

تم تحميل ورفع المادة على منصة



للعودة الى الموقع اكتب في بحث جوجل



المعلم التعليمي



ALMUALM.COM

الفصل الأول : المحاليل والمخاليط

الدرس الأول (1-1) أنواع المخاليط

المخاليط غير المتجانسة

المخلوط المعلق

المخلوط المعلق مخلوط غير متجانس يحتوي على جسيمات يمكن أن تترسب بالترويق وذلك بتركه فترة دون تحريك. وتفصل بالترشيح .

مثل مخلوط الرمل والماء (ماء الوحل) .

المخاليط الغروية

لأن أحجام جسيمات المخلوط المعلق أكبر كثيراً من أحجام جسيمات الوسط ولذلك قد تترسب في المخلوط .
المخلوط الغروي هو المخلوط غير المتجانس الذي يتكون من جسيمات متوسطة الحجم.
التي تتراوح أقطارها بين $1\text{nm} - 1000\text{nm}$ ولا تترسب .

- تصنف المخاليط الغروية حسب الحالة الفيزيائية لكل من الجسيمات المنتشرة ووسط الانتشار .
 - تسمى المادة الأكثر توافراً في المخلوط وسط الانتشار ، والأخرى الجسيمات المنتشرة .
 - لا تترسب الجسيمات المنتشرة في المخاليط الغروية لوجود مجموعات مشحونة قطبية (إلكتروليزية) على سطحها تسبب التجاذب مع الشحنات المختلفة في وسط الانتشار .
 - عند تحريك مادة متأينة أو بالتسخين فإن ذلك يجعل الجسيمات المنتشرة في المخلوط الغروي تترسب .
- أمثلة على المخاليط الغروية / الحليب ، الدم ، الأحجار الكريمة .

الحركة البراونية تتحرك الجسيمات المنتشرة في المخاليط الغروية السائلة الحركة عشوائية عينية.
تأثير تندرل ظاهرة في المحاليل التي عدد جسيماتها قليل جداً إلا أنها تعمل على تشتيت الضوء.

- تظهر المخاليط الغروية و المعلقة تأثير تندرل .

هناك نوعان من المخاليط غير المتجانسة هما المخلوط المعلق والمخلوط الغروي .

- أمثلة على أنواع المخاليط الغروية جدول 1-1

أنواع المخاليط الغروية وأمثلة عليها			الجدول 1-1
وسط الانتشار	الجسيمات المنتشرة	مثال	التصنيف
صلب	صلب	الأحجار الكريمة الملونة	صلب في صلب
سائل	صلب	الدم، الجيلاتين	صلب في سائل
صلب	سائل	الزبد، الجبن	مستحلب صلب
سائل	سائل	الحليب، المايونيز	مستحلب
صلب	غاز	الصابون الذي يطفو، حلوى الخطمي	رغوة صلبة
غاز	صلب	الدخان، الغبار في الهواء	* الهباء الجوي الصلب
غاز	سائل	الغيوم، الضباب، رذاذ مزيل العرق	* الهباء الجوي السائل

المخاليط المتجانسة

المحاليل مخاليط متجانسة تحتوي على مادتين أو أكثر .

لا يمكن التمييز بين المذيب و المذاب عند النظر إلى المحلول ولذلك هي مخاليط متجانسة .

- المحاليل تحتوي على مادتين أو أكثر تسمى المذاب والمذيب .

أنواع المحاليل

المحلول خليط متجانس من مادتين أو أكثر في طور واحد . مثل محلول السكر في الماء .

المادة الذائبة المادة التي تذوب في المذيب.

المادة غير ذائبة المادة التي لا تذوب في المذيب.

الزيت لا يمتزج مع الخل وتسمى مواد غير ممتزجة أي أن الزيت لا يذوب في الخل .

أمثلة على أنواع المحاليل جدول 1-2

أنواع المحاليل وأمثلة عليها			الجدول 1-2
المذاب	المذيب	مثال	أنواع المحاليل
الأكسجين (غاز)	النيتروجين (غاز)	الهواء	غاز
ثاني أكسيد الكربون (غاز)	الماء (سائل)	ماء غازي	سائل
الماء (سائل)	الهواء الجوي (غاز)	الرطوبة	غاز
الإيثيلين جلايكول (سائل)	الماء (سائل)	مانع التجمد	سائل
كلوريد الصوديوم (صلب)	الماء (سائل)	ماء البحر	سائل
الزئبق (سائل)	الفضة (صلب)	ملمغم الأسنان	صلب
الكربون (صلب)	الحديد (صلب)	الفولاذ	صلب

مقارنة بين خصائص المخلوط المعلق والمخلوط الغروي والمحلل

النوع	الخصائص	حجم الجزيئات	ترسب الجسيمات	تأثير تندال
المخلوط المعلق		كبيرة (أكبر من 1000nm)	نعم	نعم
المخلوط الغروي		صغيرة (1nm – 1000nm)	لا	نعم
المحلل		أصغر (0.01nm- 1nm)	لا	لا

الدرس (1-2) تركيز المحلول

الفكرة الرئيسية : يمكن التعبير عن التركيز بدلالة النسبة المئوية أو بالمولات.

التركيز مقياس يعبر عن كمية المذاب الذائبة في كمية محددة من المذيب أو المحلول .

يعبر عن التركيز وصفيًا وكميًا

تعبير وصفي

المحلول المركز : يحتوي على كمية كبيرة من المذاب .

المحلول المخفف : يحتوي على كمية قليلة من المذاب .

تعبير كمي : من العلاقات الرياضية في الجدول التالي .

وصف التركيز	لفظيًا	النسبة (العلاقة الرياضية)
النسبة المئوية بدلالة الكتلة	نسبة كتلة المذاب إلى كتلة المحلول ويعبر عنها بنسبة مئوية .	$= \frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{كتلة المحلول}} \times 100$
النسبة المئوية بدلالة الحجم	نسبة حجم المذاب إلى حجم المحلول ويعبر عنها بنسبة مئوية .	$= \frac{\text{حجم المذاب}}{\text{حجم المحلول}} \times 100$
المولارية (التركيز المولاري)	عدد مولات المذاب الذائبة في لتر من المحلول.	$= \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول باللتر}}$
المولالية (التركيز المولالي)	عدد مولات المذاب الذائبة في 1Kg من المذيب.	$= \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{كتلة المذيب kg}}$
الكسر المولي x	نسبة عدد مولات المذاب أو المذيب في المحلول إلى عدد المولات الكلية للمذيب و المذاب.	$= \frac{\text{عدد مولات المذاب أو المذيب}}{\text{عدد مولات المذاب + عدد مولات المذيب}}$

حساب عدد المولات من العلاقة الرياضية

$$\text{النسبة المئوية بدلالة الحجم} = 100 \times \frac{\text{حجم المذاب}}{\text{حجم المحلول}}$$

$$\text{النسبة المئوية بدلالة الكتلة} = 100 \times \frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{كتلة المحلول}}$$

المولارية

$$\text{المولارية } M = \frac{\text{عدد مولات المذاب (mol)}}{\text{حجم المحلول (L)}}$$

المولالية

$$\text{المولالية } m = \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{كتلة المذيب (kg)}}$$



الكسر المولي

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} \quad X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

X_A و X_B يمثلان الكسر المولي لكل مادة.
 n_A و n_B يمثلان عدد مولات كل مادة.

معادلة التخفيف

معادلة التخفيف

$$M = \text{المولارية}$$

$$V = \text{الحجم}$$

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

حيث أن M_1 : المولارية قبل التخفيف، و V_1 : الحجم قبل التخفيف، و M_2 : المولارية بعد التخفيف، و V_2 : الحجم بعد التخفيف.

راجع حلول الأمثلة في كتاب الطالب والمسائل التدريبية في الكتاب

الدرس الثالث (1-3) العوامل المؤثرة في الذوبان

الفكرة الرئيسية يتأثر تكون المحلول بعوامل ، منها الحرارة والضغط والقطبية .

عملية الذوبان

"المذيبات تذيب أشباهها"

الذوبان عملية إحاطة جسيمات المذاب بجسيمات المذيب .

محاليل المركبات الأيونية: مثل كلوريد الصوديوم NaCl ولا يمكنك اذابة جميع المركبات الأيونية في الماء فالجس لا يذوب في الماء لان قوى التجاذب بين أيونات الجبس قوية .

محاليل المركبات الجزيئية: مثل سكر المائدة يكون روابط هيدروجينية مع الماء و يذوب فيه ، أما الزيت فلا يذوب الا في مذيب غير قطبي .

حرارة الذوبان هو التغير الكلي للطاقة الذي يحدث خلال عملية تكون المحلول .

طاقة الشبكة البلورية (طب) أو (U) هي الطاقة اللازمة لفصل جسيمات المذاب بعضها عن بعض خلال عملية الذوبان . (وهي ماصة للطاقة) .

طاقة التمييه (طه) أو (H_{hyd}) هي طاقة تنتج عن التجاذب بين جزيئات المذاب والمذيب . (وهي طاردة للطاقة) عند الذوبان بعض المحاليل تنتج طاقة وبعضها يمتص طاقة .

العوامل المؤثرة في الذوبان

(جميع العوامل تعمل على زيادة التصادمات بين جسيمات المذاب والمذيب مما يزيد من الذوبان) .

١- التحريك

يعمل تحريك المحلول على زيادة الذائبية لأنه يزيد التصادمات بين جسيمات المذاب والمذيب .

٢- مساحة السطح

تعمل زيادة مساحة سطح التلامس بين جزيئات المذاب والمذيب على زيادة التصادمات وبالتالي زيادة الذوبان .

٣- الحرارة

بزيادة درجة حرارة المحلول تزيد التصادمات مما يزيد سرعة الذوبان .

الذائبية

الذائبية هي أقصى كمية من المذاب يمكن أن تذوب في كمية محددة من المذيب عند درجة حرارة معينة.

- **تقسم المحاليل اعتماداً على كمية المذاب إلى** محلول غير مشبع أو مشبع أو فوق مشبع .

المحلول الغير مشبع محلول يحتوي على كمية مذاب أقل مما في المحلول المشبع عند درجة حرارة وضغط معينين .

المحلول المشبع محلول يحتوي على أكبر كمية مذاب ذائبة في كمية محددة من المذيب عند درجة حرارة وضغط معينين .

المحلول فوق المشبع محلول يحتوي على كمية أكبر من المادة المذابة مقارنة بمحلول مشبع عند درجة الحرارة نفسها .

ذائبية الغازات

- تقل ذائبية غازي الأكسجين و ثاني أكسيد الكربون عند درجات الحرارة المرتفعة مقارنة بدرجات الحرارة المنخفضة .

- ذوبان بعض المواد ومنها الغازات يقل بزيادة درجة الحرارة (تناسب عكسي) .

وهذا ما يجعل المشروبات الغازية تفقد طعمها اللاذع أسرع عند درجة حرارة الغرفة مما لو كانت باردة .

الضغط و قانون هنري

كلما ازداد الضغط فوق المحلول زادت ذائبية الغاز في أي مذيب تعتمد المشروبات الغازية على هذا المبدأ .

قانون هنري ينص على أنه تتناسب ذائبية الغاز في سائل (S) تناسباً طردياً مع ضغط الغاز (P) الموجود فوق السائل عند ثبوت درجة الحرارة.

قانون هنري

S يمثل الذائبية

P يمثل الضغط

$$\frac{S_1}{P_1} = \frac{S_2}{P_2}$$

يبقى ناتج قسمة الذائبية على الضغط ثابتاً عند درجة حرارة معينة.

راجع حلول الأمثلة في كتاب الطالب والمسائل التدريبية في كراسة الطالب التفاعلية " الملزمة "

الدرس الرابع (1-4) الخواص الجامعة للمحاليل

الفكرة الرئيسية تعتمد الخواص الجامعة على عدد جسيمات المذاب في المحلول .

الخواص الجامعة هي الخواص الفيزيائية للمحاليل التي تتأثر بعدد جسيمات المذاب وليس طبيعتها .

تشمل الخواص الجامعة ما يلي :

الانخفاض في الضغط البخاري ، والارتفاع في درجة الغليان ، والانخفاض في درجة التجمد ، والضغط الاسموزي .

المواد المتأينة في محلول مائي

المركبات الأيونية مواد توصل الكهرباء لذلك تسمى مواد إلكتروليتيّة وذلك لأنها تفكك إلى أيونات .

بينما المركبات الجزيئية منها ما ينتج أيونات كثيرة ويسمى مواد متأينة قوية . ، ومنها مواد تنتج أيونات قليلة فتسمى متأينة ضعيفة .

المواد غير المتأينة في المحلول المائي

هناك الكثير من المركبات الجزيئية تذوب في المذيبات و لكنها لا تتأين تسمى المواد المذابة غير متأينة مثل السكروز.

الانخفاض في الضغط البخاري يعتمد على جسيمات المذاب في المحلول و لذلك فهو من الخواص الجامعة للمحاليل.

- تأثير 1mol من كل المواد المذابة المتأينة NaCl و Na₂SO₄ و AlCl₃ يزداد الضغط البخاري بسبب تزايد أعداد الأيونات التي ينتجها كل من هذه المواد في محلولها.



الارتفاع في درجة الغليان ΔT_b هو الفرق بين درجة حرارة غليان المحلول و درجة غليان المذيب النقي .

الارتفاع في درجة غليان المحلول = درجة غليان المحلول - درجة غليان المذيب النقي

ملاحظة : درجة غليان المحلول دائماً أعلى من درجة غليان المذيب النقي .

الارتفاع في درجة الغليان ΔT_b ارتفاع درجة الغليان K_b ثابت الارتفاع في درجة الغليان المولي m مولالية المحلول $\Delta T_b = K_b m$
--

الانخفاض في درجة التجمد المحلول ΔT_f هو الفرق بين درجة تجمد المحلول ودرجة تجمد المذيب النقي الموجود في المحلول .

الانخفاض في درجة تجمد المحلول = درجة تجمد المذيب النقي - درجة تجمد المحلول

ملاحظة : درجة تجمد المحلول دائماً أقل من درجة تجمد المذيب النقي .

الانخفاض في درجة التجمد ΔT_f درجة الحرارة K_f ثابت الانخفاض في درجة التجمد m المولالية $\Delta T_f = K_f m$
--

عند معرفة التركيز المولي لمحلول ما فيمكنك حساب ΔT_b و ΔT_f اعتماداً على عدد الجسيمات في المحلول .
حدد الارتفاع في درجة الغليان و الانخفاض في درجة التجمد ثم اضع ΔT_b إلى درجة الغليان و اطرح ΔT_f من درجة التجمد.

الخاصية الأسموزية هي انتشار المذيب خلال غشاء شبه منفذ من المحلول الأقل تركيزاً إلى المحلول الأكثر تركيزاً .

تلعب الخاصية الأسموزية دوراً مهماً في الكثير من العمليات الحيوية و منها امتصاص الغذاء في النبات.

الضغط الأسموزي كمية الضغط الإضافي الناتج عن انتقال جزيئات الماء إلى المحلول المركز .

يعتمد الضغط الأسموزي على عدد جسيمات المذاب في كمية محددة من المحلول وهو خاصية جامعة للمحاليل .

الفصل الثاني : الأحماض والقواعد

الدرس الأول (1-2) مقدمة في الأحماض والقواعد

✍️ خواص الأحماض والقواعد

✍️ الخواص الفيزيائية

المحاليل الحمضية طعمها لاذع المحاليل القاعدية طعمها مُرّ ولها ملمس زلق .

التوصيل الكهربائي للمحاليل الحمضية والقاعدية القدرة على توصيل الكهرباء بسبب تأنها .

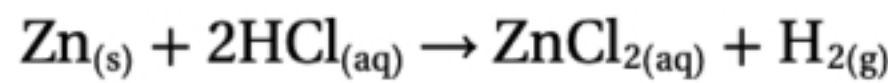
✍️ الخواص الكيميائية

- التفاعل مع ورق تباع الشمس

تحول المحاليل الحمضية لون ورق تباع الشمس الى الاحمر و تحول المحاليل القاعدية لونه إلى الأزرق .

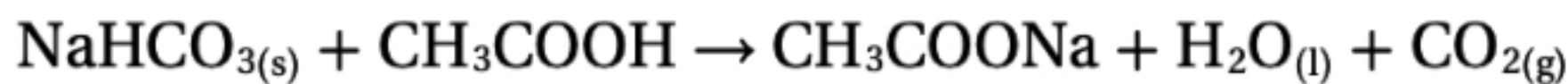
- تفاعل الأحماض مع الفلزات

حينما يتفاعل المغنيسيوم و الخارصين مع محاليل الاحماض ينتج عن هذا التفاعل غاز الهيدروجين .



- تفاعل الأحماض مع كربونات الفلزات أو البيكربونات

تتفاعل كربونات الفلزات CO_3^{2-} و كربونات الفلزات الهيدروجينية HCO_3^- مع محاليل الاحماض منتجة غاز ثاني اكسيد الكربون CO_2 ، وينتج غاز CO_2 الذي يسبب ظهور الفقاعات.



✍️ أيونات الهيدرونيوم والهيدروكسيد

تحتوي المحاليل المائية جميعها على أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ وأيونات الهيدروكسيد OH^- .

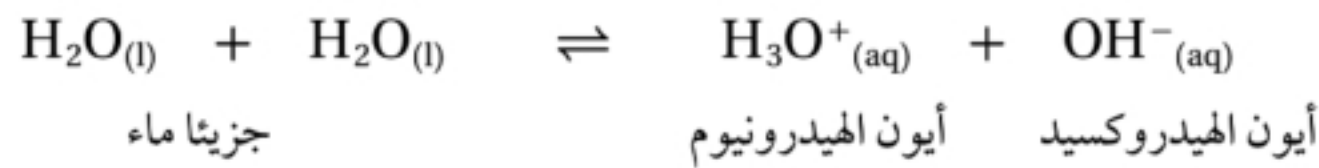
وتحدد الكميات النسبية من الأيونين ما إذا كان المحلول حمضيا أو قاعديا أو متعادلا .

المحلول الحمضي يحتوي على أيونات هيدروجين (أو هيدرونيوم) أكثر من أيونات الهيدروكسيد.

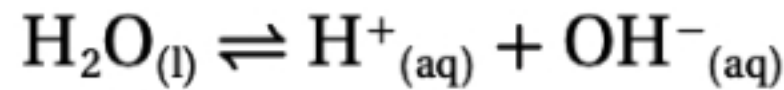
المحلول القاعدي يحتوي على أيونات هيدروكسيد أكثر من أيونات الهيدروجين (أو هيدرونيوم) .

المحلول المتعادل فيحتوي على تركيزين متساويين من أيونات الهيدروجين (أو هيدرونيوم) وأيونات الهيدروكسيد.

عملية التآين الذاتي

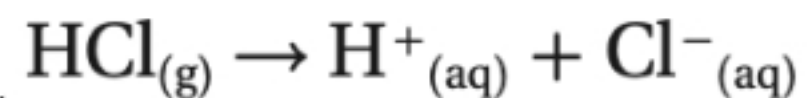
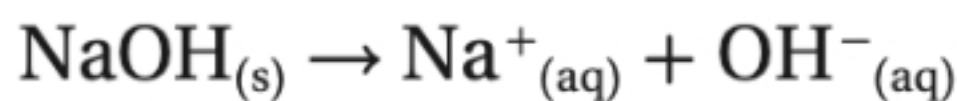


أيون الهيدرونيوم عبارة عن أيون هيدروجين مرتبط مع جزيء ماء برابطة تساهمية. ويمكن استعمال الرمزين وبالتبادل، أي وضع أحدهما مكان الآخر، كما تبين المعادلة المبسطة للتآين الذاتي:



نظرية أرهينيوس

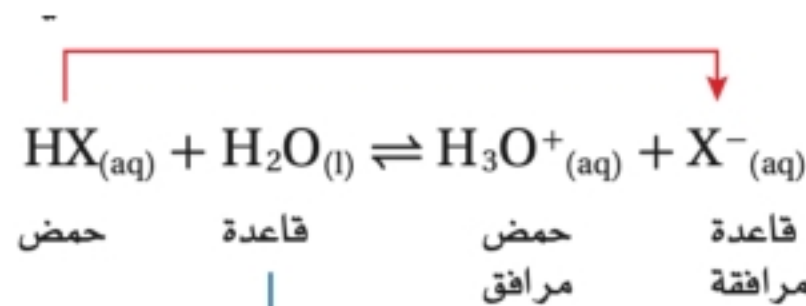
الحمض مادة تحتوي على الهيدروجين، وتتأين في المحاليل المائية منتجة أيونات الهيدروجين.
القاعدة مادة تحتوي على مجموعة الهيدروكسيد، وتتفكك في المحلول المائي منتجة أيون الهيدروكسيد.
أحماض وقواعد أرهينيوس



وعلى الرغم من أن نموذج أرهينيوس يفسر الكثير من المحاليل الحمضية والقاعدية، إلا أنه لا يخلو من بعض السلبيات؛ فمثلا لا تحتوي الأمونيا NH_3 وكربونات الصوديوم Na_2CO_3 على مجموعة الهيدروكسيد إلا أنهما ينتجان في الماء أيون الهيدروكسيد.

نظرية برونستد - لوري

الحمض هو المادة المانحة لأيون الهيدروجين.
القاعدة هي المادة المستقبلة لهذا الأيون.

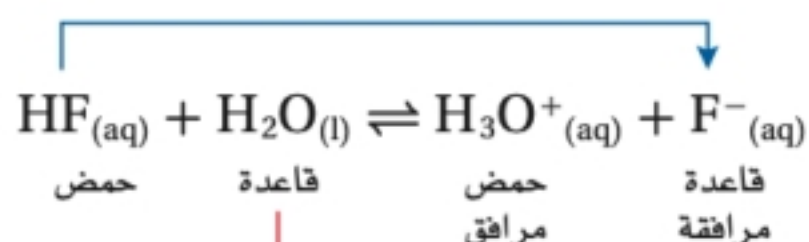


المواد المانحة لأيون الهيدروجين والمواد المستقبلة له

الحمض المرافق (المقترن) هو المركب الكيميائي الذي ينتج عندما
القاعدة المرافقة (المقترنة) فهي المركب الكيميائي الذي ينتج عندما يمنح الحمض أيون الهيدروجين.
تتكون تفاعلات برونستد - لوري من أزواج مترافقة من الحمض والقاعدة عن طريق منح واستقبال أيون الهيدروجين.

فلوريد الهيدروجين - حمض برونستد - لوري

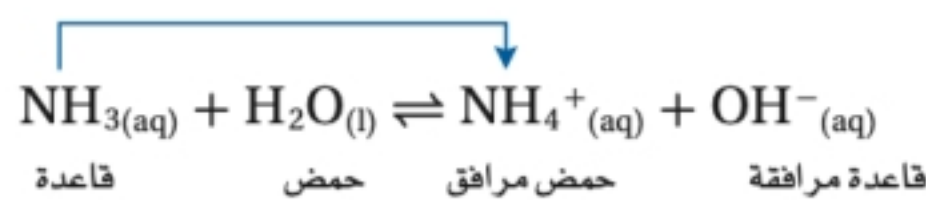
HF في الماء، فلوريد الهيدروجين قاعدته المرافقة F^-



الأمونيا - قاعدة برونستد - لوري

جزيء الأمونيا NH_3 يستقبل أيون NH_4^+ فإن الأمونيا تصنف

الأمامي.



الماء - حمض وقاعدة برونستد - لوري

الماء يسلك سلوك القواعد عند التفاعل مع HF ، ويسلك سلوك

مواد مترددة (أمفوتيرية) مثل الماء والمواد الأخرى التي تستطيع أن تسلك سلوك الأحماض والقواعد.

➤ الأحماض الأحادية البروتون

الحمض الذي يستطيع أن يمنح أيون هيدروجين واحداً فقط يسمى حمض أحادي البروتون
أمثلة : حمض البيروكلوريك HClO_4 ، حمض النيتريك HNO_3 ، وحمض الهيدروبروميك HBr ،
وحمض الإيثانويك (حمض الخل) CH_3COOH ..

➤ الأحماض المتعددة البروتونات

تمنح بعض الأحماض أكثر من أيون هيدروجين أمثلة : حمض الكبريتيك H_2SO_4
وحمض الكربونيك H_2CO_3 ، حمض الفوسفوريك H_3PO_4 وحمض البوريك H_3BO_3 .

➤ نظرية لويس

حمض لويس مادة مستقبلة لزوج من الإلكترونات . **قاعدة لويس** مادة مانحة لزوج من الإلكترونات.
مانحات ومستقبلات أزواج الإلكترونات
أمثلة : تفاعل تكوين جزيء HF ، تفاعل فلوريد البورون BF_3 مع الأمونيا NH_3



ملخص النظريات الثلاث للأحماض والقواعد

ملخص النظريات الثلاث للأحماض والقواعد		الجدول 2-2
تعريف القاعدة	تعريف الحمض	النظرية
منتج OH^-	منتج H^+	أرهينيوس
مستقبل H^+	مانح H^+	برونستد - لوري
يمنح زوجاً من الإلكترونات	يستقبل زوجاً من الإلكترونات	لويس

➤ يعد تفاعل SO_3 مع MgO مهماً

لأنه ينتج بلورات من ملح كبريتات الماغنسيوم، تعرف باسم ملح إبسوم $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ولهذا الملح استعمالات كثيرة، منها تخفيف آلام العضلات، وهو مغذٍ للنباتات .
إذا ترك SO_3 لينتشر في الغلاف الجوي فسوف يتحد مع الماء الموجود في الهواء مكوناً حمض الكبريتيك الذي يسقط على الأرض في صورة مطر حمضي.

➤ **الانهيديدات** (هي جزيئات منزوع منها الماء) . مثلاً تتحد جزيئات غاز ثاني أكسيد الكربون بجزيئات الماء في الجو لتكون حمض الكربونيك H_2CO_3 ، الذي يهطل مع المطر، ويتكون ماء المطر الحمضي .

الدرس الثاني (2-2) قوة الأحماض والقواعد

الفكرة الرئيسية: تتأين الأحماض والقواعد القوية في المحاليل تأيئاً تاماً بينما تتأين الأحماض والقواعد الضعيفة في المحاليل تأيئاً جزئياً.

الأحماض القوية هي الأحماض التي تتأين كلياً في المحلول وتوصل الكهرباء جيداً.

أمثلة H_2SO_4 , HNO_3 , HCl

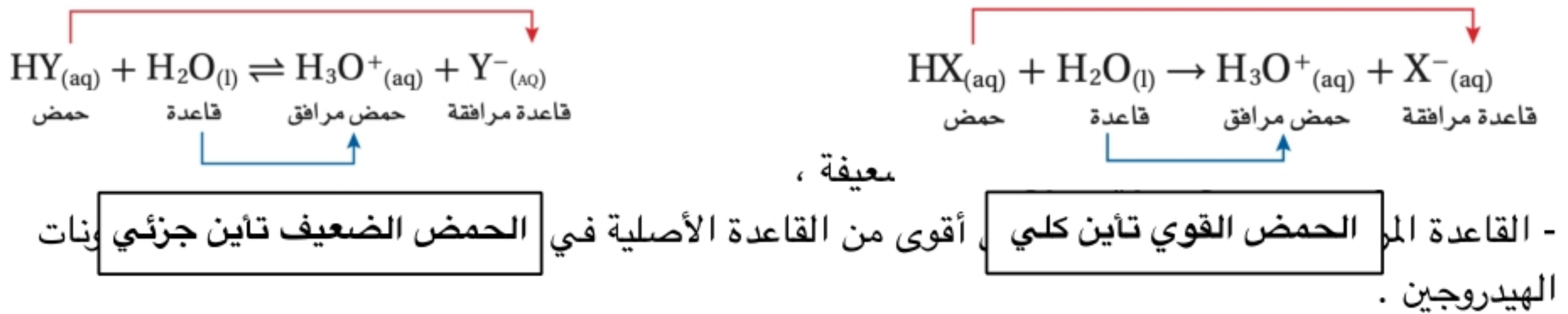
الأحماض الضعيفة هي الأحماض التي تتأين جزئياً وتوصيلها للكهرباء ضعيف.

أمثلة H_2CO_3 , CH_3COOH , HF

معادلات التأيين للأحماض القوية والضعيفة

قوة الحمض ونظرية برونستد - لوري

انظر جدول 2-3 (الكتاب ص 67)



ثابت تأين الحمض

تساعد نظرية برونستد - لوري على تفسير قوة الأحماض إلا أنها لا تعبر عن قوة الحمض ولا تقارن بين قوى الأحماض المختلفة . لذا يعتبر تعبير الاتزان K_{eq} قياساً كمياً لقوة الحمض .

حمض الهيدروسيانيك HCN يستعمل في الصباغة والحفر على الفولاذ ، وتليينه .

ثابت تأين الحمض K_a وهو قيمة ثابت الاتزان لتأيين الحمض الضعيف وتكون قيم K_a للأحماض الأضعف أصغر.

(راجع المسائل التدريبية الكتاب ص 69)

انظر جدول 2-4 (الكتاب ص 69)

جدول ثوابت تأين الأحماض الضعيفة

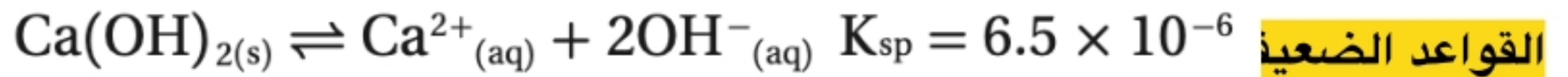
قوة القواعد

تطلق القواعد أيونات OH^- ويعتمد توصيل القاعدة للكهرباء على مقدار ما تنتجه من أيونات OH^- في المحلول المائي .

القواعد القوية القاعدة التي تتحلل كلياً تعرف بأنها قاعدة قوية. منتجة أيونات فلزية وأيونات الهيدروكسيد .

بالرغم من أن هيدروكسيد الكالسيوم Ca(OH)_2 من القواعد الضعيفة لأن ذائبيتها منخفضة مما يعني تأين ضعيف من أيونات الهيد $\text{NaOH}_{(s)} \rightarrow \text{Na}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$ ن القواعد القوية ، لأن كل ما يذوب منها يتأين كلياً.

✍ جدول معادلات تأين الأحماض القوية



✍ جدول معادلات التأين للقواعد القوية

جدول ثابت التأين لبعض القواعد

انظر جدول 2-5 (الكتاب ص 70)

ثابت تأين القاعدة K_b قيمة تعبر عن ثا وكلما صغرت قيمة K_b كانت القاعدة أضعف

انظر جدول 2-6 (الكتاب ص 71)

(راجع المسائل التدريبية الكتاب ص 71)

- تعد قيمة ثابت تأين الحمض الضعيف K_a أو ثابت تأين القاعدة الضعيفة K_b مقياس لقوة الحمض أو القاعدة .

الدرس الثالث: (2-3) أيونات الهيدروجين والرقم الهيدروجيني

الفكرة الرئيسية يعبر كل من pH و pOH عن تراكيز أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد في المحاليل المائية.

ثابت تأين الماء k_w

$$k_w = [\text{OH}^-] [\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-14}$$

ثابت تأين الماء قيمة تعبر عن ثابت الاتزان للتأين الذاتي للماء ، وهو حالة خاصة لثابت الاتزان ينطبق على الماء فقط .

ثابت تأين الماء K_w

حيث إن K_w ثابت تأين الماء .

و $[\text{H}^+]$ تركيز أيون الهيدروجين .

و $[\text{OH}^-]$ تركيز أيون الهيدروكسيد .

حاصل ضرب تراكيز أيون الهيدروجين وأيون الهيدروكسيد في المحاليل المائية المخففة يساوي K_w .

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

K_w ومبدأ لوتشاتلييه

حاصل ضرب H^+ و OH^- يساوي دائماً 1.0×10^{-14} عند درجة حرارة 298 K يعبر الكيميائيون عن تركيز أيونات الهيدروجين باستعمال تدرج الرقم الهيدروجيني pH (راجع المسائل التدريبية الكتاب ص 73)

الرقم الهيدروجيني pH

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

الرقم الهيدروجيني pH لمحلول ما تساوي سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروجين . قيم pH للمحاليل الحمضية عند درجة حرارة 298K أقل من 7

الرقم الهيدروجيني pH

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

يمثل $[\text{H}^+]$ تركيز أيون الهيدروجين

قيمة pH لمحلول ما تساوي سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروجين .

الرقم الهيدروكسيدي POH

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

الرقم الهيدروكسيدي POH لمحلول ما تساوي سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروكسيد .

الرقم الهيدروكسيدي POH

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

$[\text{OH}^-]$ يمثل تركيز أيون الهيدروكسيد

قيمة pOH لمحلول ما تساوي سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروكسيد .

العلاقة بين pH و pOH

$$pH + pOH = 14$$

ما العلاقة بين pH و pOH؟

pH تمثل $-\log [H^+]$
 pOH تمثل $-\log [OH^-]$

مجموع pH و pOH يساوي 14.00 .

$pH + pOH = 14.00$

(راجع المسائل التدريبية الكتاب ص 75)

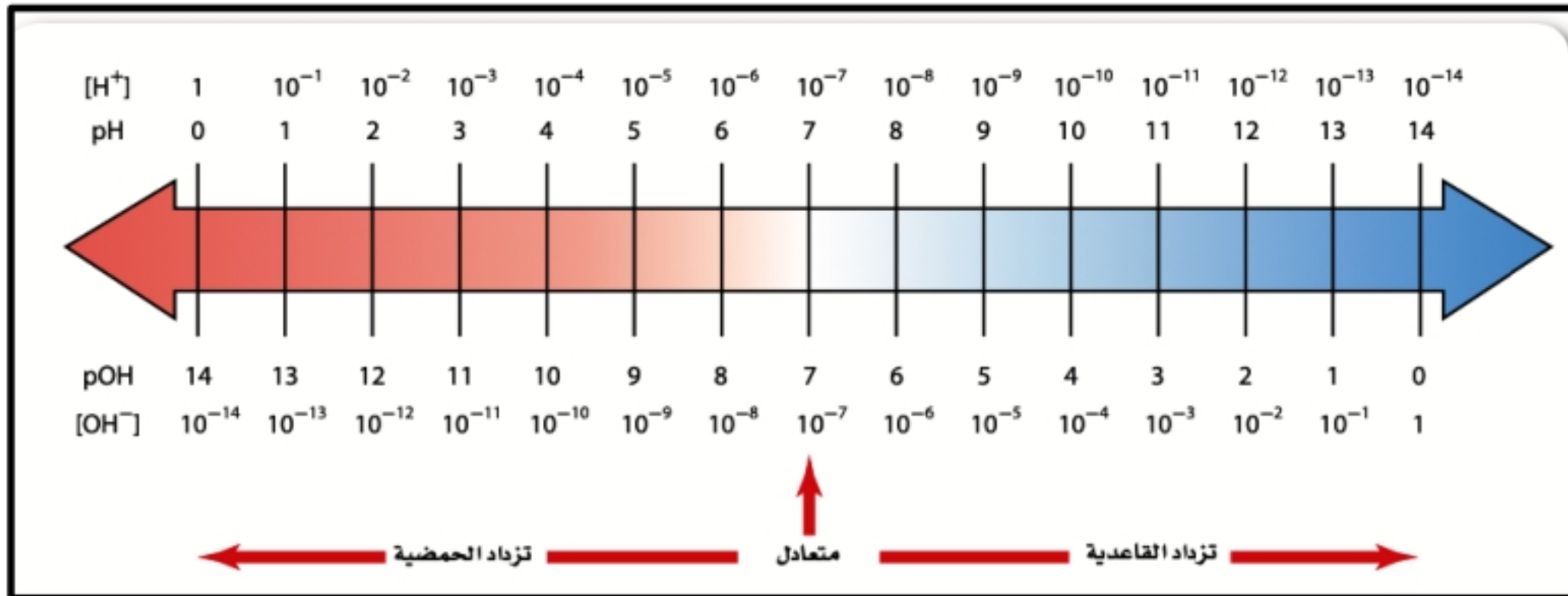
(راجع المسائل التدريبية الكتاب ص 76)

حساب تركيز الايونات من قيم pH أو pOH

$$[H^+] = 10^{-pH} \quad , \quad [OH^-] = 10^{-pOH}$$

(راجع المسائل التدريبية الكتاب ص 77)

(راجع المسائل التدريبية الكتاب ص 79)



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

الدرس الرابع: (2-4) التعادل

الفكرة الرئيسية: يتفاعل الحمض مع القاعدة في تفاعل التعادل لينتج ملحاً وماء.

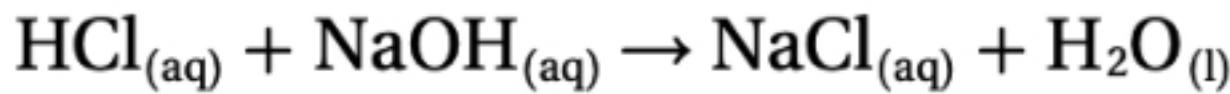
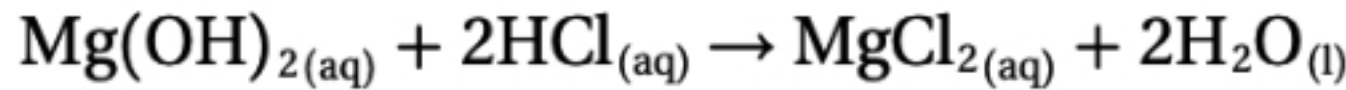
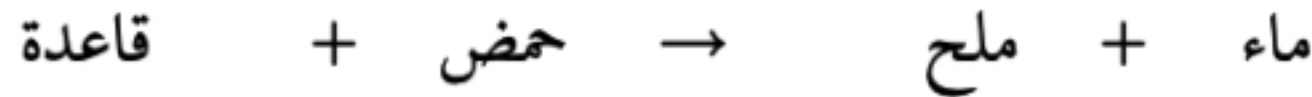
التفاعلات بين الأحماض والقواعد

عندما يتفاعل $Mg(OH)_2$ مع حمض HCl يحدث تفاعل تعادل .

تفاعل التعادل تفاعل محلول حمض مع محلول قاعدة لينتج ملح وماء .

الملح مركب أيوني يتكون من أيون موجب من قاعدة وأيون سالب من حمض، لذا يكون تفاعل التعادل إحلالاً مزدوجاً.

كتابة معادلات التعادل



عندما يتفاعل حمض قوي HCl مع قاعدة قوية $NaOH$ ويتكون $NaCl$ ملح قابل للذوبان.

المعايرة طريقة لتحديد تركيز محلول ما؛ وذلك بتفاعل حجم معلوم منه مع محلول تركيزه معلوم.

نقطة التكافؤ هي نقطة يتساوى عندها عدد مولات H^+ من الحمض مع عدد مولات OH^- من القاعدة.

كواشف الأحماض والقواعد هي الأصباغ الكيميائية التي تتأثر ألوانها بالمحاليل الحمضية والقاعدية كواشف الأحماض والقواعد.

نقطة نهاية المعايرة تسمى النقطة التي يتغير لون الكاشف عندها.

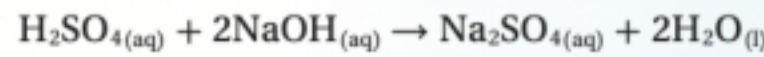
نقطة التكافؤ هي النقطة التي يتساوى عندها عدد مولات الحمض مع عدد مولات القاعدة .

وتسمى نقطة التكافؤ بنقطة التعادل في حالة تفاعل الأحماض والقواعد القوية .

استراتيجية حل المسائل

حساب المولارية

تعد المعادلة الموزونة لتفاعلات المعايرة المفتاح الرئيس لحساب المولارية المجهولة. فمثلاً تتم معايرة حمض الكبريتيك بهيدروكسيد الصوديوم وفق المعادلة الآتية:



- احسب عدد مولات $NaOH$ في المحلول المعياري من بيانات المعايرة:
 M_B : مولارية القاعدة؛ V_B : حجم القاعدة.
 $M_B V_B = (mol/L)(L) = mol NaOH$ في المحلول القياسي
- تستطيع أن تعرف من المعادلة أن نسبة مولات $NaOH$ إلى H_2SO_4 هي 2:1، أي أنه يتطلب 2 mol $NaOH$ لتعادل 1 mol H_2SO_4
 $mol H_2SO_4 = mol NaOH \times \frac{1 mol H_2SO_4}{2 mol NaOH}$
- تمثل M_A مولارية الحمض، بينما تمثل V_A حجم الحمض L.
 $M_A = \frac{mol H_2SO_4}{V_A}$
طبق هذه الاستراتيجية عند دراستك للمثال 2-6 في الصفحة الآتية.

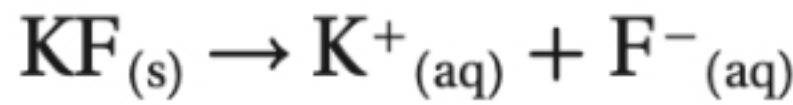


(راجع المسائل التدريبية الكتاب ص 88)

تميه الأملاح تفاعل الكثير من الأملاح مع الماء في عملية تعرف باسم.

الأملاح التي تنتج محاليل قاعدية

مثال ينتج ملح فلوريد البوتاسيوم عن قاعدة قوية KOH وحمض ضعيف HF .

**الأملاح التي تنتج محاليل حمضية**

مثال / ينتج ملح NH_4Cl عن قاعدة ضعيفة NH_3 وحمض قوي HCl

**الأملاح التي تنتج محاليل متعادلة**

مثال / ملح نترات الصوديوم NaNO_3 يكون متعادلاً

لأنه ينتج عن تفاعل حمض قوي HNO_3 وقاعدة قوية NaOH .

المحاليل المنظمة

ما المحلول المنظم ؟ المحاليل المنظمة هي محاليل تقاوم التغيرات في قيم pH عند إضافة كميات

محددة من الأحماض أو القواعد.

المحلول المنظم يتكون من خليط حمض ضعيف مع قاعدته المرافقة، أو قاعدة ضعيفة مع حمضها المرافق.

سعة المحلول المنظم كمية الحمض أو القاعدة التي يستطيع المحلول المنظم أن يستوعبها دون تغير مهم في

pH.

كيف تعمل المحاليل المنظمة ؟

المحلول المنظم خليط من حمض ضعيف مع قاعدته المرافقة أو قاعدة ضعيفة مع حمضها المرافق .

حيث يعمل خليط الجزيئات والأيونات في المحلول المنظم على مقاومة تغيرات pH عن طريق التفاعل مع أيونات

هيدروجين ، أو أيونات هيدروكسيد تضاف إلى المحلول المنظم .

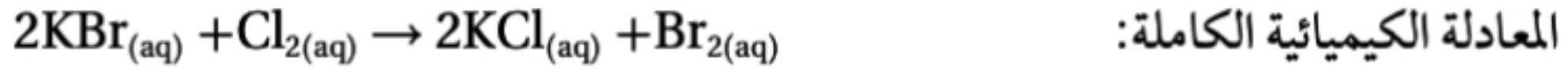
الفصل الثالث : تفاعلات الأكسدة والاختزال

الدرس الأول (4-1) الأكسدة والاختزال

الفكرة الرئيسية يعد تفاعل الأكسدة والاختزال تفاعلين متكاملين، إذ تتأكسد ذرة وتختزل أخرى.

📖 **انتقال الإلكترون وتفاعل الأكسدة والاختزال**

تفاعل الأكسدة والاختزال هو التفاعل الذي انتقلت فيه الإلكترونات من إحدى الذرات إلى ذرة أخرى .



المعادلة الكيميائية الكاملة:



المعادلة الكلية:

📖 **الأكسدة والاختزال**

عملية الأكسدة هي فقدان ذرات المادة للإلكترونات. وتعني (الزيادة في عدد الأكسدة) .



Na الصوديوم تأكسد لأنه فقد إلكترون .

عملية الاختزال هي اكتساب ذرات المادة للإلكترونات . وتعني (النقص في عدد الأكسدة) .



Cl₂ الكلور اختزل لأنه اكتسب إلكترون .

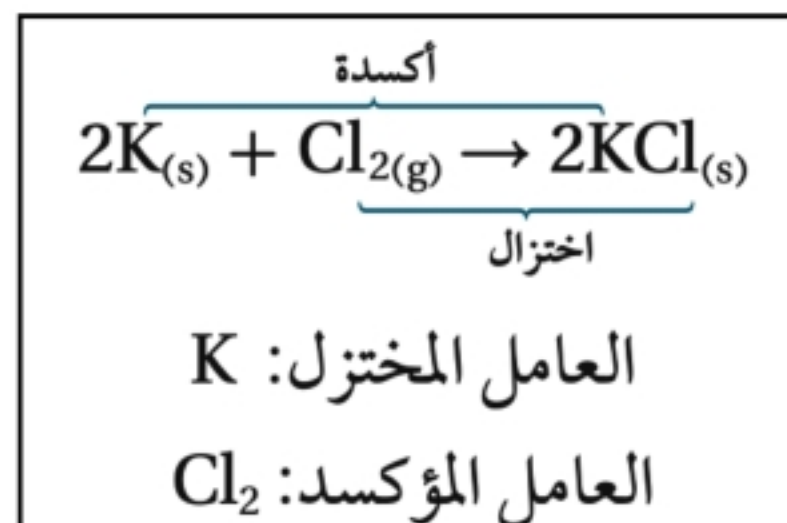
- الأكسدة والاختزال عمليتان مترافقتان متكاملتان ، فلا يحدث تفاعل الأكسدة إلا إذا حدث تفاعل اختزال .

📖 **التغير في عدد الأكسدة**

عدد التأكسد لذرة في المركب الأيوني هو عدد الإلكترونات التي فقدتها أو اكتسبتها الذرة .

العامل المؤكسد هو المادة التي يحدث لها اختزال (تكتسب إلكترونات) .

العامل المختزل هو المادة التي يحدث لها أكسدة (تفقد إلكترونات) .



ملخص تفاعلات الأكسدة والاختزال	الجدول 3-1
e^{-} انتقال الإلكترونات	العملية
	الأكسدة
• X يفقد إلكترونًا.	• المادة المتفاعلة تفقد إلكترونًا.
• X عامل مختزل ويتأكسد.	• يتأكسد العامل المختزل.
• يزيد عدد التأكسد للمادة X.	• يزيد عدد التأكسد.
	الاختزال
• Y يكتسب إلكترونًا.	• المادة المتفاعلة الأخرى تكتسب إلكترونًا.
• Y العامل المؤكسد يُختزل.	• يختزل العامل المؤكسد.
• يقل عدد التأكسد للمادة Y.	• يقل عدد التأكسد.

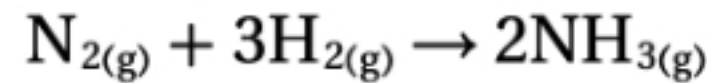
من **التطبيقات الشائعة** على تفاعلات الأكسدة والاختزال

- إزالة الشوائب من الفلزات .

- إضافة مبيض الغسيل (محلول هيبوكلوريت الصوديوم NaClO) إلى الملابس لتبييضها وهو عامل مؤكسد يؤدي إلى أكسدة البقع والأصباغ ومواد أخرى .

تفاعلات الأكسدة والاختزال والكهروسالبية

في تفاعل الأكسدة والاختزال بين الهيدروجين والنيتروجين لصناعة الأمونيا NH_3 حسب المعادلة

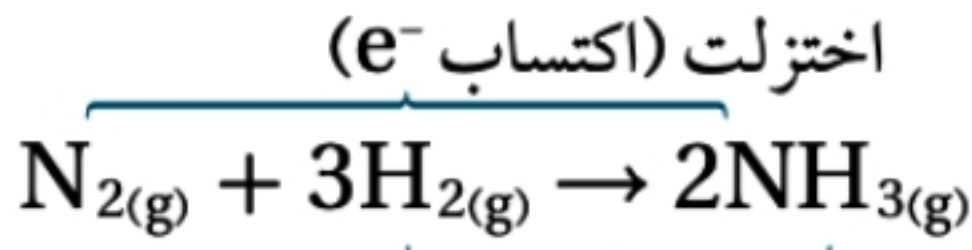


المتفاعلات والنواتج مواد ومركبات **جزيئية** حيث تشارك **ذرتان** في الإلكترونات.

يحدث أكسدة واختزال **إحدى** الذرات فقدت الإلكترونات وتأكسدت ، فيعد **الهيدروجين** عامل مختزل (تأكسد) **والأخرى** اكتسبت الإلكترونات واختزلت ، ويعد **النيتروجين** عامل مؤكسد (اختزل) .

ويعتمد ذلك على الكهروسالبية للذرات .

الكهروسالبية



*تدرج الكهروسالبية في الجدول الدوري.

(في الدورة) / **تزداد** كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين

(في المجموعة) / **تقل** كلما نزلنا من الأعلى إلى الأسفل.

الذرة التي تجذب الإلكترونات بقوة أكبر لها **كهروسالبية عالية** .

-عناصر المجموعة 1 , 2 ذات كهروسالبية **منخفضة** وهي عوامل مختزلة قوية .

-عناصر المجموعة 17 والأكسجين في المجموعة 16 ذات كهروسالبية **عالية** وهي عوامل مؤكسدة قوية.

علاقتها بالأكسدة والاختزال

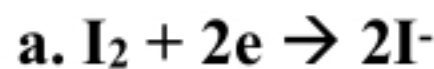
- فكلما **زادت** كهروسالبية الذرة تعامل كما لو أنها **اختزلت** باكتسابها إلكترونات.

- بينما الذرة **الاقلة** كهروسالبية تتأكسد بفقدانها الإلكترونات للذرة الأعلى كهروسالبية.

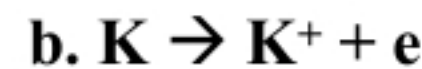
تطبيقات وتدريبات على تحديد تفاعلات الأكسدة والاختزال

تدريب ١/ بين في التفاعلات التالية أيها أكسدة وأيها اختزال ؟

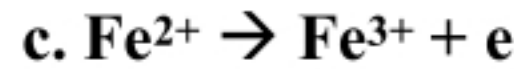
اختزال



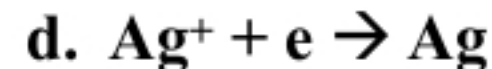
أكسدة



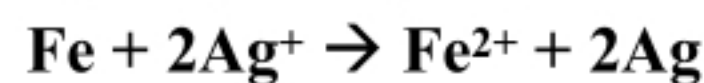
أكسدة



اختزال



تدريب ٢/ حدد العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل التالي؟



العامل المختزل Fe

العامل المؤكسد Ag^+

ملاحظة / العامل المؤكسد والعامل المختزل دائماً تكون ضمن المواد المتفاعلة .

(راجع المسائل التدريبية الكتاب صفحة 109)

📖 تحديد أعداد التأكسد

راجع جدول (3-2) قواعد تحديد أعداد التأكسد للعناصر الكتاب صفحة 110

تدريبات : حدد أعداد التأكسد للذرات التي تحتها خط لما يلي ؟

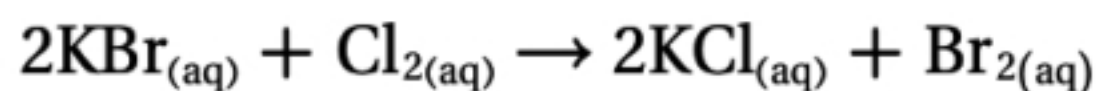
CrO_4^{2-} $\text{Cr} + (-2 \times 4) = -2$ $\text{Cr} - 8 = -2$ $\text{Cr} = -2 + 8$ $\text{Cr} = +6$	AsO_4^{3-} $\text{As} + (-2 \times 4) = -3$ $\text{As} - 8 = -3$ $\text{As} = -3 + 8$ $\text{As} = +5$	AlPO_4 $\text{Al} + \text{P} + \text{O}_4$ $(+3 \times 1) + \text{X} + (-2 \times 4) = 0$ $3 + \text{X} - 8 = 0$ $\text{X} - 5 = 0$ $\text{X} = +5$
SO_3^{2-} $\text{S} + (-2 \times 3) = -2$ $\text{S} - 6 = -2$ $\text{S} = -2 + 6$ $\text{S} = +4$	KClO_3 $(+1 \times 1) + \text{Cl} + (-2 \times 3) = 0$ $1 + \text{Cl} - 6 = 0$ $\text{Cl} - 5 = 0$ $\text{Cl} = +5$	N_2H_4 $2\text{N} + (+1 \times 4) = 0$ $2\text{N} + 4 = 0$ $2\text{N} = -4$ $\text{N} = -2$
Li_2SO_3 $(+1 \times 2) + \text{S} + (-2 \times 3) = 0$ $2 + \text{S} - 6 = 0$ $\text{S} - 4 = 0$ $\text{S} = +4$	MnO_4^- $\text{Mn} + (-2 \times 4) = -1$ $\text{Mn} - 8 = -1$ $\text{Mn} = -1 + 8$ $\text{Mn} = +7$	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ $(+1 \times 2) + 2\text{Cr} + (-2 \times 7) = 0$ $2 + 2\text{Cr} - 14 = 0$ $\text{Cr} - 12 = 0$ $2\text{Cr} = +12$ $\text{Cr} = +6$

(راجع المسائل التدريبية الكتاب صفحة 111)

📖 أعداد التأكسد في تفاعلات الأكسدة والاختزال

بعد دراسة أعداد التأكسد يجب عليك الربط بين تفاعلات الأكسدة والاختزال والتغير في عدد التأكسد.

لاحظ في هذا التفاعل التغير في أعداد التأكسد للذرات



ولا تنسى مفهوم الأكسدة والاختزال الذي درسته سابقاً

الأكسدة (فقد إلكترونات **زيادة** في عدد الأكسدة) و**الاختزال** (اكتساب إلكترونات **تناقص** في عدد الأكسدة).

الدرس الثاني (2-4) وزن معادلات الأكسدة والاختزال

الفكرة الرئيسية تصبح معادلات الأكسدة والاختزال موزونة عندما تكون الزيادة الكلية في أعداد التأكسد مساوية للانخفاض الكلي في أعداد التأكسد للذرات الداخلة في التفاعل.

طريقة عدد التأكسد

يصعب وزن معظم معادلات الأكسدة والاختزال باستعمال الطريقة التقليدية.

طريقة نصف التفاعل

نصف التفاعل هو أحد جزأي تفاعل الأكسدة والاختزال.

جدول يوضح خطوات وزن معادلات الأكسدة والاختزال بطريقتي أعداد التأكسد ونصف التفاعل .

طريقة نصف التفاعل	طريقة اعداد التأكسد
١- حدّد أعداد التأكسد لجميع الذرات في المعادلة .	١- حدّد أعداد التأكسد لجميع الذرات في المعادلة .
٢- حدّد الذرات التي تأكسدت والذرات التي اختزلت ، ثم اكتب نصفي تفاعل الأكسدة والاختزال للمعادلة الكلية .	٢- حدّد الذرات التي تأكسدت والذرات التي اختزلت .
٣- زن الذرات والشحنات في كل نصف تفاعل .	٣- حدّد التغير في عدد التأكسد للذرات التي تأكسدت والذرات التي اختزلت .
٤- اجعل التغير في أعداد التأكسد متساوياً في القيمة ، وذلك بأن يكون عدد الإلكترونات المفقودة في نصف الأكسدة = عدد الإلكترونات المكتسبة في نصف الاختزال .	٤- اجعل التغير في أعداد التأكسد متساوياً في القيمة ، وذلك بضبط المعاملات في المعادلة . (عدد الإلكترونات المفقودة = عدد الإلكترونات المكتسبة)
٥- وزن الأكسجين إن وجد في كل نصف تفاعل لوحده .	٥- وزن الأكسجين إن وجد .
٦- وزن الهيدروجين إن وجد حسب الوسط (حمضي ، قاعدي) في كل نصف تفاعل لوحده .	٦- وزن الهيدروجين إن وجد حسب الوسط (حمضي ، قاعدي) .
٧- اجمع نصفي تفاعل الأكسدة والاختزال .	٧- استعمل الطريقة التقليدية في وزن المعادلة الكيميائية الكلية، إذا كان ذلك ضرورياً.
يتم التأكد من الوزن الصحيح بخطوتين : ١- عدّ الذرات في طرفي المعادلة . ٢- عدّ الشحنات في طرفي المعادلة	

وزن الأكسجين يضاف جزيئات ماء H_2O في جهة نقص الأكسجين بمقدار نقص الأكسجين (ولا يعتمد على نوع الوسط) .
وزن الهيدروجين يعتمد على نوع الوسط

في الوسط الحمضي/ يوزن الهيدروجين **بإضافة أيونات H^+** في جهة نقص الهيدروجين بمقدار النقص .
في الوسط القاعدي/ يوزن الهيدروجين في خطوتين

١- **بإضافة H_2O** في جهة نقص الهيدروجين بمقدار النقص ،

٢- وفي الجهة الأخرى **يضاف أيونات OH^-** بعدد جزيئات الماء المضافة.

راجع أمثلة لوزن المعادلات الكيميائية والمسائل التدريبية الكتاب (صفحات 114 , 116 , 119).

الفصل الرابع : الكيمياء الكهربائية

الدرس الأول (4-1) الخلايا الجلفانية

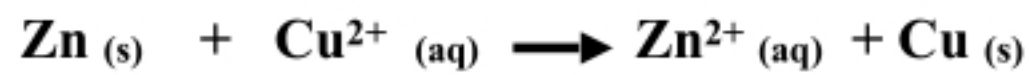
الفكرة الرئيسية تحدث الأكسدة في الخلايا الجلفانية عند الأنود (المصعد) منتجة إلكترونات تتدفق نحو الكاثود (المهبط) حيث يحدث الاختزال .

الأكسدة والاختزال في الكيمياء الكهربائية

الكيمياء الكهربائية هي دراسة عمليات الأكسدة والاختزال التي تتحول من خلالها الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية، وبالعكس.

تفاعلات الأكسدة والاختزال تتضمن انتقال الإلكترونات من المواد **المتأكسدة** إلى المواد **المختزلة** .

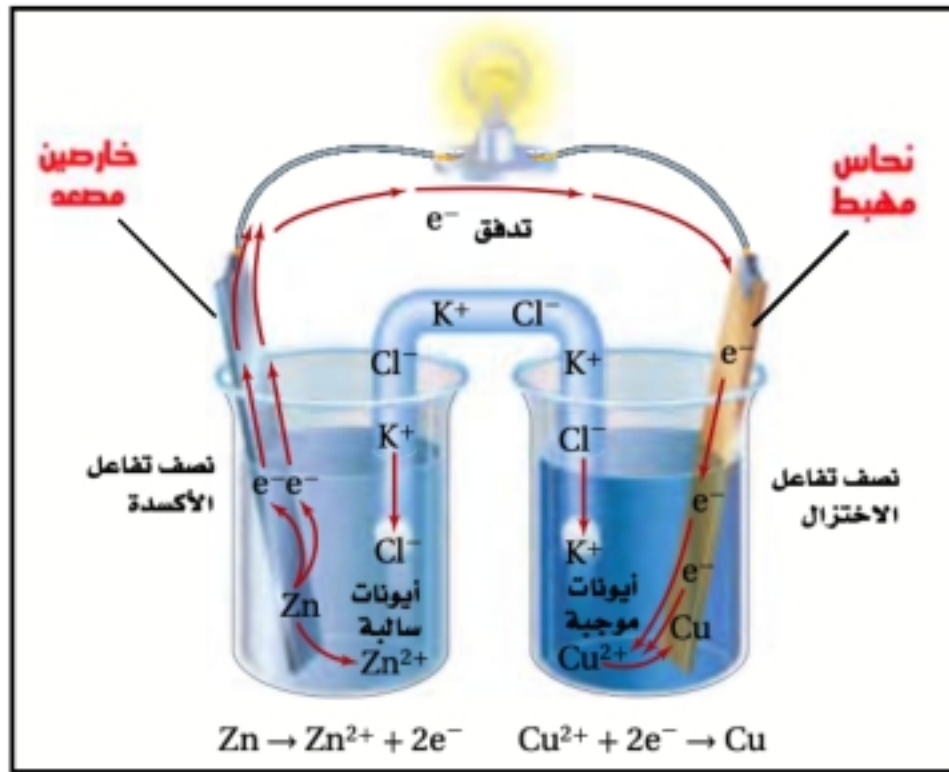
مثال



نصف تفاعل الأكسدة



نصف تفاعل الاختزال



القنطرة الملحية وهي ممر لتدفق الأيونات من جهة لأخرى ، تساعد على استمرار للتفاعل .

وتتكون من أنبوب يحوي محلولاً موصلًا للتيار الكهربائي لملح ذائب في الماء مثل **KCl** ولها أهمية في نقل **الايونات**.

الخلايا الكهروكيميائية

الخلية الكهروكيميائية جهاز يستعمل تفاعل الأكسدة والاختزال لإنتاج طاقة كهربائية، أو يستعمل الطاقة الكهربائية لإحداث تفاعل كيميائي.

الخلية الجلفانية نوع من الخلايا الكهروكيميائية التي تحول الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية بواسطة تفاعل الأكسدة والاختزال التلقائي.

● الخلايا الجلفانية قد تسمى بالخلايا الفولتية نسبة إلى إيساندرو فولتا.

كيمياء الخلايا الجلفانية

تتكون الخلايا الكهروكيميائية من جزأين يطلق على كل منهما **نصف الخلية** يحتوي كل نصف خلية على قطب ومحلول يشتمل على أيونات.

الأنود anode (المصعد) (-) القطب الذي يحدث عنده تفاعل الأكسدة .

(فيتآكل ويتحلل القطب وتقل كتلته) (وتزداد الايونات) .

الكاثود cathod (المهبط) (+) القطب الذي يحدث عنده تفاعل الاختزال .

(فيزداد القطب قوة وصلابة وتزداد كتلته) (وتقل الايونات) .

الخلايا الجلفانية والطاقة

- طاقة الوضع الكهربائي/ مقياس كمية التيار التي يمكن توليدها من خلية جلفانية للقيام بشغل .
وتتكون عند **الأنود موقع التأكسد** حيث تتحرك نحو **الكاثود** بفعل القوة الدافعة الكهربائية.
وشرط انتقالها وجود فرق في طاقة الوضع الكهربائي بينهما .
جهد الخلية / هو الذي ينشأ عن وجود فرق في طاقة الوضع الكهربائية بين قطبي الاختزال والأكسدة .
ووحدة قياس جهد الخلية هي الفولت .
● كلما زاد الفرق بين القطبين كلما زاد جهد الخلية .

حساب فرق الجهد في الخلايا الكهروكيميائية

جهد الاختزال هو مدى قابلية المادة لاكتساب الإلكترونات .

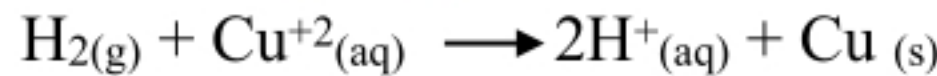
قطب الهيدروجين القياسي

- قرر العلماء أن يقاس جهد الاختزال لكل الأقطاب مقابل قطب واحد، فاختاروا قطب الهيدروجين القياسي .
قطب الهيدروجين القياسي يتكون من شريحة صغيرة من البلاتين مغموسة في محلول حمض الهيدروكلوريك HCl الذي يحتوي على أيونات هيدروجين بتركيز 1M .
ويتم ضخ غاز الهيدروجين H₂ في المحلول عند ضغط 1atm ، ودرجة حرارة 25 ° C ،
وتعرف هذه الظروف بالظروف القياسية (STP) .
فرق الجهد لقطب الهيدروجين القياسي المسمى جهد الاختزال القياسي E°H₂ مساويا 0.000V



تحديد جهود اختزال الخلية الكهروكيميائية

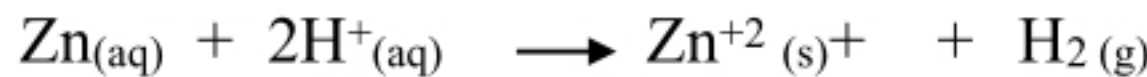
تتدفق الإلكترونات من قطب الهيدروجين إلى قطب النحاس ، **وتختزل** أيونات النحاس إلى فلز النحاس



مقارنة قطب النحاس Cu بقطب الهيدروجين

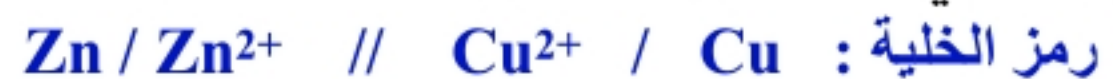
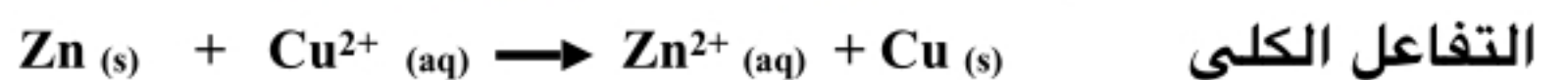
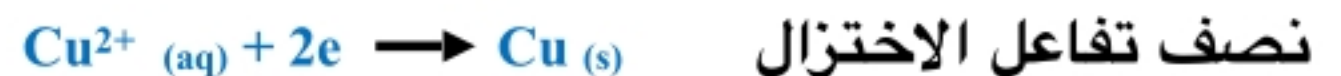


تتدفق الإلكترونات من قطب الخارصين إلى قطب الهيدروجين ، **ويتأكسد** فلز الخارصين إلى أيونات الخارصين .
مقارنة قطب الخارصين Zn بقطب الهيدروجين



أن أيونات الهيدروجين عند قطب الهيدروجين تكتسب إلكترونات أسهل من أيونات الخارصين، لذا يكون جهد اختزال أيونات الهيدروجين أعلى من جهد اختزال أيونات الخارصين، يكون قيمة سالبة.

مثال



معادلة جهد الخلية

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{cathode}} - E^{\circ}_{\text{anode}}$$

معادلة جهد الخلية

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{cathode}} - E^{\circ}_{\text{anode}}$$

E°_{cell} تمثل الجهد الكلي القياسي للخلية.

$E^{\circ}_{\text{cathode}}$ تمثل جهد نصف الخلية القياسي لتفاعل الاختزال.

E°_{anode} تمثل جهد نصف الخلية القياسي لتفاعل التأكسد.

جهد الخلية القياسي يساوي الجهد القياسي لنصف خلية الاختزال مطروحاً منه الجهد القياسي لنصف خلية التأكسد.

يقاس جهد القطب تحت الظروف القياسية وهي 25°C و 1atm ويرمز له بالرمز E° .

تتدفق الإلكترونات بشكل تلقائي في الخلية الجلفانية من نصف الخلية ذات جهد الاختزال القياسي **الأقل (أكسدة)** إلى نصف الخلية ذات جهد الاختزال القياسي **الأكبر (اختزال)**؛ لتعطي جهداً موجباً للخلية. إذا كان الجهد المحسوب للخلية **موجب** فالتفاعل تلقائي.

أما إذا كانت القيمة **سالبة** فالتفاعل غير تلقائي.

وفي حالة عكس تفاعل غير تلقائي فسيكون له جهد خلية موجب؛ وهذا يعني أن التفاعل العكسي يكون تلقائياً.

جهود نصف الخلية

(جهود الاختزال القياسية في الجدول (1-4) الكتاب صفحة 138)

ملاحظة هامة / سيحدث نصف التفاعل الذي له **جهد اختزال أقل** قى اتجاه عكسي ، ويصبح تفاعل أكسدة.

نصف التفاعل الذي له جهد **اختزال موجب أكبر** يحدث في صورة **اختزال**.

نصف التفاعل الذي له جهد **اختزال سالب أكبر** يحدث في صورة **أكسدة**.

دائماً جهد الاختزال الأعلى قيمة سيكون جهد اختزال والأقل قيمة سيكون جهد أكسدة.

تدريب ١: احسب جهد الخلية القياسي للتفاعل $\text{I}_2 + \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{I}^-$

إذا علمت أن قيم جهود الاختزال القياسية هي:

$$E^{\circ}_{\text{I}_2|\text{I}^-} = +0.536 \text{ V} , \quad E^{\circ}_{\text{Fe}|\text{Fe}^{2+}} = -0.447 \text{ V}$$

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{cathode}} - E^{\circ}_{\text{anode}} \quad \text{الحل:}$$

$$-E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{I}_2|\text{I}^-} - +E^{\circ}_{\text{Fe}|\text{Fe}^{2+}}$$

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = +0.536 \text{ V} - (-0.447 \text{ V})$$

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = +0.536 \text{ V} + 0.447 \text{ V}$$

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = +0.983 \text{ V} \quad \text{التفاعل تلقائي}$$

تدريب ٢: احسب جهد الخلية القياسي للتفاعل $\text{Sn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Sn}^{2+} + \text{Cu}$

إذا علمت أن قيم جهود الاختزال القياسية كالتالي

$$E^{\circ}_{\text{Sn}|\text{Sn}^{2+}} = -0.1375 \text{ V} , \quad E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}} = +0.3419 \text{ V}$$

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{cathode}} - E^{\circ}_{\text{anode}} \quad \text{الحل:}$$

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}} - E^{\circ}_{\text{Sn}|\text{Sn}^{2+}}$$

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = +0.3419 \text{ V} - (-0.1375 \text{ V})$$

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = +0.3419 \text{ V} + 0.1375 \text{ V}$$

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = +0.4794 \text{ V} \quad \text{التفاعل تلقائي}$$

الدرس الثاني : (2-4) البطاريات

الفكرة الرئيسية : البطاريات خلايا جلفانية تستعمل التفاعلات التلقائية لإنتاج الطاقة لأغراض متعددة .

الخلايا الجافة

البطارية عبارة عن خلية جلفانية أو أكثر في عبوة واحدة تنتج التيار الكهربائي .

خلية الخارصين والكربون الجافة

الخلية الجافة هي خلية جلفانية ، محلولها الموصل للتيار عجينة داخل حاوية من الخارصين . وهذه العجينة خليط من كلوريد الخارصين و أكسيد المنجنيز و كلوريد الامونيوم و الماء .

تتركب من : الأنود / حاوية الخارصين في الخلية $\text{Zn (s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+} \text{(aq)} + 2\text{e}^-$

الكاثود / عمود الكربون أو الجرافيت في مركز الخلية



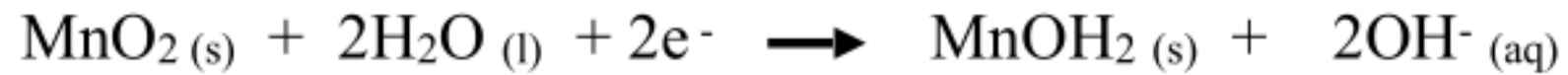
البطاريات القلوية

لقد حلت الخلية القلوية الجافة الأكثر كفاءة، محل خلية الخارصين والكربون الجافة

تتركب من : الأنود / مسحوق خارصين مخلوط بعجينة من هيدروكسيد البوتاسيوم توضع في علبة من الفولاذ .



الكاثود / مخلوط من هيدروكسيد البوتاسيوم وثاني أكسيد المنجنيز .



● استعمالات خلية الخارصين الجافة والبطارية القلوية : 1. الراديو 2. الريموت 3. ساعة الجدران .

بطاريات الفضة

أصغر حجماً، وتستعمل في تزويد الأجهزة بالطاقة، ومنها سماعات الأذن والساعات وآلات التصوير.

تتركب من : الأنود / $\text{Zn (s)} + 2\text{OH}^- \text{(aq)} \rightarrow \text{ZnO (s)} + \text{H}_2\text{O (l)} + 2\text{e}^-$

الكاثود / $\text{Ag}_2\text{O (s)} + 2\text{H}_2\text{O (l)} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Ag (s)} + 2\text{OH}^- \text{(aq)}$

البطاريات الأولية والثانوية

خلايا الخارصين والكربون، والقلوية، والفضة تصنف على أنها بطاريات أولية.

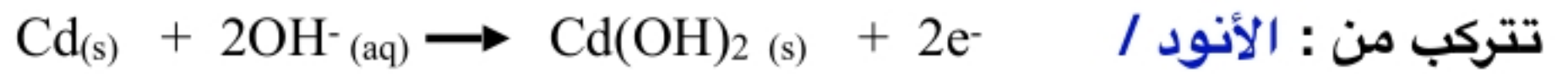
البطاريات الأولية هي التي تنتج طاقة كهربائية من تفاعل الأكسدة والاختزال الذي لا يحدث بشكل عكسي بسهولة، وتصبح البطارية غير صالحة للاستعمال بعد انتهاء التفاعل .

البطاريات الثانوية وهي تعتمد على تفاعل الأكسدة والاختزال العكسي، لذا فإنه يمكن شحنها.

وتسمى أحياناً بطاريات التخزين ، من أمثلتها : بطارية السيارة والحاسوب المحمول .

بطارية نيكل - كاديوم

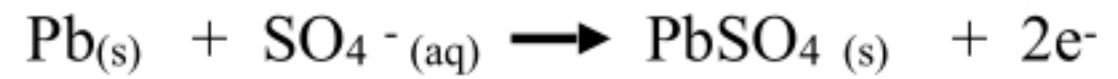
هي بطارية قابله للشحن وتسمى (بطارية NiCad) وتستعمل في آلات الحلاقة وآلات التصوير الرقمية

**بطاريات تخزين المرمك الرصاصي الحمضية**

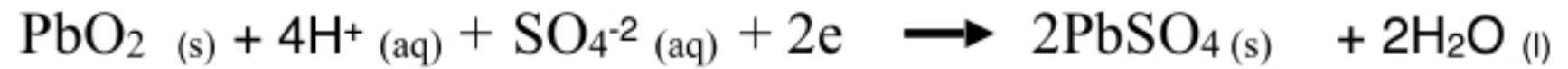
تستخدم في السيارات بطاريات الرصاص الحمضية وهو الاسم الأكثر شيوعا لها؛ لأن المحلول الموصل في البطارية هو محلول حمض الكبريتيك، وهي بطارية غير جافة.

يتكون معظمها من 6 خلايا كل واحدة منها تولد 2 V بناتج كلي 12 V

تتركب من : الأنود / شبكتين مساميتين أو أكثر من الرصاص .



الكاثود / شبكة واحدة من الرصاص المملوءة بأكسيد الرصاص .



وتسمى أحيانا بطارية الرصاص الحمضية ؟ (علل)

(لأن المحلول الموصل في البطارية هو حمض الكبريتيك)

وتستخدم في بطاريات السيارات ؟ (علل)

(لأنها تزود المحرك بطاقة ابتدائية عالية جدا في البداية ولها زمن حفظ طويل)

بطاريات الليثيوم

هي بطارية خفيفة الوزن ولها اقل جهد اختزال .

بطارية ذات وزن خفيف، تخزن كميات كبيرة من الطاقة بالنسبة لحجمها لذا ركز المهندسون انتباههم على عنصر

الليثيوم **لسببين هما:** أن الليثيوم **أخف فلز** معروف، وأن له **أقل جهد** اختزال قياسي بالنسبة إلى العناصر

الفلزية الآخر -3.40V .

مميزات بطاريات الليثيوم : بأنها ذات وزن خفيف ، وتخزن كميات كبيرة من الطاقة ، وتستمر فترة أطول .

استعمالاتها : تستعمل في الساعات والحواسيب و الجوالات وآلات التصوير للحفاظ على الزمن والتاريخ والذاكرة والاستعدادات الشخصية حتى عند إطفاء الجهاز.

✍ خلايا الوقود

خلية الوقود خلية جلفانية وتختلف خلايا الوقود عن البطاريات الأخرى ؛ لأنها تزود بالوقود باستمرار من مصدر خارجي.

تتركب من : الأنود / $2H_2 + 4OH \rightarrow 4H_2O + 4e^-$

الكاثود / $O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-$

وتمتاز أيضاً بأنها لا تنفذ مثل سائر البطاريات . **علل ؟**
(لأنها تزود بالوقود من مصدر خارجي)

استعمالاتها : السفن الفضائية ، الحافلات ، الطائرات .

وبسبب المصدر الخارجي فإن خلية الوقود لا تنفذ مثل سائر البطاريات ؛ حيث تستمر في إنتاج الكهرباء ما دام الوقود متوافر .

✍ التآكل

التآكل هو خسارة الفلز الناتج عن تفاعل أكسدة واختزال بين الفلز والمواد التي في البيئة.
مثل صدأ الحديد .

علل / - الصدأ عملية بطيئة ؟ (لأن قطرات الماء تحتوي على كمية قليلة من الأيونات وهي موصلة رديئة للكهرباء)

علل / الماء الذي يحوي كمية كبيرة من الأيونات يحدث فيه تآكل بسرعة أكبر ؟
(لأن التفاعل يحدث بسرعة أكبر (التآكل)

تقليل التآكل (عمل طلاء لعزل الماء والأيون)

كيفية حماية هيكل السفن (توصل كتل من الفلز مثل الماغنسيوم أو الألمنيوم أو التاتينيوم) بالهيكل الفولاذي

كيفية حماية أنابيب الحديد المدفونة يلف الماغنسيوم بواسطة اسلاك بالأنابيب فيتآكل الماغنسيوم بدلاً من الأنابيب.

الجلفنة هي طريقة أخرى لمنع التآكل ؛ إذ يتم بها تغليف الحديد بفلز أكثر مقاومة للتأكسد. مثل الألمنيوم والكروم.

طرائق الحماية من التآكل : الطلاء ، أو التغليف بفلز آخر ، أو استعمال أنود مضح.

الدرس الثالث : (3-4) التحليل الكهربائي

الفكرة الرئيسية يؤدي وجود مصدر كهربائي في التحليل الكهربائي إلى حدوث تفاعل غير تلقائي في الخلايا الكهروكيميائية.

عكس تفاعلات الأكسدة والاختزال

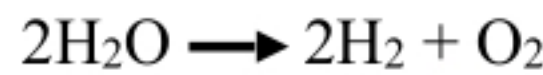
يؤدي وجود مصدر تيار كهربائي في التحليل الكهربائي إلى حدوث تفاعل غير تلقائي في الخلايا الكهروكيميائية .
التحليل الكهربائي هو استعمال الطاقة الكهربائية لإحداث تفاعل كيميائي.

خلية التحليل الكهربائي هي الخلية الكهروكيميائية التي يحدث فيها تحليل كهربائي .
فعند إعادة شحن بطارية ثانوية مثلاً فإنها تعمل عمل خلية تحليل كهربائي.

تطبيقات التحليل الكهربائي

تعمل خلايا التحليل الكهربائي على عكس ما يحدث في الخلايا الجلفانية حيث تستعمل الطاقة الكهربائية لإحداث تفاعل أكسدة واختزال غير تلقائي .

من الأمثلة الشائعة التحليل الكهربائي للماء الذي ينتج منه الهيدروجين ، ويحدث ذلك حسب التفاعل التالي



التحليل الكهربائي لمصهور NaCl

يمكن أن يحل مصهور كلوريد الصوديوم إلى فلز الصوديوم وغاز الكلور . وتحدث هذه العملية في حجرة خاصة تعرف بـ **خلية داون Down's cell** .

الأنود / يتأكسد أيون الكلوريد إلى غاز الكلور $2\text{Cl}^-_{(l)} \rightarrow \text{Cl}_{2(g)} + 2e^-$

الكاثود / تختزل أيونات الصوديوم إلى فلز الصوديوم $2\text{Na}^+_{(l)} + 2e^- \rightarrow 2\text{Na}_{(l)}$

التفاعل الكلي لخلية داون $2\text{Na}^+_{(l)} + 2\text{Cl}^- \rightarrow 2\text{Na}_{(l)} + \text{Cl}_{2(g)}$

التحليل الكهربائي لماء البحر

يتم تحليل ماء البحر وهو محلول مائي لكلوريد الصوديوم - بواسطة التحليل الكهربائي .

الأنود / احتمال حدوث تفاعلين وهما تأكسد أيونات الكلوريد ، أو تأكسد الأكسجين في جزيئات الماء .

الكاثود / احتمال حدوث تفاعلين وهما اختزال أيونات الصوديوم ، أو الهيدروجين في جزيئات الماء .

إنتاج الألومنيوم

كان فلز الألومنيوم ذا قيمة أكثر من الذهب . ويمكن الحصول على فلز الألومنيوم بطريقة هول - هيروليت .

طريقة هول - هيروليت: التحليل الكهربائي لأكسيد الألومنيوم المستخلص من خام البوكسيت $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

الأنود / تتأكسد أيونات الأكسيد

الكاثود / تختزل أيونات الألومنيوم $2\text{O}^{2-}_{(aq)} \rightarrow \text{O}_{2(g)} + 4e^-$

تنقية الخامات $\text{Al}^{3+}_{(l)} + 3e^- \rightarrow \text{Al}_{(l)}$

يستعمل التحليل الكهربائي لتنقية الفلزات ومنها النحاس .

الطلاء بالكهرباء .

يمكن طلاء الأشياء كهربائياً بفلز مثل الفضة بطريقة تشبه طريقة تنقية النحاس . وتستعمل فلزات أخرى للطلاء

الكهربائي مثل تلك في مجوهرات الذهب والفضة ، وكذلك طلاء السيارات بالنيكل ثم الكروم لمقاومة التآكل .



مذكرات دراسية - ملخصات - فيديوهات
أسئلة - معلومات كيميائية

كيمياء المرحلة الثانوية - مسارات
الاختبار التحصيلي - كفايات المعلمين

 Chemistry3311

 Chemistry3311

 Chemistry3311

 كيمياء 3311

الحقوق محفوظة

للأستاذ / هاري محمد المالك

