

تأثير تيندال

وهي ظاهرة تشتت الضوء



مصدر للضوء



محلول

غروي

معلق

2-1 المخاليط مزيج من مادتين او اكثر تحتفظ كل مادة بخصائصها الكيميائية

*من خلال تصفحك السريع للدرس وقراءة الصورة امامك .. املئي الجدول التالي

أنواع المخاليط	غير متجانسة (لا تمتزج المكونات مع بعضها)		متجانسة (تمتزج مكوناتها تماما)
	معلق	غروي	محلول
حجم الجسيمات	كبير	متوسط 1000-1nm	صغير جدا
مثال	الوحد	الحليب والدم	مذاب و مذيب
الفصل والترسيب	يترسب و يمكن فصله بالترشيح والترويق	لا يترسب ولا يمكن فصله	يتكون المحلول من : مذاب و مذيب يعتمد نوع المحلول على نوع: المذيب مثل : محاليل غازية مثل الهواء محاليل سائلة مثل المشروبات الغازية محاليل صلبة مثل الفولاذ أنواع المحاليل من حيث الذوبان: ذائبة مثل السكر والماء غير ذائبة مثل الزيت والماء
الحركة البراونية هي: حركة عشوائية عنيفة بسبب تصادم جسيمات المذاب والمذيب	مالمقصود بالترشيح و الترويق الترشيح الفصل باستخدام ورق الترشيح الترويق ترك المخلوط لفترة دون تحريك على ترسيب المخاليط المعلقة بسبب حجم جسيماته الكبير وعدم وجود الحركة البراونية	على : لا يترسب المخاليط الغروية 1- وجود مجموعات قطبية تعمل تجاذب وتنافر 2- وجود الحركة البراونية طرق ترسيب المحاليل الغروية: التحريك مع مادة متأينة التسخين	لا تظهر
ظاهرة تيندال	تظهر	تظهر	لا تظهر

2-3 العوامل المؤثرة في الذوبان

الذوبان : هي عملية احاطة جسيمات المذاب بجسيمات المذيب		
قاعدة عامة للذوبان	1-المذيبات تذيب اشباهها	2-التجاذب بين المذيب والمذاب < التجاذب بين جسيمات المذاب
عقلي	يذوب السكر في الماء ولا يذوب الزيت في الماء يذوب السكر في الماء لأن السكر قطبي والماء قطبي ولا يذوب الزيت في الماء لان الزيت غير قطبي والماء قطبي والمذيبات تذيب اشباهها	لا يذوب الجبس في الماء علما بأن الجبس مركب أيوني! لان التجاذب بين ايونات الجبس قوية جدا فلا يستطيع الماء التغلب عليها

حرارة الذوبان: التغير الكلي في الطاقة الذي يحدث اثناء عملية تكون المحلول	
ماص للطاقة	طارد للطاقة

العوامل المؤثرة على الذوبان <u>للصلب والسائل</u>		
1-التحريك (طردي)	2-مساحة السطح (طردي)	3-الحرارة (طردي للصلب والسائل)

الذائبية : اقصى كمية من المذاب يمكن ان تذوب في كمية محددة من المذيب عند درجة حرارة معينة		
أنواع المحاليل من حيث التشبع	محلول مشبع (يحقق الذائبية)	يحتوي اكبر كمية من المذاب الذائبة في كمية محددة من المذيب عند T و P معينين
	محلول غير مشبع	تحتوي كمية من المذاب اقل مقارنة بالمحلول المشبع عند T و P معينين
	محلول فوق مشبع	تحتوي كمية من المذاب اكبر مقارنة بالمحلول المشبع عند T و P معينين

العوامل المؤثرة في ذائبية غاز في سائل	
الحرارة (عكسي)	الضغط (طردي)
<p>قانون هنري: تتناسب ذائبية غاز في سائل (S) تناسباً طردياً مع ضغط الغاز فوق السائل (P) عند ثبوت الحرارة</p> $\frac{S_1}{P_1} = \frac{S_2}{P_2}$	

إضافات مهمة: طريقة عمل محلول فوق مشبع/ طريقة تبلور المادة الزائدة / ماذا يسمى المحلول عندها؟

اهم التفسيرات العلمية في الدرس)

تأثير ذائبية غاز



2-4 الخواص الجامعة للمحاليل :- هي خاصية فيزيائية للمحاليل تتأثر بعدد جسيمات المذاب و ليس بطبيعتها ..

أنواع المواد من حيث التآين	نوع المذاب	الايونات الناتجة	مثال	عدد الجسيمات الناتجة
التآين	متآين قوي	تنتج ايونات كثيرة في المحلول	$\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$	2
	متآين قوي		$\text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}^{+++} + 3\text{Cl}^-$	4
	غير متآين	لا تنتج ايونات في المحلول	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \rightarrow \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	1

كلما زادت عدد جسيمات المذاب في المحلول زاد تأثيرها على الخواص الجامعة

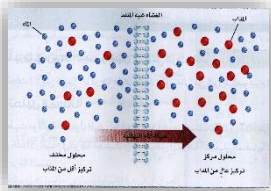
العلاقة بين عدد جسيمات المذاب والخواص الجامعة للمحاليل

الخواص الجامعة للمحاليل

الضغط الاسموزي

كمية الضغط الإضافي الناتج عن انتقال جزيئات الماء الى المحلول المركز

المركز → المخفف



**ملاحظة هامة

ثابت الارتفاع k_b وثابت الانخفاض k_f

يعتمدان على طبيعة المذيب فقط

اعداد معلمة المادة/مئي الغامدي

الانخفاض في درجة التجمد

يحدث التجمد عندما يزداد تقارب الجزيئات وتجاذبها مع بعضها البعض

درجة تجمد المذيب المحلول أقل من درجة تجمد المذيب النقي

سبب الانخفاض في درجة التجمد

جزيئات المذاب تضعف التجاذب بين جزيئات المذيب فتقل درجة الحرارة اللازمة للتجمد

لايجاد درجة تجمد المحلول

$$\Delta T_f = T_f^{\text{مذيب}} - T_f^{\text{محلول}}$$

$$\Delta T_f = K_f \cdot m$$

m مولالية المحلول K_f ثابت انخفاض التجمد

الارتفاع في درجة الغليان



يحدث الغليان عندما الضغط البخاري = الضغط الجوي

درجة غليان المحلول أكبر من درجة غليان المذيب النقي

سبب الارتفاع في درجة غليان المحلول

جزيئات المذاب تقلل الضغط البخاري للمحلول فنحتاج الى حرارة أكبر ليصل المحلول للغليان

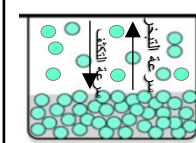
لايجاد درجة غليان المحلول

$$\Delta T_b = T_b^{\text{مذيب}} - T_b^{\text{محلول}}$$

$$\Delta T_b = K_b \cdot m$$

m مولالية المحلول K_b ثابت ارتفاع الغليان

الانخفاض في الضغط البخاري



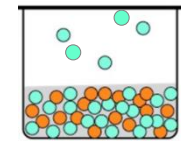
الضغط البخاري : هو ضغط بخار السائل عندما يكون في حالة اتزان ديناميكي مع سائله في وعاء مغلق

الاتزان الديناميكي: سرعة التبخر = سرعة التكثف

الضغط البخاري للمحلول أقل من الضغط البخاري للمذيب النقي

سبب الانخفاض في الضغط البخاري

جسيمات المذاب تحتل مساحة من سطح المحلول فيقل كمية المذيب المتبخرة



2-4 الخواص الجامعة للمحاليل

- هي خاصية فيزيائية للمحاليل تتأثر **بعدد** جسيمات المذاب و ليس بطبيعتها ..

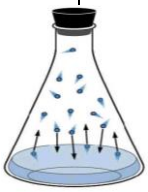
أنواع المواد من حيث التأين

مواد متأيئة قوية (الكتروليئات)	مواد متأيئة ضعيفة	مواد غير متأيئة
تنتج ايونات كثيرة في المحلول	تنتج ايونات قليلة في المحلول	لا تنتج ايونات في المحلول

عدد الجسيمات الناتجة	مثال	نوع المذاب	تأثير نوع المذاب على الخواص الجامعة
2	$\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$	متأين قوي	
4	$\text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}^{+++} + 3\text{Cl}^-$	متأين قوي	
1	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \rightarrow \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	غير متأين	

العلاقة بين عدد جسيمات المذاب والخواص الجامعة للمحاليل
كلما زادت عدد جسيمات المذاب في المحلول زاد تأثيرها على الخواص الجامعة

١- الانخفاض في الضغط البخاري



الضغط الناتج عن بخار السائل عندما يكون في حالة اتزان ديناميكي مع سائلة في وعاء مغلق

مفهومه

الاتزان الديناميكي يعني : سرعة التبخر = سرعة التكثف

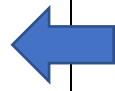
فكلما زادت عدد جسيمات المذاب في المذيب زاد الانخفاض في الضغط البخاري

٢- الارتفاع في درجة الغليان

العلاقة	درجة غليان المذيب النقي اقل من درجة غليان المحلول
القانون	$\Delta T_b = K_b \cdot m$
حيث ان	m مولالية المحلول ΔT_b الارتفاع في درجة الغليان K_b ثابت الارتفاع في درجة الغليان

لايجاد درجة غليان المحلول النهائية

$$T_b \text{ المحلول} = T_b \text{ مذيب} + \Delta T_b$$



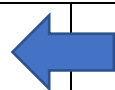
لايجاد درجة غليان المحلول النهائية

٣- الانخفاض في درجة التجمد

العلاقة	درجة تجمد المذيب النقي اكبر من درجة تجمد المحلول
القانون	$\Delta T_f = K_f \cdot m$
حيث ان	m مولالية المحلول ΔT_f الانخفاض في درجة التجمد K_f ثابت الانخفاض في درجة التجمد

لايجاد درجة تجمد المحلول النهائية

$$T_f \text{ المحلول} = T_f \text{ مذيب} - \Delta T_f$$

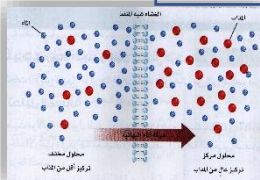


لايجاد درجة تجمد المحلول النهائية

ملاحظة هامة * ثابت الارتفاع K_b وثابت الانخفاض K_f يعتمدان على طبيعة المذيب فقط

٤- الضغط الاسموزي

مفهومها: كمية الضغط الإضافي الناتج عن انتقال جزيئات الماء الى المحلول المركز



اعداد معلمة المادة / منى الغامدي

خلاصة الفصل الثاني (المخاليط والمحاليل)

الدرس الأول : المخاليط

المخاليط	غير متجانس	متجانس
الحجم	كبير	صغير
مثال	معلق (الوحد) معلق (الدم والحليب) غروي	<u>المحاليل</u> وتصنف حسب نوع المذيب
طرق الفصل	ترشيح وترويق وتركه دون تحريك *لايفصل بسهولة ويمكن فصلها بالتسخين وتحريك مع مادة متأينه	المحلول يتكون من مذيب ومذاب محاليل غازية : الهواء (غاز-غاز) سائلة : مشروب غازي (سائل-غاز) محاليل صلبة : فولاذ (صلب-صلب)
الحركة البراونية (حركة عشوائية عينية للجزيئات)	لا يوجد	يوجد
تندال (تشتت الضوء)	تظهر	لا تظهر

الدرس الثاني : التركيز

عدد مولات	نسبة مئوية
المولارية $M = \frac{n}{V_L}$ عدد مولات المذاب حجم المحلول باللتر	النسبة المئوية بالكتلة = كتلة مذاب $100 \times$ كتلة المحلول
المولالية $m = \frac{n}{m_{kg}}$ عدد مولات المذاب كتلة المذيب بالكيلوجرام	النسبة المئوية بالحجم = حجم مذاب $100 \times$ حجم المحلول
الكسر المولي للمذاب = $\frac{n}{n + n_{مذاب}}$ عدد مولات المذاب	نسبة السكر بالجرام 30% تعني: 30g سكر (مذاب) 70 g ماء (مذيب) 100 g محلول
التخفيف: $M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$ عدد المولات n ثابت لا يتغير بالتخفيف M_1 (قبل التخفيف) أكبر من M_2 (بعد التخفيف) V_1 (قبل التخفيف) أكبر من V_2 (بعد التخفيف)	

ملاحظات مهمة:

1-المولالية تعتمد على الكتلة لذا لا تتأثر بالحرارة ، اما المولارية فتعتمد على الحجم لذلك تتأثر بالحرارة

2-غالبا في المسائل يذكر كتلة المذاب بالجرام، عندها يجب ان نستخدم القانون الذي يربط بين الكتلة بالجرام وعدد المولات، ثم نعوض بالقوانين التي في الأعلى



$$M \text{ كتلة مولية } \times n \text{ عدد مولات } = m \text{ كتلة بالجرام}$$

الدرس الرابع : الخواص الجامعة للمحاليل

الخواص الجامعة:خاصية فيزيائية للمحاليل تتأثر **بعدد** جسيمات المذاب وليس بطبيعتها (وكل ما زاد عدد جسيمات المذاب في المحلول زاد التأثير على الخواص الجامعة، وهذا يعود لتأثيرها)

الخواص الجامعة	التأثير	سبب التأثير
انخفاض الضغط البخاري	المحلول اقل من المذيب النقي	لان جسيمات المذاب تحتل مساحة من سطح المحلول فيقل تبخر المذيب
ارتفاع درجة الغليان	المحلول اكبر من المذيب النقي	لان جزيئات المذاب تقلل الضغط البخاري
انخفاض درجة التجمد	المحلول اقل من المذيب النقي	جزيئات المذاب تضعف التجاذب بين جزيئات المذيب
الضغط الاسموزي	تنتقل جزيئات الماء من المحلول المخفف الى المركز	

مفاهيم:

- الضغط البخاري هو الضغط الناتج عن بخار السائل في وعاء مغلق
- الاتزان الديناميكي: سرعة التبخر = سرعة التكثف
- يحدث الغليان عندما يتساوى الضغط البخاري مع الضغط الجوي

لايجاد درجة غليان المحلول	لايجاد درجة تجمد المحلول
$\Delta T_b = K_b \cdot m$	$\Delta T_f = K_f \cdot m$
حيث ان: مولالية المحلول m ثابت ارتفاع الغليان K_b	حيث ان: مولالية المحلول m ثابت انخفاض التجمد K_f

ملاحظة مهمة جدا:

ثابت الارتفاع K_b وثابت الانخفاض K_f يعتمدان على **طبيعة المذيب** فقط

اعداد معلمة المادة/ منى الغامدي

الدرس الثالث : الذوبان والذائبية

الذوبان : هي احاطة جسيمات المذاب بجسيمات المذيب	
1-الذوبان في الماء لان كليهما قطبي	1-المذيبات تذيب اشباهها
2-لا يذوب الزيت في الماء لان الزيت غير قطبي والماء قطبي	
3- يذوب الزيت في البنزين لان كليهما غير قطبي	
4- يذوب Br_2 في I_2 لان كليهما غير قطبي	
الجبس ايوني (عالي القطبية) ولكن لا يذوب في الماء القطبي	2-تجاذب المذيب والمذاب اكبر تجاذب جسيمات المذاب
لان التجاذب بين ايونات الجبس قوية جدا فلا يستطيع الماء التغلب عليها	

أنواع المحاليل من حيث التشبع:

- 1-مشبع (اقصى كمية من المذاب ذائبة في كمية محددة من المذيب)
- 2-غير مشبع (كمية المذاب اقل من المشبع)
- 3-فوق مشبع (كمية المذاب اكبر من المشبع)

طريقة تحضير المحلول فوق المشبع تسخين ثم تبريد ببطء

طرق تبلور فوق مشبع (ليتحول الى مشبع) 1-إضافة نواة تبلور 2- رج 3- كشط بساق

العوامل المؤثرة على ذوبان الصلب والسائل: التحريك ومساحة السطح والحرارة (كلهم طردى)

العوامل المؤثرة على ذوبان الغازات : الحرارة (عكسي) والضغط (طردى)

$$\frac{S_1}{P_1} = \frac{S_2}{P_2} \quad (P)$$

قانون هنري: تتناسب ذائبية غاز (S) طرديا مع ضغط الغاز (P)

عند ترك المشروب الغازي عند حرارة الغرفة تفقد طعمها اللاذع	عند فتح العلبه مشروب غازي يسمع الصوت
حيث تقل ذائبية الغاز في السائل مع ارتفاع الحرارة (علاقة عكسية)	العلبة المغلقة يكون الضغط فيها عالي وعند فتح العلبه يقل الضغط فتقل الذائبية (علاقة طردية)

3-1 خواص الاحماض والقواعد

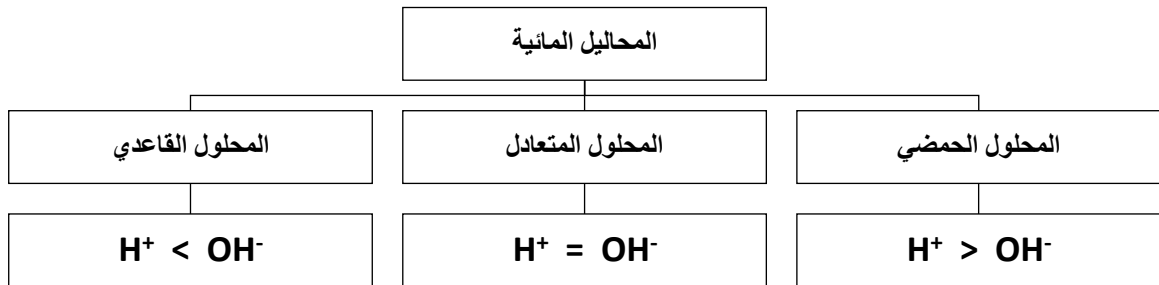
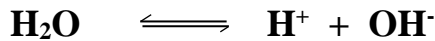
اذكري من الواقع امثلة لكل من :

القواعد	الاحماض
مواد التنظيف و هيدروكسيد الصوديوم	حمض الخل و حمض الهيدروكلوريك

الخواص الفيزيائية والكيميائية للأحماض والقواعد

القواعد	الاحماض		
مر	لاذع	الطعم	الخواص الفيزيائية
صابوني	حارق	الملمس	
موصل	موصل	التوصيل الكهربائي	
لا يتفاعل	يتفاعل ويتصاعد $\uparrow H_2$	التفاعل مع الفلز Mg او Zn	الخواص الكيميائية
لا يتفاعل	يتفاعل ويتصاعد $\uparrow CO_2$	التفاعل مع الكربونات Na_2CO_3	
ازرق	احمر	ورق تباع الشمس الأحمر	الكواشف
		ورق تباع الشمس الازرق	
وردي	عديم اللون	الفينولفثالين	

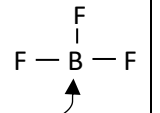
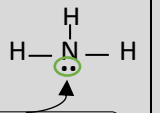
معادلة تأين الماء:



ايون الهيدرونيوم H_3O^+ : ناتج من ارتباط H^+ مع H_2O ... برابطة تساهمية

3-1 مقدمة في الاحماض والقواعد

نماذج الاحماض والقواعد

لوييس	لوري-برونستد	ارهينوس					
<p>مادة مستقبلة لزوج من الالكترونات</p> <p>مثل: BF_3 و BCl_3 و الايونات (+)</p> <p>BF_3 $B_{5:1S^2 2S^2 2P^1}$</p>  <p>لايحقق القاعدة الثمانية لذلك يكون مستعد لاستقبال زوج من الالكترونات</p>	<p>مادة مانحة لايون H^+</p> <p>مثل:</p> <p>قاعدة مرافقة: F^- حمض مرافق: H_3O^+</p> <p>قاعدة مرافقة: HF حمض مرافق: H_2O</p> <table border="1"> <tr> <td>قاعدة مرافقة</td> <td>حمض مرافق</td> </tr> <tr> <td>ينتج من منح الحمض لايون H^+</td> <td>ينتج من استقبال القاعدة لايون H^+</td> </tr> </table>	قاعدة مرافقة	حمض مرافق	ينتج من منح الحمض لايون H^+	ينتج من استقبال القاعدة لايون H^+	<p>مادة تحتوي على هيدروجين وتنتج H^+ في المحاليل المائية</p> <p>مثل:</p> <p>$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$</p>	الحمض
قاعدة مرافقة	حمض مرافق						
ينتج من منح الحمض لايون H^+	ينتج من استقبال القاعدة لايون H^+						
<p>مادة مانحة لزوج من الالكترونات</p> <p>مثل: NH_3 و الايونات (-)</p> <p>$N_{7:1S^2 2S^2 2P^3}$</p>  <p>لديه زوج الكترونات حر، لذلك يكون مستعد لمنحه</p>	<p>مادة مستقبلة لايون H^+</p> <p>مثل:</p> <p>قاعدة مرافقة: NH_3 حمض مرافق: NH_4^+</p> <p>قاعدة مرافقة: H_2O حمض مرافق: OH^-</p>	<p>مادة تحتوي على هيدروكسيد OH وتنتج OH^- في المحاليل المائية</p> <p>مثل:</p> <p>$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$</p>	القاعدة				
<p>لدى لوري- برونستد و لوييس</p> <p>دائما الحمض (+) والقاعدة (-)</p>	<p>*الازواج المترافقة: مادتين ترتبطان معا عن طريق منح و استقبال H^+</p> <p>المادة المترددة (H_2O): تسلك سلوك الحمض او القاعدة حسب المادة المتفاعلة معها</p>	<p>عيوب نظرية ارهينوس: لم يصنف ضمن القواعد المواد التي لا تحتوي على OH^- ولكنها تعطي ايونات OH^- في الماء</p> <p>مثل: Na_2CO_3 و NH_3</p>	ملاحظات هامة				

عند طلب:		
الحمض المرافق ← إضافة H^+	/	القاعدة المرافقة ← حذف H^+
حمض مرافق	→ الصيغة ←	قاعدة مرافقة
H_2SO_4		SO_4^{2-}
H_3O^+		OH^-

الاحماض أحادية وعديدة البروتون

حمض عديد البروتون	حمض احادي البروتون
مرحلة تأين أولى → $H_3PO_4 \rightleftharpoons H^+ + H_2PO_4^-$	HCl يستطيع ان يمنح ايون هيدروجين واحد فقط
مرحلة تأين ثانية → $H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{2-}$	$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$
مرحلة تأين ثالثة → $HPO_4^{2-} \rightleftharpoons H^+ + PO_4^{3-}$	

الحمض المرافق	القاعدة
HF	F ⁻
HCO ₃ ⁻	CO ₃ ⁻²
NH ₄ ⁺	NH ₃
H ₃ O ⁺	H ₂ O

القاعدة المرافقة	الحمض
F ⁻	HF
NH ₃	NH ₄ ⁺
HCO ₃ ⁻	H ₂ CO ₃

3-2 قوة الاحماض والقواعد

أولا قوة الاحماض

الاحماض الضعيفة		الاحماض القوية
<p>HF حمض الهيدروفلوريك</p> <p>CH₃COOH حمض الخليك</p> <p>H₂CO₃ حمض الكربونيك</p>	مثال	<p>HCl حمض هيدروكلوريك</p> <p>HBr حمض هيدروبروميك</p> <p>H₂SO₄ حمض الكبريتيك</p> <p>HNO₃ حمض النيتريك</p>
$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$ <p>حمض ضعيف قاعدة مرافق قوية حمض مرافق قاعدة مرافق</p>	معادلة التأيين	$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ <p>حمض قوي قاعدة مرافق ضعيفة حمض مرافق قاعدة مرافق</p>
جزئي \rightleftharpoons	نوع التأيين (السهيم)	تام \rightarrow
قليلة	الايونات الناتجة	كثيرة
رديئة التوصيل	التوصيل	موصلة جيدة
$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$ صغيرة	ثابت التأيين K _a	كبير جدا
ملاحظات مهمة:		
١- اذا كان التأيين يمر بأكثر من خطوة (في الاحماض عديدة البروتون) يكون لكل خطوة K _a مختلف ، ودائما K _{a3} < K _{a2} < K _{a1}		
٢- لكل حمض ضعيف قاعدة مرافقة قوية و لكل حمض قوي قاعدة مرافقة ضعيفة		
٣- كلما زادت قيمة K _a زادت قوة الحمض		

ثانيا: قوة القواعد

القواعد الضعيفة		القواعد القوية
NH ₃ امونيا	مثال	<p>NaOH هيدروكسيد صوديوم</p> <p>KOH هيدروكسيد بوتاسيوم</p> <p>Ca(OH)₂ هيدروكسيد كالسيوم</p>
$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ <p>حمض ضعيف قاعدة مرافقة قوية حمض مرافق قوي قاعدة مرافق</p>	معادلة التأيين	$\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ <p>قاعدة قوية</p>
$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$ صغيرة	ثابت التأيين K _b	كبير جدا

*ملاحظة : (نوع التأيين و الايونات الناتجة والتوصيل والملاحظات المهمة) في جدول الاحماض تنطبق تماما على القواعد

4-3 التبادل

المفردات الجديدة:

التبادل: تفاعل حمض مع قاعدة ليعطي ماء وملح

الملح: مركب أيوني أيونه الموجب من قاعدة و أيونه السالب من حمض

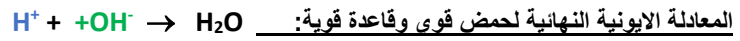
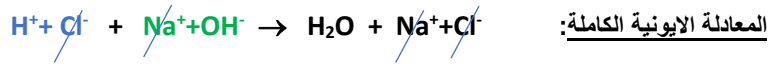
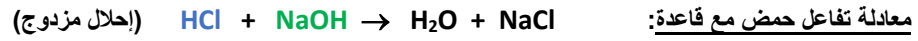
المعايرة: عملية إيجاد تركيز محلول بتفاعل حجم معين منه مع محلول معلوم التركيز باستخدام: التغير في PH

المحلول القياسي: محلول معلوم التركيز

نقطة التكافؤ: نقطة يتساوى عندها عدد مولات H^+ مع عدد مولات OH^-

الكاشف: أصباغ تتأثر ألوانها بالاحماض والقواعد

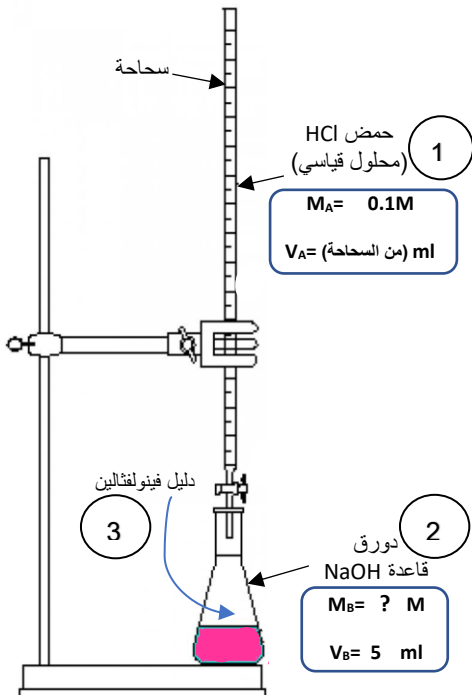
نقطة النهاية: النقطة التي يتغير عندها لون الكاشف



التبادل

قانون إيجاد التركيز المجهول:

(مع مراعاة ضرب تركيز الحمض بعدد ذرات الهيدروجين) $M_A \times V_A = M_B \times V_B$



خطوات المعايرة عملياً:

- 1- اتبعي الخطوات العملية كما في الرسم
- 2- اوجدي مولارية القاعدة NaOH عند معايرة 5ml منها مع حمض HCl تركيزه 0.1M

$$M_a \cdot V_a = M_b \cdot V_b$$

$$M_a \cdot V_a = M_b$$

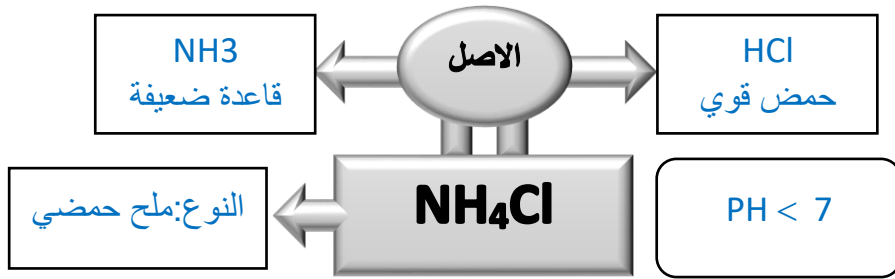
$$V_b$$

$$\frac{5 \times 0.1}{5} = 5 \text{ M}$$

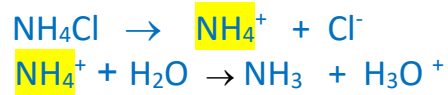
$$5$$

المعايرة

التميه :- تفاعل ماء و ملح

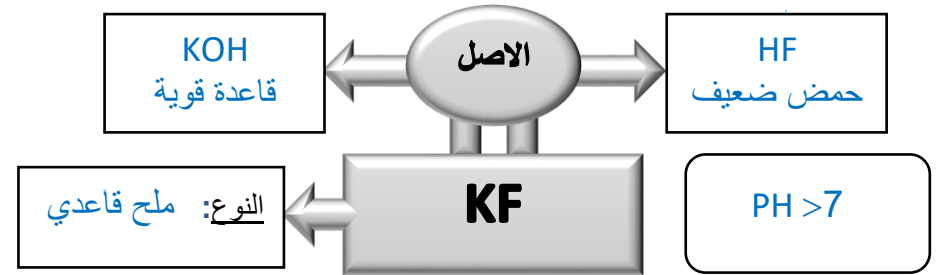


التميه:

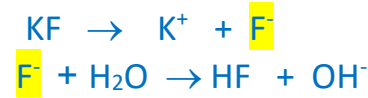


- 3 تفكك
- 4 تفاعل مع الماء
(الايون ذا الاصل الضعيف فقط)

مثل: NH_4Cl كلوريد الامونيوم / NH_4NO_3 نترات الامونيوم / NH_4Br بروميد الامونيوم

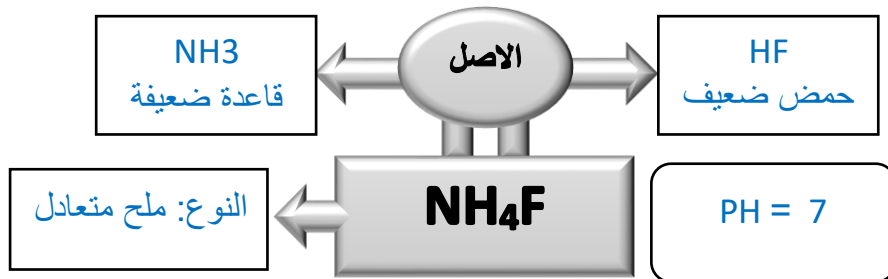


التميه:



- 1 تفكك
- 2 تفاعل مع الماء
(الايون ذا الاصل الضعيف فقط)

مثل: CH_3COONa خلات صوديوم / CaCO_3 كربونات كالسيوم



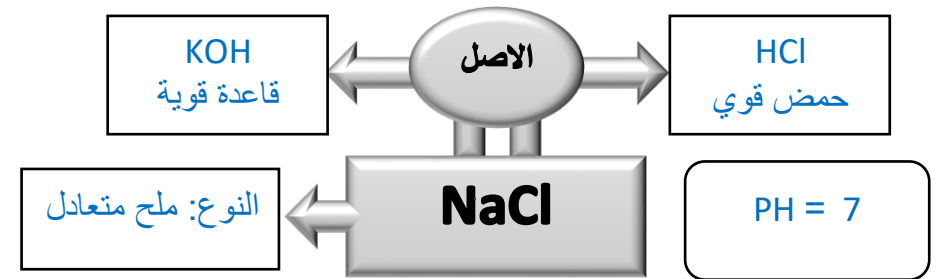
التميه:



- 1 تفكك
- 2 تفاعل مع الماء
(الايون ذا الاصل الضعيف فقط)



مثل: $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ خلات امونيوم



التميه:



- 1 تفكك
- 2 تفاعل مع الماء
(الايون ذا الاصل الضعيف فقط)



مثل: NaCl كلوريد صوديوم / K_2SO_4 كبريتات بوتاسيوم / NaI يوديد بوتاسيوم / NaNO_3 نترات صوديوم

تميه الأملاح

التميه هو : تفاعل ملح + ماء

نوع الملح	ملح مشتق من حمض قوي وقاعدة قوية	ملح مشتق من حمض قوي وقاعدة ضعيفة	ملح مشتق من حمض ضعيف وقاعدة قوية	ملح مشتق من حمض ضعيف وقاعدة ضعيفة
مثال	$\begin{array}{c} \text{NaCl} \\ \swarrow \quad \searrow \\ \text{NaOH} \quad \text{HCl} \\ \text{قاعدة قوية} \quad \text{حمض قوي} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{NH}_4\text{Cl} \\ \swarrow \quad \searrow \\ \text{NH}_3 \quad \text{HCl} \\ \text{قاعدة ضعيفة} \quad \text{حمض قوي} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{KF} \\ \swarrow \quad \searrow \\ \text{KOH} \quad \text{HF} \\ \text{قاعدة قوية} \quad \text{حمض ضعيف} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{NH}_4\text{F} \\ \swarrow \quad \searrow \\ \text{NH}_3 \quad \text{HF} \\ \text{قاعدة ضعيفة} \quad \text{حمض ضعيف} \end{array}$
خطوات تميه الاملاح	<p>1) تفكك $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$</p> <p>2) التمييه لا تنتمي (أي لا تتفاعل مع الماء) لأن مصدرها قوي</p>	<p>1) تفكك $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$</p> <p>2) التمييه $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ يحدث تميه و تنتج ايونات الهيدرونيوم (بحيث تمنح الأيونات الموجبة من الملح أيون الهيدروجين الى الماء)</p>	<p>1) تفكك $\text{KF} \rightarrow \text{F}^- + \text{K}^+$</p> <p>2) التمييه $\text{F}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HF} + \text{OH}^-$ يحدث تميه و تنتج ايونات الهيدروكسيد (بحيث تستقبل الأيونات السالبة من الملح أيون الهيدروجين من الماء)</p>	<p>1) تفكك $\text{NH}_4\text{F} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{F}^-$</p> <p>2) التمييه</p>
التأثير على ورق تباع الشمس نوع الوسط	ورق تباع الشمس الأحمر الأزرق الوسط متعادل	ورق تباع الشمس الأحمر الأزرق الوسط حمضي	ورق تباع الشمس الأحمر الأزرق الوسط قاعدي	ورق تباع الشمس الأحمر الأزرق الوسط متعادل
PH	PH = 7	PH < 7	PH > 7	PH = 7
أمثله لأملاح أخرى	NaCl كلوريد الصوديوم K_2SO_4 كبريتات البوتاسيوم NaI يوديد الصوديوم NaNO_3 نترات الصوديوم	NH_4Cl كلوريد الامونيوم NH_4NO_3 نترات الامونيوم NH_4Br بروميد الامونيوم	CH_3COONa خلات الصوديوم CaCO_3 كربونات الكالسيوم	$\text{CH}_3\text{COONH}_4$ خلات الامونيوم



المحاليل المنظمة



عند إضافة قاعدة الى
المحلول المنظم



عند اضافة OH^- تتحد مع H^+
فيكون الماء فتقل كمية H^+ فيه
لذلك يتجه لليمين باتجاه النواتج
(الطرف الأقل)

عند إضافة حمض الى
المحلول المنظم



تزيد كمية H^+ لذلك يتجه
التفاعل لليساار باتجاه
المتفاعلات (الطرف الأقل)

المحاليل المنظمة:

محاليل تقاوم تغير قيم PH عند إضافة كمية محددة من الاحماض والقواعد

مكونات المحلول المنظم:

حمض ضعيف وقاعدته المرافقة **مثل** HF / F^-
قاعدة ضعيفة وحمضها المرافق **مثل** $\text{NH}_3 / \text{NH}_4^+$

سعة المحلول المنظم:

الكمية التي يستوعبها المحلول دون تغير كبير في PH
*كلما زاد تركيز المحلول المنظم (الجزينات والايونات) زادت سعته



5-1 الكيمياء الكهربائية

الكيمياء الكهربائية : دراسة عمليات الأكسدة والاختزال التي تحول الطاقة الكيميائية إلى كهربائية أو العكس

الخلايا الكهروكيميائية : جهاز يستعمل تفاعلات الأكسدة والاختزال لإنتاج طاقة كهربائية أو العكس

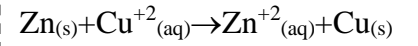
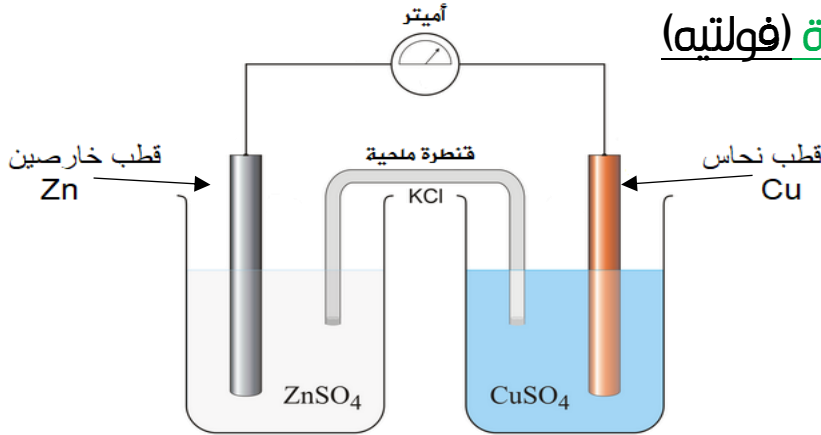
الخلايا التحليلية: تحول الطاقة الكهربائية إلى كيميائية

مثل: التحليل الكهربائي للماء و الطلاء بالكهرباء

الخلايا الجلفانية : تحول الطاقة الكيميائية إلى كهربائية

مثل: البطاريات

أولاً: الخلايا الجلفانية (فولتية)



$$E_{\text{Zn}} = -0.76\text{v}$$

$$E_{\text{Cu}} = +0.34\text{v}$$

نصف تفاعل أكسدة		نصف تفاعل اختزال		انصاف الخلية
$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{++} + 2\text{e}^-$		$\text{Cu}^{++} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$		
قطب الخارصين ويسمى انود (سالب)		قطب النحاس ويسمى كاثود (موجب)		الأقطاب
المحلول: كبريتات خارصين	القطب: Zn	المحلول: كبريتات نحاس	القطب: Cu	مع مرور الوقت
تزيد ايونات الخارصين في المحلول	تقل كتلته	تقل ايونات النحاس في المحلول	يزيد كتلته	
الايونات السالبة Cl^-		الايونات الموجبة K^+		اتجاه ايونات القنطرة
$E_{\text{cell}} = E_{\text{cathode}} - E_{\text{anode}}$		$\rightarrow +0.34\text{v} - (-0.76) = +1.1\text{v}$		جهد الخلية:
تلقائي لان إشارة جهد الخلية موجبة (دائماً الخلايا الجلفانية تكون قيمتها موجبة و تكون تلقائية)				نوع التفاعل
$\text{Zn} / \text{Zn}^{++} // \text{Cu}^{++} / \text{Cu}$				رمز الخلية
كيف استطيع تحديد قطب الأكسدة (الانود) و قطب الاختزال (كاثود)؟				
1- من المعادلة	2- جهد الاختزال	3- انصاف التفاعل	4- رمز الخلية	5- رسم الخلية واتجاه e^-

تابع 1-5 حساب فرق الجهد في الخلايا الكهروكيميائية

جهد الاختزال: قابلية المادة لاكتساب الكترولونات

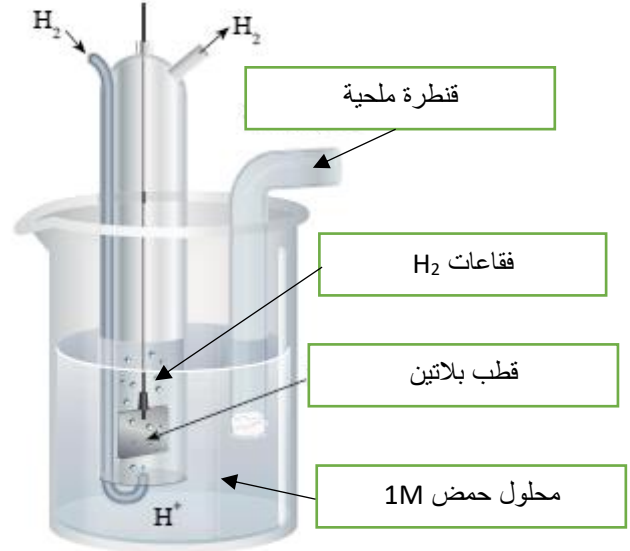
قطب الهيدروجين القياسي

قطب الهيدروجين القياسي

الظروف القياسية	ضغط 1atm و درجة حرارة 25°C وتركيز المحلول 1M
المعادلة الكلية	$2H^+ + 2e^- \xrightleftharpoons[\text{اختزال}]{\text{اكسدة}} H_2$
معادلة الاختزال	$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$
معادلة الاكسدة	$H_2 \rightarrow 2H^+ + 2e^-$
جهد الاختزال	0 V

- تذكر ان جهد الاختزال الأكبر يصنف قطب اختزال وجهد الاختزال الأقل يصنف قطب اكسدة

مكونات قطب الهيدروجين القياسي



<p>$E_{Cu} = +0.34v$</p>	<p>$E_{Zn} = -0.76v$</p>	الخلية
$E_{cell} = E_{Cu} - E_{H_2}$ $= +0.34 - (0) = +0.34$	$E_{cell} = E_{H_2} - E_{Zn}$ $= 0 - (-0.76) = +0.76 V$	جهد الخلية $E_{cell} = E_{cathode} - E_{anode}$
<p>نصف اوكسدة $H_2 \rightarrow 2H^+ + 2e^-$</p> <p>نصف اختزال $Cu^{++} + 2e^- \rightarrow Cu$</p>	<p>نصف اوكسدة $Zn \rightarrow Zn^{++} + 2e^-$</p> <p>نصف اختزال $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$</p>	انصاف التفاعل
$H_2 + Cu^{++} \rightarrow 2H^+ + Cu$	$Zn + 2H^+ \rightarrow Zn^{++} + H_2$	التفاعل الكلي
$H_2 / H^+ // Cu^{++} / Cu$	$Zn / Zn^{++} // H^+ / H_2$	رمز الخلية
جلفانية تلقائية بسبب ان جهد الخلية موجب		نوع الخلية والسبب

2-5 البطاريات

البطارية: هي خلية جلفانية او اكثر في عبوة واحدة تنتج تيار كهربائي

أنواع البطاريات

ثانوية

يمكن اعادة شحنها وتحديث بشكل عكسي

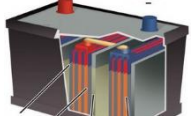
أولية

لا يعاد شحنها ولاتحديث بشكل عكسي

أولا البطاريات الأولية الخلايا الجافة

بطاريات الفضة		البطاريات القلوية		الخاصين والكربون	
كاثود	انود	كاثود	انود	كاثود	انود
اكسيد فضة	خاصين + KOH	خليط من ثاني أكسيد المنجنيز KOH+	مسحوق الخاصين KOH +	عمود كربون او جرافيت	الخاصين
 أصغرهم حجما		 توجد في وسط قاعدي يمكن تصنيعها بأحجام صغيرة لعدم وجود عمود *مسحوق الخاصين يوفر مساحة سطح أكبر للتفاعل			المحلول الموصل: عجينة رطبة من كلوريد الخاصين والامونيوم واكسيد المنجنيز *عمود الكربون غير فعال لأنه يتكون من مادة لا تتأكسد او تختزل فانته في توصيل الالكترونات فقط

ثانيا البطاريات الثانوية

بطاريات المرمك الرصاصي الحمضية		نيكل وكادميوم (رقمية)		بطاريات الليثيوم	
الكاثود	الانود	الكاثود	الانود	الكاثود	الانود
شبكة من أكسيد الرصاص	شبكتين على الأقل من الرصاص	نيكل	كادميوم	مختلفة	ليثيوم
	المحلول الموصل: حمض الكبريتيك	—		المميزات: 1- الليثيوم هو أخف فلز معروف 2- لليثيوم أقل جهد اختزال قياسي العيوب: باهضة الثمن	

خلايا الوقود: هي خلايا جلفانية تنتج طاقة كهربائية

من تأكسد الوقود

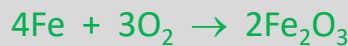
يستخدم فيها مصدر خارجي لتوليد الطاقة

ولا تفقد مثل باقي البطاريات حيث يتم تعبئتها باستمرار

خلايا الوقود	
الكاثود	الانود
اكسجين	هيدروجين



التآكل: وهي خسارة الفلز الناتجة عن تفاعلات الاكسدة والاختزال بين الفلز ومواد موجودة في البيئة

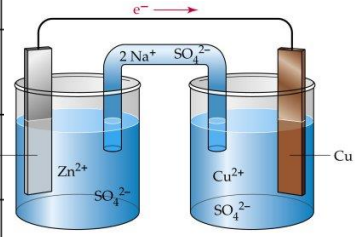
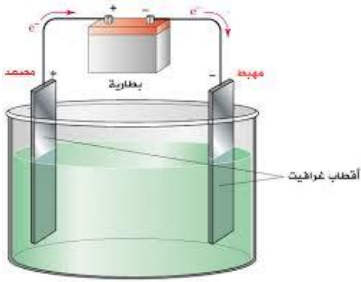


من طرق منع تآكل الحديد:

الطلاء (لعزل الماء والهواء)	توصيل الحديد بفلز له جهد اختزال أقل من الحديد فيعمل ك(انود مضحي) ويتأكسد ، ويبقى الحديد دون تأكسد	الجلفنة : وهي تغليف الحديد بفلز أكثر مقاومة للتآكسد
-----------------------------	--	--

مقارنة بين أنواع الخلايا الكهروكيميائية

الخلايا الجلفانية	المقارنة	خلايا التحليل الكهربائي
الكيميائية الى كهربائية	تحول الطاقة	الكهربائية الى كيميائية
تلقائي	نوع التفاعل	غير تلقائي
القطب السالب(نصف تفاعل الاكسدة)	الانود	القطب الموجب (نصف تفاعل الاكسدة)
القطب الموجب (نصف تفاعل الاختزال)	الكاثود	القطب السالب(نصف تفاعل الاختزال)
من الانود الى الكاثود	سير التيار	من الانود الى الكاثود
تحتاج الى قنطرة ملحية	القنطرة الملحية	لا تحتاج الى قنطرة ملحية
لا بد ان يكون القطبان مختلفان حتى ينشأ بينهما فرق جهد	الاقطاب	لا يشترط ان تكون الاقطاب مختلفة

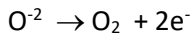


تطبيقات التحليل الكهربائي

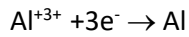
انتاج الألومنيوم (هول-هيرويت)

وهو تحليل كهربائي لأكسيد الألومنيوم Al_2O_3

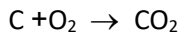
عند الانود (+) يتأكسد O^{2-}



عند الكاثود (-) يختزل Al^{+3}



وقد يتفاعل الاكسجين الناتج مع الكربون



ملاحظات مهمة:

تستخدم هذه العملية كميات ضخمة جدا من الكهرباء ، لذلك تكون مصانع انتاج الالومنيوم قريبة من محطات توليد الكهرباء

* وسبب اعادة تدوير الالومنيوم هو الكمية الكبيرة من الكهرباء الذي يحتاجها انتاج الالومنيوم

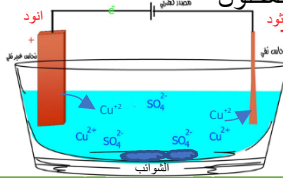
تنقية الخامات

وعند الانود (+) النحاس الغير نقي

عند الكاثود (-) شريحة رقيقة من النحاس النقي

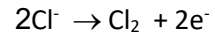
عندما يتأكسد النحاس على الانود ويتحول الى ايونات نحاس في المحلول

تختزل مره اخرى ايونات النحاس على الكاثود و تبقى الشوائب في المحلول

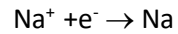


تحليل كهربى لمصهور NaCl (خلية داون)

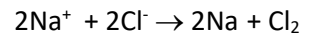
عند الانود (+) يتأكسد Cl^-



عند الكاثود (-) يختزل Na^+



يكون التفاعل الكلي :



اهمية هذه الخلية:

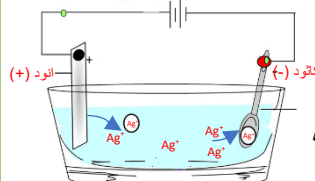
يستخدم الكلور في تنقية مياه الشرب والسباحة والصوديوم مبرد للتفاعلات النووية

الطلاء بالكهرباء

عند الانود (+) قطعة من الفضة

عند الكاثود (-) الجسم المراد طلاؤه

تتأكسد الفضة في الانود وتتحول الى ايونات فضة في المحلول ، وتختزل مره اخرى على الكاثود فتغلف الجسم المراد طلاؤه



تحليل كهربى لماء البحر محطات التحلية

ماء البحر عبارة عن محلول مائي لكوريد الصوديوم

اهمية هذه الخلية:

الأهمية التجارية للنواتج وهي: $H_2 / Cl_2 / NaOH$