$ ، وهو عدد أكسدة Fe في $Fe(OH)_2^+$.

تميز تفاعلات الأكسدة والاختزال

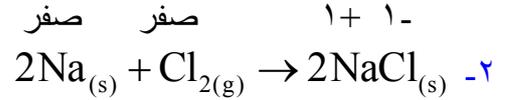
* بمعرفة أعداد أكسدة الذرات الداخلة في التفاعل أو الناتجة عنه نستطيع تحديد الآتي :

- ١- إذا حدث تغيير في أعداد الأكسدة فهو تفاعل أكسدة واختزال . (لا يشترط حدوث تغيير لجميع الذرات) .
- ٢- إذا لم يحدث أي تغيير في أعداد الأكسدة فهو ليس تفاعل أكسدة واختزال .

أمثلة :



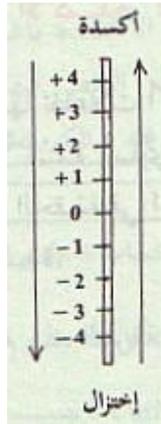
نلاحظ أنه لم يحدث تغيير في عدد أكسدة كل من الصوديوم والكلور . لذا فهو ليس تفاعل أكسدة واختزال .



نلاحظ حدوث تغيير في عدد أكسدة كل من الصوديوم والكلور لذا فهو تفاعل أكسدة واختزال .

* مما سبق يمكن تعريف الأكسدة والاختزال كالتالي :

- الأكسدة : هي الزيادة في عدد الأكسدة .
- مثل الصوديوم في المثال (٢) السابق ، حيث تغير عدد أكسدته من صفر إلى +١ (أي زاد بمقدار ١) .
- الاختزال : هو النقص في عدد الأكسدة .
- مثل الكلور في المثال (٢) السابق ، حيث تغير عدد أكسدته من صفر إلى -١ (أي نقص بمقدار ١) .



والشكل المقابل يساعدك في حساب النقص أو الزيادة في عدد أكسدة الذرات خلال التفاعل الكيميائي وبالتالي معرفة هل تأكسدت أم اختزلت :

الخلايا الكهروكيميائية

بما أن تفاعلات الأكسدة والاختزال يصاحبها انتقال إلكترونات لذا فهي ذات أثر كهربائي . ويمكن تقسيم هذه التفاعلات بناءً على هذا الأثر إلى :

- ١- تفاعلات أكسدة واختزال يتولد عن حدوثها تيار كهربائي .
- ٢- تفاعلات أكسدة واختزال لا تتم إلا بوجود تيار كهربائي .

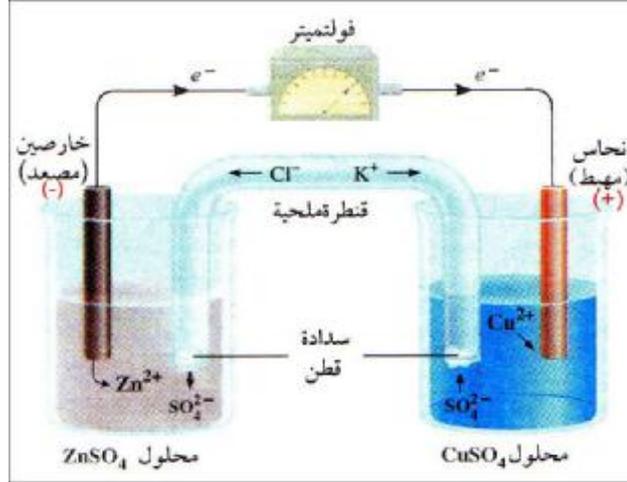
- يمكن دراسة العلاقة بين التفاعل الكيميائي والتيار الكهربائي من خلال نموذجين للخلايا الكهروكيميائية هما :
١- الخلايا الجلفانية
٢- الخلايا التحليلية

أولاً : الخلايا الجلفانية :

سنأخذ كمثال عليها (خلية دانيال) ، وهي خلية جلفانية تقوم بتحويل الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية غير مهدرة على شكل طاقة حرارية .

تركيب خلية دانيال :

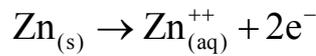
تتركب خلية دانيال من : كأسان ، أسلاك توصيل ، فولتميتر (جهاز يستخدم لقياس فرق الجهد واتجاه التيار الكهربائي) ، قنطرة ملحية على شكل حرف U ، صفيحة (قطب) نحاس ، صفيحة (قطب) خارصين ، محلول كبريتات النحاس الثنائي وآخر من كبريتات الخارصين ، محلول مركز من كلوريد البوتاسيوم .



طريقة عملها :

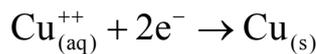
عند غلق الدائرة الكهربائية يحدث الآتي :

١- تفقد ذرات قطب الخارصين في نصف الخلية الأيسر بعض إلكتروناتها فتتحول إلى أيونات Zn^{++} التي يزيد تركيزها في المحلول وتقل كتلة قطب الخارصين (يتآكل) . إذا ما حدث هنا هو نصف تفاعل أكسده كالتالي :

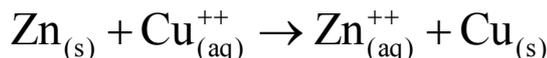


٢- تنتقل الإلكترونات التي يفقدها الخارصين عبر السلك إلى قطب النحاس مارة بالفولتميتر الذي ينحرف مؤشره بقدر التيار المار وباتجاه سريان الإلكترونات بين نصفي الخلية (من اليسار إلى اليمين) .

٣- تكتسب أيونات النحاس Cu^{++} في محلول نصف الخلية الأيمن الإلكترونات القادمة من الخارصين فتتحول إلى ذرات نحاس تترسب على سطح قطب النحاس مما يزيد من كتلته ويقال من تركيز أيونات النحاس في المحلول . إذا ما حدث هنا هو نصف تفاعل اختزال كالتالي :



وبجمع نصفي تفاعلي الخلية نحصل على التفاعل الكلي :



ومما سبق نستنتج أن الخلية لا يتوقف عملها إلا باستهلاك كامل قطب الخارصين Zn أو أيونات النحاس Cu^{++} .

يتبع الخلايا الجلفانية

ملاحظات :

- ١- يسمى قطب الخارصين مصعداً (أنود) لأنه تحدث عنده عملية الأكسدة (فقد الإلكترونات) ويسمى قطب النحاس مهبطاً (كاثود) لأنه تحدث عنده عملية الاختزال (كسب الإلكترونات) .
- ٢- إشارة المصعد تكون سالبة (-) لأنه القطب الذي يولد الإلكترونات وبالتالي ستكون إشارة المهبط موجبة (+) .
- ٣- دور القنطرة الملحية يتمثل في الآتي :
 - أ- إكمال الدائرة الكهربائية عن طريق السماح بالتماس الكهربائي بين أيونات محلول الملح المحتوية عليه وبين أيونات محلولي الخلية .
 - ب- الحفاظ على توازن الأيونات في وعائي (نصفي) الخلية بالسماح بانتقال الأيونات بين النصفين .
 - ج- منع إهدار الطاقة الكهربائية في صورة حرارة وذلك لعدم حدوث تلامس مباشر بين المواد المتفاعلة .

الجهد القياسي للخلية (القوة الدافعة الكهربائية)

- لكل خلية جلفانية فرق جهد يحدث نتيجة التفاعل في الخلية ويعتمد مقداره على نوع مادة كل من قطبي الخلية ، حيث أن لكل قطب جهد قطب يعتمد على مدى قابلية مادة القطب لعملية الاختزال .

جهد القطب القياسي (E°) : هو مدى قابلية مادة القطب لعملية الاختزال عند الظروف القياسية (تركيز 1 مولار ، ضغط 1 جو ، درجة حرارة 25°م) .

* سلسلة الجهود القياسية للأقطاب (السلسلة الدافعة الكهروكيميائية) :

وهي عبارة عن جداول للجهود القياسية المقاسة عملياً لمعظم مواد الأقطاب مرتبة تصاعدياً (من الأقل للأعلى) حسب قابلية مادة القطب لعملية الاختزال أمام نصف تفاعل الاختزال لكل منها .

- في الخلية الجلفانية يحدث للقطب الأعلى جهداً عملية اختزال وللقطب الآخر عملية أكسدة .

[كلما زادت قيمة الجهد القياسي للقطب ازدادت قابليته لحدوث عملية الاختزال]

- تم قياس الجهود القياسية للأقطاب بمقارنتها بالجهد القياسي لقطب الهيدروجين كقطب مرجع ، حيث وُضع له جهد قياسي يساوي صفرًا لتسهيل القياسات .

* حساب الجهد القياسي للخلية (E°_{cell}) :

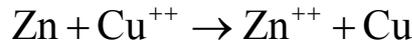
يمكن حساب الجهد القياسي للخلية دون إجراء تجربة عملية بمعرفة الجهود القياسية للأقطاب وباستخدام العلاقة التالية :

الجهد القياسي للخلية = الجهد القياسي لقطب الاختزال (المهبط) – الجهد القياسي لقطب الأكسدة (المصعد)

$$E^{\circ}_{\text{الخلية}} = E^{\circ}_{\text{المهبط}} - E^{\circ}_{\text{المصعد}}$$

ملاحظة : إذا كانت قيمة الجهد القياسي المحسوبة للخلية (حسب معادلة التفاعل) موجبة (+) فإن التفاعل يحدث تلقائياً (من اليسار لليمين) ، وتنتج الخلية تياراً كهربائياً جهده يساوي القيمة الموجبة . أما إذا كانت قيمته سالبة (-) فإن التفاعل يحدث بعد إمداده بتيار كهربائي خارجي جهده أكبر من القيمة الموجبة لجهد الخلية أو يتم بصورة عكسية منتجاً الجهد نفسه .

مثال : احسب الجهد القياسي لخلية شكلت للتفاعل التالي :



إذا علمت أن الجهود القياسية للأقطاب هي : $E^{\circ}_{\text{Zn}} = -0,76$ فولت ، $E^{\circ}_{\text{Cu}} = 0,34$ فولت

الحل : يتضح من المعادلة أن قطب الاختزال هو النحاس وقطب الأكسدة هو الزنك .

$$E^{\circ}_{\text{الخلية}} = E^{\circ}_{\text{المهبط}} - E^{\circ}_{\text{المصعد}}$$

$$= (0,34) - (-0,76)$$

$$= 0,34 + 0,76 = 1,1 \text{ فولت}$$

∴ التفاعل يحدث تلقائياً والخلية تنتج تياراً كهربائياً جهده يساوي 1,1 فولت .

العوامل المؤثرة على جهد الخلية

تتأثر قيمة جهد الخلية بعدة عوامل :

١- نوع مادة قطب الخلية :

يتم حساب قيمة جهد الخلية من قيم جهود أقطابها ، واختلاف الأقطاب يؤدي إلى اختلاف قيم جهودها وبالتالي اختلاف جهد الخلية .

٢- تركيز المحاليل :

عندما تكون الخلية جلفانية يتم التفاعل بصورة تلقائية (من اليسار لليمين) وينتج عنه تيار كهربائي له فرق جهد قدره E . ويمكن تمثيل هذا التفاعل بالمعادلة :



وحسب مبدأ لوشاتلييه فإن زيادة تركيز مادة متفاعلة يزيد من سرعة التفاعل الأمامي مما يزيد من نواتج التفاعل وبالتالي زيادة جهد الخلية الناتج .
أما زيادة تركيز مادة ناتجة فإنه يزيد من سرعة التفاعل الخلفي فتقل نواتج التفاعل ويقل تبعاً لذلك جهد الخلية .

*** أهمية الخلايا الجلفانية :**

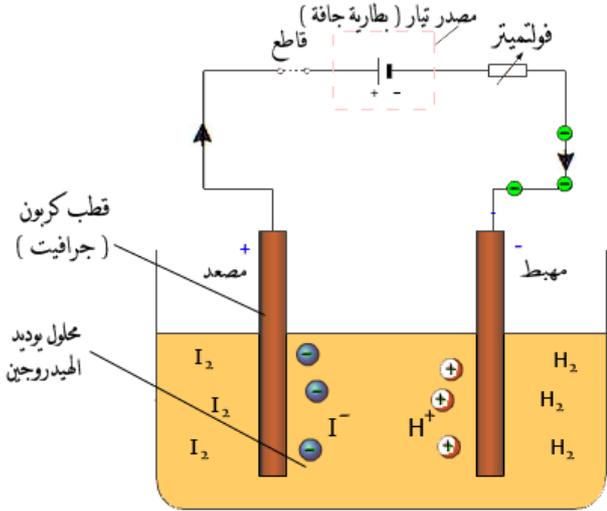
تم الاستفادة من الأثر الكهربائي لتفاعلات الأكسدة والاختزال في صناعة العديد من البطاريات المنتجة للتيار الكهربائي المعروفة بمصادر التيار المستمر (DC) مثل :

- ١- البطاريات الجافة : مثل المستخدمة في الراديوهات والمسجلات وغيرها .
- ٢- بطاريات أكسيد الفضة : وتستخدم في الأجهزة الكهربائية الصغيرة كالساعات وأقلام الليزر وغيرها .
- ٣- بطاريات السيارات (المراكم الرصاصية) : ينتج عنها فرق جهد يتراوح بين ١٢ و ٢٤ فولت .

الخلايا التحليلية (الإلكتروليزية)

وهي عبارة عن خلايا كهروكيميائية يتم تزويدها بتيار كهربائي خارجي لكي يحدث التفاعل بصورة تلقائية (أمامي).

مثال لخلية تحليلية :



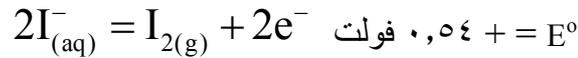
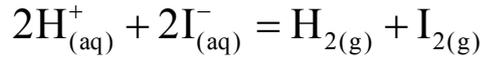
تركيبها :

كأس زجاجي ، محلول يوديد الهيدروجين HI ، قطبان من الجرافيت ، مصدر تيار مستمر (بطارية جافة) ، أسلاك توصيل ، قاطع ، فولتميتر .

طريقة عملها :

- 1- تنتقل الإلكترونات من قطب البطارية السالب إلى قطب الكربون في الخلية الذي يشكل المهبط وتكون شحنته سالبة .
- 2- تتحد الإلكترونات الساقطة في المهبط بأيونات الهيدروجين (H^+) في المحلول فيتكون غاز الهيدروجين .
- 3- تنجذب أيونات اليوديد (I^-) في المحلول إلى قطب الكربون المتصل بقطب البطارية الموجب فتتفقد إلكتروناتها مكونة ذرات اليود التي تتحد لتكون جزيئات اليود . يشكل قطب الكربون هذا المصعد وشحنته موجبة .
- 4- تنتقل الإلكترونات من المصعد في الخلية التحليلية عبر السلك الخارجي إلى قطب البطارية الموجب لتتكمّل الدائرة . وهكذا يستمر التفاعل حتى تفرغ البطارية أو تنتهي أيونات المحلول .

حساب الجهد القياسي لهذه الخلية :



من التفاعل يتضح أن أيونات الهيدروجين (H^+) يحدث لها اختزال .
الجهد القياسي للخلية = جهد قطب الاختزال - جهد قطب الأكسدة
= صفر - 0,54
= - 0,54 فولت

القيمة السالبة تدل على أن التفاعل غير تلقائي ولكي يحدث بشكل تلقائي لابد من إجباره على ذلك بإمداده بتيار كهربائي أكبر من 0,54 فولت ، وهو ما حدث في هذا المثال حيث تم تزويد الخلية بتيار خارجي (بطارية جافة) .

* أهمية الخلايا التحليلية :

تتمثل أهمية الخلايا التحليلية في أمور أهمها :

الطلاء الفلزي : ويتم فيه ترسيب مادة فلزية على أخرى باستخدام التيار الكهربائي ولذا يسمى تلييس المعادن أو الطلاء بالكهرباء .

ومن فوائد الطلاء الفلزي :

- 1- تجميل مظهر بعض الأدوات والتجهيزات المعدنية .
- 2- حماية بعض المواد المعدنية من التآكل (الصدأ) عند تعرضها للهواء أو الرطوبة .

وجود النيتروجين واستخلاصه

*** مقدمة :**عنصر النيتروجين ${}^7\text{N}$:توزيعه الإلكتروني : $1s^2 / 2s^2 2p^3$

. يوجد في الدورة الثانية والمجموعة الخامسة من الجدول الدوري .

سماء لافوازييه قديماً بالأزوت الذي معناه (عديم الحياة) ثم سماه شاتال بعد ذلك بالنيتروجين ويعني (مكوّن النترات) .

*** وجوده في الطبيعة :**

يوجد النيتروجين في الطبيعة على عدة أشكال منها :

- غاز النيتروجين (N_2) ٧٨ % من حجم الهواء الجوي .
- متحداً بعناصر أخرى مثل ملح شيلي (NaNO_3) .
- بنسبة ٠,١٦ % وزناً من بروتينات الكائنات الحية .

*** استخلاصه :****أولاً : في الصناعة :** ويتم على مرحلتين :

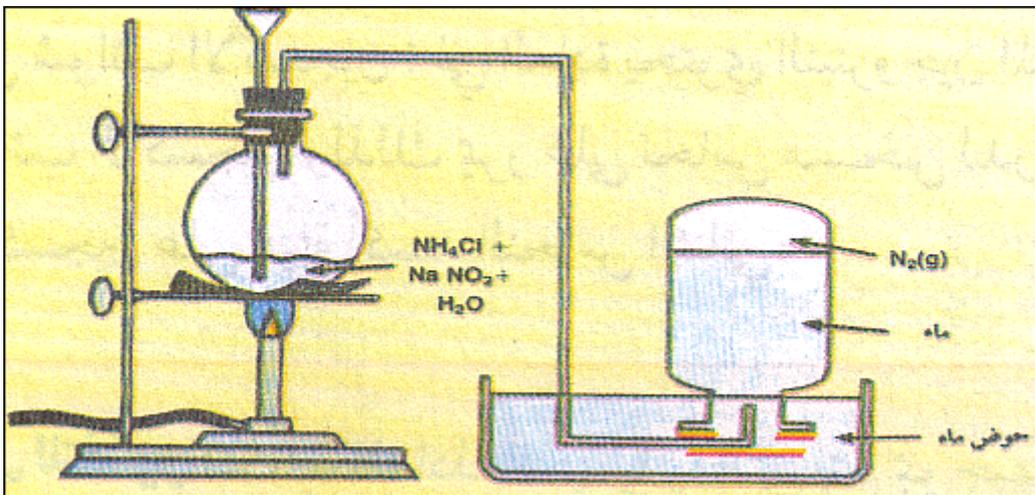
- ١- مرحلة الاستخلاص : يحضر بالتقطير التجزيئي للهواء المسال حيث يغلي النيتروجين عند -196°C .
- ٢- مرحلة التنقية : يحتوي النيتروجين المستخلص من الهواء عادة على شوائب من الأكسجين الذي يغلي عند -183°C حيث ينقى من الشوائب بإمراره على نحاس ساخن لدرجة الاحمرار فيتم التخلص من الأكسجين على شكل أكسيد النحاس الثنائي CuO .

ثانياً : في المختبر :

يحضر بصورة نقية بالتفكك الحراري لأحد أملاحه كنيتريت الأمونيوم :



وللحصول على نيتريت الأمونيوم يستخدم مزيج من محلول كلوريد الأمونيوم ونيتريت الصوديوم لأن نيتريت



جهاز تحضير النيتروجين في المختبر

الخواص الفيزيائية والكيميائية للنيتروجين

أولاً : الخواص الفيزيائية :

١. غاز عديم اللون والطعم والرائحة .
٢. كثافته ١,٢٥ جم / لتر عند ١ ضغط جوي .
٣. لا يساعد على الاشتعال أو التنفس وهو غير سام .
٤. قليل الذوبان في الماء .
٥. لا يؤثر على لون تباع الشمس .

ثانياً : الخواص الكيميائية :

١. يتكون جزيء النيتروجين N_2 من رابطة ثلاثية بين ذرتيه ($N \equiv N$) طاقتها كبيرة مما يجعل جزيئاته ثابتة إلى حد كبير ، حتى يكاد أن يكون خاملاً ، لذا يستعمل كوسط حامل في كثير من التفاعلات الكيميائية .
٢. يتخذ النيتروجين في تفاعلاته مع العناصر الأخرى أعداد أكسدة من -٣ إلى +٥ كما في الأمثلة التالية :

عدد الأكسدة	٣-	٢-	١-	صفر	١+	٢+	٣+	٤+	٥+
المركب	NH_3	N_2H_4	NH_2OH	N_2	N_2O	NO	HNO_2	NO_2	HNO_3

٣. يتفاعل مع كثير من الفلزات مكوناً نيتريد الفلز . مثل نيتريد المغنيسيوم .
٤. يتفاعل مع اللافلزات في درجات حرارة عالية كتفاعله مع الأكسجين مكوناً الأكاسيد .

* استخدامات النيتروجين :

١. يستخدم في كثير من الصناعات كصناعة النشادر وحمض النيتروجين المهمان في كثير من الصناعات الحيوية .
٢. يستخدم في الصناعة والمعامل الكيميائية كغاز واق لمنع تأكسد المواد القابلة للاشتعال في الهواء وذلك لأنه غاز شبه حامل .
٣. يستخدم في حفظ الأطعمة المعلبة والمغلقة .
٤. يستخدم النيتروجين السائل في حفظ الأنسجة الحية تمهيداً لزرعتها للمرضى مثل نقل الكلى . وذلك لانخفاض درجة حرارته .
٥. يستخدم في سرعة تجميد منتجات اللحوم تمهيداً لتغليفها وتصديرها .

مركبات النيتروجين

من أهم مركبات النيتروجين مركباته مع الهيدروجين ومركباته مع الأكسجين ومنها :

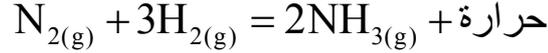
١- النشادر ٢- أكاسيد النيتروجين ٣- الحموض الأكسجينية للنيتروجين

*** أولاً : النشادر (الأمونيا) NH₃ :**

يعتبر النشادر أهم مركبات النيتروجين حيث أن تحضيره يمثل الخطوة الأولى في تثبيت النيتروجين .

*** تحضيره في الصناعة :**

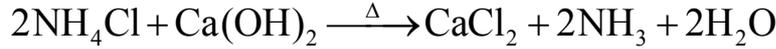
أشهر طرق تحضير النشادر صناعياً بالتفاعل المباشر بين النيتروجين والهيدروجين وتعرف بطريقة هابر- بوش :

**ويتم إنتاجه بكميات جيدة بتوفير الظروف التالية للتفاعل :**

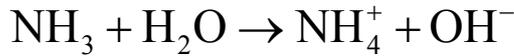
١. درجة حرارة مرتفعة نسبياً ، حوالي ٥٠٠ م° .
 ٢. ضغط جوي بين ١٠٠ إلى ٢٠٠ جو .
 ٣. مواد حفازة مثل أكاسيد الحديد وأشهرها Fe₃O₄ بالإضافة إلى مواد منشطة مثل أكاسيد الألومينيوم أو البوتاسيوم .
- ويتم إزالة النشادر المتكون في كل دورة من دورات التفاعل بالتبريد ثم بالإسالة تحت ضغط مرتفع أو بإذابة النشادر في الماء .

*** تحضيره في المختبر :**

يحضر بتسخين كلوريد الأمونيوم مع الجير المطفأ الجاف Ca(OH)₂ :

*** خواص النشادر :**

١. غاز عديم اللون له رائحة نفاذة دامعة للعينين ومهيجة للأغشية المخاطية .
٢. أخف من الهواء فكثافته تبلغ ٠,٧٧١ جم / لتر .
٣. يتحول بالتبريد أو الضغط إلى سائل عديم اللون .
٤. درجة غليانه - ٣٣,٤ م° ودرجة تجمده - ٧٧,٧ م° .
٥. يذوب في الماء بشدة مكوناً هيدروكسيد الأمونيوم NH₄OH ذو التأثير القاعدي ، كما أنه يذوب في الأغوال .



٦. يحفظ عادة على شكل سائل مضغوط في اسطوانات من الفولاذ .

ثانياً : أكاسيد النيتروجين

يتفاعل النيتروجين مع الأكسجين عند درجات حرارة مرتفعة مكوناً أكاسيد نيتروجين تختلف باختلاف ظروف التفاعل . أهمها :

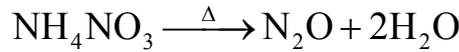
اسم المركب	أكسيد النيتروز	أول أكسيد النيتروجين	ثاني أكسيد النيتروجين	ثالث أكسيد النيتروجين	رابع أكسيد النيتروجين الثنائي	خامس أكسيد النيتروجين
صيغته	N ₂ O	NO	NO ₂	N ₂ O ₃	N ₂ O ₄	N ₂ O ₅

سندرس منها مركبين هما :

* أكسيد النيتروز N₂O :

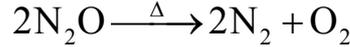
أول من حضره العالم بريستلي بتأثير برادة الحديد على أول أكسيد النيتروجين (أكسيد النيتريك) ، ثم درسه من بعده العالم دافي الذي حدد تأثيره وخواصه .

- تحضيره : يحضر بالتسخين البسيط لنترات الأمونيوم :



- خواصه :

- غاز عديم اللون وله طعم حلو ورائحة حلوة .
 - كثافته ١,٩٨ جم / لتر (أثقل من الهواء) .
 - يذوب في الماء والأغوال .
 - محلوله المائي متعادل .
 - يتحول إلى سائل عند - ٩٠ م° .
 - يساعد على الاشتعال أكثر من الهواء .. **علل** .
- لأنه يعطي عند تفككه غازاً يتكون ثلث حجمه من الأكسجين بينما الهواء خمس حجمه أكسجين :



- عند استنشاقه بكمية كافية يشد عضلات الوجه فيبدو الشخص وكأنه يضحك لذا سمي بالغاز المضحك .

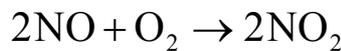
- استعمالاته :

- مخدر في علاج الأسنان وبعض العمليات الجراحية بعد خلطه مع الأكسجين .
- في سيارات السباق لزيادة سرعتها وتسارعها حيث يساعد على احتراق الوقود بصورة أكبر من الهواء .

* ثاني أكسيد النيتروجين (فوق أكسيد النيتروجين) NO₂ :

- تحضيره : يحضر بعدة طرق منها :

- مزج أول أكسيد النيتروجين بالأكسجين أو بغاز يحتوي أكسجيناً :

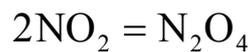


- تفاعل حمض النيتروجين (النيتريك) المركز مع النحاس أو البزموت :



- خواصه :

- غاز بني محمر يفقد لونه بالتبريد نتيجة لتحويله إلى غاز N₂O₄ ويعود إلى لونه الأصلي بالتدفئة :



- يتحول إلى سائل عن ٢٢ م° ، وعند ١٠ م° يتحول إلى مادة صلبة لا لون لها نظراً لتكوّن N₂O₄ فقط .
- سهل الذوبان في الماء حيث يتفاعل معه ليعطي حمض النيتروجين .
- يساعد على الاشتعال .
- يتفاعل مع الحديد الساخن ليحوّله إلى الأكسيد ، ويؤكسد القصدير والكربون .

ثالثاً : الحموض الأوكسجينية للنيتروجين

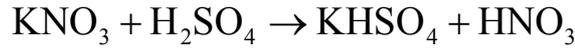
من أهم الحموض الأوكسجينية للنيتروجين :

اسم المركب صيغته	حمض النيتروجين HNO ₃	حمض النيتروز HNO ₂	حمض الهيونيتروز (HNO) ₂
---------------------	------------------------------------	----------------------------------	---------------------------------------

* حمض النيتريك (النيتروجين) HNO₃ :

* تحضيره في المختبر :

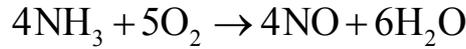
يحضر في المختبر بتقطير نترات الصوديوم أو البوتاسيوم مع حمض الكبريتيك (الكبريت) المركز :



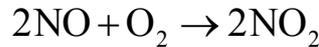
* تحضيره في الصناعة :

يحضر في الصناعة بتأكسد النشادر . وتمر هذه الطريقة بعدة مراحل هي :

١. إمرار النشادر مع الهواء ببطء فوق بلاطين مسخن لإنتاج أول أكسيد النيتروجين :



٢. أكسدة أول أكسيد النيتروجين إلى ثاني أكسيد النيتروجين :



٣. إذابة ثاني أكسيد النيتروجين في الماء لتكوين حمض النيتروجين :



* خواصه الفيزيائية :

١. سائل لا لون له في حالته النقية (أي عند خلوه من أكاسيد النيتروجين) .
٢. كثافته ١,٥٢ جم / ملتر عند ١٥ م .
٣. يغلي مع بعض الانحلال عند ٨٦ م ، ويتجمد ليصبح صلباً كالجليد عند -٤١ م .

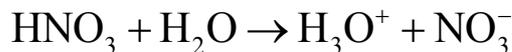
* خواصه الكيميائية :

١. يتحلل عند تعرضه للحرارة أو الضوء إلى ثاني أكسيد النيتروجين وأكسجين وماء :



حيث يذوب NO₂ في الحمض ليكسبه لوناً أصفر .

٢. حمض قوي يتفكك تماماً في الماء :



٣. يتحد مع الفلزات والقواعد مكوناً أملاح النترات .

٤. عامل مؤكسد قوي جداً .

* أهم استعمالاته :

١. تحضير المواد العضوية التي تحتوي على مجموعة النيترو NO₂⁻ المستخدمة في صناعة الأصباغ والمتفجرات .
٢. تحضير أملاح النترات المستخدمة في صناعة الأسمدة .
٣. إذابة كثير من الفلزات . ويسمى بالحمض الفاصل لأنه يفصل الفضة عن الذهب بإذابته للفضة .
٤. تشكيل الماء الملكي (مزيج من ٦٥ % من حمض الكلور و ٣٥ % من حمض النيتروجين) الذي له قدرة فائقة على إذابة الفلزات التي لا تذوب في الأحماض المعروفة كالذهب .

الأسمدة النيتروجينية

الأسمدة: هي مواد تضاف إلى التربة بهدف تعويض ما ينفصها من أملاح ضرورية لتحسين نوعية وجودة النبات .

*** تصنف الأسمدة إلى نوعين رئيسيين هما :**

- ١- **أسمدة طبيعية:** وهي الأسمدة الناتجة من روث الحيوانات .
- ٢- **أسمدة كيميائية (صناعية):** وهي الأسمدة المحضرة صناعياً ، وتنقسم إلى قسمين :
 - أ- **أسمدة بسيطة:** وهي الأسمدة التي تحتوي على نوع واحد فقط يحتاجه النبات . مثل الأسمدة النيتروجينية والبوتاسية وغيرها .
 - ب- **أسمدة مركبة:** وهي الأسمدة التي تحتوي على أكثر من عنصر . مثل فوسفات البوتاسيوم وغيرها .

*** الأسمدة النيتروجينية :**

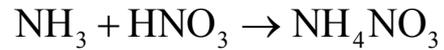
يعتبر النشادر المادة الأولية الرئيسية التي تصنع منها معظم الأسمدة النيتروجينية التي أهمها :

١- **النترات ، مثل :**

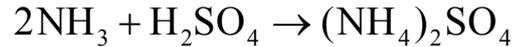
- أ- **نترات الصوديوم (ملح شيلي) NaNO_3 :** توجد طبيعياً في دولة شيلي وتعرف بملح شيلي .
 - ب- **نترات البوتاسيوم (ملح البارود) KNO_3 .**
- وكلاهما يستخدم في تسميد الأراضي .

٢- **أملاح الأمونيوم ، مثل :**

أ- **نترات الأمونيوم :** وتحضر من تفاعل النشادر مع حمض النيتريك :



ب- **كبريتات الأمونيوم :** وتحضر من تفاعل النشادر مع حمض الكبريتيك :



ج- **فوسفات الأمونيوم :** وهي من الأسمدة الحديثة مقارنة بسابقتها . وتحضر من تفاعل النشادر مع حمض



٣- **اليوريا (ثنائي أميد حمض الكربون) $\text{NH}_2 - \text{CO} - \text{NH}_2$:**

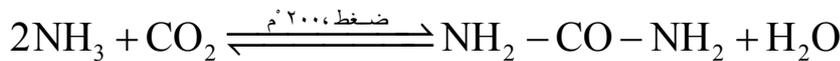
*** خواص اليوريا :**

١. مادة بلورية بيضاء (تذوب في الماء) .
٢. تتسامى بسهولة تحت ضغط منخفض ودرجة حرارة أقل من درجة انصهارها البالغة $132,7^\circ \text{C}$.
٣. مادة متميعة (تمتص الماء حتى تبلغ الرطوبة النسبية 72% أو أكثر) .
٤. تتفاعل مع الماء ببطء وتزداد سرعة تفاعلها بوجود البكتيريا أو الأنزيمات وينطلق النشادر وثنائي أكسيد الكربون :



*** تحضير اليوريا :**

تحضر صناعياً بتفاعل غاز ثاني أكسيد الكربون مع النشادر تحت ضغط مرتفع ودرجة حرارة 200°C تقريباً :



*** مميزات اليوريا :**

١. أغنى الأسمدة النيتروجينية بالنيتروجين حيث يشكل $46,6\%$ من وزنها .
٢. سهولة الاستعمال والنقل ولا تسبب تآكل للأجهزة التي تستعمل في جمعها أو رشها .
٣. تعطي عادة نيتروجيناً تزيد نسبته بمقدار $11,6\%$ عما تعطيه نترات الأمونيوم .

تثبيت النيتروجين الجوي

يقصد بتثبيت النيتروجين الجوي تحويله إلى مركبات ذات منافع جديدة .

أولاً : تثبيت النيتروجين الجوي طبيعياً :

ويتم بطريقتين هما :

١- تثبيته بفعل البكتيريا :

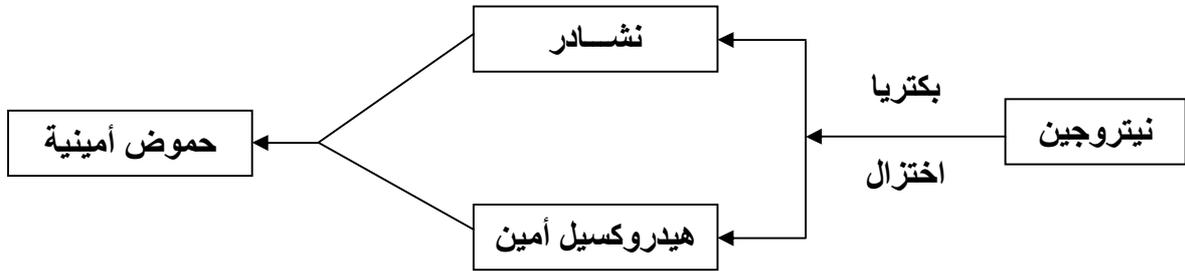
هناك بكتيريا نافعة للإنسان بشكل غير مباشر تسهم في تثبيت النيتروجين الجوي في التربة بكمية لا تختلف باختلاف نوع البكتيريا المثبتة .

وتقوم البكتيريا بذلك بإحدى طريقتين كل منهما تعتبر نظرية :

أ- اختزال النيتروجين الجوي إلى نشادر ثم تحويله إلى حموض أمينية .

ب- اختزال النيتروجين الجوي إلى الهيدروكسيل أمين NH_2OH ثم إلى حموض أمينية .

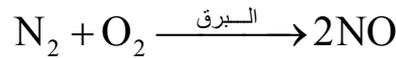
والمخطط التالي يوضح تثبيت النيتروجين بفعل البكتيريا :



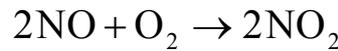
٢- تثبيته بفعل البرق والمطر :

ويتم ذلك وفق الخطوات التالية :

أ. حدوث البرق ينشط نيتروجين الهواء الجوي ليتفاعل مع الأكسجين مكوناً أول أكسيد النيتروجين :



ب. يتفاعل أول أكسيد النيتروجين بمجرد تكونه مع الأكسجين مكوناً ثاني أكسيد النيتروجين :



ج. يتفاعل ثاني أكسيد النيتروجين الناتج مع ماء المطر مكوناً حمض النيتروجين :



د. يذيب ماء المطر الساقط النشادر والنترات والنيتريتات والمواد العضوية النيتروجينية العالقة في الجو ويوصلها إلى التربة لتختزن فيها .

ثانياً : تثبيت النيتروجين الجوي صناعياً :

ويتم بطرق تستهلك كميات كبيرة من النيتروجين الجوي مثل :

١. إنتاج النشادر بطريقة هابر .

٢. إنتاج حمض النيتروجين بأكسدة نيتروجين الهواء الجوي .