وزارة التعليم العالي والبحث العلمي
الجامعة التقنية الشمالية
الكلية التقنية الزراعية /الموصل

الحقيبة التعليمية

القسم العلمي: التقانات الاحيائية وعلوم الأغذية

اسم المقرر: الكيمياء العامة

المرحلة / المستوى: الاول

الفصل الدراسي:الاول

السنة الدراسية : 2025-2026



معلومات عامة

اسم المقرر:	**الكيمياء العامة**						
القسم:	قسم التقانات الاحيائية وعلوم الأغذية						
الكلية:	التقنية الزراعية الموصل						
المرحلة / المستوى	الأول						
الفصل الدراسي:	الأول						
عدد الساعات الاسبوعية:	نظري	2	عملي	3			
عدد الوحدات الدراسية:	2						
الرمز:	TAMO104						
نوع المادة	نظري		عملي		كلهما	√	
هل يتوفر نظير للمقرر في الاقسام الاخرى	نعم						
اسم المقرر النظير							
القسم							
رمز المقرر النظير							

معلومات تدريسي المادة

اسم مدرس (مدرسي) المقرر:	حلا عوف عبد الرحمن
اللقب العلمي:	**مدرس**
سنة الحصول على اللقب	2017
الشهادة :	**دكتوراه**
سنة الحصول على الشهادة	**2017**

عدد سنوات الخبرة (تدريس)	21

الوصف العام للمقرر

يهدف المقرر الى تعريف الطالب بالنظرية الذرية و كيفية نشؤها وتطورها . و يستعرض المقرر الوصف الالكتروني للذرة و اهم الصفات الدورية للعناصر و ترتيب الذرات ضمن الجدول الدوري و منح الطالب القدرة على اكتساب الخبرة في ادراك المفاهيم الأساسية للتآصر الكيميائي ، وكيف يحصل التآصر في المركبات الكيميائية سواءالتساهمية منها او الايونية ، مما يمكنه من دراسة مفهوم الاصرة الكيميائية بوضوح شامل ، ويكسبه مهارات علمية لازمة لتطوير مهارته في استيعاب نظريات التآصر الكيميائي الحديثة والقديمة .

الاهداف العامة

- سيتعلم الطلاب تصنيف العناصر الكيمياوية
- سيتمكن الطلاب من التعرف على انواع الحوامض والاملاح والقواعد وخصائصها و الكشف عنها .
- سيتعلم الطلاب الكشف والتمييز بين العناصر الكيمياوية من خلال تطبيق الكشوفات الخاصة بالعناصر

الأهداف الخاصة

- إكساب الطالب مهارات التعامل مع المواد الكيمياوية واعطاء فكرة عامة عن المركبات الكيمياوية والية الكشف عنها
- إلمام الطالب بالتراكيب الكيمياوية للأسمدة والمبيدات الحشرية .

الأهداف السلوكية او نواتج التعلم

- التمييز بين انواع الحوامض والقواعد والاملاح.
- العمليات الضرورية الواجب القيام بها لتهيئة التربة للزراعة مثل قياس الدالة الحامضية والتوصيلية الكهربائية
- كيفية تحضير المحاليل المولارية والمولالية .
- **أمثلة أهداف تدريسية:**

بعد الانتهاء من الدرس (المحاضرة) سيكون الطالب قادرا على ان:

- يعرف التاريخ المعاصر.
- يميز بين أنواع الممرضات

- يقيم مستوى خطورة المواد الكيمياوية عالية السمية.

المتطلبات السابقة

- اذكر أي متطلبات سابقة قد يحتاجها الطالب قبل التسجيل في المقرر، مثل مواد دراسية سابقة أو مهارات معينة.
- يحتاج الى مختبر كيمياء متخصص لتطبيق التجارب والقياسات المختبرية من قبل الطالب.

الأهداف السلوكية او مخرجات التعليم الأساسية		
ت	تفصيل الهدف السلوكي او مخرج التعليم	آلية التقييم
1	. تطوير مهارات التفكير النقدي والتحليلي في حل المشكلات الكيميائية المعقدة.	يتضمن تقديمي عرض تقديم مكونات محتوى التعلم.
2	تعزيز الوعي البيئي وتطبيق مفاهيم الكيمياء في حل المشكلات البيئية	يتضمن تقديمي عرض تقديم مكونات محتوى التعلم.
3	تعزيز مهارات استخدام التكنولوجيا في توصيل مفاهيم الكيمياء للمجتمع.	يتضمن تقديمي عرض تقديم مكونات محتوى التعلم.

أساليب التدريس (حدد مجموعة متنوعة من أساليب التدريس لتناسب احتياجات الطلاب ومحتوى المقرر)

الاسلوب او الطريقة	مبررات الاختيار
1.محاضرات نظرية	المعرفة
2. عروض تقديمية	الفهم التحليل
3.عرض افلام توضيحية	الفهم التحليل
4.وسائل إيضاح	الفهم
5.تجارب مختبرية	التطبيق
6.الاختبارات الشفوية	التقييم

الفصل الاول (الجدول الدوي وتصنيف العناصر بالجدول الدوري)						
عنوان الفصل	الوقت					
التوزيع الزمني	النظري	العملي	العنوان الفرعي		طريقة التدريس	التقنيات	طرق القياس
الأسبوع الأول			مقدمة عن المقرر، أهداف التعلم، محتوى المقرر		محاضرة	عرض تقديمي، شرح، أسئلة وأجوبة, مناقشة	
الأسبوع الأول	1	3	العناوين الفرعية	التصنيف الدوري للعناصر			الامتحانات القصيرة, و الفصلية, و النهائي
الأسبوع الثاني			التعرف على خواص العناصر من خلال تصنيفها على شكل زمر ودورات		محاضرة	عرض تقديمي، شرح، أسئلة وأجوبة, مناقشة	الامتحانات القصيرة, و الفصلية, و النهائي
	1	3	التعرف على العناصر الانتقالية وخصائصها				الامتحانات القصيرة, و الفصلية, و النهائي
			التعرف على عتاصر الاتربة القلوية وخصائصها				
الاسبوع الثالث	1	3	الذرة وتركيبها	التركيب الذري	محاضرة	عرض تقديمي، شرح، أسئلة وأجوبة, مناقشة	
			نموذج دالتون الذري				
			العدد الذري وعدد الكتلة				

الاسبوع الثالث	1	3	مستويات الطاقة الذرية	أعداد الكم	محاضرة	عرض تقديمي، شرح، أسئلة وأجوبة, مناقشة	
				الترتيب الالكتروني للعناصر			
				مبدأ باولي للاستبعاد			

(نظريات التاصر الكيميائي)							
عنوان الفصل	الوقت		العنوان الفرعي		طريقة التدريس	التقنيات	طرق القياس
التوزيع الزمني	النظري	العملي					
	1 ساعة	3ساعة		العناوين الفرعية	محاضرة	عرض تقديمي، شرح، أسئلة وأجوبة, مناقشة	
الأسبوع الرابع			النظرية الالكترونية للنكافؤ (الثمانيات)	قاعدة الثمانيات	محاضرة	عرض تقديمي، شرح، أسئلة وأجوبة, مناقشة	الامتحانات القصيرة, و الفصلية, و النهائي
				امثلة على قاعدة الثمانيات			
				النظرية الالكترونية للتكافؤ			
				امثلةعلى النظرية الالكترونية للتكافؤ			
				مميزات وعيوب النظرية الالكترونية للتكافؤ			
الأسبوع الخامس			العنوان الرئيسي الثاني	الاواصر الكيميائية	محاضرة	عرض تقديمي، شرح، أسئلة وأجوبة, مناقشة	الامتحانات القصيرة, و الفصلية, و النهائي
				الاصرة الايونية تعريفها			
				مميزات المركبات			

			الايونية				
			الاصرة التساهمية وخواص المركبات التساهمية	العنوان الرئيسي الثالث			الامتحانات القصيرة, و الفصلية و النهائي
			الاواصر التساهمية المستقطبة وغير المستقطبة				
			الاواصر المعدنية والاواصر الهيدروجينة وخواصها				

الفصل الثالث(الحوامض والقواعد والاملاح)						
عنوان الفصل	الوقت					
التوزيع الزمني	نظري	عملي	العنوان الفرعي		طريقة التدريس	التقنيات	طرق القياس
				العناوين الفرعية	محاضرة	عرض تقديمي، شرح، أسئلة وأجوبة, مناقشة	

الأسبوع السادس	1	3	الحامض والقواعد والاملاح	مفهوم ارهينيوس للحوامض والقواعد			
				مفهوم برونشتد للحوامض والقواعد			
				مفهوم لويس للحوامض والقواعد			
			تفاعلات الاكسدة والاختزال	الموازنة في الوسط الحامضي والقاعدي		عرض تقديمي، شرح، أسئلة وأجوبة, مناقشة	الامتحانات القصيرة, و الفصلية و النهائي
الاسبوع السابع				امثلة واسئلة حسابية على تفاعلات الاكسدة والاختزال			
			الهالوجينات, خصائصها وتحضيرها	الخصائص العامة لعناصر المجموعة السادسة		عرض تقديمي، شرح، أسئلة وأجوبة, مناقشة	الامتحانات القصيرة, و الفصلية و النهائي
الاسبوع الثامن			جهد القطب القياسي	الخلايا		عرض تقديمي، شرح، أسئلة	الامتحانات

			الكهروكيميائية		وأجوبة, مناقشة		القصيرة, و الفصلية و النهائي
الاسبوع التاسع							

الفصل الرابع (عمليات التأكسد والاختزال)						
عنوان الفصل	الوقت					
التوزيع الزمني	نظري	عملي			طريقة التدريس	التقنيات	طرق القياس
الأسبوع			العناوين الرئيسية	العناوين الفرعية	محاضرة	عرض تقديمي، شرح، أسئلة وأجوبة, مناقشة	
الأسبوع العاشر			العناصر الفلزية واللافلزية السائدة				
				جهد التأكسد والالفة الالكترونية			
				طاقة التأين			
				الزمر والدورات وخصائصها			
الأسبوع الحادي غشر			الخصائص العامة للعناصر في المجموعة الخامسة	الخصائص العامة للعناصر في المجموعة الخامسة	محاضرة	عرض تقديمي، شرح، أسئلة وأجوبة, مناقشة	الامتحان اليومي واسئلة واجوبة مناقشة
الأسبوع الثاني عشر			الخصائص العامة للعناصر في المجموعة الرابعة	الخصائص العامة للعناصر في المجموعة الرابعة			
الأسبوع الثالث عشر			الغازات المثالية	تعريف الغازات المثالية ,قانون			

			الغازات المثالية				
			الفرق بين الغازات المثالية والحقيقية			عرض تقديمي، شرح، أسئلة وأجوبة, مناقشة	الامتحان اليومي واسئلة واجوبة مناقشة
الأسبوع الرابع عشر			قطب الهيدروجين	جهد القطب القياسي			
الأسبوع الخامس عشر			تعريف الكيمياء النووية ,ظاهرة الاشعاع النووي ,انواع الاشعاعات المؤينة واهميتها	الكيمياء النووية		عرض تقديمي، شرح، أسئلة وأجوبة, مناقشة	الامتحان اليومي واسئلة واجوبة مناقشة

المحتوى العلمي

خارطة القياس المعتمدة

المحتوى التعليمي	عناوين الفصول	الأهمية النسبية	الأهداف السلوكية					عدد الفقرات
			المعرفة		الفهم	التطبيق	التحليل	التقييم	
			النسبة						
الفصل الاول	التصنيف الدوري للعناصر	15%	3		2	0	0	1	6
الفصل الثاني	نظريات التأصر الكيميائي	15%	2		1	1	1	1	6
الفصل الثالث	الحوامض والقواعد والاملاح	23%	3		3	0	2	1	9
الفصل الرابع	عمليات التأكسد والاختزال	23%	3		3	0	1	2	9
الفصل الخامس	العناصر الفلزية واللافلزية	24%	3		2	0	2	2	9
المجموع		100%	14		11	1	6	7	39

المحتويات (لكل فصل في المقرر)

رقم المحاضرة:1	
عنوان المحاضرة:	التصنيف الدوري للعناصر
اســـم المدرس:	حلا عوف عبد الرحمن
الفئة المستهدفة :	المستوى الاول
الهدف العام من المحاضرة	التعرف على خواص العناصر من خلال تصنيفها على شكل زمر ودورات
الأهداف السلوكية او مخرجات التعلم:	1-التعرف انواع العناصر الكيميائية في الجدول الدوري .وخصائصها مثل جهد التاين والالفة الالكترونية . 2-التعرف على العناصر الانتقالية وخصائصها. .
استراتيجيات التيسير المستخدمة	القاء المحاضرة والمناقشة، الاختبار القبلي والبعدي، عرض المحاضرة على جهاز ال DATA SHOW التعليم التعاوني ، استخدام أسلوب العصف الذهني
المهارات المكتسبة	سيتمكن الطالب من التمييز بين عناصر الجدول الدوري
طرق القياس المعتمدة	التعلم التعاوني والعصف الذهني وحل المشكلات

4 - الاسئلة القبلية

1 - ماذا تعرف عن علم الكيمياء.

2- كيف تصنف العناصر في الجدول الدوري.

3- ماهي النظريات الكيميائية وتطورها

التركيب الذري Atomic structure

الذرة **Atom** هي أصغر جزء من العنصر الكيميائي الذي يحتفظ بالخصائص الكيميائية لذلك العنصر .

الذرة عبارة عن جسيم فراغي يتألف من نواة صغيرة الحجم ، ثقيلة الكتلة ، موجبة الشحنة وهي عبارة عن كتلة الذرة، وهي عبارة عن البروتونات الموجبة(p)والنيوترونات المتعادلة(n) ويوجد حول النواة فراغ هائل تتحرك فيه االكترونات (e) مجالات فراغية مختلفة الاشكال والاحجام بسرعة كبيرة تصل إلى ٢٠٠٠كم / ث ، بحيث لا يمكن تحديد مكان وسرعة الإلكترون في نفس الوقت ، ولإلكترونات خواص موجية باالاضافة إلى خواصها الجسيمية .

المجموعة: (B)

تنقسم عناصر المجموعة (B) أيضاً إلى عدد من المجموعات (I - VIII) تضم كـل مجموعة منها عناصر تتشابه في خواصها الطبيعية و الكيميائية و تضم المجموعة الفرعية (B) كـل العناصر الواقعة في وسط الجدول الدوري

(ب) الدورات: (Periods)

يقسم الجدول الدوري حسب عدد العناصر التي يضمها كل خط أفقي إلى نوعين من الدورات قصيرة و طويلة و يلاحظ على هذا التقسيم أن بداية كل دورة يمثل غلاف إلكتروني جديد.

(1)الدورات القصيرة:

يظهر في الجدول ثلاث دورات قصيرة على النحو التالي:

الدورة القصيرة الأولى : تضم هذه الدورة عناصر الهيدروجين و الهليوم فقط ويمتلأ الغلاف الإلكتروني الأول. (n =1)

الدورة القصيرة الثانية : تشمل هذه الدورة ثمانية عناصر هي:

(Li , Be, B, C, N, O, F, Ne.)وهي الدورة التي يمتلأ فيها الغلاف الإلكتروني الثاني (n=2)

الدورة القصيرة الثالثة : هنا يمتلأ الغلاف الإلكتروني الثالث بالإلكترونات وتضم ثمانية عناصر هي. (Na, Mg, Al, S , P, S Cl, Ar)

(2)الدورات الطويلة :

توجد أربع دورات طويلة على النحو التالي:

***الدورة الطويلة الأولى**: تضم هذه الدورة (١٨) عنصر تبدأ بالبوتاسيوم (K) وتنتهي بالكربتون (Kr)وتشمل عناصر الصف الأول للعناصر الانتقالية (Sc - Zn)

المجموعة السادسة: Group VI A

تضم عناصر (O, S, Se, Te, Po) وتتميز بالحالة الثنائية السالبة و السداسية.

المجموعة السابعة: Group VII A

تعرف عناصر هذه المجموعة بالهالوجينات. ((Halogens) : F, Cl, Br, I, At)

المجموعة الثامنة: Group VIII A

تعرف عناصر هذه المجموعة بالغازات الخاملة (Inert Gases) وهي (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn)ولامتلاء أغلفتها الإلكترونية بالإلكترونات فإن الحالة التأكسدية المميزة لها هي الصفر.

6- الاسئلة البعدية

1- ماهو تصنيف مندليف ؟
2- ماهي خواص العناصر الانتقالية
3- ماهي خواص عناصر الاتربة الفلوية

رقم المحاضرة:2	
عنوان المحاضرة:	التركيب الذري
اســـــم المدرس:	حلا عوف عبد الرحمن
الفئة المستهدفة :	المستوى الاول
الهدف العام من المحاضرة :	**التعرف على خواص الذرة وصف الذرة حسب** نموذج ثومسن ورذر فورد
الأهداف السلوكية او مخرجات التعلم:	1--التعرف على الذرة ومكوناتها من النيوترونات والالكترونات والبروتونات. 2-التعرف على النظائر والعدد الذري وعدد الكتلة
استراتيجيات التيسير المستخدمة	القاء المحاضرة والمناقشة، الاختبار القبلي والبعدي، DATA SHOWعرض المحاضرة على جهاز ال التعليم التعاوني ، استخدام أسلوب العصف الذهني
المهارات المكتسبة	سيتمكن الطالب من معرفة التركيب الذري للعناصر
طرق القياس المعتمدة	التعلم التعاوني والعصف الذهني وحل المشكلات

الاسئلة القبلية :

1- ماهي الذرة وماهي مكوناتها

2- ماهي النظائر

نموذج دالتون

المفاهيم ألساسية لنظرية دالتون هي:

والنظرية تتألف باختصار من ثالثة فروض وهي

١. تتألف المادة من دقائق صغيرة غير قابلة لالنقسام تدعى الذرات
٢. الذرة أصغر جزء في العنصر وتختلف العناصر باختالف ذراتها وأن ذرات العنصر الواحد متشابهة في كل الخواص
٣. عندما تتحد العناصر لتكوين المركبات فإنها تتحد بأعداد صحيحة من الذرات.

وضع دالتون تصوره للذرة وقال بأن الذرة عبارة عن جسيم (كروي مصمت) غير فارغ ذوكثافة عالية يشبه كرة.

نموذج ثومسون الذري

في عام ١٨٩٧ اكتشف واثبت وجود الكترونات

نموذج رذرفورد الذري

الذرة تشبه المجموعة الشمسية تتكون من نواة مركزية موجبة الشحنة تدور حولها بمسافات شاسعة أللاكترونات سالبة الشحنة.

كتلة ألالكترونات صغيرة جدا مقارنة بكتلة مكونات النواة (البروتونات الموجبة الشحنةوالنيوترونات المتعادلة)وبالتالي ستتركز معظم كتلة الذرة في النواة.

تدور ألالكترونات حول النواة في مدارات خاصة.

ثبات الذرة يعود إلى وقوع الالكترونات تحت تأثير قوتين متساويتين في المقدار ومتعاكستين

بألاتجاه (قوة الجذب للنواة وقوة الطرد الناتجة من دوران الالكترونات حول النواة)

مشكلة واجهت نموذج رذرفورد

١- الذرة ليست متزنة ميكانيكيا حيث ان النواة الموجبة تقوم بجذب االالكترونات السالبة
٢- لم ينجح نموذج رزرفورد في تفسير طيف ذرة الهيدروجين

البروتونات: جسيمات موجبة الشحنة توجد داخل النواة ، وهي الجسيمات المسؤولة عن نوع العنصر ، فالعناصر تختلف باختالف عدد البروتونات

النيوترونات: جسيمات متعادلة الشحنة توجد داخل النواة ايضا لكتلة البروتونات ، وباختالف كتلتها مساوية تقريبا عددها في ذرات العنصر الواحد يتشكل ما يعرف بالنظائر ، ويعتقد أن للنيوترونات دور كبير في استقرار ذرات العناصر

النواة: النواة عبارة عن البروتونات والنيوترونات بالذرة وهي تتوسط الذرة حجمها صغير جدا قطرها مهمل أمام قطر الذرة(. قطرها أصغر ١٠٠ ألف مرة من قطر الذرة) يوضح أن هناك ف اغ كبر يحيط بالنواة

الالكترونات: االلكترونات دقائق صغيرة جدا تدور حول النواة بدون توقف و بسرعة كبيرة يصعب تحديد مسارها و تكون هذه الدقائق متشابهة سحابة إلكترونية تلف النواة.
جميع االلكترونات بكهرباء سالبة بالنسبة لجميع الذرات وهي مشحون

العدد الذري وعدد الكتلة:

العدد الذري : هو عدد البروتونات في نواة ذرة العنصر
عدد الكتلة : هو مجموع عدد البروتونات والنيوترونات في نواة ذرة العنصر
ويكتب هذان العددان عادة بالنسبة لرمز العنصر هكذا :

الكتلة الذرية: يقصد بالكتلة الذرية أو الوزن الذري كتلة ذرة واحدة من العنصر ، ويتم حساب الكتلة الذرية للعنصر بأخذ معدل كتل النظائر مع ألخذ باالعتبار وفرة النظير . ونظرا لصغر كتلة االلكترونات فإن كتلة النظير مساوية لعدد الكتلة للعنصر

مثال :لعنصر الهيدروجين ثالث نظائر في الطبيعة هي:

البروتيوم $_{1}^{1}H$ عدد كتلته = ١ ونسبة وجوده في الطبيعة تساوي ٩٩.٩٩%

الديتريوم $_{1}^{2}H$ عدد كتلته = ٢ ونسبة وجوده في الطبيعة تساوي 0.0075%

التريتيوم $_{1}^{3}H$ عدد كتلته = ٣ ونسبة وجوده في الطبيعة تساوي 0.0025%

الاسئلة البعدية :
1- ماهي المشاكل التي واجهت رذرفورد
2- ماهي المفاهيم الاساسية لنظرية دالتون

رقم المحاضرة:3	
عنوان المحاضرة:	مستويات الطاقة
اســـم المدرس:	حلا عوف عبد الرحمن
الفئة المستهدفة :	المستوى الاول
الهدف العام من المحاضرة :	1-التعرف على توزيع الالكترونات في المدارات الخارجية للذرات المختلفة 2-التعرف على اعداد الكم للذرة
الأهداف السلوكية او مخرجات التعلم:	
استراتيجيات التيسير المستخدمة	القاء المحاضرة والمناقشة، الاختبار القبلي والبعدي، عرض المحاضرة على جهاز ال DATA SHOW التعليم التعاوني ، استخدام أسلوب العصف الذهني
المهارات المكتسبة	
طرق القياس المعتمدة	التعلم التعاوني والعصف الذهني وحل المشكلات

الاسئلة القبلية :

1- ماهي اعداد الكم

2-ماهو مبدأ الاستبعاد لباولي

مستويات الطاقة Energy Levels

تتوزع الالكترونات في المحيط الخارجي للذرة في 7 مستويات رئيسية اقصى سعة للمستوى من الالكترونات يساوي $2n^2$ حيث n رقم المستوى

مستوى الطاقة الرئيسي	رقمه n	عدد الإلكترونات التي يتشبع بها $2n^2$
الأول (K)	1	$2 \times 1^2 = 2$ إلكترون
الثاني (L)	2	$2 \times 2^2 = 8$ إلكترون
الثالث (M)	3	$2 \times 3^2 = 18$ إلكترون
الرابع (N)	4	$2 \times 4^2 = 32$ إلكترون

توزيع الالكترونات على المستويات الرئيسية:

-يتكون المستوى من عدد محدد من المدارات يحدد بالرمز l

- لكل مدار شكل خاص يحدد مسار الالكترونات فيه

- كل مدار يتسع لعدد محدد من الالكترونات

المدار S يتسع لالكترونين فقط بينما المدار P يتسع ل6 الكترونات في ثلاث مدارات فرعية هي P_x , P_y , P_z وكل مدار منهم يتسع لالكترونين فقط. اما المدار d يمتلئ ب10 الكترونات في خمس مدارات فرعية هي d_{xy} , d_{xz} , d_{yz} , d_z^2 , $d_{x^2-y^2}$

أعداد الكم -: وهي أربعة اعداد

1 - عدد الكم الرئيسي ويرمز له بالرمز (n): ويعين عدد الكم الرئيسي الطاقة الكلية للغلاف ويأخذ القيم ١ ،٢ ،٣ ،٤ .... الخ ويمثل عدد المدارات في الذرة التي تحتوي على الالكترونات كما يحدد عدد الكم الرئيسي بعد الغلاف أو المدار عن النواة ولا تأخذ القيمة صفر فعندما يكون (n=1) وهي أصغر قيمة له فان الطاقة تكون في أدنى قيمة لها ، أي يكون لها قيمة سالبة كبيرة وكلما زادت قيمة(n) كلما زادت طاقة االلكترون (أي تقل قيمته السالبة) حتى تصل الى الصفر في اللاناهية وعندئذ يتحرر الالكترون من قوه جذب النواة

2- **عدد الكم الثانوي ويرمز له بالرمز (L):** يعين عدد الكم الثانوي (الزخم الزاوي) للالكترون و يأخذ عدد الكم الثانوي القيم من صفر ، ١ ، ٢ ... الى (n-1) ويمثل عدد الكم هذا نوع الاوربيتالات التي تحتوي على الالكترونات وقيمةL تحدد نوع الاوربيتالات وكما يلي :

(l)	نوع الاوربيتال
صفر	S
1	P
2	D
3	F

3 -**عدد الكم المغناطيسي ويرمز له بالرمز(ml)**

يعتبر الزخم الزاوي من الكميات التي لها اتجاه(vector) فعندما تتعرض الذرة لمجال مغناطيسي خارجي يمكننا استخدام عدد الكم المغناطيسي لتحديد اتجاه ومقدار مكونة الزخم الزاوي نسبة الى اتجاه المجال المغناطيسي الخارجي. أي ان الزخم الزاوي يأخذ اتجاهات محددة(quantized) نسبة الى اتجاه المجال المغناطيسي ويتحدد عدد هذه الاتجاهات بالقيم الممكنه لعدد الكم (L)

(l)	نوع الاوربيتال	(m_l)
0	S	0
1	P	+1, 0, −1
2	D	+2, +1, 0, −1, −2
3	F	+3, +2, +1, 0, −1, −2, −3

4-**عدد كم البرم(Number Quantum Spin)** و يرمز له بالرمز ينتج عن الحركة (μ) البرمية للالكترون (دوارنه حول نفسه) زخم زاوي برمي وهي كمية اتجاهية أيضاً قد تكون موازية للمجال المغناطيسي الخارجي أو غير موازية له وبذلك يأخذ الزخم الزاوي القيمتين (1/2+ , 1/2-) على التوالي. ويمكن أن نقول اختصارا ان الالكترون ياخذ إحدى لقيمتين 1/2+ اذا كان الالكترون منفرد وبرمه باتجاه عقارب الساعة و1/2- في حالة كون الالكترون مزدوج وبرمه باتجاه معاكس لعقارب الساعة

ماذا يقصد بـ ترتيب الإلكتروني للعناصر

هو الكيفية التي تتوزع فيها الإلكترونات في مدارات الذرة

ويحكم توزيع الإلكترونات في مدارات الذرة عدد من القواعد:

١ـ قاعدة أوف باو ،
٢ـ قاعدة هوند ،
٣ـ قاعدة الاستبعاد لباولي

أولا : قاعدة أوف باو .او مبدأ البناء التصاعدي

تدخل الإلكترونات في مستويات الطاقة الفرعية ذات الطاقة المخفضة أولا ثم تملأ الأعلى منها بعد ذلك.

ملاحظة : طاقة المدار تزداد بزيادة عدد الكم.

ويمكن توضيح ترتيب ملئ المدارات حسب قاعدة أوف باو من خلال المخططين التاليين كلاهما صحيحية لكن الإختلاف في التصميم

الاسئلة البعدية :

1- ماهو الترتيب الالكتروني لعنصر الحديد والكالسيوم والمغنيسيوم

الاسئلة القبلية :

1- ماهي النظرية الالكترونية للتكافؤ (الثمانيات)

رقم المحاضرة:4	
عنوان المحاضرة: النظرية الالكترونية للتكافؤ (الثمانيات)	
اســـم المدرس: حلا عوف عبد الرحمن	
الفئة المستهدفة : المستوى الاول	
الهدف العام من المحاضرة :	التعرف على النظرية الالكترونية للتكافؤ (الثمانيات) التعرف على عيوب النظرية الالكترونية للتكافؤ (الثمانيات)
الأهداف السلوكية او مخرجات التعلم:	
استراتيجيات التيسير المستخدمة	القاء المحاضرة والمناقشة، الاختبار القبلي والبعدي، عرض المحاضرة على جهاز ال DATA SHOW التعليم التعاوني ، استخدام أسلوب العصف الذهني
المهارات المكتسبة	سيتمكن الطالب من التعرف النظرية الالكترونية للتكافؤ (الثمانيات)
طرق القياس المعتمدة	اختبارات شفهية وتحريرية وعملية يومية وتقارير علمية

النظرية الإلكترونية للتكافؤ (الثمانيات):-

تنص **قاعدة الثمانيات** على: تميل جميع الذرات للوصول إلى التركيب الثماني لأقرب غاز خامل ماعدا (الهيدروجين والبريليوم والليثيوم)

-تميل الذرات لأن ترتبط بالطريقة التي تجعل فيها 8 إلكترونات في غلاف تكافؤها، مماثل للتركيب الإلكتروني الموجود في الغازات النبيلة. وبمعنى أبسط تكون الجزيئات أكثر استقراراً عندما يكون الغلاف الخارجي للذرات المكونة لها فارغة أو ممتلئة أو بها إلكترونات بمضاعفات 8 إلكترونات في غلافها الأخير.

- يحدث هذا بصفة أساسية في الرابطة الأيونية و الرابطة التساهمية.

- يمكن تطبيق قاعدة الثمانيات على العناصر الآتية: الكربون، C، الأكسجين O، الهالوجينات مثل: الفلور و الكلور

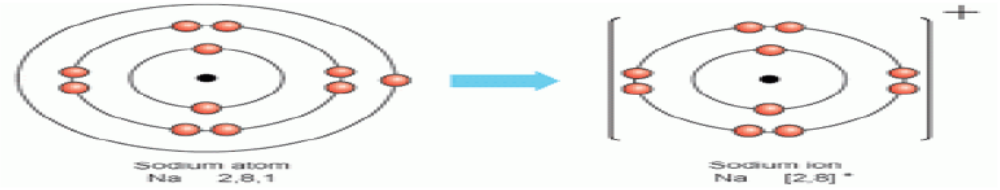
مثال (1):

حيث ان التوزيع الإلكتروني لذرة الصوديوم (العدد الذري = 11):

$11Na: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

ولكي تصل لحالة الاستقرار تميل ذرة الصوديوم لفقدان إلكترون لتصبح أيون أحادي موجب، ويصبح توزيعها الإلكتروني مشابه للتوزيع الألكتروني للغاز النبيل النيون (Ne).

$11Na^+ : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$



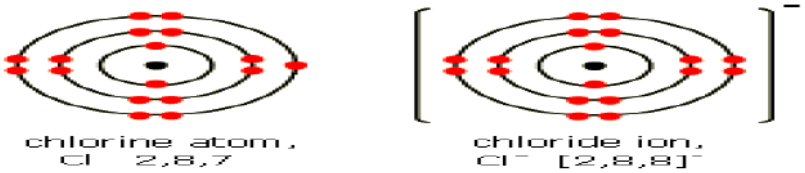
مثال (2):

حيث ان التوزيع الإلكتروني لذرة الكلور(العدد الذري = 17):

$17Cl : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

ولكي تصل لحالة الاستقرار تميل ذرة الكلور لأكتساب إلكترون لتصبح أيون أحادي سالب، ويصبح توزيعها الإلكتروني مشابه للتوزيع الألكتروني للغاز النبيل الآركون (Ar).

$17Cl^- : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$



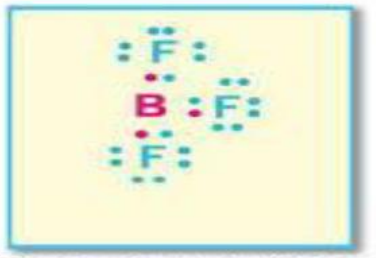
مثال: في مركب كلوريد الصوديوم يحتوى الصوديوم على الكترون واحد في مستوى الطاقة الأخير فيميل إلى فقده واعطائه لذرة الكلور التى تحتوى على سبعة الكترونات ليكون مستوى الطاقة الخارجى لأيون الصوديوم الموجب ممتئل بثمانية ألكترونات ليصل الى التركيب الثماني لأقرب غاز خامل وهو النيون10 كما يكتمل مستوى الطاقة الخارجى لأيون الكلور السالب بثمانية الكترونات لتصل غلى التركيب الثماني لأقرب غاز خامل وهو الاركون 18 وتتكون الرابطة الأيونية في مركب كلوريد الصوديوم

الاسئلة البعدية :

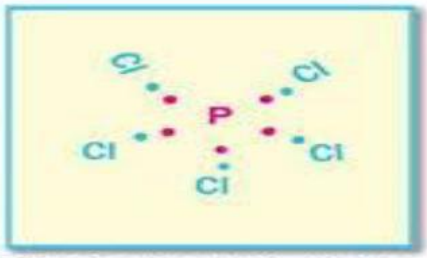
1-ماهو الترتيب الالكتروني لمركب كلوريد الصوديوم وماهي نوع الاصرة الرابطة للمركب ؟

عيوب النظرية الإلكترونية للتكافؤ :-

(1)لم تفسر الشكل الفراغى للجزىء والزوايا بين الروابط فيه.
(2)لم تستطع تفسير شذوذ استقرار بعض الذرات بأقل أو أكثر من ثمانية إلكترونات.
مثل :
[أ] فى جزئ ثالث فلوريد البورون:- تكون ذرة البورون محاطة بستة إلكترونات فقط.
[ب] فى جزئ خامس كلوريد الفوسفور:- تكون ذرة الفوسفور محاطة بعشرة إلكترونات.
BF_3 ثالث فلوريد البورون ، PCl_5 خامس كلوريد الفوسفور.



جزئ ثالث فلوريد البورون BF_3



جزئ خامس كلوريد الفوسفور PCl_5

رقم المحاضرة:5	
عنوان المحاضرة:	الروابط الالكترونية
اســـم المدرس:	حلا عوف عبد الرحمن
الفئة المستهدفة :	المستوى الاول
الهدف العام من المحاضرة :	التعرف على انواع الاواصر الكيمياوية التعرف على خواص المركبات الايونية والتساهمية
الأهداف السلوكية او مخرجات التعلم:	1- معرفة خواص المركبات الايونية والتساهمية 2- فهم الترتيب الالكتروني للعناصر والمركبات
استراتيجيات التيسير المستخدمة	القاء المحاضرة والمناقشة، الاختبار القبلي والبعدي، عرض المحاضرة على جهاز ال DATA SHOW التعليم التعاوني ، استخدام أسلوب العصف الذهني
المهارات المكتسبة	سيتمكن الطالب من التمييز بين المركبات الايونية والتساهمية
طرق القياس المعتمدة	التعلم التعاوني والعصف الذهني وحل المشكلات

الاسئلة القبلية :ماهي الروابط الكيميائية وماهي انواعها

الروابط الكيميائية :

عدد كبير من ذرات العناصر تميل إلى الاتحاد مع ذرة أخرى أو أكثر من نفس العنصر أو من عناصر أخرى، وذلك للوصول إلى الحالة التي تكون فيها الذرات المتحدة أكثر استقرارا ، تسمى قوى الجذب(Attractive Forces) التي تساعد على بقاء واستمرار هذا الاتحاد بالرابط الكيميائي.

تقسم الروابط الكيميائية إلى الأنواع التالية :

(أ) الرابط الأيوني.

(ب) الرابط التساهمي.

(جـ) الرابط المعدني.

(أ) الرابطة الأيونية : Ionic Bond

يُعرف الرابط الأيوني بأنه قوة جذب كهربائي بين ذرتين مختلفتين أو أكثر.

يتكون هذا الرابط نتيجة لانتقال إلكترون واحد أو أكثر من غلاف تكافؤ ذرة[غالبا ما تكون ذرات طاقة تأين وسالبية كهربائية واطئتين] إلى غلاف تكافؤ ذرة مختلفة أخرى[غالبا ما تكون ذات طاقة تأين وسالبية كهربائية عاليتين]، بعد الانتقال يسمى ما ينتج عن الذرة الفاقدة للإلكترون أو أكثر بالأيون الموجب أو كاتيون (Cation)

$$M \rightarrow M^{n+} + ne^-$$

أما ما نتج عن استلام الذرة لإلكترون أو أكثر فيسمى بالأيون السالب أو الأيون Anion

$$X + ne^- \rightarrow X^{n-}$$

يحمل كل من الأيون الموجب والأيون السالب شحنة كهربائية مساوية لعدد إلكترونات المفقودة أو المكتسبة.

تسمى المركبات الناتجة عن هذا النوع من الروابط بالمركبات الأيونية (Ionic Compounds).

ولفهم كيفية تكون الرابط الأيوني بين الذرات المختلفة فسوف نستعين بالترتيب الإلكتروني للذرات المتحدة لتفسير ذلك.

مثال:

فلوريد الصوديوم **NaF**

يتكون هذا المركب الأيوني من اتحاد عنصر الفلور مع عنصر الصوديوم.

الترتيب الإلكتروني لذرة عنصر الصوديوم وذرة الفلور هو

$_{11}Na \quad 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

$_{9}F \quad 1s^2\ 2s^2\ 2p^5$

يلاحظ من الترتيب الإلكتروني لذرة عنصر الصوديوم أنها تحتاج إلى فقدان إلكترون واحد فقط للوصول للترتيب الإلكتروني الأكثر استقرارا.

$$_{11}Na \rightarrow Na^+ + e^-$$

حيث أن الترتيب الإلكتروني لأيون الصوديوم

$_{11}Na^+ \quad 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

بينما يلاحظ من الترتيب الإلكتروني لذرة عنصر الفلور أنها تحتاج إلى اكتساب إلكترون واحد فقط للوصول للترتيب الإلكتروني الأكثر استقرارا.

$$_9F + e^- \text{ (من ذرة الصوديوم)} \rightarrow {}_9F^-$$

الاسئلة البعدية:

1- ماهي خواص المركبات التساهمية والايونية

رقم المحاضرة:6	
عنوان المحاضرة:	الحوامض والقواعد والاملاح
اســـم المدرس:	حلا عوف عبد الرحمن
الفئة المستهدفة :	المستوى الاول
الهدف العام من المحاضرة :	التعرف على مفهوم ارهينيوس للحوامض والقواعد التعرف على مفهوم برونشتد ولويس للحوامض والقواعد
الأهداف السلوكية او مخرجات التعلم:	1- معرفة الصفات العامة للحوامض 2- فهم الخواص الكيميائية للقواعد
استراتيجيات التيسير المستخدمة	القاء المحاضرة والمناقشة، الاختبار القبلي والبعدي، عرض المحاضرة على جهاز ال DATA SHOW التعليم التعاوني ، استخدام أسلوب العصف الذهني
المهارات المكتسبة	سيتمكن الطالب من التمييز بين الحوامض والقواعد والاملاح
طرق القياس المعتمدة	التعلم التعاوني والعصف الذهني وحل المشكلات

الاسئلة القبلية :

1- ماهو الحامض والقاعدة حسب مفهوم ارهينيوس

الحوامض والقواعد والأملاح :

سنقوم بمتابعة أهم التعاريف والمفاهيم **للحوامض والقواعد** التي سادت وهي على الترتيب: **ارهينيوس – برونشتد ولوري – لويس** .

1- مفهوم ارهينيوس للحوامض والقواعد

كحقيقة علمية فإن **الأحماض** عادة ما تشترك بصفات عامة مميزة لها، يمكن تلخيصها بالنقاط التالية:

1. محاليلها المائية توصل التيار الكهربائي.
2. لها طعم حامضي لاذع .
3. تغير لون صبغة الكاشف (زهرة الشمس) إلى اللون الأحمر .
4. تتفاعل مع بعض الفلزات وينطلق نتيجة لذلك الهيدروجين.
5. مثال HNO_3 ،HCl ،H_2SO_4 .

كما وأن **القواعد** تشترك ببعض الصفات العامة، مثل:

1. محاليلها المائية موصلة للتيار الكهربائي.
2. لها طعم مر .
3. تغير لون صبغة الكاشف (زهرة الشمس) إلى اللون الأزرق.
4. ذات ملمس صابوني (انزلاقي)
5. $Ba(OH)_2$ ، $Ca(OH)_2$ ،KOH ،$NaOH$

حامض أرهينيوس : " هي المادة التي تزيد من تركيز أيون الهيدروجين(H^+)عند إذابتها في الماء."

قاعدة أرهينيوس : " هي المادة التي تزيد من تركيز أيون الهيدروكسيد (OH^-) عند إذابتها في الماء".

لذلك يعتبر الماء متعادل حسب مفهوم ارهينيوس لأنه يتفكك ليعطي ايونات الهيدروجين الموجبة (H^+) وكذلك ايونات الهيدروكسيد السالبة (OH^-) .

$$H_2O \longleftrightarrow H^+ + OH^-$$

س: اختر رمز الإجابة الصحيحة فيما يلي:

- يتطلب تعريف الحوامض والقواعد حسب مفهوم ارهينيوس شرطا أساسيا هو:

أ- إيصالها للتيار الكهربائي ب - ذوبانها في وسط غير مائي

ج- ذوبانها في وسط مائي د- استخدام كواشف خاصة

س: كيف ميّز أرهينيوس بين الأحماض القوية والأحماض الضعيفة ؟ والقواعد القوية والقواعد الضعيفة؟

اعتمد أرهينيوس على شدة إضاءة المصباح الكهربائي الموصول ببطارية ومحلول الحامض أوالقاعدة.

فقد لاحظ أن شدة إضاءة المصباح تكون قوية في حالة الأحماض أو القواعد القوية بسبب

حالة التفكك العالي لأيونات (H^+) في الأحماض وأيونات (OH^-) في القواعد .

وقد تم التعبير عن التفكك التام بسهم (⟶) في اتجاه المتفاعلات لمحاليل الأحماض أو القواعد القوية،

وسهمين باتجاهين متعاكسين (⟷) لمحاليل الأحماض أو القواعد الضعيفة.

س: وضح مفهوم كل من الحامض والقاعدة حسب مفهوم ارهينيوس.

2- مفهوم برونشتد – لوري للحوامض والقواعد:

حامض برونشتد- لوري:" هي المادة القادرة على إعطاء البروتون لمادة أخرى في التفاعل"

قاعدة برونشتد- لوري:" هي المادة القادرة على استقبال البروتون من مادة أخرى في التفاعل"

مثال : في جزيئة كلوريد الهيدروجين HCl .

تعتبر جزيئة HCl حامض حيث تفقد بروتون أما جزيئه الماء H_2O تعتبر قاعدة لأكتسابها البروتون .

$$HCl + H_2O \longleftrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

حامض قاعدة حامض مقابل قاعدة مقابلة

س: عيّن الحامض والقاعدة وفق مفهوم برونستد- لوري في التفاعالت التالية:

$$NH_{3(g)} + H_2O_{(l)} \leftrightarrow NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$
$$OH^-{}_{(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)} \leftrightarrow 2H_2O_{(l)}$$
$$HSO_3^-{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \leftrightarrow SO_3^{-2}{}_{(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$$
$$N_2H_{4(aq)} + H_2O_{(l)} \leftrightarrow N_2H_5^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$
$$HCOOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \leftrightarrow HCOO^- + H_3O^+{}_{(aq)}$$

الاسئلة البعدية :

1- ماهو تعريف الحامض والقاعدة حسب مفهوم برونشتد –لوري

رقم المحاضرة:7	
عنوان المحاضرة:	الاكسدة والاختزال
اســـم المدرس:	حلا عوف عبد الرحمن
الفئة المستهدفة :	المستوى الاول
الهدف العام من المحاضرة :	التعرف على مفهوم الاكسدة والاختزال
الأهداف السلوكية او مخرجات التعلم:	1- معرفة العامل الموكسد والمخنزل 2- فهم نفاعلات الاكسدة والاخنزال
استراتيجيات التيسير المستخدمة	القاء المحاضرة والمناقشة، الاختبار القبلي والبعدي، عرض المحاضرة على جهاز ال DATA SHOW التعليم التعاوني ، استخدام أسلوب العصف الذهني
المهارات المكتسبة	سيتمكن الطالب من التمييز بين المواد الموكسدة والمختزلة
طرق القياس المعتمدة	اختبارات شفهية وتحريرية وعملية يومية وتقارير علمية

الاسئلة القبلية :ماهي عملية الاكسدة والاختزال ومالفرق بينهما

الأكسدة (Oxidation)

الأكسدة هي فقد العنصر إلكترونـاً أو أكثر (أو هي الزيادة في عدد الأكسدة).

الإختزال (Reduction)

الإختزال هو اكتساب العنصر إلكترونا أو أكثر (أو هو النقص في عدد الأكسدة).

العامل المؤكسد (Oxidizing Agent)

هو المادة التي تؤكسد مادة أخرى تتفاعل معها، وتحدث لها عملية اختزال (تكتسب إلكترونا أو أكثر).

العامل المختزل (Reducing Agent)

هو المادة التي تختزل مادة أخرى تتفاعل معها، وتحدث لها عملية أكسدة (تفقد إلكترونا أو أكثر).

مثال (١-٥)

بين نصفي تفاعل الأكسدة والإختزال للتفاعل الكلي التالي :

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

ثم حدد العنصر المتأكسد والمختزل والعامل المؤكسد والعامل المختزل

الحل

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

نصف تفاعل الإختزال : $Cu2+(aq) + 2\bar{e} \longrightarrow Cu(s)$

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

رقم المحاضرة:8	
عنوان المحاضرة:	خطوات كتابة نصفي الخلية الاكسدة والاختزال
اســـم المدرس:	حلا عوف عبد الرحمن
الفئة المستهدفة :	المستوى الاول
الهدف العام من المحاضرة :	التعرف على مفهوم الاكسدة والاختزال
الأهداف السلوكية او مخرجات التعلم:	1- معرفة العامل الموكسد والمخنزل 2- فهم نفاعلات الاكسدة والاخنزال
استراتيجيات التيسير المستخدمة	القاء المحاضرة والمناقشة، الاختبار القبلي والبعدي، عرض المحاضرة على جهاز الDATA SHOW التعليم التعاوني ، استخدام أسلوب العصف الذهني
المهارات المكتسبة	سيتمكن الطالب من التمييز بين المواد الموكسدة والمختزلة
طرق القياس المعتمدة	اختبارات شفهية وتحريرية وعملية يومية وتقارير علمية

خطوات كتابة نصفي التفاعل لمعادلات الأكسدة والأختزال :

1- التعرف على اعداد الأكسدة لكل عنصر في المعادلة .

2- فصل العنصر الذي حصل له اكسدة وناتجه في معادلة , مع كتابة عدد الإلكترونات المفقودة في الجهة اليمنى (النواتج).

3- فصل العنصر الذي حصل له اختزال وناتجه في معادلة , مع كتابة عدد الإلكترونات المكتسبة في الجهة اليسرى (المتفاعلات).

4- وزن الإلكترونات في نصفي المعادلة وذلك بضرب المعادلتين في عدد بحيث يتساوى اعداد الإلكترونات .

مثال :

أكتب نصفي تفاعل الأكسدة والإختزال للتفاعل التالي :

مثال :

أكتب نصفي تفاعل الأكسدة والإختزال للتفاعل التالي :

$$Al(s) + 2H^+(aq) \longrightarrow Al^{3+}(aq) + H_2(g)$$

الحل

$$2 \times \left[Al(s) \longrightarrow Al^{3+}(aq) + 3\bar{e} \right]$$

$$3 \times \left[2H^+(aq) + 2\bar{e} \longrightarrow H_2(g) \right]$$

$$2Al(s) + 6H^+ \longrightarrow 2Al^{3+}(aq) + 3H_2(g)$$

رقم المحاضرة 9

عنوان المحاضرة:	الخلايا القياسية
اســـم المدرس:	حلا عوف عبد الرحمن
الفئة المستهدفة :	المستوى الاول
الهدف العام من المحاضرة :	التعرف على مفهوم جهد الخلية
الأهداف السلوكية او مخرجات التعلم:	1- معرفة جهد قطب الهيدروجين القياسي
استراتيجيات التيسير المستخدمة	القاء المحاضرة والمناقشة، الاختبار القبلي والبعدي، عرض المحاضرة على جهاز ال DATA SHOW التعليم التعاوني ، استخدام أسلوب العصف الذهني
المهارات المكتسبة	سيتمكن الطالب من معرفة جهد القطب الكلي للخلية
طرق القياس المعتمدة	اختبارات شفهية وتحريرية وعملية يومية وتقارير علمية

الخلايا القياسية :

يتكون التيار الكهربائي في الخلايا الجلفانية نتيجة انتقال الالكترونات من المصعد إلى المهبط ، ولأن الالكترونات تحتاج إلى قوة تدفعها للانتقال في السلك الموصل بين المصعد والمهبط ، تسمى هذه القوة بالقوة الدافعة الكهربائية وفي الخلايا الجلفانية بجهد الخلية.

وجهد الخلية القياسي عبارة عن أعلى فرق جهد كهربائي للخلية التي تعمل في الظروف القياسية وهي : تركيز 1مول / لتر للمحاليل ودرجة حرارة 25 درجة سيليزية وضغط جوي 1جو للغازات .

ويمكن قياس جهد الخلية من خلال الفرق بين جهدي الاختزال لنصفي الخلية :

$$\Delta E^{\circ}_{cell} = E_r{}^{\circ}_{(cathode)} - E_r{}^{\circ}_{(anode)}$$

جهد الخلية = جهد اختزال المهبط – جهد اختزال المصعد

وعلى الرغم من السهولة التي أمكن بها قياس جهد الخلية، إلا أنه من المستحيل قياس الجهود القطبية المطلقة لأنصاف الخلايا بطريقة مباشرة، لأن جميع الأجهزة المستخدمة تقيس فقط فرق الجهد بين قطبين،ولهذا فانه لقياس الجهد القطبي لأي نصف خلية يجب توصيله بنصف خلية آخر معلوم الجهد،ولقد أتفق على استخدام نصف خلية الهيدروجين القياسية كمقياس عام للجهود القطبية.

وفي نصف خلية الهيدروجين القياسية يتم جعل المحلول مشبعا دائما بكاتيونات الهيدروجين وعن طريق إمرار الغاز تحت ضغط ثابت 1atm فوق سطح قطب مغطي بطبقة من البلاتين المجزأ لزيادة مساحة سطحه حتى يمتز أكبر كمية من الغاز.

والبلاتين ليس له أي تأثير على التفاعلات الحادثة في نصف الخلية، ويستخدم كناقل للإلكترونات فقط.

وجهد القطب لنصف خلية الهيدروجين القياسي يساوي صفر فولت ،عند جميع درجات الحرارة.

بناء على ذلك فإن قيمة جهد أي خلية تتكون من نصف الخلية المراد قياس جهدها ونصف خلية الهيدروجين القياسية يساوي الجهد القطبي للنصف المطلوب.
ولهذا يمكن تسمية الجهد القطبي بالجهد القطبي القياسي وهو جهد القطب في الظروف القياسية. وإشارة الجهد تعتمد على التفاعلات الحادثة في الخلية أي على موضع القطب في الخلية.

إشارة الجهد القطبي:

تاريخياً لم تستخدم الإشارات أمام الجهود القطبية إلى أن قام الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية (IUPAC) في اجتماعه الذي عُقِدَ بمدينة استكهولم بالسويد عام 1953 م بالاتفاق على إيجاد حل لهذه المشكلة. وبناء على هذا الاتفاق أستخدم لفظ " الجهد القطبي " أو أكثر دقة " الجهد القطبي النسبي " للتعبير عن جهد الاختزال القطبي .وليس هناك مانع من استخدام جهد الأكسدة القطبي للتعبير عن الجهد القطبي عند كتابة المعادلة لتدل على حدوث عملية أكسدة، ولكن لا يفضل ذلك.
وبناء على ما تم الاتفاق عليه في هذا الاجتماع، فإن إشارة الجهد القطبي والتي تدل على جهد الاختزال القطبي يتم تحديدها كما يلي:

أ – إذا كان القطب المراد قياس جهد اختزاله كاثود وقطب الهيدروجين القياسي انود تكون إشارة القطب المراد قياس جهده موجبة، وبالتالي تكون إشارة الجهد موجبة.
ب – إذا كان القطب المراد قياس جهد اختزاله انود وقطب الهيدروجين القياسي كاثود تكون إشارة القطب سالبة، وبالتالي تكون إشارة الجهد سالبة.
فيعرف الجهد القطبي أو الجهد القطبي النسبي بـ "قيمة جهد القطب بالنسبة لنصف خلية الهيدروجين القياسية"

الاسئلة البعدية :

1- ماهو الجهد القطب القياسي

رقم المحاضرة:10	
عنوان المحاضرة:	الكيمياء النووية
اســـم المدرس:	حلا عوف عبد الرحمن
الفئة المستهدفة :	المستوى الاول
الهدف العام من المحاضرة :	التعرف على مفهوم الكيمياء النووية
الأهداف السلوكية او مخرجات التعلم:	1- معرفة العامل المشع 2- فهم نفاعلات العناصر المشعة

استراتيجيات التيسير المستخدمة	القاء المحاضرة والمناقشة، الاختبار القبلي والبعدي، عرض المحاضرة على جهاز الDATA SHOW التعليم التعاوني ، استخدام أسلوب العصف الذهني
المهارات المكتسبة	سيتمكن الطالب من التمييز بين انواع الاشعاع
طرق القياس المعتمدة	اختبارات شفهية وتحريرية وعملية يومية وتقارير علمية

الكيمياء النوويه

الكيمياء النووية:Nuclear chemistry

هو أحد فروع الكيمياء الذي تتعامل مع الفعالية الإشعاعيةradioactivity ، والعمليات النووية والخواص النووية، أي أنه يمكن من خلالها تحويل الرصاص إلى ذهب ، أو تحويل ذرة إلى ذرة عنصر أخرى كما انها من الأشياء الخطيرة جدا علي الصحة الآدمية لما لها من أضرار على الإنسان والكائنات الحيه الأخرى من الأمراض السرطانية وتشويه الاجنة في الأرحام ولقد حذرت منظمة الصحة العالمية من هذه الأضرار في مؤتمرات عدة.

ويمكن تقسيمها إلى التصنيفات التالية:

(1كيمياء إشعاعية.(Radiochemistry)
(2كيمياء النظائر.(Isotopic chemistry)
(3رنين نووي مغناطيسي.(Nuclear magnetic resonance)

ومن الدول المتقدمه في هذا المجال هم : الولايات المتحده المملكه المتحده روسيا.

وفي ما يلي تفصيل لك قسم من اقسام الكيمياء النووية:

الكيمياء الإشعاعية بالإنجليزية (Radiochemistry) : مجال كيميائي يعنى بدراسة العناصر المشعة. كما يعالج إنتاج وتعريف واستخدام مثل تلك العناصر ونظائرها. وقد أفادت الكيمياء الإشعاعية، علم الأثار وعلم الكيمياء الحيوية والمجالات العلمية الأخرى. وتستخدم التقنيات الإشعاعية الكيميائية في الغالب في مجال الطب للمساعدة في تشخيص المرض، وفي العديد من الدراسات البيئية
تدرس الكيمياء الإشعاعية جميع أنواع الإشعاعات, سواءً كانت طبيعية أو كانت

مصنوعة من قبل الإنسان.

أنماط الإضمحلال الرئيسية:

أنماط الإضمحلال الرئيسيةإن جميع النظائر المشعة هي نظائر غير مستقرة لجميع العناصر-و ذلك يخضع للإضمحلال النووي مما يؤدي إلى انبعاث بعض الأنواع من الإشعاعات. قد تكون تلك الإشعاعات المنبعثة واحدة من ثلاث أنواع, إما أن تكون ألفا أو بيتا أو أشعة غاما.

1- α إشعاع (ألفا) - هي انبعاث لجسيمات ألفا (التي تحتوي على 2 من البروتونات و 2 من النيوترونات) من النواة الذرية. و عندما يحصل هذا, فأن الكتلة الذرية الخاصة بالذرة ستنقص 4 وحدات كما تنقص العدد الذري بمعدل وحدتين.

2- β إشعاع (بيتا) - و هي تحول النيوترون إلى إلكترون و بروتون. بعد حدوث هذه العملية, تنبعث الإلكترون من النواة إلى الغيمة الإكترونية.electron cloud

3- إشعاع غاما - هي انبعاث للطاقة الكهرومغناطيسية (إشعة أكس على سبيل المثال) من نواة الذرة. و يحدث هذا عادةً خلال الإضمحلال الإشعاعي radioactive decay لألفا وبيتا.

يمكن أن تُميّز هذه الثلاثة أنواع من الإشعاعات عن بعضها على حسب قوة اختراقها للأجسام.
فيمكن إيقاف جسيم ألفا بسهولة كبير و ذلك عندما تنطلق لعدة سنتيمترات في الهواء أو بإيقافها بواسطة قطعة ورقية، هذا الجسيم هو نظير نواة الهيليوم. أما الجسيم بيتا فيمكن أيقافه بواسطة ورقة من الألمنيوم تكون سمكها فقط عدة مليمترات، و هذا الجسيم هي عبارة عن ألكترون. غاما هي أكثر الإشعاعات قوةً في اختراق الأجسام و

هي فوتون ذات طاقة عالية و بدون شحنة و بدون كتلة. تحتاج أشعة غاما إلى كمية محددة من المعدن الثقيل للوقاية من أشعاعها (و عادةً ما تكون معتدة على الرصاص أو على الباريوم) للتقليض من حدة ضررها.

التحليل التنشيطي:

عند إطلاق أشعة من النيوترونات خارج الأجسام فأن هذا قد يؤدي إلى نشاطاً إشعاعياً; هذا النوع من التنشيطات للنظائر المستقرة لصنع نظير مشع هو أساس تحليل التنشيط النيوتروني .neutron activation analysis واحدة من أكثر المواضيع إثارةً التي تمت دراستها بهذه الطريقة هي دراسة شعر رأس نابليون, التي تمت فحصها و دراستها بسبب محتواها الزرنيخي[1].

توجد سلسلة من الطرق التجريبية المختلفة, صممت لتمكين قياس نطاق العناصر المختلفة في المصفوفات المختلفة. و لقيام بحث تأثير أحد المصفوفات فمن الشائع استعمال الإستخراج الكيميائي للعنصر المطلوب و/أو بسماح للنشاط الإشعاعي الناتج من العنصر المصفوفي بالإضمحلال قبل قياس نشاطها الإشعاعي. بما أن تأثير المصفوفة يمكن أن تُصحح بمراقبة طيف الإضمحلال, فأن هذا سيتطلب تحضير القليل من العينة و ذلك لبعض الأنواع من العينات, مما يجعل من تحليل التنشيط النيوتروني أقل عرضة للتلويث.
يمكن أن تُرى التأثيرات الناجمة عن سلسلة مختلفة من أوقات التبريد إذا تعرضت العينة الافتراضية التي تحتوي على الصوديوم, و اليورانيوم و الكوبالت في نسبة 100:10:1 لنبضة قصيرة جداً من النيوترونات الحرارية. و بذلك ستسيطر نشاط Na 24على النشاط الإشعاعي البدئي, لكن مع مرور الوقت ستسود عليها نشاط Np 239و نشاط Co .60

نظائر العناصر الكيميائية:

هي أشكال من العنصر الكيميائي لذرتها نفس العدد الذري Z ، ولكنها تختلف في الكتلة

الاسئلة البعدية :

1- ماهو نظير العنصر
2- ماهي النظائر المشعة

- **المصادر** الاساسية :
- General chemistry,2014
- مبادئ الكيمياء العامة ,د.محي الدين البكوش 2024

- **المصادر المقترحة:**
- **General Chemistry,2020**
-
- **روابط مقترحة ذات صلة:** https://praxilabs.com/arabic/blog/6-most-important-chemistry-laws/
- يذكر هنا بعض الروابط ذات الصلة بالمواضيع الخاصة بالمحتوى لزيادة المعرفة او المهارة كان يذر بعض روابط اليوتيوب لمحاضرات ضمن نفس المواضيع او تقدم شرح مفصل لبعض. الفقرات التي لم يتم تغطيتها في المحاضرة ويفضل. ان تكون بصيغة رمز الاستجابة السريع QRC
-
-