تم تحميل وعرض المادة من :

موقع واجباتي
www.wajibati.net

موقع واجباتي منصة تعليمية تساهم بنشر حل المناهج الدراسية
بشكل متميز لترتقي بمجال التعليم على الإنترنت ويستطيع الطلاب
تصفح حلول الكتب مباشرة لجميع المراحل التعليمية المختلفة

GET IT ON Google Play

Download on the App Store

حمل التطبيق من هنا

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 متوسطه الحجم.

التي تتراوح اقطارها بين 1nm – 1000nm ولا تترسب .

- تصنف المخاليط الغروية حسب الحالة الفيزيائية لكل من الجسيمات المنتشرة ووسط الانتشار .

- تسمى المادة الأكثر توافر في المخلوط وسط الانتشار ، والأخرى الجسيمات المنتشرة .

- لا تترسب الجسيمات المنتشرة في المخاليط الغروية لوجود مجموعات مشحونة قطبية (إلكتروليتية) 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 عنيفة.

تأثير تندال ظاهرة في المحاليل التي عدد جسيماتها قليل جدًا إلا انها تعمل على تشتيت الضوء.

- تظهر المخاليط الغروية و المعلقة تاثير تندال .

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

- أمثلة على أنواع المخاليط الغروية جدول 1-1

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

✍ 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 2-1

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

مقارنة بين خصائص المخلوط المعلق والمخلوط الغروي والمحلول

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

الدرس (2-1) تركيز المحلول

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

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

يعبر عن التركيز وصفيّاً وكميّاً

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 .	= كتلة المذاب / كتلة المحلول x 100
النسبة المئوية بدلالة الحجم	نسبة حجم المذاب إلى حجم المحلول ويعبر عنها بنسبة مئوية .	= حجم المذاب / حجم المحلول x 100
المولارية (التركيز المولاري)	عدد مولات المذاب الذائبة في لتر من المحلول.	= عددمولات المذاب / حجم المحلول باللتر
المولالية (التركيز المولالي)	عدد مولات المذاب الذائبة في 1Kg من المذيب.	= عدد مولات المذاب / كتلة المذيب kg
الكسر المولي x	نسبة عدد مولات المذاب او المذيب في المحلول الى عدد المولات الكلية للمذيب و المذاب.	= عدد مولات المذاب أو المذيب / عدد مولات المذاب + عدد مولات المذيب

حساب عدد المولات من العلاقة الرياضية

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

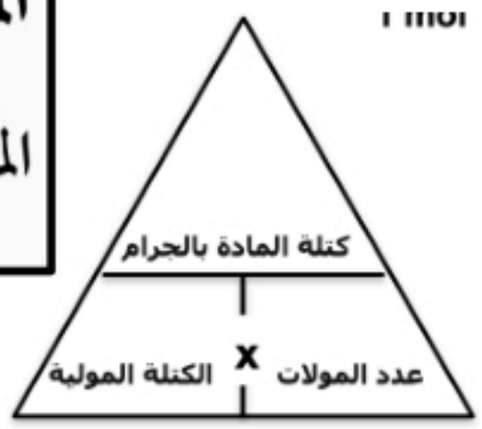
النسبة المئوية بدلالة الكتلة $= \frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{كتلة المحلول}} \times 100$

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 و X_B يمثلان الكسر المولي لكل مادة.

n_A و n_B يمثلان عدد مولات كل مادة.

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

✍ معادلة التخفيف

معادلة التخفيف

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

M = المولارية

V = الحجم

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 (3-1) العوامل المؤثرة في الذوبان

الفكرة الرئيسة 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 الايونية في الماء فالجبس 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 التميه (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 مشبعاً 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 اكبر 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) تناسبا طرديا 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 ثابتًا عند درجة حرارة معينة.

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

الدرس الرابع (4-1) الخواص الجامعة للمحاليل

الفكرة الرئيسة 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 إلكتروليتية 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.

- تاثير 1mol من كل المواد المذابة المتاينة NaCl و Na_2SO_4 و $AlCl_3$ يزداد الضغط البخاري بسبب تزايد أعداد الايونات التي ينتجها كل من هذه المواد في محلولها.

$NaCl \longrightarrow Na^+ + Cl^-$ عدد الأيونات التي ينتجها = ٢

$Na_2SO_4 \longrightarrow 2Na^+ + SO_4^{-2}$ عدد الأيونات التي ينتجها = ٣

$AlCl_3 \longrightarrow Al^{+3} + 3Cl^-$ عدد الأيونات التي ينتجها = ٤

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 المولالي

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 المولالي لمحلول ما فيمكنك حساب **ΔT_b** و **ΔT_f** اعتمادا على عدد الجسيمات في المحلول .

حدد الارتفاع في درجة الغليان و الانخفاض في درجة التجمد ثم اضف **ΔT_b** إلى درجة الغليان و اطرح **ΔT_f** من درجة التجمد.

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

تلعب الخاصية الاسموزية دوراً مهما 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 الاسموزي 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 زلِق .

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 .

$$Zn_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

- 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.

$$NaHCO_{3(s)} + CH_3COOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)}$$

✍ 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 التأين الذاتي

$$\underset{\text{جزيئا ماء}}{H_2O_{(l)}} + \underset{\text{جزيئا ماء}}{H_2O_{(l)}} \rightleftharpoons \underset{\text{أيون الهيدرونيوم}}{H_3O^+_{(aq)}} + \underset{\text{أيون الهيدروكسيد}}{OH^-_{(aq)}}$$

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 للتأين الذاتي:

$$H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

✍ 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.

احماض وقواعد ارهينيوس

$$NaOH_{(s)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \qquad HCl_{(g)} \rightarrow H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

وعلى الرغم من ان نموذج ارهينيوس يفسر الكثير من المحاليل الحمضية والقاعدية، إلا آنه 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 .

$$\underset{\text{حمض}}{HX_{(aq)}} + \underset{\text{قاعدة}}{H_2O_{(l)}} \rightleftharpoons \underset{\text{حمض مرافق}}{H_3O^+_{(aq)}} + \underset{\text{قاعدة مرافقة}}{X^-_{(aq)}}$$

✍ 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^-

$$\underset{\text{حمض}}{HF_{(aq)}} + \underset{\text{قاعدة}}{H_2O_{(l)}} \rightleftharpoons \underset{\text{حمض مرافق}}{H_3O^+_{(aq)}} + \underset{\text{قاعدة مرافقة}}{F^-_{(aq)}}$$

✍ الأمونيا - قاعدة برونستد - لوري

جزيء الأمونيا NH_3 يستقبل أيون NH_4^+ فإن الأمونيا تصنف الأمامي.

✍ الماء - حمض وقاعدة برونستد - لوري

$$\underset{\text{قاعدة}}{NH_{3(aq)}} + \underset{\text{حمض}}{H_2O_{(l)}} \rightleftharpoons \underset{\text{حمض مرافق}}{NH_4^+{}_{(aq)}} + \underset{\text{قاعدة مرافقة}}{OH^-_{(aq)}}$$

الماء يسلك سلوك القواعد عند التفاعل مع HF ، ويسلك سل

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 البروتين

أمثلة : حمض البيروكلوريك $HClO_4$ ، وحمض النيتريك HNO_3 ، وحمض الهيدروبروميك HBr ، وحمض الإيثانويك (حمض الخل) CH_3COOH ..

✍ الأحماض المتعددة البروتونات

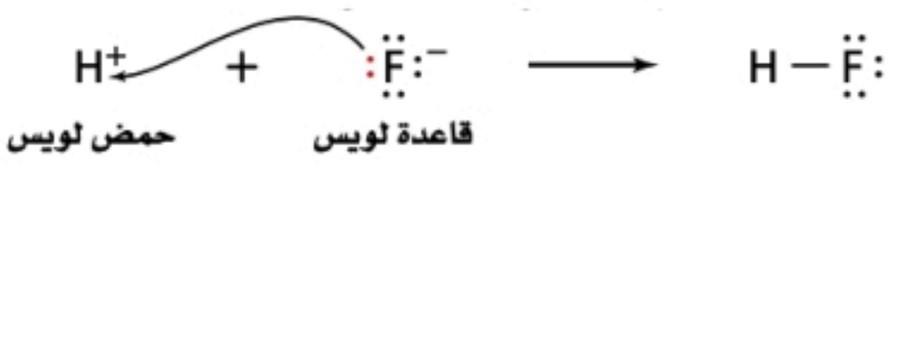
تمنح بعض الأحماض أكثر من أيون هيدروجين **أمثلة :** حمض الكبريتيك H_2SO_4 وحمض الكربونيك H_2CO_3 ، حمض الفوسفوريك H_3PO_4 وحمض البوريك H_3BO_3 .

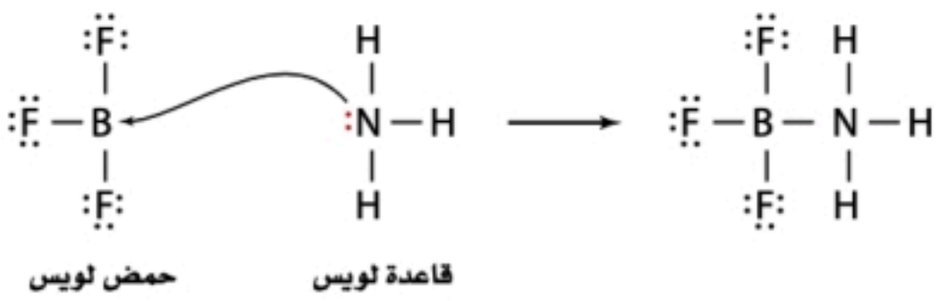
✍ نظرية لويس

حمض لويس مادة مستقبلة لزوج من الإلكترونات . **قاعدة لويس** مادة مانحة لزوج من الإلكترونات.

مانحات ومستقبلات ازواج الالكترونات

أمثلة : تفاعل تكوين جزيء HF ، تفاعل فلوريد البورون HF_3 مع الأمونيا NH_3





ملخص النظريات الثلاث للأحماض والقواعد

الجدول 2-2 ملخص النظريات الثلاث للأحماض والقواعد

النظرية	تعريف الحمض	تعريف القاعدة
أرهينيوس	منتج H^+	منتج OH^-
برونستد – لوري	مانح H^+	مستقبل H^+
لويس	يستقبل زوجًا من الإلكترونات	يمنح زوجًا من الإلكترونات

✍ يعد تفاعل SO_3 مع MgO مهمًّا

لأنه ينتج بلورات من ملح كبريتات الماغنسيوم، تعرف باسم ملح إبسوم $MgSO_4 .7H_2O$

ولهذا الملح استعمالات كثيرة، منها تخفيف آلام العضلات، وهو مغذٍّ للنباتات .

اذا 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.

✍ الانهيدريدات

(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 الرئيسة: تتأين الأحماض والقواعد القويه في المحاليل تأيناً تاماً بينما تتأين الأحماض والقواعد الضعيفة في المحاليل تأيناً جزئياً.

الأحماض القوية هي الأحماض التي تتأين كلياً في المحلول وتوصل الكهرباء جيداً.
أمثلة HCl, HNO_3, H_2SO_4
الأحماض الضعيفة هي الأحماض التي تتأين جزئياً وتوصيلها للكهرباء ضعيف.
أمثلة HF , CH_3COOH , H_2CO_3

معادلات التأين للأحماض القوية والضعيفة

✍ قوة الحمض ونظرية برونستد - لوري

انظر جدول 3-2 (الكتاب ص 67)

$$HX_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + X^-_{(aq)}$$
حمض — قاعدة — حمض مرافق — قاعدة مرافقة

$$HY_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + Y^-_{(AQ)}$$
حمض — قاعدة — حمض مرافق — قاعدة مرافقة

- القاعدة المرافقة للحمض القوي تأين كلي أقوى من القاعدة الأصلية في الحمض الضعيف تأين جزئي ونات الهيدروجين .

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 كميًّا لقوة الحمض .

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

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

(راجع المسائل التدريبية الكتاب ص 69)

✍ **جدول ثوابت تأين الأحماض الضعيفة**

انظر جدول 4-2 (الكتاب ص 69)

✍ 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 كليًّا 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 $NaOH_{(s)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$ ن القواعد القوية ، لأن كل ما يذوب منها يتأين كليّاً.

✍ **جدول معادلات تأين الأحماض القوية**

القواعد الضعيف $Ca(OH)_{2(s)} \rightleftharpoons Ca^{2+}_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)}$ $K_{sp} = 6.5 \times 10^{-6}$

✍ **جدول معادلات التأين للقواعد القوية**

جدول ثابت التأين لبعض القواعد **انظر جدول 5-2 (الكتاب ص 70)**

ثابت تأين القاعدة Kb قيمة تعبر عن ثا... **انظر جدول 6-2 (الكتاب ص 71)**

وكلما صغرت قيمة Kb كانت القاعدة أض...

(راجع المسائل التدريبية الكتاب ص 71)

- تعد قيمة ثابت تأين الحمض الضعيف Ka أو ثابت تأين القاعدة الضعيفة Kb مقياس لقوة الحمض أو القاعدة .

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

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

✍ ثابت تأين الماء k_w

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

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 $[H^+]$ تركيز أيون الهيدروجين.

و $[OH^-]$ تركيز أيون الهيدروكسيد.

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

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

Kw ومبدأ لوتشاتلييه

حاصل ضرب H^+ و OH^- يساوي دائما 1.0×10^{-14} عند درجة حرارة 298 K

يعبر الكيميائيون عن تركيز أيونات الهيدروجين باستعمال تدريج الرقم الهيدروجيني pH

(راجع المسائل التدريبية الكتاب ص 73)

✍ الرقم الهيدروجيني pH

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

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

يمثّل $[H^+]$ تركيز أيون الهيدروجين

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

قيمة pH لمحلول ما تساوي سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروجين.

✍ الرقم الهيدروكسيدي POH

$$pOH = -\log [OH^-]$$

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

الرقم الهيدروكسيدي POH

$[OH^-]$ يمثل تركيز أيون الهيدروكسيد

$$pOH = -\log [OH^-]$$

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)

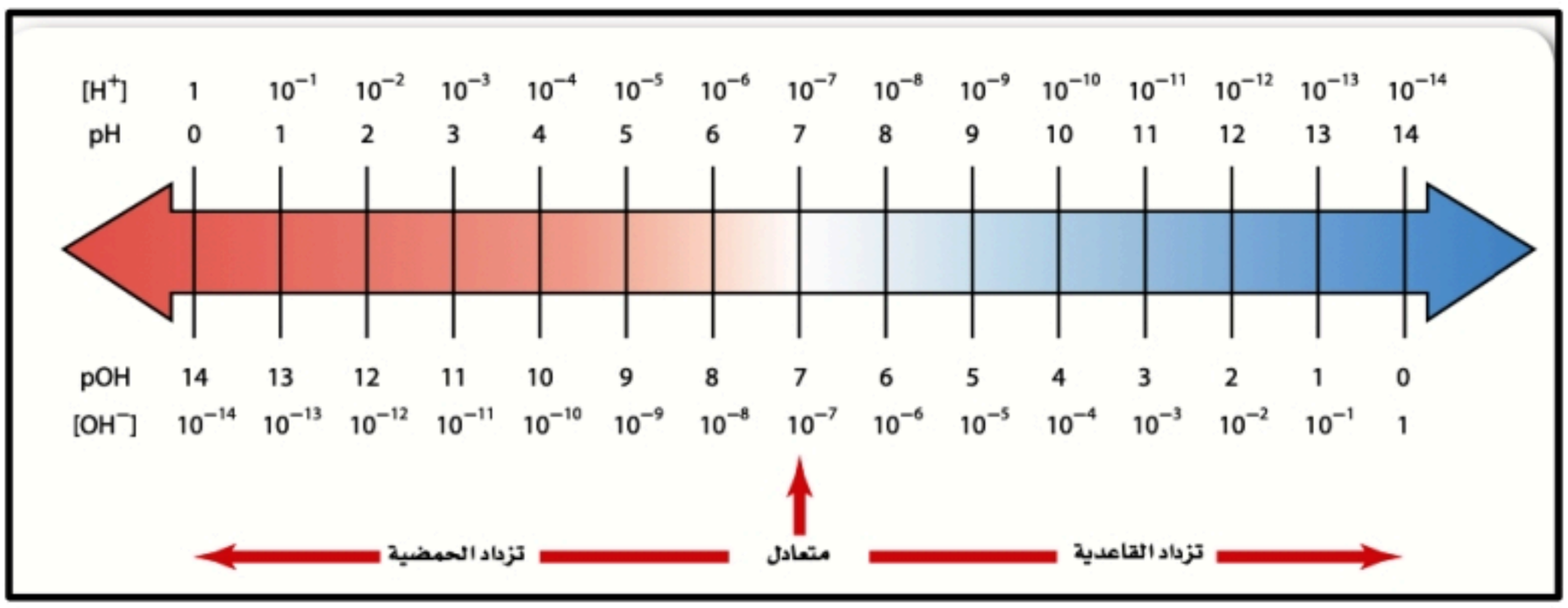
(راجع المسائل التدريبية الكتاب ص 76)

✍ حساب تركيز الايونات من قيم pH أو pOH

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

(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: (4-2) التعادل

الفكرة الرئيسة: يتفاعل الحمض مع القاعدة في تفاعل التعادل لينتجا 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 إحلالًا مزدوجًا .

كتابة معادلات التعادل ماء + ملح ← حمض + قاعدة

$$Mg(OH)_{2(aq)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow MgCl_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)}$$

$$HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

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:

$$H_2SO_{4(aq)} + 2NaOH_{(aq)} \rightarrow Na_2SO_{4(aq)} + 2H_2O_{(l)}$$

1. 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

2. تستطيع أن تعرف من المعادلة أن نسبة مولات NaOH إلى H_2SO_4 هي 1:2، أي أنه يتطلب 2 mol NaOH لتعادل 1 mol H_2SO_4

$$mol\ H_2SO_4 = mol\ NaOH \times \frac{1\ mol\ H_2SO_4}{2\ mol\ NaOH}$$

3. 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 6-2 في الصفحة الآتية.

(راجع المسائل التدريبية الكتاب ص 86)

(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 .

$$KF_{(s)} \rightarrow K^{+}_{(aq)} + F^{-}_{(aq)}$$

✍ الأملاح التي تنتج محاليل حمضية

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

$$NH_4Cl_{(s)} \rightarrow NH_4{}^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$$

✍ الأملاح التي تنتج محاليل متعادلة

مثال / ملح نترات الصوديوم $NaNO_3$ يكون متعادلًا
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 (1-4) الأكسدة والاختزال

الفكرة الرئيسة يعد تفاعلا 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: $2KBr_{(aq)} + Cl_{2(aq)} \rightarrow 2KCl_{(aq)} + Br_{2(aq)}$

المعادلة الكلية: $2Br^-_{(aq)} + Cl_{2(aq)} \rightarrow Br_{2(aq)} + 2Cl^-_{(aq)}$

✍ الأكسدة والاختزال

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

Na الصوديوم تأكسد لأنه فقد إلكترون . التأكسد: $Na \rightarrow Na^+ + e^-$

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

Cl_2 الكلور اختُزِل لأنه اكتسب الكترون . الاختزال: $Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$

- 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 الآلكترونات 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) .

أكسدة

$2K_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2KCl_{(s)}$

اختزال

العامل المختزل: K

العامل المؤكسد: Cl_2

الجدول 3-1 ملخص تفاعلات الأكسدة والاختزال

العملية	e^- انتقال الإلكترونات
الأكسدة	
• المادة المتفاعلة تفقد إلكترونًا.	• X يفقد إلكترونًا.
• يتأكسد العامل المختزل.	• X عامل مختزل ويتأكسد.
• يزيد عدد التأكسد.	• يزيد عدد التأكسد للمادة X.
الاختزال	
• المادة المتفاعلة الأخرى تكتسب إلكترونًا.	• Y يكتسب إلكترونًا.
• يختزل العامل المؤكسد.	• Y العامل المؤكسد يُختَزل.
• يقلّ عدد التأكسد.	• يقلّ عدد التأكسد للمادة Y.

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

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$$

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 (اختُزل).

ويعتمد ذلك على الكهروسالبية للذرات .

الكهروسالبية

*تدرج الكهروسالبية في الجدول الدوري.

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

(في المجموعة) / **تقل** كلما نزلنا من الاعلى الى 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 **الاقل** كهروسالبية تتأكسد بفقدها الكترونات للذرة الأعلى كهروسالبية.

$$\overbrace{N_{2(g)} + 3H_{2(g)}}^{\text{اختزلت (اكتساب } e^-\text{)}} \rightarrow \underbrace{2NH_{3(g)}}_{\text{تأكسدت (فقد } e^-\text{)}}$$

✍ تطبيقات وتدريبات على تحديد تفاعلات الأكسدة والاختزال

تدريب١/ بين في التفاعلات التالية أيها اكسدة وأيها اختزال ؟

a. $I_2 + 2e \rightarrow 2I^-$ اختزال

b. $K \rightarrow K^+ + e$ أكسدة

c. $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e$ أكسدة

d. $Ag^+ + e \rightarrow Ag$ اختزال

تدريب٢/ حدد العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل التالي؟

$$Fe + 2Ag^+ \rightarrow Fe^{2+} + 2Ag$$

العامل المؤكسد Ag^+ العامل المختزل Fe

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

(راجع المسائل التدريبية الكتاب صفحة 109)

✍ تحديد أعداد التأكسد

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

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

$\underline{Al}PO_4$ $Al + \underline{P} + O_4$ $(+3*1) + X + (-2*4) = 0$ $3 + X - 8 = 0$ $X - 5 = 0$ $X = +5$	$\underline{As}O_4^{3-}$ $As + (-2*4) = -3$ $As - 8 = -3$ $As = -3 + 8$ $As = +5$	$\underline{Cr}O_4^{2-}$ $Cr + (-2*4) = -2$ $Cr - 8 = -2$ $Cr = -2 + 8$ $Cr = +6$
$\underline{N_2}H_4$ $2N + (+1*4) = 0$ $2N + 4 = 0$ $2N = -4$ $N = -2$	$K\underline{Cl}O_3$ $(+1*1) + Cl + (-2*3) = 0$ $1 + Cl - 6 = 0$ $Cl - 5 = 0$ $Cl = +5$	$\underline{S}O_3^{2-}$ $S + (-2*3) = -2$ $S - 6 = -2$ $S = -2 + 6$ $S = +4$
$K_2\underline{Cr_2}O_7$ $(+1*2) + 2Cr + (-2*7) = 0$ 2 $2 + 2Cr - 14 = 0$ $Cr - 12 = 0$ $2Cr = +12$ $Cr = +6$	$\underline{Mn}O_4^-$ $Mn + (-2*4) = -1$ $Mn - 8 = -1$ $Mn = -1 + 8$ $Mn = +7$	$Li_2\underline{S}O_3$ $(+1*2) + S + (-2*3) = 0$ $2 + S - 6 = 0$ $S - 4 = 0$ S $S = +4$

(راجع المسائل التدريبية الكتاب صفحة 111)

✍ أعداد التأكسد في تفاعلات الأكسدة والاختزال

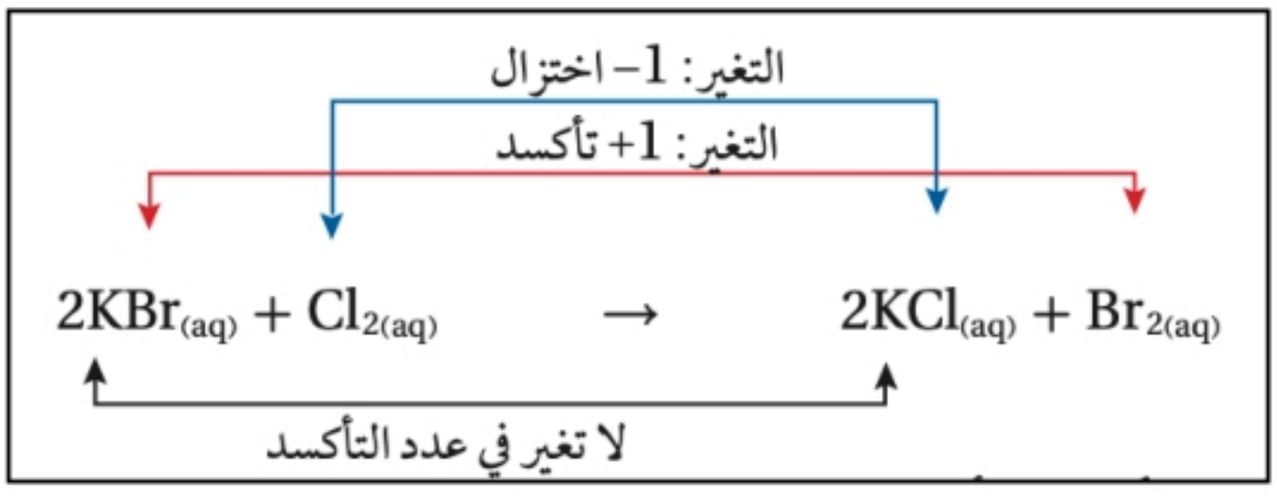
بعد دراسة أعداد التأكسد يجب عليك الربط بين تفاعلات الأكسدة والاختزال والتغير في عدد التأكسد.

لاحظ في هذا التفاعل التغير في أعداد التأكسد للذرات

$$2KBr_{(aq)} + Cl_{2(aq)} \rightarrow 2KCl_{(aq)} + Br_{2(aq)}$$

ولا تنسى مفهوم الأكسدة والاختزال الذي درسته سابقاً

الأكسدة (فقد إلكترونات وزيادة في عدد الأكسدة) و**الاختزال** (اكتساب إلكترونات وتناقص في عدد الأكسدة).



الدرس الثاني (2-4) وزن معادلات الأكسدة والاختزال

الفكرة الرئيسة تصبح معادلات الاكسدة 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 اعداد التأكسد	طريقة نصف التفاعل
١- حدّد أعداد التأكسد لجميع الذرات في المعادلة .	١- حدّد أعداد التأكسد لجميع الذرات في المعادلة .
٢- حدّد الذرات التي تأكسدت والذرات التي اختزلت .	٢- حدّد الذرات التي تأكسدت والذرات التي اختزلت ، ثم اكتب نصفي تفاعل الأكسدة والاختزال للمعادلة الكلية .
٣- حدّد التغير في عدد التأكسد للذرات التي تأكسدت والذرات التي اختزلت .	٣- زن الذرات والشحنات في كل نصف تفاعل .
٤- اجعل التغير في أعداد التأكسد متساويًا في القيمة ، وذلك بضبط المعاملات في المعادلة . (عدد الإلكترونات المفقودة = عدد الإلكترونات المكتسبة)	٤- اجعل التغير في أعداد التأكسد متساويًا في القيمة ، وذلك بأن يكون عدد الإلكترونات المفقودة في نصف الأكسدة = عدد الإلكترونات المكتسبة في نصف الاختزال .
٥- وزن الأكسجين إن وجد .	٥- وزن الأكسجين إن وجد في كل نصف تفاعل لوحده .
٦- وزن الهيدروجين إن وجد حسب الوسط (حمضي، قاعدي).	٦- وزن الهيدروجين إن وجد حسب الوسط (حمضي ، قاعدي) في كل نصف تفاعل لوحده .
٧- استعمل الطريقة التقليدية في وزن المعادلة الكيميائية الكلية، إذا كان ذلك ضرورياً.	٧- اجمع نصفي تفاعل الأكسدة والاختزال .
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 (1-4) الخلايا الجلفانية

الفكرة الرئيسية تحدث الأكسدة في الخلايا الجلفانية عند الآنود(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.

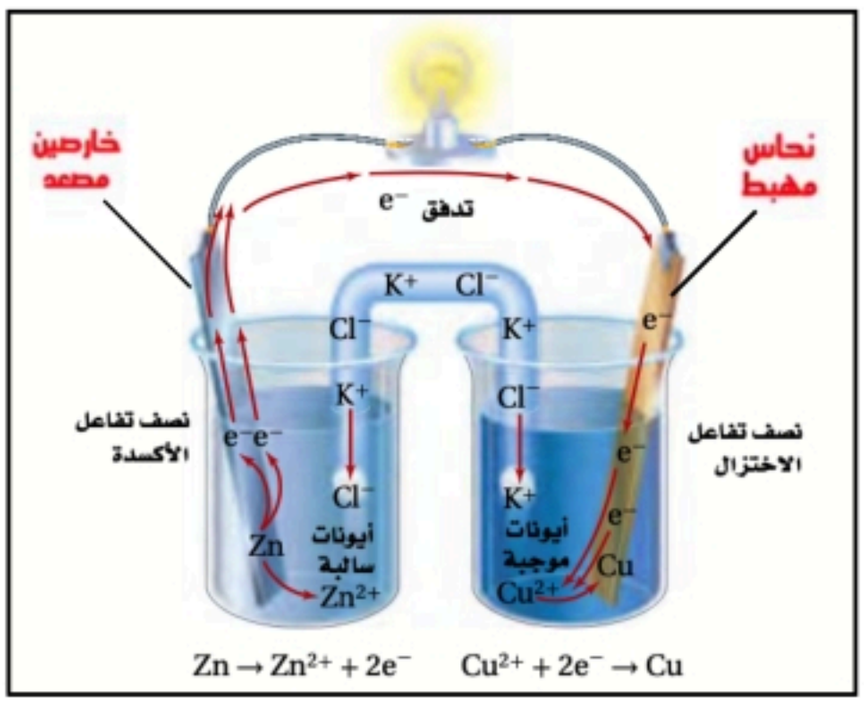
تفاعلات الأكسدة والاختزال تتضمن انتقال الإلكترونات من المواد المتأكسدة إلى المواد المختزلة .

مـــثال

$$Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$$

نصف تفاعل الأكسدة $Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2e$

نصف تفاعل الاختزال $Cu^{2+}_{(aq)} + 2e \longrightarrow Cu_{(s)}$



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

وتتركب من أنبوب يحوي محلولاً موصلاً 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 إليساندرو 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 الآنود 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 H_2 في المحلول عند ضغط 1atm ، ودرجة حرارة 25 ° C ،
وتعرف هذه الظروف بالظروف القياسية (STP) .
فرق الجهد لقطب الهيدروجين القياسي المسمى جهد الاختزال القياسي $E°_{H_2}$ مساويا 0.000V

$$2H^+ + 2e^- \underset{\text{الأكسدة}}{\overset{\text{الاختزال}}{\rightleftharpoons}} H_2 \qquad E°_{H_2} = 0.000V$$

✍ تحديد جهود اختزال الخلية الكهروكيميائية

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

$$H_{2(g)} + Cu^{+2}{}_{(aq)} \longrightarrow 2H^+{}_{(aq)} + Cu_{(s)}$$

مقارنة قطب النحاس Cu بقطب الهيدروجين

$E°_{Cu} = +0.342\ V$ رمز الخلية : $H_2 \mid H^+ \parallel Cu^{2+} \mid Cu$

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

$$Zn_{(aq)} + 2H^+{}_{(aq)} \longrightarrow Zn^{+2}{}_{(s)} + + H_{2\,(g)}$$

$E°_{Zn} = -0.762V$ رمز الخلية : $Zn \mid Zn^{2+} \parallel H^+ \mid H_2$

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.

مـــثال

نصف تفاعل الأكسدة $Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{2+}{}_{(aq)} + 2e$

نصف تفاعل الاختزال $Cu^{2+}{}_{(aq)} + 2e \longrightarrow Cu_{(s)}$

التفاعل الكلي $Zn_{(s)} + Cu^{2+}{}_{(aq)} \longrightarrow Zn^{2+}{}_{(aq)} + Cu_{(s)}$

رمز الخلية : $Zn / Zn^{2+} \ // \ Cu^{2+} / Cu$

معادلة جهد الخلية

$E^{o}_{cell} = E^{o}_{cathod} - E^{o}_{anode}$

معادلة جهد الخلية

$$E^0_{cell} = E^0_{cathode} - E^0_{anode}$$

E^0_{cell} تمثل الجهد الكلي القياسي للخلية.

$E^0_{cathode}$ تمثل جهد نصف الخلية القياسي لتفاعل الاختزال.

E^0_{anode} تمثل جهد نصف الخلية القياسي لتفاعل التأكسد.

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

يقاس جهد القطب تحت الظروف القياسية وهي 25C° 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 جهدا موجبًا 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 تلقائيًا.

✍ جهود نصف الخلية

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

ملاحظة هامة / سيحدث نصف التفاعل الذي له **جهد اختزال أقل** قي 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 .

تدريب١ : احسب جهد الخلية القياسي للتفاعل $I_2 + Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2I^-$

اذا علمت ان قيم جهود الاختزال القياسية هي:

$E^o_{I_2 \mid I^-} = +0.536\ V$, $E^o_{Fe \mid Fe^{2+}} = -0.447\ V$

الحل: $E^o_{cell} = E^o_{cathode} - E^o_{anode}$

$^{-}E^o_{cell} = E^o_{I2|I} - {}^{+}E^o_{Fe|Fe^2}$

$E^o_{cell} = +0.536\ V - (-0.447\ V)$

$E^o_{cell} = +0.536\ V + 0.447\ V$

$E^o_{cell} = +0.983\ V$ التفاعل تلقائي

تدريب٢ : احسب جهد الخلية القياسي للتفاعل $Sn + Cu^{2+} \rightarrow Sn^{2+} + Cu$

اذا علمت ان قيم جهود الاختزال القياسية كالتالي

$E^o_{Sn \mid Sn^{+2}} = -0.1375\ V$, $E^o_{Cu^{+2} \mid Cu} = +0.3419\ V$

الحل : $E^o_{cell} = E^o_{cathode} - E^o_{anode}$

$E^o_{cell} = E^o_{Cu^{+2} \mid Cu} - E^o_{Sn \mid Sn^{+2}}$

$E^o_{cell} = +0.3419\ V - (-0.1375V)$

$E^o_{cell} = +0.3419\ V + 0.1375\ V$

$E^o_{cell} = +0.4794\ V$ التفاعل تلقائي

الدرس الثاني :(2-4) البطاريات

الفكرة الرئيسة : 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 حافظة من الخارصين . وهذه العجينة خليط من كلوريد الخارصين و أكسيد المنجنيز و كلوريد الامونيوم و الماء .

تتركب من : الأنود / حافظة الخارصين في الخلية $Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

الكاثود / عمود الكربون أو الجرافيت في مركز الخلية

$$2NH_4^+{}_{(aq)} + 2MnO_{2\,(s)} + 2e^- \longrightarrow Mn_2O_{3\,(s)} + 2NH_{3\,(aq)} + (H_2O_{(l)}$$

✍ 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 .

$$Zn_{(s)} + 2OH^-_{(aq)} \longrightarrow ZnO_{(s)} + H_2O_{(l)} + 2e^-$$

الكاثود / مخلوط من هيدروكسيد البوتاسيوم وثاني اكسيد المنجنيز .

$$MnO_{2\,(s)} + 2H_2O_{(l)} + 2e^- \longrightarrow MnOH_{2\,(s)} + 2OH^-_{(aq)}$$

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

✍ بطاريات الفضة

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

تتركب من : الأنود / $Zn_{(s)} + 2OH^-_{(aq)} \longrightarrow ZnO_{(s)} + H_2O_{(l)} + 2e^-$

الكاثود / $Ag_2O_{(s)} + 2H_2O_{(l)} + 2e \longrightarrow 2Ag_{(s)} + 2OH^-_{(aq)}$

✍ 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 أحيانًا بطاريات التخزين ، من أمثلتها : بطارية السيارة والحاسوب المحمول .

بطارية نيكل - كاديوم

هي بطارية قابله للشحن وتسمى (بطارية NiCad) وتستعمل في الآت الحلاقة والآت التصوير الرقمية

تتركب من : الأنود / $Cd_{(s)} + 2OH^-_{(aq)} \longrightarrow Cd(OH)_{2\ (s)} + 2e^-$

الكاثود / $NiO(OH)_{\ (s)} + H_2O_{\ (l)} + 2e \longrightarrow Ni(OH)_{2\ (s)} + OH^-_{(aq)}$

✍ بطاريات تخزين المركم 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 .

$Pb_{(s)} + SO_4^{-}{}_{(aq)} \longrightarrow PbSO_{4\ (s)} + 2e^-$

الكاثود/ شبكة واحدة من الرصاص المملوءة بأكسيد الرصاص .

$PbO_{2\ (s)} + 4H^+_{(aq)} + SO_4^{-2}{}_{(aq)} + 2e \longrightarrow 2PbSO_{4\ (s)} + 2H_2O_{(l)}$

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 الأخر -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 / $2H_2 + 4OH \longrightarrow 4H_2O + 4e$

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

وتمتاز أيضاً بأنها لا تنفد مثل سائر البطاريات . علل ؟

(لأنها تزود بالوقود من مصدر خارجي)

استعمالاتها : السفن الفضائية , الحافلات , الطائرات .

وبسبب المصدر الخارجي فإن خلية الوقود لا تنفد 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 اكبر (التآكل)

تقليل التآكل (عمل طلاء لعزل الماء والأيون)

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

كيفية حماية أنابيب الحديد المدفونة يلف الماغنسيوم بواسطة اسلاك بالأنابيب فيتآكل الماغنسيوم بدلا 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 آنود مضح.

الدرس الثالث : (3-4) التحليل الكهربائي

الفكرة الرئيسة 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 مثلا 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

$$2H_2O \longrightarrow 2H_2 + O_2$$

✍ التحليل الكهربائي لمصهور NaCl

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

الآنود / يتأكسد أيون الكلوريد إلى غاز الكلور $2Cl^-_{(l)} \longrightarrow Cl_{2(g)} + 2e^-$

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

التفاعل الكلي لخلية داون $2Na^+_{(l)} + 2Cl^- \longrightarrow 2Na_{(l)} + Cl_{2(g)}$

✍ التحليل الكهربائي لماء البحر

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

الآنود / 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 ـ هيروليت** .

طريقة هول ـ هيروليت: التحليل الكهربائي لأكسيد الألومنيوم المستخلص من خام البوكسايت $Al_2O_3.2H_2O$

الآنود / تتأكسد أيونات الأكسيد $2O^{2-}_{(aq)} \rightarrow O_{2(g)} + 4e^-$

الكاثود / تختزل أيونات الألومنيوم $Al^{3+}_{(l)} + 3e^- \rightarrow Al_{(l)}$

✍ تنقية الخامات

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 ـ ملخصات ـ فيديوهات
أسئلة ـ معلومات كيميائية

كيمياء المرحلة الثانوية - مسارات
الاختبار التحصيلي - كفايات المعلمين

Chemistry3311

Chemistry3311

Chemistry3311

كيمياء3311

الحقوق محفوظة

للأستاذ / هادي محمد المالكي