

تم تحميل وعرض المادة من



موقع مادتي هو موقع تعليمي يعمل على مساعدة المعلمين والطلاب وأولياء الأمور في تقديم حلول الكتب المدرسية والاختبارات وشرح الدروس والملخصات والتحاظير وتوزيع المنهج لكل المراحل الدراسية بشكل واضح وسهل مجاناً بتصفح وعرض مباشر أونلاين وتحميل على موقع مادتي

حمل تطبيق مادتي ليصلك كل جديد



# ملخص الكيمياء 3

ثالث ثانوي مسارات

الفصل الدراسي الاول

## 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 1nm – 1000nm 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 (إلكتروليتيية) 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 جداً إلا أنها تعمل على تشتيت الضوء.

- تظهر المخاليط الغروية و المعلقة تأثير تندال .

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 والمحلول

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

## 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 او 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 او المذيب في المحلول الى عدد المولات الكلية للمذيب و المذاب.	$\frac{\text{عدد مولات المذاب أو المذيب}}{\text{عدد مولات المذاب + عدد مولات المذيب}} =$

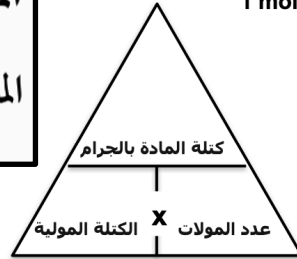
## حساب عدد المولات من العلاقة الرياضية

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

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

## المولالية

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



## المولارية

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

## الكسر المولي

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

$X_B$  و  $X_A$  يمثلان الكسر المولي لكل مادة.  
 $n_B$  و  $n_A$  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 الايونية 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<sub>hyd</sub>) 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) 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 ولكنها 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 Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> و AlCl<sub>3</sub> يزداد الضغط البخاري بسبب تزايد أعداد الأيونات التي ينتجها كل من هذه المواد في محلولها.



الارتفاع في درجة الغليان  $\Delta T_b$  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	
$\Delta T_b$ 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  $\Delta T_f$  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	
$\Delta T_f$ 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  $\Delta T_b$  و  $\Delta T_f$  اعتماداً على عدد الجسيمات في المحلول .  
حدد الارتفاع في درجة الغليان و الانخفاض في درجة التجمد ثم اضع  $\Delta T_b$  إلى درجة الغليان و اطرح  $\Delta T_f$  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 (2-1) 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 .

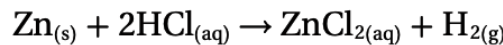
#### ✍️ الخواص الكيميائية

- التفاعل مع ورق تباع الشمس

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

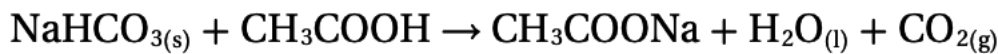
- تفاعل الأحماض مع الفلزات

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



- تفاعل الأحماض مع كربونات الفلزات أو البيكربونات

تتفاعل كربونات الفلزات  $\text{CO}_3^{2-}$  و كربونات الفلزات الهيدروجينية  $\text{HCO}_3^-$  مع محاليل الاحماض منتجة غاز ثاني اكسيد الكربون  $\text{CO}_2$  ، وينتج غاز  $\text{CO}_2$  الذي يسبب ظهور الفقاعات.



#### ✍️ أيونات الهيدرونيوم والهيدروكسيد

تحتوي المحاليل المائية جميعها على أيونات الهيدرونيوم  $\text{H}_3\text{O}^+$  وأيونات الهيدروكسيد  $\text{OH}^-$  .

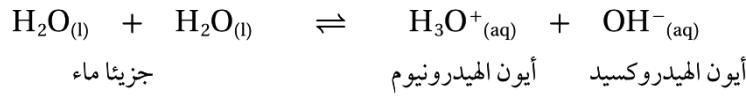
وتحدد الكميات النسبية من الأيونين ما إذا كان المحلول حمضيا أو قاعديا أو متعادلا .

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

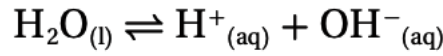
**المحلول القاعدي** يحتوي على أيونات هيدروكسيد أكثر من أيونات الهيدروجين (أو هيدرونيوم).

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

## عملية التآين الذاتي

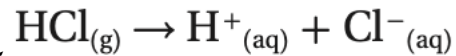
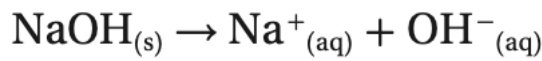


أيون الهيدرونيوم عبارة عن أيون هيدروجين مرتبط مع جزيء ماء برابطة تساهمية. ويمكن استعمال الرمزين وبالتبادل، أيّ وضع أحدهما مكان الآخر، كما تبين المعادلة المبسطة للتآين الذاتي:



## نظرية أرهينيوس

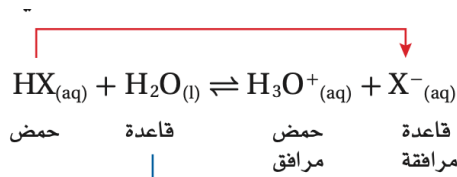
**الحمض** مادة تحتوي على الهيدروجين، وتتآين في المحاليل المائية منتجة أيونات الهيدروجين.  
**القاعدة** مادة تحتوي على مجموعة الهيدروكسيد، وتتفكك في المحلول المائي منتجة أيون الهيدروكسيد.  
**احماض وقواعد ارهينيوس**



وعلى الرغم من ان نموذج ارهينيوس يفسر الكثير من المحاليل الحمضية والقاعدية، إلا أنه لا يخلو من بعض السلبيات؛ فمثلا لا تحتوي الأمونيا  $\text{NH}_3$  وكربونات الصوديوم  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  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 .



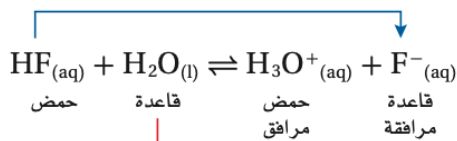
## المواد المانحة لأيون الهيدروجين والمواد المستقبلة له

**الحمض المرافق (المقترن)** هو المركب الكيميائي الذي ينتج عندما تسبب الحمض تآين جزيءه.  
**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

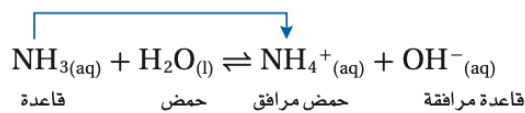
$\text{HF}$  في الماء، فلوريد الهيدروجين قاعدته المرافقة  $\text{F}^-$



## الأمونيا - قاعدة برونستد - لوري

جزيء الأمونيا  $\text{NH}_3$  يستقبل أيون  $\text{NH}_4^+$  فإن الأمونيا تصنف

الأمامي.



## الماء - حمض وقاعدة برونستد - لوري

الماء يسلك سلوك القواعد عند التفاعل مع  $\text{HF}$  ، 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  $\text{HClO}_4$  ، حمض النيتريك  $\text{HNO}_3$  ، وحمض الهيدروبروميك  $\text{HBr}$  ،  
 وحمض الإيثانويك ( حمض الخل )  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ..

## 📌 الأحماض المتعددة البروتونات

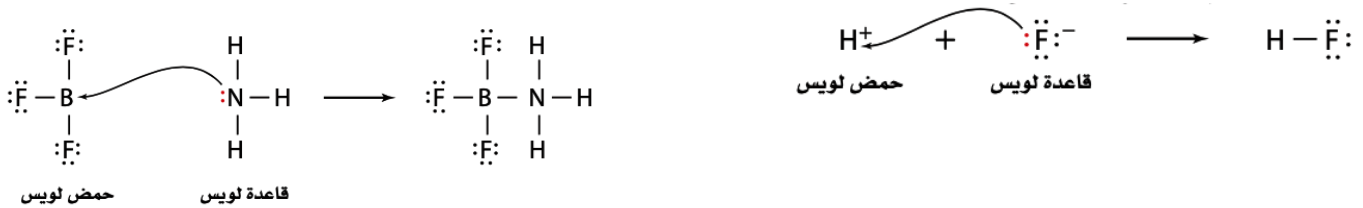
تمنح بعض الأحماض أكثر من أيون هيدروجين أمثلة : حمض الكبريتيك  $\text{H}_2\text{SO}_4$   
 وحمض الكربونيك  $\text{H}_2\text{CO}_3$  ، حمض الفوسفوريك  $\text{H}_3\text{PO}_4$  وحمض البوريك  $\text{H}_3\text{BO}_3$  .

## 📌 نظرية لويس

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

مانحات ومستقبلات أزواج الإلكترونات

أمثلة : تفاعل تكوين جزيء  $\text{HF}$  ، تفاعل فلوريد البورون  $\text{BF}_3$  مع الأمونيا  $\text{NH}_3$



## ملخص النظريات الثلاث للأحماض والقواعد

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

## 📌 يعد تفاعل $\text{SO}_3$ مع $\text{MgO}$ 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  $\text{SO}_3$  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  $\text{H}_2\text{CO}_3$  ، الذي يهطل مع المطر، ويتكون ماء المطر الحمضي .

## الدرس الثاني (2-2) قوة الأحماض والقواعد

**الفكرة الرئيسية:** تتأين الأحماض والقواعد القوية 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.



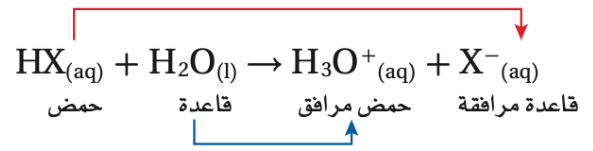
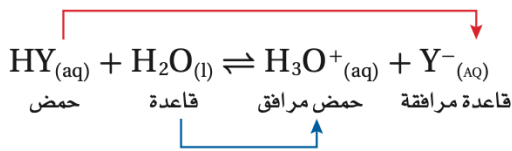
**الأحماض الضعيفة** هي الأحماض التي تتأين جزئياً وتوصيلها للكهرباء ضعيف.



معادلات التأين للأحماض القوية والضعيفة

### قوة الحمض ونظرية برونستد - لوري

انظر جدول 2-3 (الكتاب ص 67)



، ضعيفة

- القاعدة المر **الحمض 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  $K_{\text{eq}}$  قياساً كمياً لقوة الحمض .  
**حمض الهيدروسيانيك HCN** يستعمل في الصباغة والحفر على الفولاذ ، وتليينه .

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

( راجع المسائل التدريبية الكتاب ص 69 )

انظر جدول 2-4 (الكتاب ص 69)

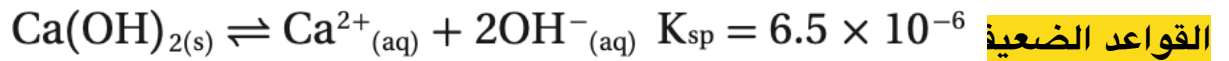
جدول ثوابت تأين الأحماض الضعيفة

### قوة القواعد

تطلق القواعد أيونات  $\text{OH}^-$  ويعتمد توصيل القاعدة للكهرباء على مقدار ما تنتجه من أيونات  $\text{OH}^-$  في المحلول المائي .  
**القواعد القوية** القاعدة التي تتحلل كلياً تعرف بأنها قاعدة قوية. منتجة أيونات فلزية وأيونات الهيدروكسيد .

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

جدول معادلات تأين الأحماض القوية



جدول معادلات التآين للقواعد القوية

انظر جدول 2-5 (الكتاب ص 70)

جدول ثابت التآين لبعض القواعد

انظر جدول 2-6 (الكتاب ص 71)

ثابت تأين القاعدة  $K_b$  قيمة تعبر عن ثابت التآين للقاعدة الضعيفة وكلما صغرت قيمة  $K_b$  كانت القاعدة أضعف (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  $K_w$**

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

**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 .

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

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

**Kw ومبدأ لوتشاتيليه**

حاصل ضرب  $H^+$  و  $OH^-$  يساوي دائما  $1.0 \times 10^{-14}$  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**

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

**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

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

يمثل  $[H^+]$  تركيز أيون الهيدروجين

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

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

$[OH^-]$  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 )

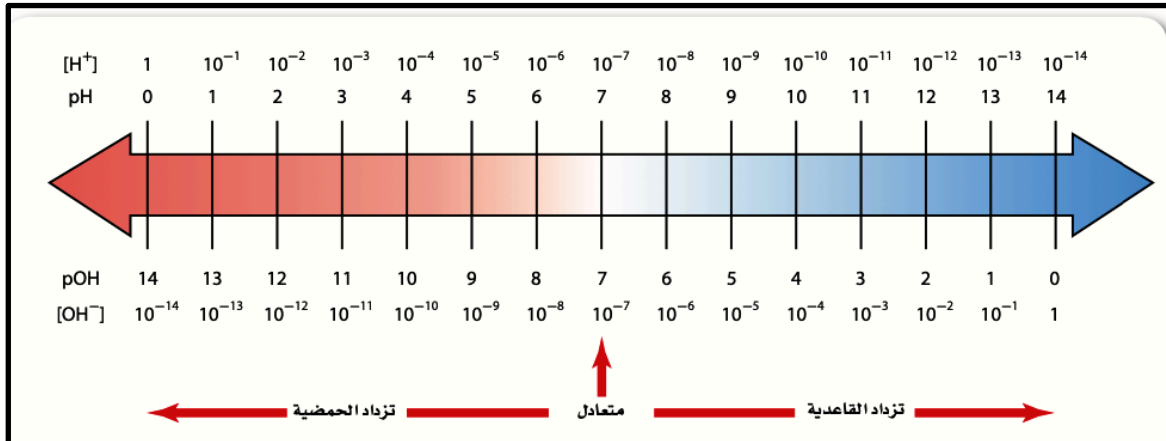
( راجع المسائل التدريبية الكتاب ص 76 )

## حساب تركيز الايونات من قيم pH أو pOH

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

( راجع المسائل التدريبية الكتاب ص 77 )

( راجع المسائل التدريبية الكتاب ص 79 )



الشكل يوضح العلاقة بين pH وتركيز H<sup>+</sup> ، والعلاقة بين pOH وتركيز OH<sup>-</sup> عند درجة حرارة 298 K.

## الدرس الرابع: (2-4) التعادل

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

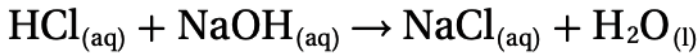
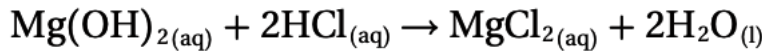
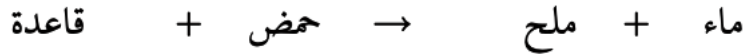
### التفاعلات بين الأحماض والقواعد

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 إحللاً 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.

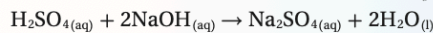
**نقطة التكافؤ** هي النقطة التي يتساوى عندها عدد مولات الحمض مع عدد مولات القاعدة .

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 تم معايرة حمض الكبريتيك بهيدروكسيد الصوديوم وفق المعادلة الآتية:



1. احسب عدد مولات  $NaOH$  في المحلول المعياري من بيانات المعايرة:

$M_B$ : مولارية القاعدة؛  $V_B$ : حجم القاعدة.

$M_B V_B = (\text{mol/L})(L) = \text{mol NaOH}$  في المحلول القياسي

2. تستطيع أن تعرف من المعادلة أن نسبة مولات  $NaOH$  إلى  $H_2SO_4$  هي 1:2، أي أنه يتطلب  $2 \text{ mol NaOH}$  لتعادل  $1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$

$$\text{mol H}_2\text{SO}_4 = \text{mol NaOH} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol NaOH}}$$

3. تمثل  $M_A$  مولارية الحمض، بينما تمثل  $V_A$  حجم الحمض  $L$ .

$$M_A = \frac{\text{mol H}_2\text{SO}_4}{V_A}$$

طبق هذه الاستراتيجية عند دراستك للمثال 2-6 في الصفحة الآتية.

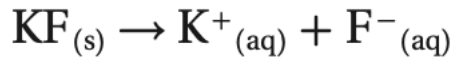


## ( راجع المسائل التدريبية الكتاب ص 88 )

**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<sub>4</sub>Cl عن قاعدة ضعيفة NH<sub>3</sub> وحمض قوي HCl

**الأملاح التي تنتج محاليل متعادلة**

مثال / ملح نترات الصوديوم NaNO<sub>3</sub> يكون متعادلاً

لأنه ينتج عن تفاعل حمض قوي HNO<sub>3</sub> 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 .

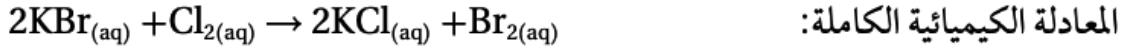
## الفصل الثالث : تفاعلات الأكسدة والاختزال

### الدرس الأول (4-1) الأكسدة والاختزال

**الفكرة الرئيسية** يعد 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:



المعادلة الكلية:

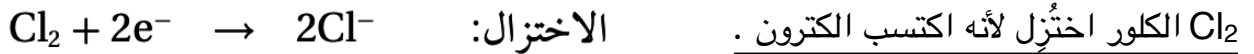
#### الأكسدة والاختزال

**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 ) .



Cl<sub>2</sub> الكلور اختزل لأنه اكتسب إلكترون .

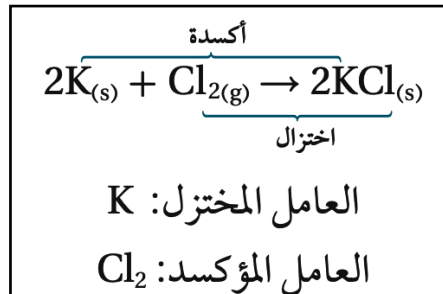
- الأكسدة والاختزال عمليتان مترافقتان متكاملتان ، فلا يحدث تفاعل الأكسدة إلا إذا حدث تفاعل اختزال .

#### 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) .



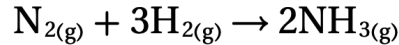
الجدول 3-1	ملخص تفاعلات الأكسدة والاختزال
العملية	انتقال الإلكترونات
الأكسدة	<ul style="list-style-type: none"> <li>المادة المتفاعلة تفقد إلكترونات.</li> <li>يتأكسد العامل المختزل.</li> <li>يزيد عدد التأكسد للتأكسد.</li> </ul>
الاختزال	<ul style="list-style-type: none"> <li>المادة المتفاعلة الأخرى تكتسب إلكترونات.</li> <li>يختزل العامل المؤكسد.</li> <li>يقل عدد التأكسد للتأكسد.</li> </ul>

## 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 والنتروجين لصناعة الأمونيا  $NH_3$  حسب المعادلة



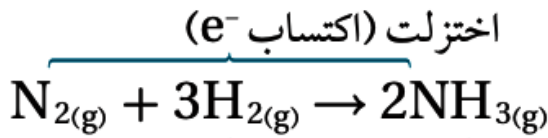
المتفاعلات والنواتج مواد ومركبات **جزيئية** حيث تشارك **ذرتان** في الإلكترونات.

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

ويعتمد ذلك على الكهروسالبية للذرات .

### الكهروسالبية

\* تدرج الكهروسالبية في الجدول الدوري.



تأكسدت (فقد  $e^-$ )

(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

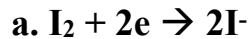
- فكلما **زادت** كهروسالبية الذرة تعامل كما لو أنها **اختزلت** باكتسابها إلكترونات.

- بينما الذرة **الأقل** كهروسالبية تتأكسد بفقدانها إلكترونات للذرة الأعلى كهروسالبية.

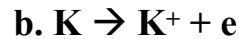
### تطبيقات وتدريبات على تحديد تفاعلات الأكسدة والاختزال

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

اختزال



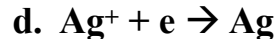
أكسدة



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 ؟

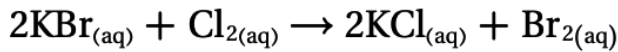
$\underline{\text{Cr}}\text{O}_4^{2-}$ $\text{Cr} + (-2 \cdot 4) = -2$ $\text{Cr} - 8 = -2$ $\text{Cr} = -2 + 8$ $\text{Cr} = +6$	$\underline{\text{As}}\text{O}_4^{3-}$ $\text{As} + (-2 \cdot 4) = -3$ $\text{As} - 8 = -3$ $\text{As} = -3 + 8$ $\text{As} = +5$	$\text{Al}\underline{\text{P}}\text{O}_4$ $\text{Al} + \underline{\text{P}} + \text{O}_4$ $(+3 \cdot 1) + \text{X} + (-2 \cdot 4) = 0$ $3 + \text{X} - 8 = 0$ $\text{X} - 5 = 0$ $\text{X} = +5$
$\underline{\text{S}}\text{O}_3^{2-}$ $\text{S} + (-2 \cdot 3) = -2$ $\text{S} - 6 = -2$ $\text{S} = -2 + 6$ $\text{S} = +4$	$\text{K}\underline{\text{Cl}}\text{O}_3$ $(+1 \cdot 1) + \text{Cl} + (-2 \cdot 3) = 0$ $1 + \text{Cl} - 6 = 0$ $\text{Cl} - 5 = 0$ $\text{Cl} = +5$	$\underline{\text{N}}_2\text{H}_4$ $2\text{N} + (+1 \cdot 4) = 0$ $2\text{N} + 4 = 0$ $2\text{N} = -4$ $\text{N} = -2$
$\text{Li}_2\underline{\text{S}}\text{O}_3$ $(+1 \cdot 2) + \text{S} + (-2 \cdot 3) = 0$ $2 + \text{S} - 6 = 0$ $\text{S} - 4 = 0$ $\text{S} = +4$	$\underline{\text{Mn}}\text{O}_4^-$ $\text{Mn} + (-2 \cdot 4) = -1$ $\text{Mn} - 8 = -1$ $\text{Mn} = -1 + 8$ $\text{Mn} = +7$	$\text{K}_2\underline{\text{Cr}}_2\text{O}_7$ $(+1 \cdot 2) + 2\text{Cr} + (-2 \cdot 7) = 0$ $2 + 2\text{Cr} - 14 = 0$ $\text{Cr} - 12 = 0$ $2\text{Cr} = +12$ $\text{Cr} = +6$

(راجع المسائل التدريبية الكتاب صفحة 111)

## أعداد التأكسد في تفاعلات الأكسدة والاختزال

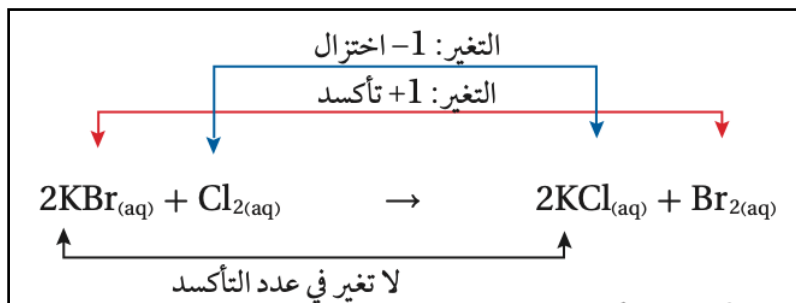
بعد دراسة أعداد التأكسد يجب عليك الربط بين تفاعلات الأكسدة والاختزال والتغير في عدد التأكسد.

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 و**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 لانخفاض 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 أعداد 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- **إضافة  $H_2O$  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

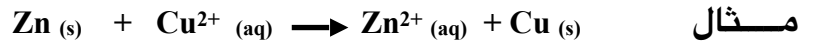
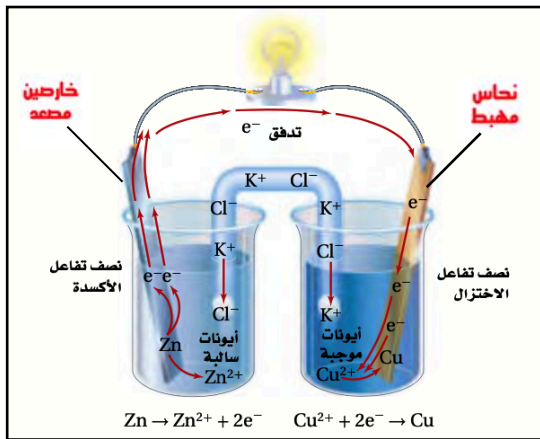
### الدرس الأول (4-1) الخلايا الجلفانية

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 .



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

وتتكون من أنبوب يحوي محلولاً موصلاً للتيار الكهربائي ملح ذائب في الماء مثل  $KCl$  ولها أهمية في نقل الأيونات.

#### 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 إيليساندرو 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 (المصعد) (-) القطب الذي يحدث عنده تفاعل الأكسدة .

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

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

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

## الخلايا الجلفانية والطاقة

- طاقة الوضع الكهربائي/ مقياس كمية التيار التي يمكن توليدها من خلية جلفانية للقيام بشغل .  
وتتكون عند الأتود 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 .

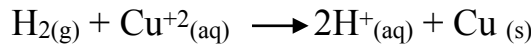
## قطب الهيدروجين القياسي

- قرر العلماء أن يقاس جهد الاختزال لكل الأقطاب مقابل قطب واحد، فاختروا 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<sub>2</sub> 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<sub>2</sub> مساويا 0.000V



## تحديد جهود اختزال الخلية الكهروكيميائية

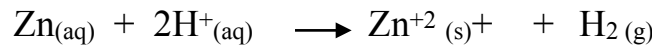
تندفق الإلكترونات من قطب الهيدروجين إلى قطب النحاس ، وتختزل أيونات النحاس إلى فلز النحاس



مقارنة قطب النحاس Cu بقطب الهيدروجين

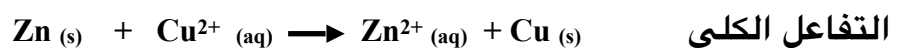


تندفق الإلكترونات من قطب الخارصين إلى قطب الهيدروجين ، ويتأكسد فلز الخارصين إلى أيونات الخارصين .  
مقارنة قطب الخارصين Zn بقطب الهيدروجين



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

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

## معادلة جهد الخلية

$E^{\circ}_{\text{cell}}$  تمثل الجهد الكلي القياسي للخلية.

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

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

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

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

يقاس جهد القطب تحت الظروف القياسية وهي  $25^{\circ}\text{C}$  و  $1\text{atm}$  ويرمز له بالرمز  $E^{\circ}$ .

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 موجباً 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 في 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 الاختزال 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 ان قيم جهود الاختزال القياسية هي:

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

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

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

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

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

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

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

إذا علمت ان قيم جهود الاختزال القياسية كالتالي

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

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

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

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

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

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

## الدرس الثاني : ( 2-4 ) البطاريات

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

### الخلايا الجافة

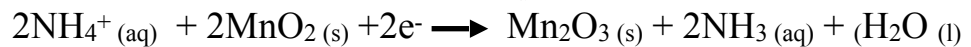
**البطارية** عبارة عن خلية جلفانية أو أكثر في عبوة واحدة تنتج التيار الكهربائي .

### 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  $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^{-}$

**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** و**ثاني أكسيد المنجنيز** .



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

### بطاريات الفضة

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

**تتركب من : الأنود /**  $Zn(s) + 2OH^{-}(aq) \rightarrow ZnO(s) + H_2O(l) + 2e^{-}$

**الكاثود /**  $Ag_2O(s) + 2H_2O(l) + 2e^{-} \rightarrow 2Ag(s) + 2OH^{-}(aq)$

### 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

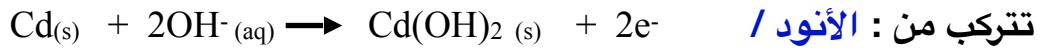
بسهولة، وتصبح البطارية غير صالحة للاستعمال بعد انتهاء التفاعل .

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

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

**بطارية نيكل - كاديوم**

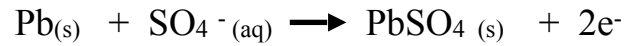
هي بطارية قابله للشحن وتسمى ( بطارية NiCad ) وتستعمل في الآت الحلاقة والآت التصوير الرقمية

**بطاريات تخزين المرمك الرصاصي الحمضية**

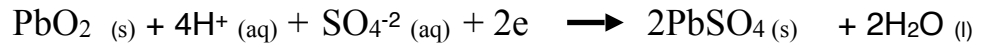
تستخدم في السيارات بطاريات الرصاص الحمضية وهو الاسم الأكثر شيوعا لها؛ لأن المحلول الموصل في البطارية هو محلول حمض الكبريتيك، وهي بطارية غير جافة.

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 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.



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 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 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

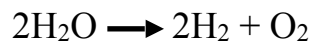
يؤدي وجود مصدر تيار كهربائي في التحليل الكهربائي إلى حدوث تفاعل غير تلقائي في الخلايا الكهروكيميائية .  
**التحليل الكهربائي** هو استعمال الطاقة الكهربائية لإحداث تفاعل كيميائي .

**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

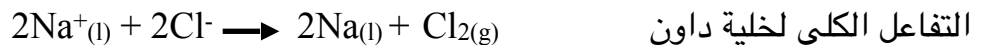
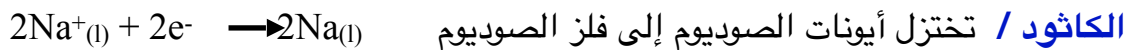
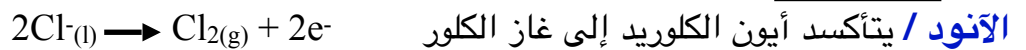
تعمل خلايا التحليل الكهربائي على عكس ما يحدث في الخلايا الجلفانية حيث تستعمل الطاقة الكهربائية لإحداث تفاعل أكسدة واختزال غير تلقائي .

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



### التحليل الكهربائي لمصهور NaCl

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



### 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 الأوكسجين في جزيئات الماء .

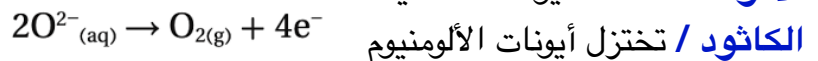
**الكاثود /** احتمال حدوث تفاعلين وهما اختزال أيونات الصوديوم ، أو الهيدروجين في جزيئات الماء .

### 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



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 .

## مراجعة الفصل الأول: المخاليط والمحاليل

السؤال الأول: اختار الإجابة الصحيحة:

١- تصاعد المشروب الغازي من العبوة بعد فتحها تطبيق على قانون:

أ	ب	ج	د
جاراهام	جاي لوساك	شارل	هنري

٢- ما كتلة  $CaCl_2$  الذائبة في 1L من محلول تركيزه 0.10M ؟

أ	ب	ج	د
8g	9g	10g	11g

٣- عند إضافة نوى تبلور إلى محلول فوق مشبع فإنه:

أ	ب	ج	د
ترسب المادة الذائبة الفائضة	تذوب كمية أخرى من المذاب	ترتفع درجة حرارة المحلول	تنخفض درجة حرارة المحلول

٤- أي المركبات التالية يعطي أكبر عدد من الجسيمات عندما يذوب على نحو كامل في الماء ؟

أ	ب	ج	د
$MgCl_2$	$Na_3PO_4$	NaCl	KBr

٥- ما النسبة المئوية بدلالة الحجم للإيثانول في محلول يحتوي على 35ml إيثانول مذاب في 155ml من الماء ؟

أ	ب	ج	د
15%	16%	17%	18%

٦- الحركة البروانية تمنع جسيمات المذاب من ..... في المخلوط

أ	ب	ج	د
التأين	الترسب	الترابط	الذوبان

٧- الطاقة اللازمة للتغلب على قوى التجاذب التي بين جسيمات الضغط المذاب والتي بين جسيمات المذيب:

أ	ب	ج	د
طاقة الانصهار	طاقة الشبكة البلورية	طاقة التمييه	طاقة التفكك

٨- محلول يحتوي على أكبر كمية من المذاب ذائبة في كمية محددة من المذيب عند درجة حرارة وضغط معينين.

أ	ب	ج	د
المحلول المشبع	الغروي	المحلول غير المشبع	المعلق

٩- مقدار الضغط الإضافي الذي تسببه حركة جزيئات الماء في المحلول:

أ	ب	ج	د
الخاصية الأسموزية	الذوبانية	الضغط الأسموزي	التركيز

١٠- يمكن أن تنفذ جزيئاته عبر الغشاء شبه المنفذ

أ	ب	ج	د
جزيئات السكروز	جزيئات الماء	جزيئات الملح	جزيئات الجلوكوز

السؤال الثاني: اكمل الفراغات التالية:

- ١- العوامل المؤثرة في عملية الذوبان **مساحة السطح** و **التحريك** و **حرارة الذوبان**
- ٢- مخلوط يحتوي على جسيمات يمكن أن تترسب بالترويق إذا ترك فترة دون تحريك **المعلق**
- ٣- تتناسب ذائبية الغاز في سائل مع ضغطه تناسباً طردياً **قانون هنري**
- ٤- يحتوي المحلول **غير المشبع** على كمية مذاب أقل مما في المحلول المشبع عند درجة حرارة وضغط معينين.



### السؤال الثالث: عللي لما يلي:

- ١- عدم ذوبان الجبس في الماء؟  
لأن قوى التجاذب بين أيونات الجبس قوية، بحيث لا تستطيع قوى التجاذب بين جزيئات الماء والأيونات التغلب عليها.
- ٢- الضغط البخاري للمحلول أقل من الضغط البخاري للمذيب النقي؟  
لأنه كلما ازداد عدد جسيمات المذاب في المذيب قل الضغط البخاري الناتج.
- ٣- في بعض الأحيان يفضل التعبير عن التركيز بالمولالية بدلاً من المولارية؟  
المولالية تعتمد على الكتلة لذلك لا تتأثر بتغير درجة الحرارة بينما المولارية تعتمد على الحجم حيث يتأثر بتغير درجة الحرارة.

### السؤال الرابع: اکتبي كلمة ( صح ) أمام العبارة الصحيحة، وكلمة ( خطأ ) أمام العبارة الخاطئة مع تصحيح الخطأ إن

وجد:

العبارة	صح أم خطأ	التصحيح إن وجد
يسمى الفرق بين درجة غليان المحلول ودرجة غليان المذيب النقي الانخفاض في درجة الغليان	خطأ	يسمى بالإرتفاع في درجة الغليان
تسمى المادة الأكثر توافراً في المخلوط الغروي وسط الانتشار	صح	
يتكون المستحلب الصلب من سائل منتشر في المادة الصلبة	صح	
الذائبية مقياس لأقل كمية من المذاب والتي تذوب في كمية محددة من المذيب عند درجة حرارة وضغط محددین	خطأ	الذائبية مقياس لأقصى كمية من المذاب يمكن أن تذوب في كمية محددة من المذيب عند درجة حرارة معينة.
يستمر الذوبان ما دام معدل الذوبان أقل من معدل التبلور	خطأ	يستمر الذوبان ما دام معدل الذوبان أعلى من معدل التبلور

السؤال الخامس:

أ- إذا ذاب 0.55 g من غاز ما في 1L من الماء عند ضغط 20 KPa فما كمية الغاز نفسه التي تذوب عند ضغط 110 KPa

$$\frac{0.55 \text{ g/L}}{20.0 \text{ kPa}} = \frac{S_2}{110 \text{ kPa}} \quad \text{الحل:}$$

$$S_2 = \frac{0.55 \text{ g/L} \times 110 \text{ kPa}}{20.0 \text{ kPa}}$$

$$= 3.0 \text{ g/L}$$

$$0.55 \text{ g/L} = S_1 \quad \text{المعطيات:}$$

$$20.0 \text{ kPa} = P_1$$

$$110 \text{ kPa} = P_2$$

$$? = S_2 \quad \text{المطلوب:}$$

القانون:

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

## مراجعة الفصل الثاني: الأحماض والقواعد

السؤال الأول: اختاري الإجابة الصحيحة مما يلي:

١	تحول المحاليل الحمضية ورقة تباع الشمس من اللون:				
١	الأحمر إلى الوردي	ب	الأزرق إلى الأصفر	ج	الأحمر إلى الأزرق
٢	محلول يحتوي على أيونات $H^+$ أكثر من أيونات $OH^-$ :				
١	محلول حمضي	ب	محلول قاعدي	ج	محلول ملحي
٤	نقطة يتساوى عندها عدد مولات أيونات الهيدروجين من الحمض مع عدد مولات الهيدروكسيد من القاعدة:				
١	نقطة المعايرة	ب	نقطة نهاية المعايرة	ج	نقطة التكافؤ
٥	محلول يقاوم التغيرات في قيم $pH$ عند إضافة كميات محددة من الأحماض والقواعد:				
١	محلول متعادل	ب	محلول حمضي	ج	محلول متعادل
٦	يطلق على المركب الكيميائي الذي ينتج عندما تستقبل القاعدة أيون الهيدروجين:				
١	حمض	ب	الحمض المرافق	ج	قاعدة
٧	تكون قيم $pH$ للمحاليل الحمضية عند درجة حرارة $K 298$ :				
١	يساوي ١٤	ب	يساوي ٧	ج	أكبر من ٧
٨	ثابت الاتزان للتأين الذاتي للماء $K_w$ يساوي:				
أ	١ × 10 <sup>-7</sup>	ب	١ × 10 <sup>-2</sup>	ج	١ × 10 <sup>-14</sup>
٩	يستعمل الجيولوجيون حمض $HCl$ للتعرف على الصخور الجيرية التي يتميز تفاعلها مع $HCl$ بإنتاج فقاعات غاز:				
أ	O <sub>2</sub>	ب	N <sub>2</sub>	ج	CO <sub>2</sub>
١٠	مادة عُرفت في نموذج أرهينيوس بأنها تحتوي على أيونات الهيدروجين وتتأين في الماء منتجة أيونات الهيدروجين:				
أ	الحمض	ب	القاعدة	ج	الملح
د	المحلول				

السؤال الثاني: ضعي المصطلح العلمي المناسب في الفراغات التالية:

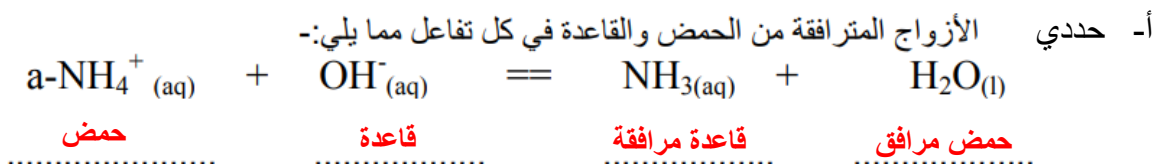
التعادل	١- تفاعل حمض وقاعدة ينتج ملح وماء.
المعايرة	٢- طريقة لتحديد محلول ما وذلك بتفاعل حجم معلوم منه مع محلول تركيزه معلوم.
نموذج لويس	٣- الحمض مادة مستقبلية لزوج من الإلكترونات والقاعدة مادة مانحة لزوج من الإلكترونات.
نموذج لوري	٤- الحمض هو المادة المانحة لأيون الهيدروجين في حين تكون القاعدة المادة المستقبلية لهذا الأيون.

السؤال الثالث: أكمل الفراغات التالية:

١. الأملاح التي تنتج محاليل قاعدية تنتج مثل هذه الأملاح عن قاعدة **قوية** وحمض **ضعيف**
٢. الأملاح التي تنتج محاليل حمضية تنتج مثل هذه الأملاح عن قاعدة **ضعيفة** وحمض **قوي**
٣. الأملاح التي تنتج محاليل متعادلة تنتج مثل هذه الأملاح عن قاعدة **قوية** وحمض **قوية**

السؤال الرابع: ضعي كلمة (صح) أمام العبارات الصحيحة وكلمة (خطأ) أمام العبارات الخاطئة فيما يلي مع تصويب الخطأ إن وُجد:

الرقم	العبرة	الإجابة	تصحيح الخطأ
١	تتأين الأحماض والقواعد القوية جزئياً في المحاليل المائية المخففة.	خطأ	تتأين الأحماض والقواعد القوية كلياً.
٢	تحدد تراكيز أيونات الهيدروجين والهيدروكسيد ما إذا كان المحلول حمضي أم قاعدي أم متعادل.	صح	
٣	يتفاعل حمض مع قاعدة لتكوين حمض مرافق وقاعدة مرافقة.	صح	
٤	تكوّن أكاسيد الفلزات الأحماض.	خطأ	تكوّن أكاسيد اللافلزات الأحماض



ب- أيهما حمض وأيها قاعدة وفقاً لنظرية لويس



السؤال السادس: اجب عن المسائل الحسابية التالية:

أ- احسب  $[\text{OH}^-]$  للمحلول التالي ثم حددي ما إذا كان المحلول حمضياً أم قاعدياً أم متعادلاً.

$$[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-13} \text{ M}$$

الحل:

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

$$1.0 \times 10^{-14} = (1.0 \times 10^{-13})[\text{OH}^-]$$

$$\frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-13}} = \frac{(1.0 \times 10^{-13})[\text{OH}^-]}{1.0 \times 10^{-13}}$$

$$[\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-1} \text{ M}$$

بما أن  $[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$ ، فالمحلول قاعدي.

ب- احسب قيمة pH للمحلول الآتي عند درجة حرارة 298 K.

$$[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-2} \text{ M}$$

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

$$\text{pH} = -\log [1 \times 10^{-2}]$$

$$\text{pH} = 2$$

## مراجعة الفصل الثالث: تفاعلات الأكسدة والاختزال

السؤال الأول: اختاري الإجابة الصحيحة لكل مما يأتي:

١	يُسمى التفاعل الذي يتضمن انتقال إلكترونات من ذرة إلى أخرى تفاعل .....				
١	التحلل	ب	التكوين	ج	نووي
٢	اكتساب المادة للإلكترونات يُدعى .....				
١	أكسدة	ب	اختزال	ج	تبادل
٣	أحد التغيرات التالية تغير أكسدة .....				
١	$I_2 + 2e \rightarrow 2I^-$	ب	$Fe^{+2} \rightarrow Fe^{+3} + e$	ج	$Ag^+ + e \rightarrow Ag$
٤	رقم التأكسد للكلور في $HClO_4$ هو .....				
١	+7	ب	+5	ج	+4
٥	المادة التي عدد تأكسدها يساوي صفراً هي .....				
١	$Cu^{+2}$	ب	$H_2$	ج	$SO_3^{-2}$
٦	أي العناصر التالية يمثل أقوى عامل مؤكسد .....				
أ	الفلور	ب	الكلور	ج	السيزيوم
٧	لوزن معادلة الأكسدة والاختزال التالية $Cr_2O_7^{-2}(aq) + I^-(aq) \rightarrow Cr^{+3}(aq) + I_2(s)$ في وسط حمضي نُضيف .....				
أ	6H <sup>+</sup> للمواد المتفاعلة	ب	3H <sup>+</sup> للمواد المتفاعلة	ج	12H <sup>+</sup> للمواد المتفاعلة
٩	تُسمى عملية فقد الحديد Fe للإلكترونات .....				
أ	أكسدة	ب	اختزال	ج	احلال
١	التحلل	ب	التكوين	ج	نووي

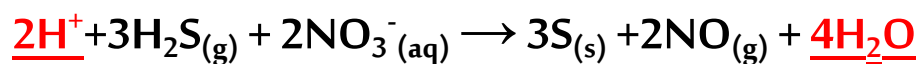
السؤال الثاني: ضعِي المصطلح العلمي المناسب في الفراغات التالية:

عامل مؤكسد	-٥ المادة التي يحدث لها اختزال (تكتسب إلكترونات) تُسمى.
عامل مختزل	-٦ المادة التي يحدث لها أكسدة (تفقد إلكترونات) تُسمى.
طريقة عدد التأكسد	-٧ مجموع الزيادة في عدد التأكسد مساوياً لمجموع الانخفاض في أعداد التأكسد للذرات المشتركة في التفاعل تُسمى مثل هذه الطريقة ب.....
نصف التفاعل	-٨ أحد جزأي تفاعل الأكسدة والاختزال.

السؤال الثالث: حددي المادة التي تأكسدت والمادة التي أُختزلت في هذا التفاعل وحددي العامل المُختزل والعامل المُؤكسد.

$2\text{Br}^- + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Br}_2 + 2\text{Cl}^-$			
العامل المختزل	العامل المؤكسد	المادة المختزلة	المادة المتأكسدة
<b>Br</b>	<b>Cl</b>	<b>Cl</b>	<b>Br</b>

السؤال الرابع: لوزن الأكسجين والهيدروجين في المعادلة الأيونية الكلية التالية بطريقة عدد التأكسد يتم إضافة؟



## مراجعة الفصل الرابع: الكيمياء الكهربائية

السؤال الأول: اختاري الإجابة الصحيحة لكل مما يأتي:

١- أحد فروع الكيمياء يتناول دراسة التحول المتبادل بين الطاقة الكيميائية والكهربائية ضمن إطار تفاعلات الأكسدة والاختزال:							
a	الكيمياء الحيوية	b	الكيمياء العضوية	c	الكيمياء النووية	d	الكيمياء الكهربائية
٢- أحد أنواع الخلايا الكهروكيميائية يقوم بتحويل الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية بواسطة تفاعل الأكسدة والاختزال التلقائي:							
a	الخلية الجلفانية	b	الخلية الحيوية	c	الخلية التحليلية	d	الخلية الضوئية
٣- تحدث عملية الأكسدة في الخلايا الجلفانية عند .....							
a	الكاثود	b	المهبط	c	القطب الأعلى جهداً	d	الأنود
٤- قرر علماء الكيمياء الكهربائية منذ زمن بعيد أن يقيسوا جهد الاختزال لكل الأقطاب مقابل قطب واحد فاختروا قطب .....							
a	قطب الأكسجين القياسي	b	قطب الهيدروجين القياسي	c	قطب النيتروجين القياسي	d	قطب الكلور القياسي
٥- جميع الإجابات التالية صحيحة فيما يتعلق بجهاز البطارية ما عدا .....							
a	خلية جلفانية	b	خلية فولتية	c	تستهلك طاقة كهربائية	d	تنتج طاقة كهربائية
٦- من البطاريات التي يمكن إعادة شحنها:							
a	بطارية الخارصين والكربون	b	بطارية المرمك الرصاصي	c	بطارية الليثيوم واليود	d	البطارية القلوية
٧- تُسمى الخلية الكهروكيميائية التي يحدث فيها تحليل كهربائي:							
a	خلية التحليل الكهربائي	b	خلية فولتية	c	خلية جلفانية	d	خلية فولتية أولية
٨- خسارة الفلز الناتج عن تفاعل أكسدة واختزال بين الفلز والمواد التي في البيئة يسمى .....							
a	تآكل	b	جلفنة	c	طلاء كهربائي	d	تحليل كهربائي
٩- الوقود المستخدم في خلايا الوقود الجلفانية هو .....							
a	N <sub>2</sub>	b	H <sub>2</sub>	c	O <sub>2</sub>	d	Cl <sub>2</sub>



السؤال الثاني: ضعي كلمة (صح) أمام العبارات الصحيحة وكلمة (خطأ) أمام العبارات الخاطئة فيما يلي مع تصويب الخطأ إن وُجد:

الرقم	العبارة	الإجابة	تصحيح الخطأ
١	القطرة الملحية هي ممر لتدفق الأيونات من جهة إلى أخرى.	صح	
٢	البطارية عبارة عن خلية تحليل كهربائية أو أكثر في عبوة واحدة تنتج تيار كهربائي.	خطأ	البطارية عبارة عن <u>خلية جلفانية</u>
٣	طريقة لمنع التآكل هي الجلفنة.	صح	
٤	يُسمى استعمال الطاقة الكهربائية لإحداث تفاعل كيميائي التحليل الكهربائي	صح	

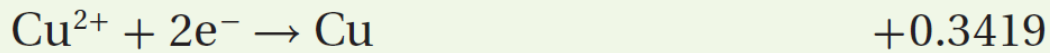
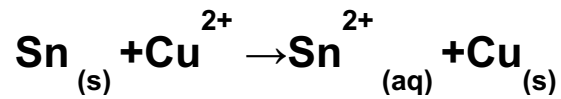
السؤال الثالث: أكمل الفراغات التالية:

- ١- الخلايا الجلفانية تُسمى أيضاً خلايا فولتية نسبةً إلى العالم أليساندرو فولتا.
- ٢- الوحدة المستعملة في قياس جهد الخلية هي فولت ويرمزها بالرمز V
- ٣- أنواع البطاريات هي بطاريات أولية وبطاريات ثانوية
- ٤- تمت عملية تطوير إنتاج الألومنيوم بالتحليل الكهربائي من قبل تشارلز مارتن هول وهيرووليت.

السؤال الرابع: عللي لما يأتي:

- ١- عللي تُصنع البطاريات القلوية بأحجام صغيرة.  
لعدم وجود عمود الكربون فيها.
- ٢- عللي خلية الوقود لا تنفذ مثل سائر البطاريات حيث تستمر في إنتاج الطاقة.  
لأنها تُزود بالوقود من مصدر خارجي.

أ- احسب جهد الخلية لتحديد ما إذا كان تفاعل الأكسدة والاختزال الآتي يحدث بصورة تلقائية كما هو مكتوب أم لا:



الحل/

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

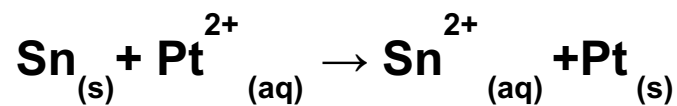
$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}} - E^{\circ}_{\text{Sn}^{2+}|\text{Sn}}$$

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

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

قيمة جهد الخلية موجب إذا التفاعل تلقائي.

ب- اكمل رمز الخلية لتفاعل الخلية الكلي التالي :



رمز الخلية



السؤال السابع: قارني بين أنواع البطاريات من حيث المطلوب في الجدول:

البطاريات الثانوية	البطاريات الأولية	وجه المقارنة
تفاعل عكسي	تفاعل غير عكسي	نوع التفاعل
يمكن شحنها	غير صالحة للاستخدام بعد انتهاء التفاعل (لا يمكن إعادة شحنها)	صلاحية البطارية (إمكانية شحنها)
بطارية المركم الرصاصي	بطارية الفضة، البطارية القلوية، بطارية الكربون-الخاصين	مثال

انتهت المراجعة

مع خالص أمنيائي لكنّ بدوام التوفيق والنجاح 😊