

مع QR CODE

خصص اليوتيوب



كورس أو كسجين "كيمياء"

"شرح، حلول الكتاب، أوراق عمل، تدريبات خارجية معلولة، تعزيزات"

الفصل الدراسي الأول

نوجيهي جيل 2006

إعداد: م. مريم السرطاوي

مع خطة دراسية من إعداد:

ندين النوايسة



tala

Reply

لا تكثرت تخطيط

ابدأ ثم طور في الطريق



7



1

6:22 PM



بسم الله نبداً وبه نستعين وعليه نتوكل

أبت في طيات المقدمة شُكراً وتقديراً

لعائلتي ولكل من ساندني في هذا العمل ودعائي بظهور الغيب

شكري وتقديري لكل مشرف ومشرفة من طلاب 2005 في مدرسة الكيمياء على الفيسبوك

وفي سناكات الكيمياء على التيليجرام

لمساندتهم هذا العمل بندقية وإرسال ملاحظاتهم واستفساراتهم الذكية عن الماده

فكانت نسخة 2006 نتاج جهودهم الرائعة أثناء دراستهم فتره الثانوية العامة

رسالتي لكل طالب استفاد من دوسية أو كسجين ولو في مسألة

أو استطاع بلوغ التفوق من خلال هذه الدوسية: أنت محسوب من طلابي

ولك مني: محبة ودعوه... أن نفع أمثك بتحقيق أمنياتك

سواء عرفتك بالاسم أم لم أعرفك

أي فائده أو تعزيز أو ضوء اللبنة في الدوسية فقد ذكرته لمجرد ربط المعلومات ورفع المهارة
وقد أضفت Qr code الشرح عند ورقة العمل لمن أراد الاستزادة بفهم المعلومات من المقطع

شروحات التوجيهي متوفره على قناة كيمياء التوجيهي

<https://www.youtube.com/channel/tawjihichem>

والفاعل الطلابي

في مجموعة مدرسة الكيمياء على الفيسبوك

<https://web.facebook.com/groups/schoolofchemistry>

وأيضا على قناتي التيليجرام ومجموعتها سناكات الكيمياء

<https://t.me/sartawichem>

أهدي هذا العمل إلى أبنائي:

عبد الله وعبد الملك وبتينة وفاطمة

وأهديه إليك يا من وصلت إلى هذه النقطة.

وختاماً: هذا العمل غير متوفر مطبوعاً في المكتبات، فلو وجدته في مكتبة ما فإنتي أتمنى أن يكون سعر الشراء

مقبولاً للطالب وفي تناول اليد

كما وإني أجزير لكل معلم الاقناب من أوراق العمل وتدريبات الدوسية لكن لا يحل لأحد تعديل الملف ووضع

اسمه عليه، أو نسخه وتحويله باسمه

فهذا العمل وقف للطالب، يسخره ورقياً كما يشاء أو يدرس منه بنسخته الإلكترونيّة

التعديلات على نسخة 2006 كيمياء التوجيهي الفصل الأول

الصفحة	أهم الفروقات بين نسختي 2005 و2006 كيمياء التوجيهي - مريم السرطاوي
8 و 10	تعرف الحمض والقاعدة عن طريق عدد من المفردات، تم حذفها وإعادة الصياغة حذف مصطلحات: أحادي، ثنائي وثلاثي البروتون والاكتفاء بمصطلحات حمض أرهينيوس، قاعدة أرهينيوس، الخ وتعديل ذلك أيضا في فقرات الدرس
11	ترتبط برابطة تساهمية قطبية بذرة ذات سالبية كهربائية عالية أو مجموعة أيونية...تم حذفها
12	جدول 2 فيه هيدروكسيد المغنيسيوم، تم حذفه أتحقق (1) حذف هيدروكسيد السترونشيوم واستبداله بهيدروكسيد الباريوم حذف هيدروكسيد البوتاسيوم واستبداله بهيدروكسيد الليثيوم
14	حذف أتحقق: تحديد الحمض والقاعدة في المعادلات الكيميائية
15	حذف تفاعل من أتحقق وشرح الأزواج المترافقة عليه ضمن الفقرات إضافة معادلة جديدة في أتحقق
18	حذف "مثل تفاعل CO ₂ مع الماء"
19	أتحقق: تعديل بسيط في معادلة حمض البوريك
20	حذف الرسمة في التجربة 1
21	مراجعة الدرس حذف س1: تحديد المفردات، بالإضافة إلى تعديل على تصميم الجدول في س2
22	الدرس الثاني إضافة إلى النتائج" حسابات المعايرة، وحذف مصطلح محلول مائي
27	حذف الألمنيوم من الربط مع الصناعة
28	تعديل تركيز هيدروكسيد الليثيوم إلى الصياغة العلمية
35	حذف جملة: "ويمكن تحديد نهاية عملية المعايرة باستخدام كاشف مناسب يتغير لونه عند وصول المعايرة إلى نقطة التكافؤ" تعديل لون الفينولفثالين من أحمر وردي إلى زهري في الوسط القاعدي وتعديله في تجربة 2 ص39 وحذف فقرة: "سنتناول معايرة حمض قوي مع قاعدة قوية"
36	تعديل كلمة مكافئاً إلى مساوياً في الأمثلة عدد مولات الحمض مساوياً لعدد مولات القاعدة
37	إضافة مطبعية خاطئة في النسخة الجديدة في السطر 20 مدى الرقم الهيدروجيني لتغير اللون ... تغير لون الكاشف
38	تغيير صورة الكواشف إلى جدول بيانات، مع تغيير أسماء الكواشف حذف كلمة التكافؤ في السطر 2 حذف فقرة "كما تستخدم الكواشف لمعرفة فيما إذا كان المحلول حمضياً أم قاعدياً" تعديل أتحقق 2 من الأليزارين الأصفر إلى البروموثايمول الأزرق في محلول حمضي
40	مراجعة الدرس حذف سؤال 10 عن الفائض في المعايرة

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

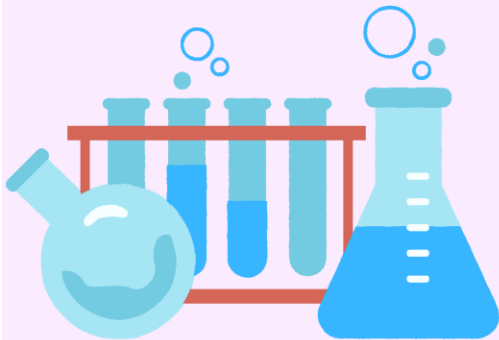
الصفحة	أهم الفروقات بين نسختي 2005 و2006 كيمياء التوجيهي - مريم السرطاوي
46	الدرس الثالث
50	تعديل حجم المحلول في أتحمق من 0.4 إلى 0.5 تعديل مثال 22: التركيز من 3.1 إلى 4.15 تعديل مثال 23: الرقم الهيدروجيني من 10 إلى 11
52	الدرس الرابع
60	إضافة الأيون المشترك في النتائج تعديل كامل على سؤال أتحمق
69	الإثراء والتوسع
72-70	تكبير الصورة وتعديل الصياغة للفقرة
مراجعة الوحدة	حذف من س1 تعريف المادة الأمفوتيرية تعديل س4: معادلة جديدة تعديل س5 بدل الرقم الهيدروجيني- الرقم الهيدروكسيلي حذف س7: عن الفأض في المعايير
76	الكيمياء
الكهربائية - الدرس 1	إضافة نتائج: مفهوم التأكسد والاختزال الذاتي ، إضافة مصطلح نصف التفاعل
77	تعديل أتحمق 1: بدل KI أصبحت K تعديل في مثال 1: حذف المعادلة الأيونية الكاملة، والاختصار على الكلية بدون الأيونات المتفرجة
78	تعديل على الجدول بدل أيون البروم، أيون الكبريت
79	إضافة جملة: وترتيبها حسب السالبية الكهربائية في فقرة 6
84	تعديل موازنة المعادلة في الربط مع الحياة
85	إضافة معادلة جديدة في أتحمق حذف المعادلة الأيونية الكاملة في مثال 7 وحذف الفقرة التي تشتمل على ذكر الأيون المتفرج
93	تعديل على أيون في أتحمق السؤال 1
95	الدرس الثاني
96	تعديل على صياغة النتائج وإضافة أتعرف على التطبيقات العملية... حذف فقرة: عند تركيب الخلية الجلفانية يلاحظ انحراف مؤشر
98	حذف سؤال 2 من مثال 13: تحديد اتجاه الإلكترونات عبر الأسلاك، مع إضافة اتجاه الإلكترونات عالرسم
99	تعديل صياغة الفقرة من السطر 5
100	تعديل الصورة الخاصة بقطب الهيدروجين المعياري
118	حذف فقرة 1 من أتحمق وإضافتها إلى أتحمق ص128
134	مراجعة الوحدة
26	تعديل خيارات الفقرة 3 من السؤال 13 إضافة الفقرة د على السؤال 1: التغيير في تركيز الأيونات.....

بيان الفروقات ينفذ طالب 2006 يدرس على نسخة 2005، وينفع المعلمين أيضاً، بالتحقيق لنا جميعاً

يُنفع بالخطة الدراسية الرائعة من إعداد: ندين النوايسة وفقها الله

حدد الإنجاز على الخطة الدراسية

خطة دراسة مادة الكيمياء مع
المهندسة مريم السرطاوي
للفصل الدراسي الأول



إعداد:
ندين النوايسه



ملاحظات ونصائح

١- هذه الخطة مصممة لمن يوّد البدء بدراسة مادة الكيمياء من تاريخ ٨٥ وسيقوم الماده تقريباً في أواخر شهر 11. أما إن كنت قد بدأت في موعد آخر، فلا بأس وما تأخر من بدأ، بإمكانك أن تضغط البرنامج قليلاً بما يناسبك، وكلما كان موعد بدئك بالمادة أبعد عن الموعد المكتوب كان عليك أن تضغط جدولك أكثر لتحاول إنهاء المادة في موعد أقصاه منتصف شهر 12.

٢- إن كانت لديك مشكلات في أساسيات الكيمياء ولم تكن قد درست مادة الصف العاشر فتابع شرح تأسيس الصفر على اليوتيوب، وإن لم تكن قد درست مادة الأول ثانوي فتابع شرح التأسيس الخاص بمادة التوجيهي وستجد ملف التأسيس موجوداً في حقيبة 2006، أما إن لم تكن من كلا الفريقين وكان وضعك جيداً في المادة فابدأ بمادة التوجيهي مباشرة.

٣- بعد كل حصة هناك ورقة عمل عليك أن تختبر نفسك بحلها ثم تتأكد من حلك برؤية الحل الصحيح من أوراق العمل المحلولة والموجودة في حقيبة الكيمياء، وإن واجهتم أي مشاكل في الحل، أو لم تفهموا طريقة حل أحد الأسئلة فبإمكانكم الاستفسار عن السؤال في "سناكات الكيمياء" أو "مدرسة الكيمياء".

٤- بإمكانك دراسة المادة من الدوسية فقط، وإن لم تفهم شيئاً معيئاً من المادة فبإمكانك الرجوع إلى المقطع ومشاهدة الشرح.

٥- يُفضّل لو شاهدت فيديوهات حل أسئلة الوزارة بعد انتهائك من حل كل جزئية، لأن الفيديوهات تحتوي على طرق مختلفة للحل، وتحتوي على تريكات تساعد على الحل السريع، لكن إن لم تمتلك الوقت الكافي فالدوسيات المحلولة كافية للتأكد من حلك.

إعداد: ندين النوايسه



بعض الروابط المهمة

بسم الله الرحمن الرحيم ، وبه نستعين وعليه نتوكل .

هذه بعض الروابط المهمة والتي ستفيدكم
أثناء متابعتكم لشروحات المهندسة ،
لا تنسونا وإياها من الدعاء .

قناة المهندسة على التيليجرام:

<https://t.me/sartawichem>

مجموعة سناكات الكيمياء على التيليجرام للاستفسارات:

<https://t.me/tawjihichem>

مجموعة مدرسة الكيمياء على الفيسبوك:

<https://www.facebook.com/groups/schoolofchemistry/?ref=share>

شروحات المادة المتوافرة على قناة اليوتيوب:

<https://youtube.com/@Eng.MariamSartawi>

حقيبة مادة الكيمياء:

{تحتوي جميع الدوسيات وأوراق العمل والملخصات والاختبارات}

<https://drive.google.com/drive/u/1/folders/1WGtEGlqX6HvziURSsoOBeWzPUucgVnc3>

إعداد: ندين النوايسه

الشهر الأول



أسئلة الوزارة والتجارب

أسئلة وزارية | مفهوم أرهينيوس

أسئلة وزارية | مفهوم
برونستد-لوري

التجربة الاستهلالية | خصائص
الحمض والقاعدة

حصص المادة

الحموض والقواعد | تهيئة الدرس الأول

مفهوم حمض أرهينيوس

مفهوم قاعدة أرهينيوس

مفهوم برونستد-لوري - مقدمة

الأسبوع الأول

أسئلة وزارية | الأزواج المترافقة

أسئلة وزارية | قوة الحمض والقاعدة

أسئلة وزارية | المواد الأمفوتيرية

أسئلة وزارية | مفهوم لويس

تجربة 1 | مقارنة قوة الحمض

إعداد: ندين النوايسه

الأزواج المترافقة

قوة الحمض والقاعدة

المواد الأمفوتيرية

مفهوم لويس 2+1

الحموض والقواعد | حل
مراجعة الدرس الأول

الأسبوع الثاني

الشهر الأول

أسئلة الوزارة والتجارب

أسئلة وزارية اتركيز أيونات
محاليل الحموض القوية

أسئلة وزارية اتركيز أيونات
محاليل القواعد القوية

التجربة الاستهلاكية | الرقم
الهيدروجيني للمحاليل القوية

حصص المادة

التأين الذاتي للماء 2+1

تركيز أيونات محاليل
الحموض القوية

تركيز أيونات محاليل
القواعد القوية

الرقم الهيدروجيني

الأسبوع الثالث

أسئلة وزارية | المُعايرة

أسئلة وزارية | الكواشف

تجربة 12 | معايرة حمض قوي
بقاعدة قوية

الرقم الهيدروكسيل
وعلاقته بالرقم الهيدروجيني

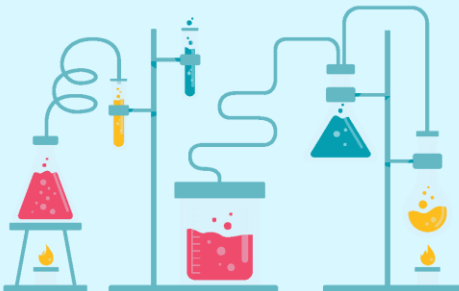
معايرة حمض وقاعدة
الجزء الأول: أفكار الكتاب

معايرة حمض وقاعدة
الجزء الثاني: الحسابات

الكواشف

الحموض والقواعد | حل
مراجعة الدرس الثاني

الأسبوع الرابع



إعداد: ندين النوايسه

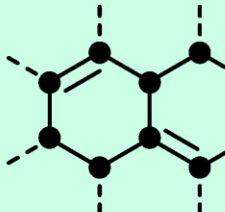
الشهر الثاني

أسئلة الوزارة والتجارب

أسئلة وزارية | الحموض الضعيفة 1

أسئلة وزارية | الحموض الضعيفة 2

أسئلة وزارية | الحموض الضعيفة 3



حصص المادة

الاتزان في محاليل
الحموض الضعيفة 1

الاتزان في محاليل
الحموض الضعيفة 2

الاتزان في محاليل
القواعد الضعيفة 1

الاتزان في محاليل
القواعد الضعيفة 2

الأُسبوع الأول

أسئلة وزارية | القواعد الضعيفة 1

أسئلة وزارية | القواعد الضعيفة 2

أسئلة وزارية | التميّه
وخصائص الأملاح 1

أسئلة وزارية | التميّه
وخصائص الأملاح 2

أسئلة وزارية | التميّه
وخصائص الأملاح 3

إعداد: ندين النوايسه

الحموض والقواعد |
مراجعة الدرس الثالث

أنواع الأملاح والتميّه 1

أنواع الأملاح والتميّه 2

الأُسبوع الثاني



الشهر الثاني

أسئلة الوزارة والتجارب

أسئلة وزارية | الأثر القاعدي
للأيون المشترك

أسئلة وزارية | خصائص الأملاح

أسئلة وزارية | الأثر الحمضي
للأيون المشترك

أسئلة وزارية | المحاليل
الحمضية المنظمة 2+1

حصص المادة

الأيون المشترك {التأثير القاعدي}

الأيون المشترك {التأثير الحمضي}

المحاليل المنظمة الحمضية 1

المحاليل المنظمة الحمضية 2

الأُسبوع الثالث

أسئلة وزارية | المحاليل
المنظمة القاعدية

أسئلة وزارية | جداول الكوكثيل
في الحموض والقواعد

الحموض والقواعد | تجربة 3:
تميه الأملاح

المحاليل المنظمة القاعدية

الإثراء والتوسع |
المحلول المنظم في الدم

الحموض والقواعد |
مراجعة الدرس الرابع

مراجعة وحدة الحموض والقواعد

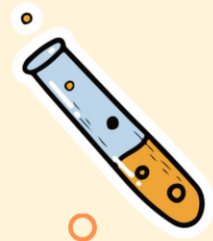
أسئلة التفكير |
الحموض والقواعد

الأُسبوع الرابع



إعداد: ندين النوايسه

الشهر الثالث



أسئلة الوزارة والتجارب

- الكيمياء الكهربائية | التجربة الاستهلاكية: تفاعل الفلزات مع الحمض
- تعالوا نحل شوية أفكار وزارية عالخلايا الجلفانية
- أسئلة وزارية | مفهوم التأكسد والاختزال وعدد التأكسد
- أسئلة وزارية | التغير في عدد التأكسد

حصص المادة

- الكيمياء الكهربائية | تمهيد وتهيئة مهمة
- مفهوم التأكسد والاختزال
- عدد التأكسد
- التغير في عدد التأكسد

الأسبوع الأول

أسئلة وزارية | العامل المؤكسد والعامل المختزل

أسئلة وزارية | التأكسد والاختزال الذاتي

أسئلة وزارية | الموازنة في الوسط الحمضي

أسئلة وزارية | الموازنة في الوسط القاعدي

العوامل المؤكسدة والعوامل المختزلة

التأكسد والاختزال الذاتي

موازنة معادلات التأكسد والاختزال في وسط حمضي

موازنة معادلات التأكسد والاختزال في وسط قاعدي

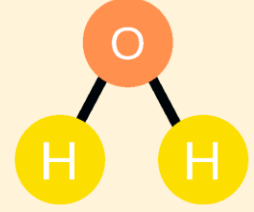
الكيمياء الكهربائية | مراجعة الدرس الأول: التأكسد والاختزال

الأسبوع الثاني

إعداد: ندين النوايسه



الشهر الثالث



أسئلة الوزارة والتجارب

- أسئلة وزارية الجزء الأول
من الخلايا الجلفانية
- أسئلة وزارية الجزء الثاني
من الخلايا الجلفانية
- أسئلة وزارية الجزء الثالث
من الخلايا الجلفانية

حصص المادة

- كيمياء الخلايا الجلفانية ورمزها
{الجزء الأول}
- كيمياء الخلايا الجلفانية ورمزها
{الجزء الثاني}
- جهد الخلية الجلفانية
وجهد الاختزال المعياري
- جدول جهود الاختزال المعيارية

الأسبوع الثالث

أسئلة وزارية الجزء الرابع
من الخلايا الجلفانية

أسئلة وزارية الجزء الخامس
من الخلايا الجلفانية

أسئلة وزارية الجزء السادس
من الخلايا الجلفانية

الكيمياء الكهربائية | تجربة 1:
مقارنة جهود بعض الخلايا الجلفانية

التجربة 2: مقارنة قوة بعض
العوامل المختزلة
{تفهم التجربة من شرحها في الدوسية}

التنبؤ بتلقائية حدوث
تفاعلات التأكسد والاختزال

مقارنة قوة
العوامل المؤكسدة والمختزلة

تطبيقات عملية للخلايا الجلفانية

حل مراجعة الدرس الثاني:
الخلايا الجلفانية

الأسبوع الرابع



إعداد: ندين النوايسه

الشهر الرابع



أسئلة الوزارة والتجارب

أسئلة وزارية اكيماى وتركيب خلايا التحليل الكهربائي

أسئلة وزارية التحليل الكهربائي لمصاهير المواد الكهربية

أسئلة وزارية التحليل الكهربائي للمحاليل الكهربية

أسئلة وزارية تطبيقات عملية للتحليل الكهربائي

حصص المادة

التحليل الكهربائي "تمهيد" والتحليل للمصاهير الكهربية

التحليل الكهربائي للمحاليل الكهربية

التطبيقات العملية للتحليل الكهربائي

مراجعة الدرس الثالث:
خلايا التحليل الكهربائي

الأسبوع الأول

التجربة 3: التحليل الكهربائي لمحاليل بعض المركبات الأيونية {تفهم التجربة من شرحها في الدوسية}

الإثراء والتوسع:
إعادة تدوير البطاريات

أسئلة التفكير
وحدة الكيمياء الكهربائية

مراجعة الوحدة الثانية 3+2+1

الأسبوع الثاني



إعداد: ندين النوايسه



المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

فهرس المحتويات

الصفحة	الموضوع
2	مقدمة وشكر وإهداء
3	أهم الفروقات بين نسختي 2005 و2006 كيمياء مع رقم الصفحة
5	الخطة الدراسية الرائعة من إعداد ندين النوايسة
الوحدة الأولى: الحموض والقواعد وتطبيقاتها	
16	التجربة الاستهلاكية والتهيئة
22	الدرس الأول: الحموض والقواعد
52	مراجعة الدرس الأول
54	الدرس الثاني: الرقم الهيدروجيني ومحاليل الحموض والقواعد القوية
85	مراجعة الدرس الثاني
87	الدرس الثالث: محاليل الحموض والقواعد الضعيفة
106	مراجعة الدرس الثالث
110	الدرس الرابع: الأملاح والمحاليل المنظمة
138	مراجعة الدرس الرابع
142	مراجعة الوحدة الأولى
153	أسئلة التفكير من كتاب الأنشطة
الوحدة الثانية: الكيمياء الكهربائية	
158	التجربة الاستهلاكية والتهيئة
161	الدرس الأول: التأكسد والاختزال
202	مراجعة الدرس الأول
208	الدرس الثاني: الخلايا الجلفانية
257	مراجعة الدرس الثاني
261	الدرس الثالث: خلايا التحليل الكهربائي
284	مراجعة الدرس الثالث
287	مراجعة الوحدة الثانية
297	أسئلة التفكير من كتاب الأنشطة

الوحدة الأولى: الحموض والقواعد وتطبيقاتها

التجربة الاستهلاكية: خصائص الحمض والقاعدة

محلول حمض الهيدروكلوريك (0.1 M) HCl ومحلول هيدروكسيد الصوديوم (0.1 M) NaOH مع أوراق الكاشف العام وميزان حرارة



أحدد التغيير الذي يطرأ على لون ورقة الكاشف عند وضعها في محلول

كل من حمض الهيدروكلوريك وهيدروكسيد الصوديوم

حمض الهيدروكلوريك يغير ورقة الكاشف من الأزرق إلى الأحمر

قاعدة: هيدروكسيد الصوديوم يغير ورقة الكاشف من الأحمر إلى الأزرق

أقدر الرقم الهيدروجيني (درجة الحموضة) لكل من المحلولين

الرقم الهيدروجيني لحمض الهيدروكلوريك سيكون أقل من 7 لأنه

حمض، الرقم الهيدروجيني لهيدروكسيد الصوديوم سيكون أكبر من

7 لأنه قاعدة

أفسر اختلاف درجة حرارة المحلول الناتج من خلط المحلولين عن درجة حرارة كل منهما

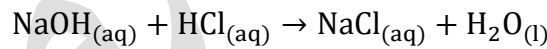
لأن تفاعل الحمض مع القاعدة يؤدي إلى تكوّن الملح والماء الذي بدوره يعدّ تفاعلاً طارداً للحرارة، فدرجة

حرارة المحلول الناتج أعلى من درجة حرارة كل من المتفاعلين

أقدر الرقم الهيدروجيني للمحلول الناتج من خلط المحلولين في الكأس الزجاجية

الحمض القوي والقاعدة القوية يكون تفاعلهما من نوع تفاعل التعادل، درجة الحموضة للمحلول الناتج

(الرقم الهيدروجيني) = 7

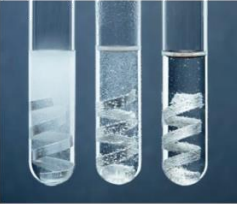


بوكس المختصر المفيد

ستفهم التجربة بشكل أكبر عندما تصل الدرس الثاني مبحث المعايرة وتفاعل التعادل بين الحمض القوي والقاعدة القوية، أهم فكرة تثبتتها من التجربة: تفاعل التعادل طارد للحرارة، باقي الأفكار مذكورة في المحتوى

تهيئة الدرس الأول: الحموض والقواعد Acids & Bases

خصائص الحموض كما تعلمناها في الصفوف السابقة:



تفاعل فلز المغنسيوم مع حمض HCl.

1- لها مذاق حمضي لاذع، حارقة للجلد، وتسبب تآكل المواد وبعضها سام

2- تغير لون ورقة تباع الشمس من الأزرق إلى الأحمر

3- تتفاعل محاليل الحموض مع معظم الفلزات وينتج غاز الهيدروجين H₂ والملح

[معلومة مهم تعرفها وستتكرر فكرتها في الكيمياء الكهربائية والكيمياء الحركية]



4- المركبات ذات الخصائص الحمضية تنتج أيون الهيدروجين H⁺ في الماء وهو المسؤول عن

الخصائص الحمضية في المحلول

5- توصف الحموض بأنها قوية أو ضعيفة بناءً على درجة التأين في الماء إلى أيونات موجبة

وسالبة، فالقوية تتأين كلياً إلى أيونات (سهم واحد في التفاعل) والضعيفة تتأين جزئياً

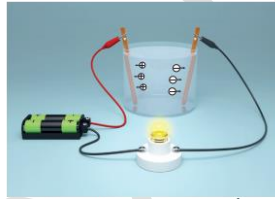
فيبقى من جزيئات الحمض مع أيوناته في المحلول (سهمين متعاكسين، ونسميه تفاعل منعكس يحدث فيه

اتزان ديناميكي

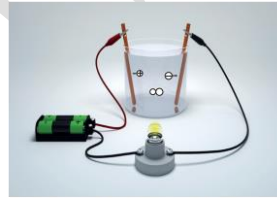
6- محاليل الحموض المائية كهربية أي قابلة للتوصيل الكهربائي لأنها تتأين في الماء (تنتج أيونات موجبة وسالبة

تعمل على توصيل التيار الكهربائي) التأين إما بشكل كلي في الحموض القوية (كهربي قوي)، أو بشكل جزئي في

الحموض الضعيفة (كهربي ضعيف)



توصيل محلول HCl للتيار الكهربائي.



توصيل محلول HF للتيار الكهربائي.



خصائص القواعد كما تعلمناها في الصفوف السابقة:

1- لها مذاق مر، وملمس زلق كملمس الصابون، كاوية حارقة

2- تغير لون ورقة تباع الشمس من الأحمر إلى الأزرق

3- المركبات ذات الخصائص القاعدية تنتج أيون الهيدروكسيد OH⁻ في الماء وهو المسؤول عن الخصائص القاعدية

في المحلول

4- قد تحتوي صيغة القاعدة على أيون الهيدروكسيد مثل NaOH وقد لا تحتوي عليه كالمركبات التساهمية مثل

الأمونيا NH₃ ومشتقاتها كالأمينات وغير ذلك

5- توصف القواعد بأنها قوية أو ضعيفة بناءً على درجة التأين في الماء إلى أيونات موجبة وسالبة، فالقوية تتأين

كلياً إلى أيونات (سهم واحد في التفاعل) والضعيفة تتأين جزئياً فيبقى من جزيئات القاعدة مع أيوناته في

المحلول (سهمين متعاكسين، ونسميه تفاعل منعكس يحدث فيه اتزان ديناميكي

6- محاليلها المائية كهربية أي قابلة للتوصيل الكهربائي لأنها تتأين في الماء (تنتج أيونات موجبة وسالبة تعمل

على توصيل التيار الكهربائي) التأين إما بشكل كلي في القواعد القوية (كهربي قوي)، أو بشكل جزئي في

القواعد الضعيفة (كهربي ضعيف)

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي



توصيل محلول هيدروكسيد الصوديوم للتيار الكهربائي



توصيل محلول الأمونيا للتيار الكهربائي

تذكر واحفظ أشهر الحموض والقواعد القوية التي قد ترد عليك في المنهاج

القواعد القوية الشائعة	الحموض القوية الشائعة
LiOH هيدروكسيد الليثيوم	HCl حمض الهيدروكلوريك
NaOH هيدروكسيد الصوديوم	HBr حمض الهيدروبروميك
KOH هيدروكسيد البوتاسيوم	HI حمض الهيدرويودييك
RbOH هيدروكسيد الروبيديوم	HClO ₄ حمض البيركلوريك
CsOH هيدروكسيد السيزيوم	HNO ₃ حمض النيتريك
Mg(OH) ₂ هيدروكسيد المغنيسيوم	H ₂ SO ₄ حمض الكبريتيك
Ca(OH) ₂ هيدروكسيد الكالسيوم	تنويه: الوزارة حددت للطالب حفظ ستة حموض قوية فقط
Sr(OH) ₂ هيدروكسيد السترونشيوم	
Ba(OH) ₂ هيدروكسيد الباريوم	

- 1- أقوى الحموض الشائعة هو حمض البيركلوريك HClO₄ ولاحظ أن الحموض عموماً مركبات تساهمية
- 2- الحموض الثنائية من المجموعة السابعة كلها قوية ما عدا HF وتزداد قوتها كلما نزلنا لأسفل المجموعة
- 3- القواعد الأيونية التي هي هيدروكسيدات فلزات المجموعة 1 والمجموعة 2 ما عدا هيدروكسيد البريليوم
- 4- هيدروكسيد المغنيسيوم وهيدروكسيد الكالسيوم ذائبتيهما قليلة في الماء، هذا القليل الذائب يتأين كلياً، لذا بعض المصادر لا تذكرهما ضمن القواعد الشائعة استخدامها، وبالذات هيدروكسيد المغنيسيوم مختلف فيه بشكل كبير هل هو قاعدة قوية أم ضعيفة، والسبب هو ما مفهومنا للقاعدة القوية هل هو التأين الكلي أم الذائبية لها علاقة؟ باختصار هو "مركب مشكلجي" والوزارة حذفته من منهاج 2006 وهذا أفضل لوجود خلاف كبير بخصوصه

إذا حفظت أشهر المركبات القوية ستميز الضعيف، أمثلة على الضعيف الشائع:

القواعد الضعيفة الشائعة	الحموض الضعيفة الشائعة
NH ₃ أمونيا	HCOOH حمض الفورميك/النمليك (الميثانويك)
N ₂ H ₄ هيدرازين	CH ₃ COOH حمض الأسيتيك/الخليك (الإيثانويك)
CH ₃ NH ₂ ميثيل أمين	HF حمض الهيدروفلوريك
C ₂ H ₆ NH ₂ إيثيل أمين	HCN حمض الهيدروسيانيك
C ₅ H ₅ N [النيتروجين محل CH في حلقة كربونية]	H ₂ S حمض الهيدروكبريتيك
C ₆ H ₅ NH ₂ [حلقة بنزين متصلة بأمين]	H ₂ CO ₃ حمض الكربونيك
NH ₂ OH [غير متوفر في الكتاب لكن متوفر في بنك الوزارة السابق]	H ₂ SO ₃ حمض الكبريتوز
	HNO ₂ حمض النيتروز
	H ₃ PO ₄ حمض الفوسفوريك
	C ₆ H ₅ COOH حمض البنزويك

- 1- الحموض الكربوكسيلية R-COOH = حموض عضوية ضعيفة، وانتبه الفرق بينها وبين الكحول R-OH
- 2- الأمينات: مشتقات من الأمونيا: R-NH₂ وبأنواعها الثلاث الأولية والثانوية والثالثية = قواعد عضوية ضعيفة

الخريطة المختصرة لتمييز القوي من الضعيف

عامية الحموض مركبات تساهمية


الحموض القوية: 

- 1 الحموض الهالوجينية: هالوجين (Cl, Br, I) + هيدروجين، ما عدا الفلور
- 2 الحموض الأكسجينية التي يزيد عدد الأكسجين فيها عن الهيدروجين بـ 2 أو أكثر، وهذا الشائع، مثال:
 H_2SO_4 و HNO_3 و $HClO_4$

الحموض الضعيفة: 

- 1 حمض الهيدروفلوريك: HF
- 2 الحموض الأكسجينية التي عدد الأكسجين فيها يزيد عن الهيدروجين بـ 1 أو مساو له، مثال: H_2SO_3
و HNO_2 و $HClO_2$ و $HClO$ و H_2CO_3 و H_3PO_4
- 3 الحموض التي لا يرتبط فيها الهيدروجين بالأكسجين أو الهالوجين، مثل H_2S و HCN
- 4 الحموض الكربوكسيلية (حموض عضوية): يتأين الهيدروجين المرتبط بالأكسجين وصيغتها الكيميائية $RCOOH$ حيث R تعبر عن سلسلة كربونية

القواعد القوية وهي أيونية: 

- 1 القواعد القلوية من المجموعة 1A المتصلة بالهيدروكسيد، مثال: NaOH
 - 2 القواعد القلوية الأرضية من المجموعة 2A المتصلة بالهيدروكسيد، مثال: $Ba(OH)_2$
- القواعد الضعيفة** وأغلبها تساهمية فيها النيتروجين: 

- 1 الأمونيا NH_3
- 2 مشتقات الأمونيا من المركبات العضوية: الأمينات" صيغتها الكيميائية RNH_2 و R_2NH و R_3N حيث R تعبر عن سلسلة كربونية
- 3 مركبات فيها نيتروجين وهي غير عضوية مثل: الهيدرازين N_2H_4 وهيدروكسيل أمين NH_2OH [مشتق من الأمونيا]

بوكس المختصر المفيد

الحمض يبدأ بهيدروجين وإذا كان عضوي "حمض كربوكسيلي" ينتهي بهيدروجين القاعدة فيها أيون الهيدروكسيد، أو فيها نيتروجين مع هيدروجين فقط أو مشتق من الأمونيا أو مركب عضوي دخله النيتروجين احفظ الأقوياء فقط وما عدا ذلك اعتبره ضعيف، ومع كثرة التدريب على مسائل الدرس الثالث ستعود على صيغ الحموض والقواعد الضعيفة

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

ورقة عمل (1): تهيئة الحموض والقواعد

تدريب: من خلال الجدول الآتي صنّف المواد إلى حموض وقواعد، وبيّن القوة والضعف



المادة	حمض	قاعدة	قوي	ضعيف
HCl				
HCOOH				
CH ₃ NH ₂				
CH ₃ COOH				
HClO				
HClO ₄				
HClO ₂				
HF				
H ₂ SO ₄				
NaOH				
Ca(OH) ₂				
N ₂ H ₄				
HNO ₃				
HNO ₂				
LiOH				
Ba(OH) ₂				
H ₂ SO ₃				
HBr				
HI				



الدرس الأول: الحموض والقواعد

تعريفات الدرس الأول:

- **حمض أرهينيوس:** مادة تتأين في الماء وتنتج أيون الهيدروجين H^+
- **حمض برونستد-لوري:** مادة يمكنها منح بروتون واحد في أثناء التفاعل (مانح للبروتون)
- **حمض لويس:** مادة يمكنها استقبال زوج إلكترونات أو أكثر في التفاعل
- **قاعدة أرهينيوس:** مادة تتأين في الماء وتنتج أيون الهيدروكسيد OH^-
- **قاعدة برونستد-لوري:** مادة يمكنها استقبال بروتون واحد في أثناء التفاعل (مستقبل للبروتون)
- **قاعدة لويس:** مادة يمكنها منح زوج إلكترونات في التفاعل
- **زوج مترافق:** الحمض والقاعدة المترافقة الناتجة عنه في التفاعل، أو القاعدة والحمض المترافق الناتج عنها
- **حمض مترافق:** المادة الناتجة من استقبال القاعدة للبروتون
- **قاعدة مترافقة:** المادة الناتجة من منح الحمض للبروتون
- **مواد أمفوتيرية أو مترددة:** مادة تسلك كحمض في تفاعل وتسلك كقاعدة في تفاعلات أخرى
- **أيون الهيدرونيوم H_3O^+ :** أيون ينتج من ارتباط أيون الهيدروجين بجزيء الماء برابطة تناسقية

الفكرة الرئيسية:

- تتميز الحموض والقواعد في خصائصها الكيميائية والفيزيائية التي تحدد استخداماتها
- يمكن تعريف الحمض والقاعدة بالاعتماد على:
 - نواتج تأينهما في الماء
 - انتقال أيون الهيدروجين بينهما
 - انتقال أزواج الإلكترونات غير الرابطة

خصائص الحموض والقواعد وبعض مصادرها واستخداماتها

اذكر بعض الخصائص التي نستطيع بها تمييز كل من الحموض والقواعد

الحموض: 1- طعمها حمضي أو لاذع 2- تحوّل ورقة تبّاع الشمس الزرقاء إلى الأحمر
القواعد: 1- طعمها مر وملمسها زلق 2- تحوّل ورقة تبّاع الشمس الحمراء إلى الأزرق

عدّد بعض المواد الغذائية التي تحتوي على حمض

- 1- الليمون، البرتقال والبندورة: تحوي حمض السيتريك
- 2- المشروبات الغازية: تحوي حمض الكربونيك H_2CO_3

عدّد بعض المواد الغذائية التي تحتوي على قاعدة

- 1- الخضراوات، مثل: السبانخ، البروكلي، الخيار والخس
- 2- الفواكه، مثل: التفاح، المشمش، الفراولة

فائدة: عصائر هذه الفواكه حمضية، ولعل الكتاب يقصد من ذكرها في باب القاعدة هو احتواؤها على مواد قاعدية كالكالسيوم والمغنيسيوم أو عند تجفيفها لها وضع آخر، وأيضاً بداية تكوّنها

اذكر بعض استخدامات القواعد في الصناعة

تستخدم في صناعة المنظفات المنزلية والصابون. مثل: هيدروكسيد الصوديوم
فائدة: مبيض الملابس ومزيل البقع منظفات مواد قاعدية، لا نمزج تلك المنظفات مع مواد أخرى قد تكون حمضية مثل مزيل
التكلسات منعاً لحدوث تفاعل غير مرغوب فيه وتصاد غازات سامة

تعريف: قبل نبدأ.. خلنا نفهم:

قبل أكثر من مئة سنة حاول العلماء دراسة تلك المواد الحمضية والقاعدية حتى يضعوا لها تعريفاً أو
مفهوماً شاملاً لها من خلال تجارب عملية قاموا بها، فينطبق المفهوم الذي استنتجوه على مصطلح
حمض وعلى مصطلح قاعدة، من هؤلاء العلماء: أرهينيوس، برونستد، لوري، ولويس



Svante A. Arrhenius
1859-1927
Sweden
PhD Uppsala
University

Johannes N. Brønsted
1879-1947
Denmark
PhD Univ. Copenhagen

Thomas Martin Lowry
1874-1936
United Kingdom
Prof Univ. of London

Gilbert N. Lewis
1875-1946
United States America
PhD from Harvard

مفهوم أرهينيوس للحمض والقاعدة

تمكن العالم أرهينيوس عن طريق دراسته التوصيل الكهربائي لمحاليل المواد الأيونية من
وضع تصور حول مفهوم كل من الحمض والقاعدة، وكان تفسيراً مقبولاً لسلوك كثير من
الحموض والقواعد لكن فيه جوانب قصور



الجدول (1): بعض حموض أرهينيوس.

الحمض	الصيغة الكيميائية
الهيدروكلوريك	HCl
النيتريك	HNO ₃
الكبريتيك	H ₂ SO ₄
الفسفوريك	H ₃ PO ₄
الإيثانويك	CH ₃ COOH
الكربونيك	H ₂ CO ₃

مفهوم أرهينيوس للحمض:

ما المقصود بحمض أرهينيوس؟

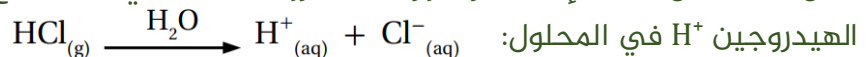
مادة تتأين في الماء وتنتج أيون الهيدروجين H⁺

فسر تتأين جميع حموض أرهينيوس في المحلول المائي وتعطي H⁺؟ أو ما

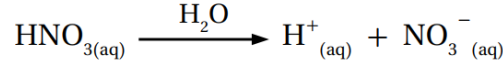
الصفة المشتركة بين حموض أرهينيوس؟

لأن جميع حموض أرهينيوس تحتوي ذرة هيدروجين أو أكثر قابلة للتأين

مثال الكتاب ص11: عند إذابة غاز كلوريد الهيدروجين HCl في الماء ينتج أيون

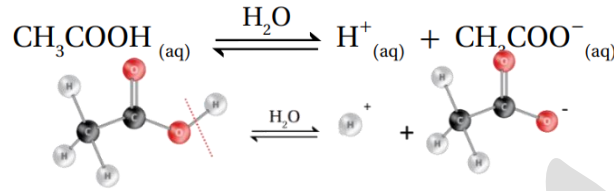


مثال الكتاب ص11: عند إذابة محلول حمض النيتريك HNO_3 يتأين في الماء منتجاً أيون الهيدروجين H^+ :



مثال الكتاب ص11: عند إذابة محلول حمض الإيثانويك (واسمه الشائع الأسيتيك أو الخليك) CH_3COOH

يتأين في الماء منتجاً أيون الهيدروجين H^+ لكن يتأين بشكل جزئي؛ لأنه حمض ضعيف، أما أيون الهيدروجين الذي انفصل عنه هو المرتبط بالأكسجين وليس بالكربون



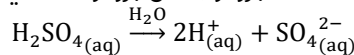
أنصاف الحموض حسب عدد ذرات الهيدروجين المتأينة:

1. حمض أحادي البروتون: يحتوي ذرة هيدروجين واحدة قابلة للتأين، مثال: HCl ، HNO_3 ، والحمض الكربوكسيلي مثال: CH_3COOH
2. حمض ثنائي البروتون: يحتوي على ذرتي هيدروجين قابلة للتأين، مثال: H_2SO_4 و H_2CO_3
3. حمض ثلاثي البروتون: يحتوي على ثلاث ذرات هيدروجين قابلة للتأين، مثال: H_3PO_4

الحمض ونوعه	سلوك الحمض وفق مفهوم أرهينيوس	مراحل التأين
قوي: HCl	$\text{HCl}_{(\text{aq})} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$	واحدة لأنه أحادي البروتون
قوي: HNO_3	$\text{HNO}_{3(\text{aq})} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$	واحدة لأنه أحادي البروتون
ضعيف: CH_3COOH	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}$	واحدة لأنه أحادي البروتون
قوي: H_2SO_4	$\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{HSO}_4^-_{(\text{aq})}$ $\text{HSO}_4^-_{(\text{aq})} \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$	اثنان لأنه ثنائي البروتون والأولى فقط تأين كامل لأنه قوي
ضعيف: H_2CO_3	$\text{H}_2\text{CO}_{3(\text{aq})} \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{HCO}_3^-_{(\text{aq})}$ $\text{HCO}_3^-_{(\text{aq})} \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{CO}_3^{2-}_{(\text{aq})}$	اثنان لأنه ثنائي البروتون وكل المراحل تأين جزئي
ضعيف: H_3PO_4	$\text{H}_3\text{PO}_{4(\text{aq})} \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{PO}_4^-_{(\text{aq})}$ $\text{H}_2\text{PO}_4^-_{(\text{aq})} \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{HPO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$ $\text{HPO}_4^{2-}_{(\text{aq})} \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{PO}_4^{3-}_{(\text{aq})}$	ثلاث لأنه ثلاثي البروتون وكل المراحل تأين جزئي لأنه ضعيف بالأصل

فوائد:

- 1- يُقصد بالبروتون (أيون الهيدروجين H^+) لأنه فقد إلكترونه الوحيد وبقي في نواته بروتون واحد
- 2- في كتب العلوم الأساسية يُكتب تأين الحمض متعدد البروتون لكل بروتوناته في مرحلة واحدة، مثال:



أما في المرحلة المتقدمة فالتعلم أن هناك مراحل للتأين، والمطلوب منا فقط المرحلة الأولى وتأين بروتون واحد.

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

❓ **فسّر: يُعد حمض الإيثانويك أحادي البروتون رغم وجود أكثر من ذرة هيدروجين فيه**

ذرات الهيدروجين الثلاث المرتبطة بالكربون ليس لها القدرة على التأين؛ لأن الروابط بينها غير قطبية، أما ذرة الهيدروجين المرتبطة بالأكسجين ذات السالبة الكهربائية العالية هي الوحيدة التي تتأين في المحلول لذلك يُصنف الحمض على أنه أحادي البروتون

💡 **ضوء اللبنة:** السالبة الكهربائية أو الكهروسالبية: هي قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة نحوها عند ارتباطها بذرة أخرى، ولها قيمة عددية بمقياس باولنج كما في الجدول التالي، أعلى العناصر في الجدول الدوري من ناحية السالبة الكهربائية كما درسناها في الصف العاشر "منهاج كولنز": الفلور، الأكسجين، النيتروجين FON نقول عن الرابطة التساهمية أنها قطبية إذا كان فرق السالبة الكهربائية أكثر من 0.4 فتحمل الذرة الأعلى في السالبة الكهربائية شحنة جزئية سالبة δ^- والأخرى شحنة جزئية موجبة δ^+ مثال توضيحي: الرابطة في HCl نوعها تساهمية لأنها بين لافلز ولافلز، وأيضاً هي قطبية لأن فرق السالبة الكهربائية أكثر من 0.4 [انظر إلى قيم الكهروسالبية للهيدروجين والكلور وجد الفرق بينهما]

الربط مع الزراعة

حمض الكبريتيك H_2SO_4

عرف العرب حمض الكبريتيك في القرن الثامن الميلادي؛ فقد اكتشفه العالم جابر ابن حيان وأطلق عليه اسم زيت الزاج. يستخدم حمض الكبريتيك في المجال الزراعي لزيادة حموضة التربة، كما يستخدم لمعالجة ملوحتها، وفي تطهيرها من الفطريات.



الجدول (2): بعض قواعد أرهينيوس.

الصيغة الكيميائية	القاعدة
KOH	هيدروكسيد البوتاسيوم
LiOH	هيدروكسيد الليثيوم
NaOH	هيدروكسيد الصوديوم
Ca(OH) ₂	هيدروكسيد الكالسيوم

مفهوم أرهينيوس للقاعدة:

❓ **ما المقصود بقاعدة أرهينيوس؟**

مادة تتأين في الماء وتنتج أيون الهيدروكسيد OH^-

❓ **ما الصفة المشتركة بين قواعد أرهينيوس؟**

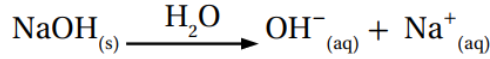
هي القواعد التي تحتوي على أيون الهيدروكسيد، وينطبق ذلك بشكل عام على هيدروكسيدات فلزات المجموعتين الأولى والثانية من الجدول الدوري

الفلزات القلوية الأرضية																الفلزات القلوية																الفلزات الانتقالية																الفلزات الانتقالية																الفلزات الانتقالية																																			
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100

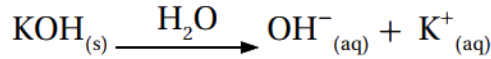
المحوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرتاوي

مثال الكتاب ص12: عند إذابة هيدروكسيد الصوديوم NaOH في الماء ينتج أيون الهيدروكسيد OH⁻:

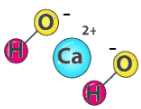


مثال الكتاب ص12: عند إذابة محلول هيدروكسيد البوتاسيوم KOH في الماء ينتج أيون الهيدروكسيد OH⁻:



قواعد أرهينيوس إما تحتوي أيون هيدروكسيد واحد، مثل: هيدروكسيد الصوديوم، أو تحتوي على أيوني هيدروكسيد، مثل: هيدروكسيد الكالسيوم Ca(OH)₂. هذا يعتمد على تكافؤ الطرف الموجب، تكافؤ الصوديوم=1 لأنه من 1A تكافؤ الكالسيوم=2 لأنه من مجموعة 2A

قواعد	سلوك القاعدة وفق مفهوم أرهينيوس
LiOH	$\text{LiOH}_{(aq)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Li}^{+}_{(aq)} + \text{OH}^{-}_{(aq)}$
NaOH	$\text{NaOH}_{(aq)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^{+}_{(aq)} + \text{OH}^{-}_{(aq)}$
KOH	$\text{KOH}_{(aq)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{K}^{+}_{(aq)} + \text{OH}^{-}_{(aq)}$
RbOH	$\text{RbOH}_{(aq)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Rb}^{+}_{(aq)} + \text{OH}^{-}_{(aq)}$
CsOH	$\text{CsOH}_{(aq)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Cs}^{+}_{(aq)} + \text{OH}^{-}_{(aq)}$
Ca(OH) ₂	$\text{Ca(OH)}_{2(aq)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Ca}^{2+}_{(aq)} + 2\text{OH}^{-}_{(aq)}$
Sr(OH) ₂	$\text{Sr(OH)}_{2(aq)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Sr}^{2+}_{(aq)} + 2\text{OH}^{-}_{(aq)}$
Ba(OH) ₂	$\text{Ba(OH)}_{2(aq)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Ba}^{2+}_{(aq)} + 2\text{OH}^{-}_{(aq)}$



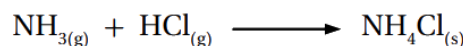
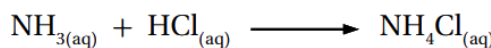
تعريف:

- قواعد أرهينيوس مركبات أيونية تنتهي بأيون الهيدروكسيد OH⁻
- القاعدة التي تحتوي على أيوني هيدروكسيد تتفكك إلى 2 من أيونات الهيدروكسيد
- لاحظ أن أرهينيوس لم يستطع تفسير سلوك القواعد الضعيفة (التساهمية) التي لا تحوي في صيغتها الكيميائية أيون الهيدروكسيد OH⁻ مثل الأمونيا NH₃ وغيرها من المركبات القاعدية التساهمية

رغم الإنجاز الذي حققه مفهوم أرهينيوس في مجال الكيمياء، فقد بقي محدوداً لأسباب كثيرة

ما أوجه القصور أو جوانب العجز في مفهوم أرهينيوس؟

- 1- تناول أرهينيوس الحموض والقواعد في المحاليل المائية فقط، فلم يتمكن من تفسير سلوكها عندما لا تكون مذابة في الماء؛ لذا لا يعدّ غاز HCl حمضاً وكذلك لا يعدّ غاز NH₃ قاعدة رغم أنهما يتفاعلان في الوسط المائي وأيضاً يتفاعلان في الحالة الغازية ودون أن يتأينا، وينتج من تفاعلها الملح نفسه NH₄Cl كلوريد الأمونيوم



المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

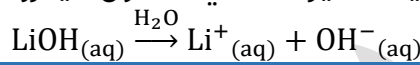
إعداد: م. مريم السرطاوي

- 2- لم يتمكن من تفسير التأثير القاعدي لقواعد معروفة مثل الأمونيا NH_3 وغيرها كالقواعد العضوية [الأمينات وتوابعها]، فهي لا تحوي أيون الهيدروكسيد في تركيبها، لكن سلوكها قاعدي مع ورقة تباع الشمس، فكيف يحدث ذلك؟ لم يستطع أرهينيوس التفسير
- 3- لم يتمكن من تفسير التأثير الحمضي أو القاعدي للأملاح، مثل كلوريد الأمونيوم NH_4Cl الحمضي أو كربونات الصوديوم الهيدروجينية $NaHCO_3$ القاعدية [ستتعرف على الأملاح في الدرس الرابع فلا تقلق]

أتحقق ص 12 (1): أصنف المواد الآتية إلى حموض وقواعد وفق مفهوم أرهينيوس:

$HClO_4$	KOH	HNO_3	$HCOOH$	$Ba(OH)_2$
حمض قوي	قاعدة قوية	حمض قوي	حمض ضعيف	قاعدة قوية
فيه هيدروجين وينتج بروتون عند تأينه في الماء	فيها هيدروكسيد وتنتج أيون هيدروكسيد في الماء	فيه هيدروجين وينتج بروتون عند تأينه في الماء	فيه هيدروجين وينتج بروتون عند تأينه في الماء	فيها هيدروكسيد وتنتج أيون هيدروكسيد في الماء

أتحقق ص 12 (2): أكتب معادلة تبين التأثير القاعدي لمحلول هيدروكسيد الليثيوم $LiOH$



فوائد:



مفهوم أرهينيوس

- مفهوم أرهينيوس لا تظهر فيه مشاركة الماء (المذيب) في عملية تفكك أو تأين الحموض والقواعد
- لا فرق كبير إن قلنا تأين أو تفكك فكليهما مستخدمان في كتب الكيمياء ولا مشاحة في الاصطلاح، لكن للدقة العلمية تُستخدم كلمة تفكك أو تحلل للمركبات الأيونية في الماء لأن الرابطة الأيونية في المركب نشأت من تجاذب أيونات، ونستخدم كلمة تأين للمركبات التساهمية قابلة التأين في الماء

تدريبات محلولة

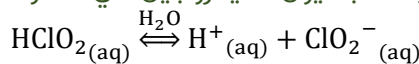
تدريب (1): أي المواد الآتية يعتبر قاعدة أرهينيوس؟

$Ba(OH)_2(aq)$	-2	$NaOH(s)$	-1
$N_2H_4(aq)$	-4	$H_2O(l)$	-3

- الإجابة (2): قاعدة في المحلول المائي أنتجت أيون الهيدروكسيد، بينما (1) في الحالة الصلبة لا نعتبرها قاعدة أرهينيوس، أيضاً (3) الماء ليس بحمض ولا قاعدة عند أرهينيوس، وأخيراً (4) لا تحتوي هيدروكسيد في صيغتها مثل الأمونيا وقد عجز أرهينيوس عن تفسير سلوكها القاعدي في الماء

تدريب (2): فسّر السلوك الحمضي لـ $HClO_2$ في الماء وفق مفهوم أرهينيوس

هذا الحمض ضعيف سيكون تأينه جزئياً منتجاً أيون الهيدروجين في محلوله



تدريب (4): صنّف الحموض الآتية إلى أحادية، ثنائية، ثلاثية البروتون، وصنّف القواعد إلى أحادية وثنائية

H_3PO_4	$RbOH$	H_2S	C_2H_5COOH	$Ba(OH)_2$
ثلاثي البروتون	أحادي الهيدروكسيد	ثنائي البروتون	أحادي البروتون	ثنائي الهيدروكسيد
حمض ضعيف	قاعدة قوية	حمض ضعيف	حمض ضعيف	قاعدة قوية

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

ورقة عمل (2): مفهوم أرهينيوس

تدريب (1): أي من المواد الآتية قاعدة لكنه لا يعتبر قاعدة أرهينيوس؟

HCOOH	-2	KOH	-1
N ₂ H ₄	-4	HOCl	-3

تدريب (2): أي من المواد الآتية تعد قاعدة حسب مفهوم أرهينيوس؟

NH ₃	-2	CH ₃ COONa	-1
NaOH	-4	HNO ₃	-3

تدريب (3): أي المحاليل المائية للمواد الآتية لا يعد من حموض أو قواعد أرهينيوس؟

HF	-2	HNO ₃	-1
LiOH	-4	NH ₃	-3

تدريب (4): صنّف الحموض الآتية إلى أحادية، ثنائية، ثلاثية البروتون، وصنّف القواعد إلى أحادية وثنائية

الهيدروكسيد، وبيّن القوي منها والضعيف

HNO ₃	LiOH	H ₂ SO ₃	(CH ₃) ₃ CH ₂ COOH	Ca(OH) ₂

تدريب (5): اكتب معادلات التأيّن في الماء، تُظهر فيها أن:

-1 HOCl حمض أرهينيوس

-2 NaOH قاعدة أرهينيوس



أيون الهيدرونيوم Hydronium Ion

تعزير: تعلمنا سابقاً في الصف التاسع أن الحموض القوية والضعيفة تتأين في المحلول منتجة أيون الهيدروجين، وهذا أيضاً الذي كان يراه أرهينيوس، لكن الحقيقة العلمية الدقيقة أن أيون الهيدروجين لا يمكن أن يبقى منفرداً في المحلول بل سيتحد مع جزيء الماء مكوناً أيون الهيدرونيوم وهذا الذي سنراه لاحقاً في معادلات التأين

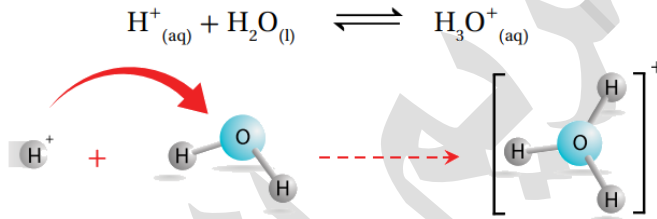
❓ ما المقصود بأيون الهيدرونيوم؟

هو جزيء الماء الذي ارتبط بأيون الهيدروجين H^+ في المحلول برابطة تناسقية H_3O^+

❓ فسر: أيون الهيدروجين لا يمكن أن يوجد منفرداً في المحلول

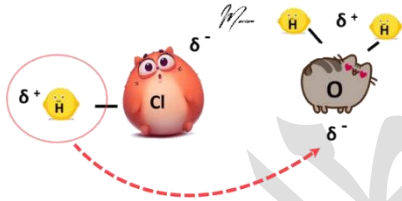
أو فسر: يتكوّن أيون الهيدرونيوم عند تأين الحموض في المحلول

أيون الهيدروجين يتكون من بروتون واحد فقط، وهو جسيم صغير جداً، يحمل شحنة كهربائية عالية جداً (ذو كثافة كهربائية عالية) فلا يمكن أن يبقى منفرداً في المحلول لذا يرتبط بجزيء الماء مكوناً أيون الهيدرونيوم



[نوع الرابطة بين البروتون وجزيء الماء رابطة تناسقية وهذا سنتعرف عليه في مفهوم لويس]

تعزير: 📝



- كثافة الشحنة الكهربائية العالية على أيون الهيدروجين هي نتيجة حجمه الصغير جداً، وفي قوانين الفيزياء: كثافة الشحنة الكهربائية = (مقدار الشحنة المتوزعة على الأيون/حجم الأيون)، فكلما قل الحجم زادت كثافة الشحنة
- سنتفق أن كتابة أيون الهيدروجين في المعادلة هو نوع من العلم السابق ولا إشكال فيه، ومثله كتابة أيون الهيدرونيوم الذي هو أعقد مما نتصور في

الحقيقة يعني هو ليس H_3O^+ فقط. سندقق بخصوص مكان الماء في المعادلة، إن كان الماء أعلى السهم كما في مفهوم أرهينيوس فإن الماء مذيب لا يشارك في شيء، وإن كان الماء ظاهراً في المعادلة بجانب السهم فهو مشارك في التفاعل وهذا الذي سنتعلمه في مفهوم برونستد-لوري

مفهوم برونستد-لوري Bronsted-Lowry للحمض والقاعدة

بسبب قصور مفهوم أرهينيوس وعدم شموله استمر الكيميائيون بتطوير مفهومي الحمض والقاعدة تمكّن العالمان برونستد ولوري من وضع تصوّر جديد وأكثر شمولية لمفهومي الحمض والقاعدة بالاعتماد على انتقال البروتون H^+ من الحمض إلى القاعدة أثناء التفاعل

❓ ما المقصود بحمض برونستد-لوري؟

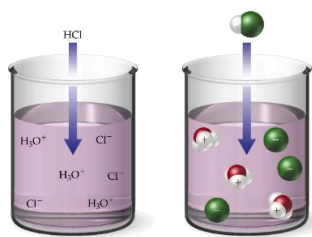
مادة يمكنها منح بروتون واحد في أثناء التفاعل (مانح للبروتون) H^+

❓ ما المقصود بقاعدة برونستد-لوري؟

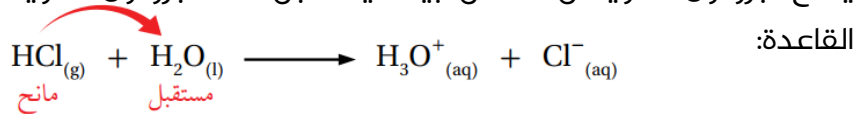
مادة يمكنها استقبال بروتون واحد في أثناء التفاعل (مستقبل للبروتون) H^+

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

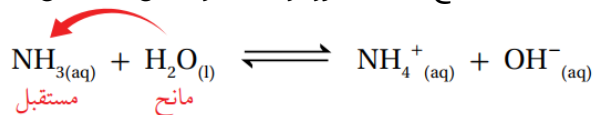
إعداد: م. مريم السرتاوي



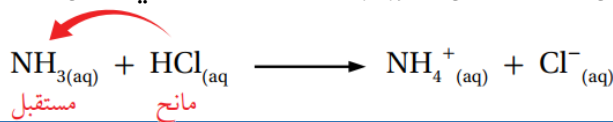
مثال الكتاب ص13: عند إذابة غاز كلوريد الهيدروجين HCl في الماء فإنه يمنح البروتون H^+ ويمثل الحمض، بينما يستقبل الماء البروتون H^+ ويمثل القاعدة:



مثال الكتاب ص13-14: عند إذابة غاز الأمونيا NH_3 في الماء فإنه يستقبل البروتون H^+ وتمثل القاعدة، بينما يمنح الماء البروتون H^+ ويمثل الحمض:



مثال الكتاب ص14: عند خلط محلول HCl مع محلول NH_3 ينتقل البروتون H^+ من HCl الذي يمثل الحمض في التفاعل إلى NH_3 التي تمثل القاعدة:



فنقول عن التفاعلات التي يحدث فيها انتقال للبروتون أنها تفاعلات حمض وقاعدة برونستد-لوري

المادة	سلوك الحموض والقواعد وفق مفهوم برونستد-لوري
حمض: HCl	$HCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$
حمض: HNO_3	$HNO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + NO_3^-_{(aq)}$
CH_3COOH	$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$
حمض: H_2SO_4	$H_2SO_{4(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + HSO_4^-_{(aq)}$ $HSO_4^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$
حمض: H_2CO_3	$H_2CO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + HCO_3^-_{(aq)}$ $HCO_3^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CO_3^{2-}_{(aq)}$
حمض: H_3PO_4	$H_3PO_{4(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + H_2PO_4^-_{(aq)}$ $H_2PO_4^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + HPO_4^{2-}_{(aq)}$ $HPO_4^{2-}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + PO_4^{3-}_{(aq)}$
قاعدة: NH_3	$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$
قاعدة: N_2H_4	$N_2H_{4(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons N_2H_5^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$
CH_3NH_2 أمين (قاعدة)	$CH_3NH_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3NH_3^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$
$R-NH_2 / R_2-NH / R_3-N$ الأمينات (قواعد عضوية)	$R-NH_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons R-NH_3^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$ $(R)_2-NH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons (R)_2-NH_2^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$ $(R)_3-N_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons (R)_3-NH^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$
NH_2OH هيدروكسيل أمين (قاعدة غير عضوية)	$NH_2OH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_3OH^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$ أو يُزاد البروتون جهة الأكسجين وهذا المركب أقل استقراراً $NH_2OH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_2OH_2^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

تعزيز:

- نلاحظ أن برونستد-لوري نجح في تفسير سلوك كثير من الحموض والقواعد وكثير من التفاعلات، خاصة تلك التي فشل أرهينيوس في تفسير سلوكها، لكنه لم يكن شاملاً لكل شيء، فاضطر العلماء لتطوير المفاهيم من خلال التجارب حتى وصل العالم لويس إلى المفهوم الأشمل
- مطلوب منا سلوك القواعد التي لم توافق مفهوم أرهينيوس، بينما القواعد القوية مثل NaOH التي وافقت مفهوم أرهينيوس لن نفسر سلوكها وفق مفهوم برونستد-لوري، تذكر أنها مركب أيوني من أيون الهيدروكسيد وأيون الفلز، يستقبل الهيدروكسيد البروتون من الماء فيتكون الماء مرة أخرى، جرب بنفسك كتابة المعادلة لتفهم انتقال البروتون واستقباله في القاعدة القوية، سيكون الماء على الجانبين وستشبه معادلة قاعدة أرهينيوس

ما أوجه القصور أو جوانب العجز في مفهوم برونستد-لوري؟

- 1- لم يوضح كيفية ارتباط البروتون بالقاعدة [يعني ماهية الرابطة بينهما]
- 2- لم يفسر العديد من تفاعلات الحمض والقاعدة التي لا تشتمل على انتقال البروتون، مثل: تفاعل الأيونات الفلزية مع الماء أو الأمونيا

تعزيزات:



- نعتمد الربط الذهني لحفظ مفهوم برونستد-لوري للحموض والقواعد:

حمض مانج برو - قاعدة مستقبل برو
إذا تفاعلت الجزيئات: نحدد الحمض والقاعدة على أساس معلوماتنا المحفوظة عن الحموض والقواعد

إذا تفاعلت الأيونات المختلفة التي فسرها برونستد-لوري: نعتبر الأيون الموجب حمض لأنه أقدر على منح البروتون من الأيون السالب، والسالب نعتبره قاعدة [وقد يكون السالب حمضاً وذلك ندرسه في المواد الأمفوتيرية]

إذا تفاعلت الجزيئات إلا الماء مع الأيونات: نحدد الجزيء هل هو حمض أم قاعدة، ثم نحدد سلوك الأيون وفقاً لسلوك الجزيء

الماء يتصرف تبعاً للمادة الأخرى، فإن كانت الأخرى قاعدة فالماء حمض والعكس [وهذا سندرسه لاحقاً]

كل حمض أو قاعدة عند أرهينيوس فهي حمض أو قاعدة عند برونستد - لوري وليس العكس

في كل التفاعلات المنعكسة: دائماً نقرأ الحمض والقاعدة من المتفاعلات على اليسار والمترافق لها موجود في النواتج على اليمين، إلا لو طلب تحديد حموض وقواعد التفاعل العكسي فسنقرأ ذلك من اليمين [سؤال وزارة 2022: المادة التي تسلك

سلوكاً قاعدياً في التفاعل العكسي، انظر توضيح حله في دوسية الوزارة وعلى اليوتيوب]

معادلة السهم الواحد (تفاعل أمامي):

- تفاعلات تعادل مركبات الحموض والقواعد سواء كانت قوية أو أحدهما قوي، مثل: HCl و NaOH

- تأين الحمض القوي في الماء، أو القاعدة القوية

• معادلة السهمين (تفاعل أمامي وعكسي):

- تفاعلات تعادل مركبات الحموض والقواعد الضعيفة

مع بعضها، مثل الأمونيا وحمض الإيثانويك

- تأين الحمض الضعيف في الماء، أو القاعدة الضعيفة

- وجود أيون في المتفاعلات

كل ما سبق يتضح شيئاً فشيئاً مع التدريب خلال دراسة الوحدة ويحدث التمكن بعد لملمة أفكارها

الربط مع العلوم الطبية

سِرُّ الطعم المر للأدوية

يتكوّن العديد من الأدوية من قواعد تسمى الأمينات، وهي موادٌ عضويّة تُشتق من الأمونيا NH₃، فالمستخلص المر من لِحاه الكينا مادةٌ تسمى الكينين، وهو من الأمينات، وقد استخدم في مكافحة الملاريا

ورقة عمل (3): مفهوم برونستد-لوري

تدريب (1): اكتب معادلات تأيّن تُظهر فيها أن:

○ HClO_4 حمض برونستد-لوري

○ NH_3 قاعدة برونستد-لوري

تدريب (2): اكتب معادلة التأيّن لحمض H_2AsO_3 في الماء وفق مفهوم برونستد-لوري

تدريب (3): اكتب معادلة التأيّن HCN في الماء وفق مفهوم برونستد-لوري وبيّن عملية انتقال البروتون من وإلى ثم قارن بينها وبين سلوك HCN وفق مفهوم أرهينيوس

تدريب (4): وضح سلوك $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ في الماء وفق مفهوم برونستد-لوري من خلال معادلة كيميائية. هل هو سلوك حمضي أم قاعدي ولماذا؟



الأزواج المترافقة Conjugated Pairs

بالاعتماد على تفاعلات الحموض والقواعد وفق مفهوم برونستد ولوري يكون لكل حمض في التفاعل قاعدة مرافقة في المواد الناتجة، ولكل قاعدة في التفاعل حمض مرافق في المواد الناتجة، يعني أزواج مترافقة في تفاعلات الحموض والقواعد

❓ ما المقصود بالأزواج المترافقة؟

الحمض والقاعدة المترافقة الناتجة عنه في التفاعل، أو القاعدة والحمض المرافق الناتج عنها في التفاعل

❓ ما المقصود بالقاعدة المرافقة؟

هي المادة الناتجة عن منح الحمض للبروتون

❓ ما المقصود بالحمض المرافق؟

هي المادة الناتجة عن استقبال القاعدة للبروتون

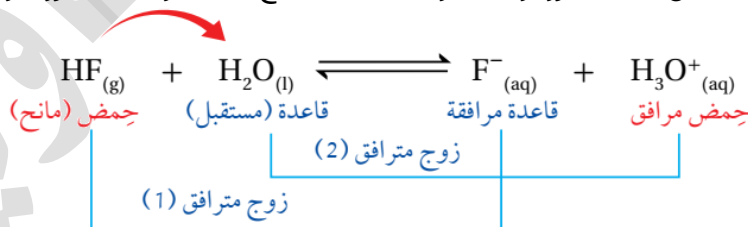
مثال الكتاب ص14: يتفاعل حمض HCl مع محلول القاعدة CH₃NH₂. فالحمض يمنح البروتون H⁺ وينتج أيون الكلوريد Cl⁻ الذي يسمى قاعدة مرافقة، بينما تستقبل القاعدة CH₃NH₂ البروتون H⁺ وينتج عن ذلك الأيون CH₃NH₃⁺ ويسمى الحمض المرافق



زوج مترافق (1) الحمض وقاعدته المترافقة: HCl/Cl⁻

زوج مترافق (2) القاعدة وحمضها المرافق: CH₃NH₂/CH₃NH₃⁺

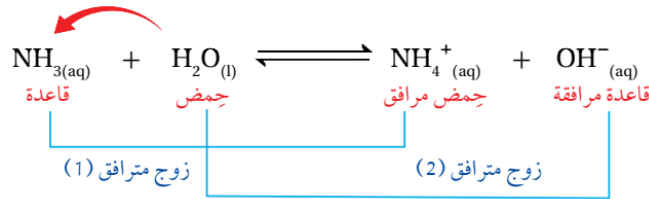
مثال الكتاب ص15: عند إذابة حمض HF في الماء فهو يمنح البروتون لينتج عنه أيون الفلوريد F⁻ وهو قاعدته المترافقة، يستقبل الماء البروتون فهو القاعدة لينتج عنه أيون الهيدرونيوم وهو حمضه المرافق:



زوج مترافق (1) الحمض وقاعدته المترافقة: HF/F⁻

زوج مترافق (2) القاعدة وحمضها المرافق: H₂O/H₃O⁺

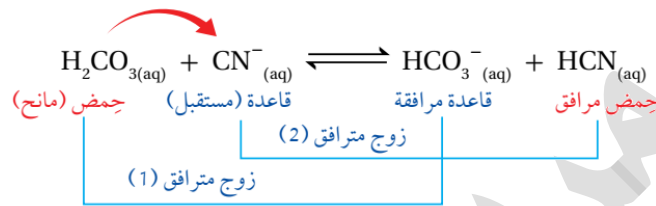
مثال الكتاب ص15: عند تفاعل الأمونيا NH₃ مع الماء فإن البروتون ينتقل من الماء إلى الأمونيا لأن الأمونيا قاعدة تستقبل، فنعتبر الماء حمض يمنح البروتون، ينتج أيون الهيدروكسيد القاعدة المترافقة للماء، وأيون الأمونيوم الحمض المرافق للأمونيا:



زوج مترافق (1) القاعدة وحمضها المرافق: $\text{NH}_3 / \text{NH}_4^+$

زوج مترافق (2) الحمض وقاعدته المرافقة: $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$

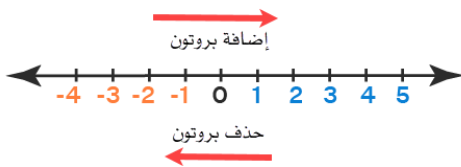
مثال الكتاب ص15: يشتمل تفاعل حمض H_2CO_3 مع القاعدة CN^- على زوجين مترافقين، حيث حمض H_2CO_3 منح بروتوناً واحداً للقاعدة CN^- فتتكون الأزواج المترافقة التالية



زوج مترافق (1) الحمض وقاعدته المرافقة: $\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{HCO}_3^-$

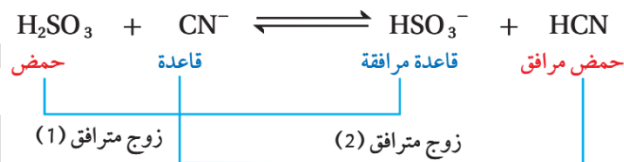
زوج مترافق (2) القاعدة وحمضها المرافق: CN^- / HCN

تعزير:



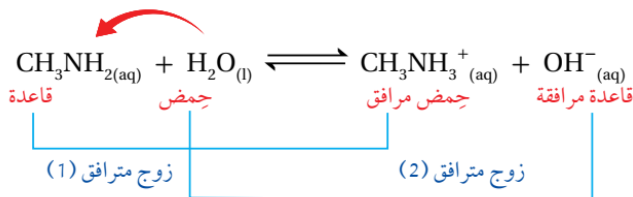
- لتمييز الأزواج المترافقة: ننظر لنقص وزيادة بروتون واحد H^+ ، فالذي يزيد فيه البروتون هو الحمض والذي ينقص منه البروتون هو القاعدة
الحمض المرافق = نحطه بروتون وتزيد الشحنة
القاعدة المرافقة = نلغ منه بروتون وتقل الشحنة

أتحقق ص15: أحدد الزوجين المترافقين في كل من التفاعلين الآتيين:



زوج مترافق (1) الحمض وقاعدته المرافقة: $\text{H}_2\text{SO}_3 / \text{HSO}_3^-$

زوج مترافق (2) القاعدة وحمضها المرافق: CN^- / HCN



زوج مترافق (1) القاعدة وحمضها المرافق: $\text{CH}_3\text{NH}_2 / \text{CH}_3\text{NH}_3^+$

زوج مترافق (2) الحمض وقاعدته المرافقة: $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$

تدريبات محلولة

مهم نتذكر: الحمض المرافق = نحطله بروتون وتزيد الشحنة

القاعدة المرافقة = نقلع منه بروتون وتقل الشحنة

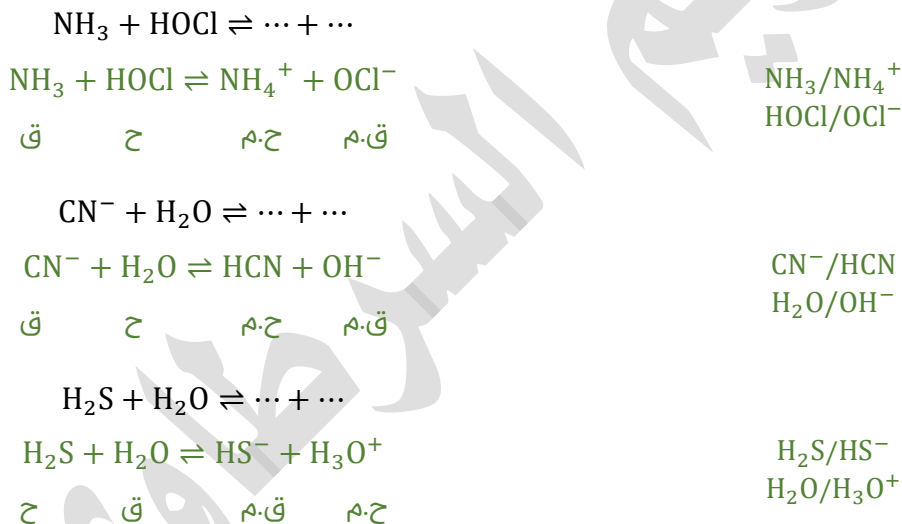
تدريب (1): اكتب القاعدة المرافقة لكل حمض مما يلي:

H_3PO_4	NH_4^+	H_3O^+	C_2H_5COOH	HF
$H_2PO_4^-$	NH_3	H_2O	$C_2H_5COO^-$	F^-

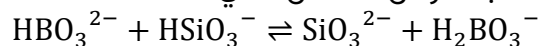
تدريب (2): اكتب الحمض المرافق لكل قاعدة مما يلي:

HSO_3^-	OH^-	CO_3^{2-}	NH_2^-	C_2H_6NH
H_2SO_3	H_2O	HCO_3^-	NH_3	$C_2H_6NH_2^+$

تدريب (3): أكمل المعادلات الآتية ثم حدد الأزواج المترافقة:



تدريب (4): اختر الإجابة الصحيحة بخصوص التفاعل الآتي:



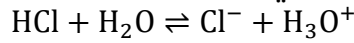
$HBO_3^{2-}/HSiO_3^-$ أزواج مترافقة من الحمض والقاعدة	-1
$HSiO_3^-/SiO_3^{2-}$ كلاهما يسلك سلوك الحموض في التفاعل	-2
HBO_3^{2-}/SiO_3^{2-} كلاهما يسلك القواعد في التفاعل	-3
HBO_3^{2-}/SiO_3^{2-} أزواج مترافقة من الحمض والقاعدة	-4

الإجابة (3)

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

تدريب (5): اختر الزوج المترافق للتفاعل الآتي:



HCl/H ₂ O	-1	H ₃ O ⁺	-2
H ₃ O ⁺ /H ₂ O	-3	HCl/H ₃ O ⁺	-4

الإجابة (3)

تدريب (6): الحمض المترافق لـ Ac⁻:

HAc	-1	HAc ⁻	-2
H ₂ O	-3	HAc ⁺	-4

الإجابة (1)

تدريب (7): أي عبارة من العبارات الآتية غير صحيحة؟

القاعدة المترافقة لـ H ₂ O هي OH ⁻	-1	القاعدة المترافقة لـ HCO ₃ ⁻ هي H ₂ CO ₃	-2
الحمض المترافق لـ NH ₃ هو NH ₄ ⁺	-3	القاعدة المترافقة لـ HCN هي CN ⁻	-4

الإجابة (2)

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

ورقة عمل (4): الأزواج المترافقة

تدريب (1): المواد الآتية هي حموض وقواعد برونستد-لوري، فيما بينها زوج مترافق، حدده
 NH_3 , H_2O , NH_4^+ , Cl^- , CO_3^{2-} , HCN

تدريب (2): ادرس المعادلات المبينة في الجدول التالي وأكمل الفراغات بما يناسبها:

معادلة التفاعل	الحمض	القاعدة المترافقة	القاعدة	الحمض المترافق
$\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_3^-$	H_2SO_3			H_3O^+
$\text{N}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_5^+ + \text{OH}^-$			N_2H_4	
$\text{HF} + \text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{F}^-$	HF			
$\text{H}_2\text{S} + \text{F}^- \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{HF}$		HS^-		
$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$				$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+$

تدريب (3): اكتب القاعدة المترافقة لكل من حموض برونستد-لوري الآتية:

H_2SO_4	NH_4^+	H_2O	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+$	HOCl

تدريب (4): اكتب الحمض المترافق لكل من قواعد برونستد-لوري الآتية:

HCO_3^-	O^{2-}	CO_3^{2-}	H_2O	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$

تدريب (5): فسر السلوك الحمضي لحمض HCl من خلال معادلات كيميائية وفق مفهوم أرهينيوس،

وبرونستد-لوري

تذكر أن أرهينيوس اعتبر الماء وسطاً للمحالييل بخلاف برونستد جعله من ضمن المتفاعلات



قوة الحمض والقاعدة

الجدول (3): العلاقة بين قوّة الحموض وقوة قواعدها المرافقة.

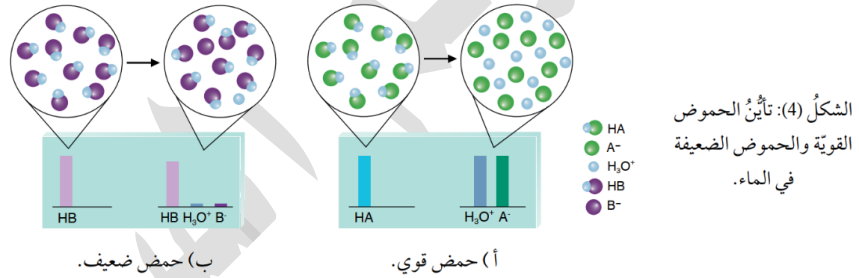
الحمض	القاعدة
HClO ₄	ClO ₄ ⁻
H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻
HI	I ⁻
HBr	Br ⁻
HCl	Cl ⁻
HNO ₃	NO ₃ ⁻
H ₃ O ⁺	H ₂ O
H ₂ SO ₃	HSO ₃ ⁻
H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻
HNO ₂	NO ₂ ⁻
HF	F ⁻
CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻
H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻
H ₂ S	HS ⁻
HClO	ClO ⁻
HBrO	BrO ⁻
NH ₄ ⁺	NH ₃
HCN	CN ⁻
H ₂ O	OH ⁻

* الجدول للاطلاع؛ ليس الحفظ.

- انظر الجدول (3): هناك علاقة عكسية بين قوة الحمض والقاعدة المرافقة له، أيضاً قوة القاعدة والحمض المرافق لها فالحمض القوي ينتج عنه قاعدة مرافقة ضعيفة أي ليس لها القدرة على استقبال بروتون من الحمض الذي في جهتها والحمض الضعيف ينتج عنه قاعدة قوية لها القدرة على استقبال بروتون من الحمض الذي في جهتها
- تفاعلات الحموض والقواعد تتجه دائماً من الجهة الأقوى إلى الجهة الأضعف

نُصِّف الحموض والقواعد حسب قوتها إلى نوعين:

- 1- حموض وقواعد ضعيفة: تتأين جزئياً، ويكون مرافقها قوياً
 - 2- حموض وقواعد قوية: تتأين كلياً، ويكون مرافقها ضعيف جداً
- العلاقة عكسية من ناحية القوة بين الأزواج المترافقة



تعزيز: شوي نراجع ونربط المعلومات:

درسنا سابقاً أن الحموض والقواعد القوية تتأين كلياً في الماء وتفاعلها بسهم واحد، والنواتج أيونات المركب كلها في المحلول، ولذا هي محاليل كهربائية قوية موصلة للتيار الكهربائي بينما الحموض والقواعد الضعيفة تتأين جزئياً وبشكل ضئيل من الأيونات ويبقى جزء كبير من المركب على حاله فالتفاعل بسهمين واسمه تفاعل منعكس يحدث فيه اتزان ديناميكي موضع الاتزان مزاح جهة المتفاعلات لأنها تبقى الأكثر تركيزاً، محاليلها كهربائية ضعيفة موصلة بشكل ضعيف للتيار الكهربائي، انظر الشكل (4) [وكل ذلك سيتوضح بشكل أكبر في الدرس الثالث]

اذكر الأمور التي تعتمد عليها قوة الحمض؟

كلما زادت قدرته على التأين ومنح البروتون زادت قوته، وقلّت قوة قاعدته المرافقة

اذكر الأمور التي تعتمد عليها قوة القاعدة؟

كلما زادت قدرتها على التأين واستقبال البروتون زادت قوتها، وقلّت قوة حمضها المرافق

تفسير التأين الكلي والجزئي وفق مفهوم برونستد لوري:

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

تعريف: سننظر إلى تفاعلات الحموض والقواعد وفق مفهوم برونستد-لوري على أنها معركة بين الجانب القوي والضعيف على طرفي التفاعل، فالجانب القوي يغلب ويسير التفاعل منه إلى ناحية الجانب الأضعف، لأن الجانب القوي أقدر على منح واستقبال البروتون، يزداد تركيز الجانب الضعيف لأن موضع الاتزان ناحيته نعتبر الماء في طرف القوي قوي، وفي طرف الضعيف ضعيف

ننظر إلى أي تفاعل من اليسار جهة متفاعلات، والتي على اليمين هي جهة النواتج، ولو كان تفاعلاً منعكساً، ولا ننس أن التفاعل المنعكس له اتجاهان (أمامي وعكسي) وتذكر أيضاً: تفاعلات الحموض والقواعد تتجه من المواد الأقوى إلى تكوين المواد الأضعف وأن التركيز سيكون أكبر جهة موضع الاتزان

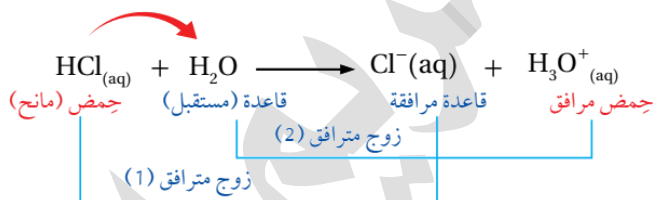
"وهذه قاعدة مهمة جداً لحل أسئلة الوزارة التي تخص ترجيح موضع الاتزان"

فسر: يتأين حمض HCl في الماء، ورغم تكون حموض وقواعد مرافقة في النواتج إلا أنه لا يحدث تفاعل

عكسي [مثال الكتاب ص15-16]

الحمض	القاعدة
HClO ₄	ClO ₄ ⁻
H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻
HI	I ⁻
HBr	Br ⁻
HCl	Cl ⁻
HNO ₃	NO ₃ ⁻
H ₃ O ⁺	H ₂ O
H ₂ SO ₃	HSO ₃ ⁻
H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻

أقوى كحمض
أقوى كقاعدة

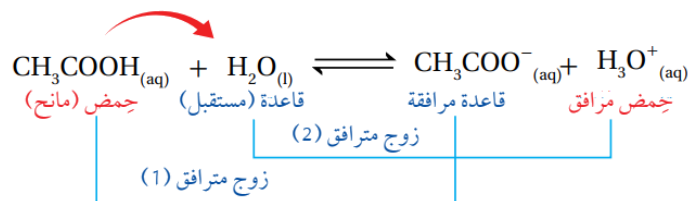
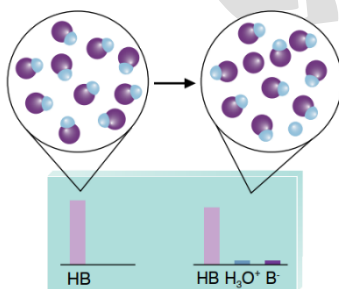


زوج مترافق (1) الحمض القوي وقاعدته المرافقة الضعيفة: HCl/ Cl⁻
زوج مترافق (2) القاعدة القوية وحمضها المرافق الضعيف: H₂O/ H₃O⁺
نتذكر: الماء في طرف الحمض القوي هو قاعدة قوية

HCl حمض قوي أكثر قدرة على منح البروتون من الحمض المرافق H₃O⁺ Cl⁻ هي أقل قدرة على استقبال البروتون لتكوين HCl وبالتالي H₂O أقوى كقاعدة من القاعدة المرافقة Cl⁻ المتفاعلات: HCl و H₂O أقوى كحمض وقاعدة من الحمض والقاعدة جهة النواتج، لذا التفاعل يتجه نحو تكوين المواد الناتجة بنسبة عالية ويستمر بالاتجاه من المتفاعلات إلى النواتج [اتجاه أمامي] ولن يحدث تفاعل عكسي، لذا نعبر عن التفاعل بسهم واحد [تأين كلي]

فسر: يتأين حمض الإيثانويك CH₃COOH في الماء بدرجة ضئيلة، ويكون التفاعل منعكساً كما في

المعادلة الآتية: [مثال الكتاب ص16]



زوج مترافق (1) الحمض الضعيف وقاعدته المرافقة القوية: CH₃COOH/ CH₃COO⁻
زوج مترافق (2) القاعدة الضعيفة وحمضها المرافق القوي: H₂O/ H₃O⁺
نتذكر: الماء في طرف الحمض الضعيف هو قاعدة ضعيفة

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

درجة التأين الضئيلة للحمض CH_3COOH في المحلول تعنى أن تركيزه عال مقارنة بتركيز الحمض H_3O^+ كما في الشكل، وهذا يدل على أن الماء لم يسحب بروتون حمض الإيثانويك بشكل كاف.

CH_3COOH حمض ضعيف وهو أقل قدرة على منح البروتون من H_3O^+

وبالتالي H_3O^+ أقوى كحمض من CH_3COOH

CH_3COO^- أكثر قدرة على استقبال البروتون من القاعدة H_2O وبالتالي CH_3COO^-

أقوى كقاعدة من H_2O

النواتج: H_3O^+ و CH_3COO^- كحمض وقاعدة أقوى من الحمض والقاعدة جهة المتفاعلات، لذا التفاعل يتجه نحو تكوين المواد الأضعف أي يُزاح موضع الاتزان جهة المتفاعلات وسيحدث تفاعل عكسي ونعبر عن التفاعل بسهمين [تأين جزئي]

القاعدة	الحمض
ClO_4^-	HClO_4
HSO_3^-	H_2SO_4
I^-	HI
Br^-	HBr
Cl^-	HCl
NO_3^-	HNO_3
H_2O	H_3O^+
HSO_3^-	H_2SO_3
H_2PO_4^-	H_3PO_4
NO_2^-	HNO_2
F^-	HF
CH_3COO^-	CH_3COOH
HCO_3^-	H_2CO_3
HS^-	H_2S
ClO^-	HClO
BrO^-	HBrO

ضوء اللبنة:

- يصل التفاعل المنعكس إلى الاتزان عندما تتساوى سرعة التفاعل العكسي والأمامي.
- إزاحة موضع الاتزان معناه أن التركيز أعلى في الموضع المُزاح سواء كان عند المتفاعلات أو النواتج.
- تذكر مرة أخرى: تفاعلات الحموض والقواعد تتجه من الأقوى إلى الأضعف
- يُزاح موضع الاتزان جهة المواد الأضعف في التفاعل، وستتعلم في الدرس الثالث مفاهيم كثيرة نحدد من خلالها المواد الأقوى والأضعف في التفاعل
- أيون H_3O^+ أقوى من الماء H_2O كحمض، وأيون OH^- أقوى من الماء H_2O كقاعدة

الجدول (3): العلاقة بين قوة الحموض وقوة قواعدها المرافقة.

القاعدة	الحمض
ClO_4^-	HClO_4
HSO_3^-	H_2SO_4
I^-	HI
Br^-	HBr
Cl^-	HCl
NO_3^-	HNO_3
H_2O	H_3O^+
HSO_3^-	H_2SO_3
H_2PO_4^-	H_3PO_4
NO_2^-	HNO_2
F^-	HF
CH_3COO^-	CH_3COOH
HCO_3^-	H_2CO_3
HS^-	H_2S
ClO^-	HClO
BrO^-	HBrO
NH_3	NH_4^+
CN^-	HCN
OH^-	H_2O

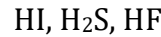
أتحقق ص 17: اعتماداً على الجدول (3) أجب عن الأسئلة الآتية:

1- أحدد الحمض الأقوى بين الحموض الآتية:



هو الأقوى HBr

2- أحدد أي الحموض الآتية تكون قاعدته المرافقة هي الأقوى



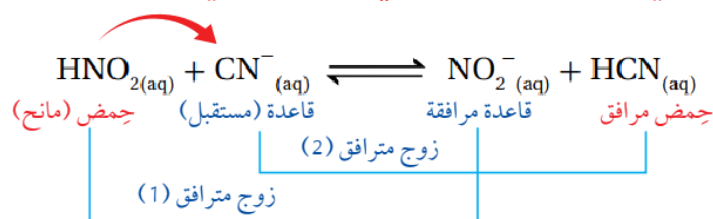
نبحث عن أضعف حمض لأن الأضعف ستكون قاعدته المرافقة هي الأقوى

أضعف الحموض = H_2S ولها أقوى قاعدة مرافقة = HS^-

أو نحول الصيغ إلى قواعد مرافقة بحذف البروتون والنزول بالشحنة ونقارن بينها

في الجدول: I^- , HS^- , F^-

3- أحدد الجهة التي يُزاح نحوها الاتزان في التفاعل الآتي



نقارن قوة الحمض على الطرفين من خلال الجدول (3)

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

$\text{HNO}_2 > \text{HCN}$ بالتالي HNO_2 أقدر على منح البروتون من HCN
وبما أن HCN أضعف كحمض فإن القاعدة المرافقة لها CN^- هي الأقوى
الحمض والقاعدة أقوى في جهة المتفاعلات
يتجه التفاعل من الأقوى إلى الأضعف، إذاً يُزاح موضع الاتزان نحو النواتج

بوكس المختصر المفيد

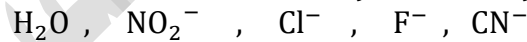
- تفاعلات الحموض والقواعد تسير من الأقوى إلى الأضعف
- موضع الاتزان مُزاح جهة الأضعف، فتركيز الأضعف أكبر
- الحمض الضعيف إذا تفاعل مع الماء قاعدته المرافقة قوية نسبياً
فينعكس التفاعل بخلاف الحمض القوي
- القاعدة الضعيفة حمضها المرافق قوي نسبياً فينعكس التفاعل
- القوة بين الأزواج المترافقة علاقة عكسية

تدريبات محلولة

القاعدة	الحمض
ClO_4^-	HClO_4
HSO_4^-	H_2SO_4
I^-	HI
Br^-	HBr
Cl^-	HCl
NO_3^-	HNO_3
H_2O	H_3O^+
HSO_3^-	H_2SO_3
H_2PO_4^-	H_3PO_4
NO_2^-	HNO_2
F^-	HF
CH_3COO^-	CH_3COOH
HCO_3^-	H_2CO_3
HS^-	H_2S
ClO^-	HClO
BrO^-	HBrO
NH_3	NH_4^+
CN^-	HCN
OH^-	H_2O

استخدم الجدول المجاور لحل التدريبات الآتية:

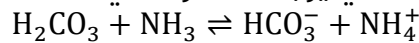
تدريب (1): رتب القواعد حسب قوتها:



ترتيبها من ناحية الأضعف إلى الأقوى



تدريب (2): عيّن الجهة التي يرجحها الاتزان في التفاعلات الآتية:

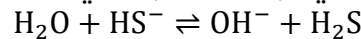


الحموض في التفاعل: H_2CO_3 و NH_4^+ الأقوى هو H_2CO_3

القواعد في التفاعل: NH_3 و HCO_3^- الأقوى هو NH_3

يسير التفاعل من الأقوى إلى الأضعف، الاتزان يُزاح ناحية النواتج لأنها الأضعف

تدريب (3): عيّن الجهة التي يرجحها الاتزان في التفاعلات الآتية:



الحموض في التفاعل: H_2S و H_2O الأقوى هو H_2S

القواعد في التفاعل: HS^- و OH^- الأقوى هو OH^-

يسير التفاعل من الأقوى إلى الأضعف، الاتزان يُزاح ناحية المتفاعلات لأنها الأضعف

ستطبق مسائل أكثر على هذا الدرس من خلال جداول الكوكتيل عندما تنتهي من الدرس الثالث والرابع

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

ورقة عمل (5): قوة الحمض والقاعدة

استخدم الجدول المجاور لحل التدريبات الآتية:

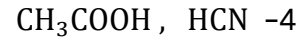
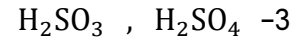
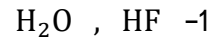
تدريب (1): رتب القواعد حسب قوتها:



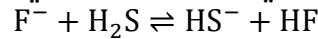
تدريب (2): أي القواعد الآتية حمضها المرافق هو الأقوى، والأضعف:



تدريب (3): اختر الحمض الأقوى من الأزواج الآتية:

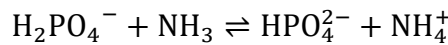


تدريب (4): عيّن الجهة التي يرجحها الاتزان في التفاعلات الآتية:



تدريب (5): عيّن الجهة التي يرجحها الاتزان في التفاعلات الآتية إذا علمت أن المتفاعلات كحموض

وقواعد أقوى من النواتج

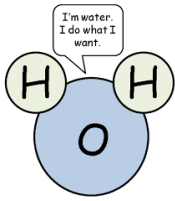
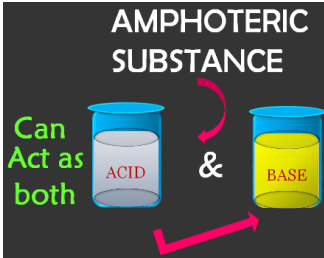


القاعدة	الحمض
ClO_4^-	HClO_4
HSO_4^-	H_2SO_4
I^-	HI
Br^-	HBr
Cl^-	HCl
NO_3^-	HNO_3
H_2O	H_3O^+
HSO_3^-	H_2SO_3
H_2PO_4^-	H_3PO_4
NO_2^-	HNO_2
F^-	HF
CH_3COO^-	CH_3COOH
HCO_3^-	H_2CO_3
HS^-	H_2S
ClO^-	HClO
BrO^-	HBrO
NH_3	NH_4^+
CN^-	HCN
OH^-	H_2O

تزايد قوة القاعدة ↑
تزايد قوة الحمض ↓



المواد الأمفوتيرية (المتردة) Amphoteric



يتأثر سلوك المادة كحمض أو قاعدة وفق مفهوم برونستد-لوري تبعاً لطبيعة المواد التي تتفاعل معها وقدرتها على منح البروتون أو استقبله **ما المقصود بالمواد الأمفوتيرية أو المتردة؟**

مادة تسلك كحمض في تفاعل وتسلك كقاعدة في تفاعلات أخرى. مثال: الماء مع الحمض يسلك سلوك القاعدة. الماء مع القاعدة يسلك سلوك الحمض. إذا الماء مادة أمفوتيرية **مواد تسلك السلوك الأمفوتيري:**



2- الأيونات السالبة المحتوية على هيدروجين، فهي تقدر على منحه كبروتون وتقدر



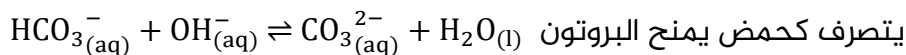
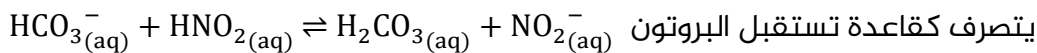
ويستثنى منها: أيونات OH^- وأيونات الكربوكسيل $R-COO^-$ مثل: $HCOO^-$ و CH_3COO^- وغيرها من أيونات الحموض الكربوكسيلية

طريقة حل معادلات المواد الأمفوتيرية:

ننظر إلى المواد الأخرى المتفاعلة معها هل هي حمض أم قاعدة وعلى أساس ذلك نقرر سلوكها من ناحية منح أو استقبال البروتون

التفاعل	سلوك المواد الأمفوتيرية وفق مفهوم برونستد-لوري
الماء مع الحمض	$HCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$
الماء مع القاعدة	$NH_3_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$
HSO_3^- مع الحمض	$HSO_3^-_{(aq)} + HF_{(aq)} \rightleftharpoons H_2SO_3_{(aq)} + F^-_{(aq)}$
HSO_3^- مع القاعدة	$HSO_3^-_{(aq)} + CN^-_{(aq)} \rightleftharpoons SO_3^{2-}_{(aq)} + HCN_{(aq)}$
HS^- مع الحمض	$HS^-_{(aq)} + HF_{(aq)} \rightleftharpoons H_2S_{(aq)} + F^-_{(aq)}$
HS^- مع القاعدة	$HS^-_{(aq)} + CN^-_{(aq)} \rightleftharpoons S^{2-}_{(aq)} + HCN_{(aq)}$
HCO_3^- مع الحمض	$HCO_3^-_{(aq)} + HF_{(aq)} \rightleftharpoons H_2CO_3_{(aq)} + F^-_{(aq)}$
HCO_3^- مع القاعدة	$HCO_3^-_{(aq)} + CN^-_{(aq)} \rightleftharpoons CO_3^{2-}_{(aq)} + HCN_{(aq)}$
$H_2PO_4^-$ مع الحمض	$H_2PO_4^-_{(aq)} + HF_{(aq)} \rightleftharpoons H_3PO_4_{(aq)} + F^-_{(aq)}$
$H_2PO_4^-$ مع القاعدة	$H_2PO_4^-_{(aq)} + CN^-_{(aq)} \rightleftharpoons HPO_4^{2-}_{(aq)} + HCN_{(aq)}$

أتحقق ص 17: أكتب معادلتين كيميائيتين أوضح فيهما سلوك الأيون HCO_3^- مع كل من OH^- و HNO_2



تدريبات محلولة

تدريب (1): أي الآتية تعد أمفوتيرية:

H ₂ O	-2	HCN	-1
HCOO ⁻	-4	CsBr	-3

الإجابة (2)

تدريب (2): أي الآتية لا تعد أمفوتيرية:

CN ⁻	-2	H ₂ O	-1
H ₂ PO ₄ ⁻	-4	HSO ₃ ⁻	-3

الإجابة (2)

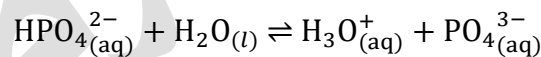
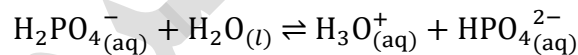
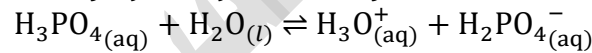
تدريب (3) : اختر الزوج المترافق الذي يسلك كل منهما سلوكاً أمفوتيرياً:

HPO ₄ ²⁻ / H ₂ PO ₄ ⁻	-2	HSO ₄ ⁻ / H ₂ SO ₄	-1
HCl / Cl ⁻	-4	H ₃ O ⁺ / H ₂ O	-3

الإجابة (2): كلاهما يستطيع أن يتصرف بشكل أمفوتيري

تدريب (4): يتأين حمض الفوسفوريك ثلاثي البروتون في الماء على ثلاث مراحل، أي من القواعد أو

الحموض عدا الماء في هذه المعادلات نعتبرها بالعادة مواد أمفوتيرية؟



الإجابة: H₂PO₄⁻ و HPO₄²⁻

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

ورقة عمل (6): المواد الأمفوتيرية

تدريب (1): أي الآتية تعد أمفوتيرية:



CN^-	-2	HCOO^-	-1
NH_4^+	-4	HSO_3^-	-3

تدريب (2): أي الآتية لا تعد أمفوتيرية:



CO_3^{2-}	-2	HSO_4^-	-1
H_2PO_4^-	-4	HSO_3^-	-3

تدريب (3): وضح سلوك HS^- إذا تفاعلت مع القاعدة N_2H_4 وإذا تفاعلت مع الحمض HNO_2



تدريب (4): وضح سلوك HPO_3^{2-} بوصفها مادة مترددة مع HF و NH_3



مفهوم لويس للحمض والقاعدة



درس لويس تفاعلات الحموض والقواعد التي لا تشتمل على انتقال البروتون H^+ من الحمض إلى القاعدة، واعتمد على تصور جديد لمفهوم الحمض والقاعدة بالاعتماد على انتقال أزواج الإلكترونات من القاعدة إلى الحمض. ساعد مفهوم لويس على تفسير تكوين رابطة في تفاعل الحمض مع القاعدة، وتُسمى بالرابطة التناسقية [هي رابطة تساهمية بين ذرتين شاركت بالإلكترونات ذرة واحدة]

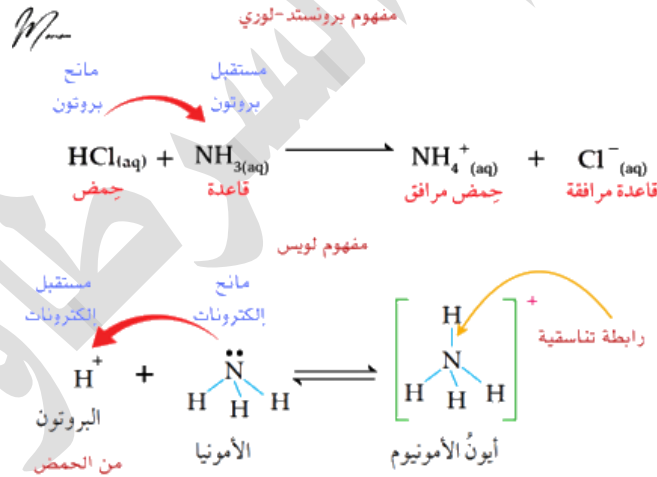
ما المقصود بـ **حمض لويس**؟

مادة يمكنها استقبال زوج إلكترونات أو أكثر في التفاعل

ما المقصود بـ **قاعدة لويس**؟

مادة يمكنها منح زوج إلكترونات في التفاعل

مثال الكتاب ص18: عند تفاعل الحمض HCl مع القاعدة NH_3 فأيون الهيدروجين (البروتون) H^+ الناتج من تأين الحمض يمتلك فلجاً فارغاً، بينما تمتلك ذرة النيتروجين في الأمونيا زوجاً غير رابط من الإلكترونات، عند انتقال البروتون إلى الأمونيا فإنه يستقبل زوج إلكترونات غير رابط في ذرة النيتروجين ويرتبط به فتنشأ بينهما رابطة تناسقية ويتكون أيون الأمونيوم NH_4^+ موجب الشحنة



نستنتج أن حمض برونستد-لوري مانح البروتون هو حمض لويس مستقبل الإلكترونات، وأن قاعدة برونستد-لوري مستقبل البروتون هو قاعدة لويس مانح الإلكترونات

تعزير:

- توزيع الهيدروجين الإلكتروني هو $1s^1$ عند فقدته إلكترونه في عملية التأين فإن أفلاكه في المستوى الأول تصبح فارغة s^0 وتصبح قابلة لاستقبال إلكترون من أي عنصر غني بالإلكترونات
- انتقال الإلكترونات وفق مفهوم لويس ليس انتقالاً حقيقياً إنما عملية مشاركة ورابطة

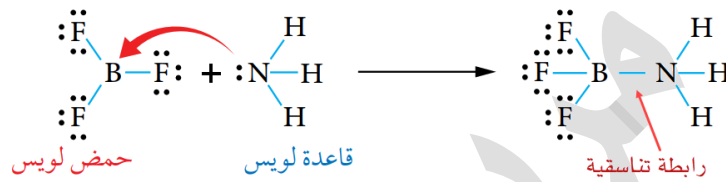
فسر: نعتبر حموض وقواعد برونستد-لوري هي حموض وقواعد لويس وليس العكس

لأن مفهوم لويس كان أكثر شمولاً فقد أستخدم في تفسير تفاعلات حموض وقواعد برونستد-لوري، وأيضاً تفاعلات أخرى لا ينطبق عليها مفهوم برونستد-لوري

اذكر أمثلة على تفاعلات حموض وقواعد لويس لا تنطبق على مفهوم برونستد-لوري

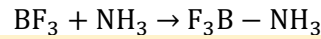
(1) تفاعل الأمونيا مع ثلاثي فلوريد البورون

مثال الكتاب ص18: تفاعل الأمونيا NH_3 مع ثلاثي فلوريد البورون BF_3 ، فالنيتروجين في الأمونيا يمتلك زوج إلكترونات غير رابط يمكنه منحه، والبورون في ثلاثي فلوريد البورون يمتلك فلماً فارغاً يمكنه من استقبال زوج من الإلكترونات، كما في المعادلة الآتية:



تعزير:

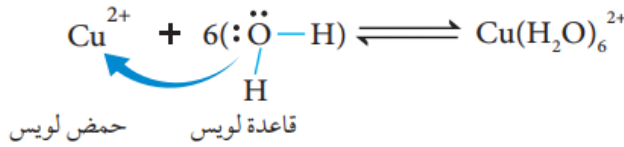
ننظر إلى الذرة المركزية (البورون) وكيفية استقرارها، البورون يستقر بست إلكترونات (البورون مستثنى من قاعدة الثمانية) وحتى تنشأ الروابط لا بد من إلكترون منفرد في الفلك، يتم تهجين الأفلاك يعني توزيع الإلكترونات بشكل منفرد لتكوين الروابط المطلوبة الثلاث، نوع التهجين sp^2 أي ثلاث أفلاك واحد من s و اثنان من p ويبقى فلك فارغ في p يقبل استقبال إلكترونات وتكوين رابطة تناسقية



(2) تفاعلات أيونات الفلزات الانتقالية مع جزيئات الماء أو الأمونيا أو أيونات سالبة أخرى مثل CN^- .

فتتكون أيونات معقدة Complex Ions

مثال الكتاب ص19: تفاعل أيون النحاس Cu^{2+} مع الماء H_2O لتكوين الأيون المعقد $Cu(H_2O)_6^{2+}$



يمتلك أيون النحاس أفلاً فارغاً فيستقبل زوج أو أكثر من الإلكترونات، فيعتبر حمض لويس، الماء يمتلك أزواجاً

غير رابطة على الأكسجين ويمكنه منح أحدها للأيون الفلزي فيعتبر قاعدة لويس، تنشأ روابط تناسقية بين جزيئات الماء وأيون الفلز ليتكون الأيون المعقد

مثال الكتاب ص19: تفاعل أيون الفضة Ag^+ مع أيون السانيد CN^- لتكوين الأيون المعقد $Ag(CN)_2^-$

يمتلك أيون الفضة أفلاً فارغاً فيستقبل زوج أو أكثر من الإلكترونات، فيعتبر حمض لويس، بينما يمتلك أيون السيانيد أزواج إلكترونات غير رابطة ويمكنه منح أحدها للأيون الفلزي فيعتبر قاعدة لويس، تنشأ روابط تناسقية بينهما ليتكون الأيون المعقد



المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

فوائد مهمة:

- إن كنت تتذكر التوزيع الإلكتروني للعناصر الانتقالية في الصف العاشر، فإنها تبدأ من الدورة الثالثة في الجدول الدوري وعندها يوجد المستوى الفرعي 3d وبالتالي نقول عندها أفلاك فارغة كثيرة ممكن تعبئتها بالإلكترونات
- الروابط تناسقية بين أيون الفلز الانتقالي والمادة الأخرى
- غير مطلوب عد الروابط التناسقية في الأيون المعقد وغير مطلوب تحديد شحنة حمض لويس، المطلوب منك تمييز الحمض والقاعدة في المعادلة المكتوبة أو الأيون المعقد
- الفلزات الانتقالية تتمكن منها بالتعود على رؤيتها في مسائل وحدة الكيمياء الكهربائية، وستفرق بينها وبين الفلزات الممثلة وقتها فلا تقلق

الفلزات الانتقالية

تعزيز وزيادات غير مطلوبة بخصوص حموض وقواعد لويس لمن يرغب بحل بنك الوزارة القديم:

- 1- حموض لويس: فقيرة بالإلكترونات لأن أفلاك مستواها الأخير فارغة تقبل الاستقبال:
 - أ- جزيئات حمض تمنح البروتون H^+ [سؤال وزارة 2003: فسر السلوك الحمضي لـ CH_3COOH وفق مفهوم لويس، الجواب الوزاري: لأن له القدرة على استقبال زوج إلكترونات من خلال البروتون]
 - ب- أيونات موجبة من الفلزات الانتقالية: Fe^{3+} , Co^{2+} , Ag^+ , Cu^{2+} , Zn^{2+}
 - ج- مركبات فيها ذرة مركزية تستقر بقاعدة أقل من الثمانية مثل: البريليوم Be من المجموعة 2A وعناصر المجموعة 3A مثل: البورون B والألمنيوم Al ، مثل: $AlCl_3$, BH_3 , BeF_2
 - د- مركبات المجموعة 4A عدا الكربون، مثل: السيليكون Si ، حيث يستقبل إلكترونات، مثال: $SiBr_4$
 - هـ- أكاسيد اللافلزات، مثل: CO_2 , NO_2 , SO_2 , SO_3
 - و- أيون موجب فيه هيدروجين يمنحه كبروتون: فهو المصدر لأيون الهيدروجين الذي هو حمض لويس
- 2- قواعد لويس: غنية بالإلكترونات:
 - أ- أيونات سالبة، مثل: H^- , OH^- , CN^- , O^{2-} , SO_4^{2-}
 - ب- جزيئات فيها ذرة مركزية من المجموعات 5A, 6A, 7A عليها أزواج إلكترونات غير رابطة، مثل: النيتروجين N ، الأكسجين O ، الفسفور P ، وغير ذلك [الأشهر NH_3 والماء H_2O]

ملحوظة: تم حذف ثاني أكسيد الكربون من نسخة 2006 على أنه حمض لويس وتم تعديل سؤال من مراجعة الوحدة باستبدال المركب الذي فيه فلز انتقالي بأيون فلز انتقالي، مما يعني تركيز الكتاب على الأمثلة من معادلات الكتاب وما يشابهها حيث أن:

المطلوب منك حفظه بإتقان حسب معلومات كتابك:

- حموض لويس: كل مركب متعادل فيه بورون B ، أيونات الفلزات الانتقالية، أيون الهيدروجين
 - قواعد لويس: الماء، الأمونيا، أيون سالب مثل السيانيد، والهيدروكسيد
- في وزارة 2023 (للفروع المهنية) جاء سؤال عن مادة تسلك سلوكاً حمضياً عند أرهينوس وبرونستد لوري، وكانت الخيارات: $NaHCO_3$ - $HCOOH$ - NH_4Cl - $B(OH)_3$
- ستلاحظ أن حمض البوريك ضمن الخيارات، وأنه حمض لويس فقط (فانتبه)

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

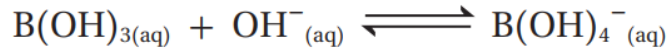
إعداد: م. مريم السرطاوي

أتحقق ص 19: ?

1) أحدد الحمض والقاعدة حسب مفهوم لويس في كل من التفاعلات الآتية:



قاعدة لويس حمض لويس



قاعدة لويس حمض لويس



قاعدة لويس حمض لويس

قاعدة لويس
e⁻

مقتدر غني

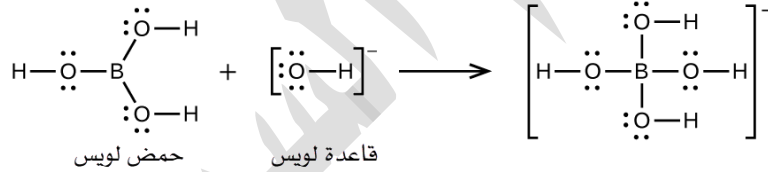
حمض لويس

يحتاج دعم

مفهوم لويس

تعزير:

حمض البوريك مشهور بهذه الصيغة الكيميائية B(OH)₃ أو نكتبه بهذه الصيغة H₃BO₃ هو حمض ضعيف يتفاعل مع الماء بطريقة مختلفة عن باقي الحموض فهو لا يمنح البروتون وفق مفهوم برونستد-لوري، والسبب ذرة البورون التي تستقر بأقل من قاعدة الثمانية لن تتخلى عن ذرات الهيدروجين المرتبطة بالأكسجين



الربط مع الصناعة



ثلاثي فلوريد البورون BF₃

يُحضَّرُ صناعيًا بعدة طرق، منها تسخين البورون مع معدن الفلوريت CaF₂ بوجود حمض الكبريتيك، ويصنع منه ما بين 2300 إلى 4500 طن سنويًا، وهو غاز سامٌ عديم اللون يُستخدم في تحفيز العديد من التفاعلات العضوية وتحفيز عمليات البلمرة للمركبات العضوية غير المشبعة.

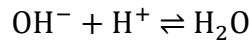
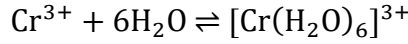
الربط مع الحياة



استخدام القواعد في حياتنا اليومية. تُستخدم كثير من القواعد في حياتنا اليومية، مثل هيدروكسيد الصوديوم، الذي يُستخدم في صناعة المنظفات والصابون ومساحيق الغسيل وسائل الجلي، أما هيدروكسيد الكالسيوم فيستخدم في صناعة الإسمنت، ومعالجة مياه الصرف الصحي، ومعالجة حموضة التربة الزراعية، كما يُضاف إلى العلف لتحسين تغذية المواشي.

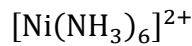
ورقة عمل (7): مفهوم لويس

تدريب (1): حدد حمض لويس وقاعدة لويس في هذه التفاعلات:



تدريب (2): بيّن حمض وقاعدة لويس في الأيونات المعقدة الآتية:

مساعدة: طالما المادة داخل الأقواس هي مركب متعادل (ليس عليه شحنة)، فاعتبر شحنة الفلز الانتقالي هي شحنة الأيون المعقد



ملحوظة: هناك توصيات على مفهوم لويس في مناهجك، ركز على الكتاب أو المشروح في الدوسية ومقطع الشرح كان لجيل

2005



التجربة 1: مقارنة قوة الحموض

لاحظ أننا نقارن القوة بين حمضين لنفس التركيز



1- محلول حمض الهيدروكلوريك HCl تركيزه 0.1 M

2- محلول حمض الإيثانويك CH₃COOH تركيزه 0.1 M

الخطوات:

1- يُقاس 20 مل من كل محلول ويوضع في كأس مخصص،

2- يُقاس الرقم الهيدروجيني لكل محلول من خلال جهاز مقياس

الرقم الهيدروجيني pH أو ورق الكاشف العام

3- يوصل كل محلول بأقطاب الجرافيت مع مصدر كهربائي وجهاز الأميتر

وتُسجل قراءة الأميتر

4- يُغمس شريط مغنيسيوم في كل محلول وتُلاحظ سرعة تصاعد غاز

الهيدروجين

التحليل والاستنتاج:

1- أعدد الرقم الهيدروجيني لكل من المحلولين

اسم الحمض	باستخدام ورق الكاشف العام	باستخدام جهاز مقياس pH
محلول حمض HCl	2	1.64
محلول حمض CH ₃ COOH	5	3.02

2- أعدد المحلول الأكثر قدرة على التوصيل الكهربائي

محلول حمض HCl

3- أقران سرعة تصاعد غاز الهيدروجين في كل من المحلولين

يتصاعد الغاز بشكل أسرع وأقوى في محلول حمض HCl

4- أعدد الحمض الأقوى والحمض الأضعف

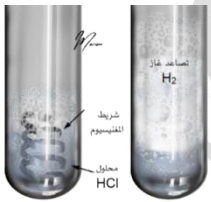
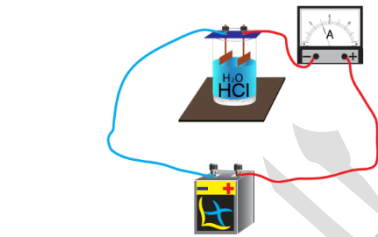
الأقوى هو HCl والأضعف هو CH₃COOH

5- أستنتج العلاقة بين قوة الحمض وكل من الرقم الهيدروجيني والتوصيل

الكهربائي وسرعة تصاعد الغاز

كلما قل الرقم الهيدروجيني كلما زادت قوة الحمض [علاقة عكسية]، كلما زاد

التوصيل الكهربائي وسرعة تصاعد الغاز زادت قوة الحمض [علاقة طردية]



بوكس المختصر المفيد

- محلول الحمض القوي أكثر قدرة على التوصيل الكهربائي، أسرع تفاعلاً مع الفلزات من محلول الحمض الضعيفة والسبب لأن القوي حمضيته أعلى يعني تركيز الهيدرونيوم فيه أكبر وكل ذلك بسبب التأين الكلي

عصير الدرس الأول

بوکس المختصر المفيد:

- الحموض تغيير ورقة تباع الشمس الزرقاء إلى الأحمر، وطعما حمضي لاذع
- القواعد تغيير ورقة تباع الشمس الحمراء إلى الأزرق، وطعما مر وملمسها زلق
- تختلف مفاهيم الحموض والقواعد على الأساس الذي تقوم عليه:
 - 1- مفهوم أرهينيوس يقوم على أساس نواتج التأين في الماء
 - 2- مفهوم برونستد-لوري يقوم على أساس انتقال البروتون بين الحمض والقاعدة
 - 3- مفهوم لويس يقوم على أساس انتقال زوج الإلكترونات بين الحمض والقاعدة
- عجز أرهينيوس عن تفسير سلوك القواعد الضعيفة "التساهمية"، وعجز عن تفسير سلوك الحموض والقواعد التي ليست في حالة محلول مائي، بالإضافة إلى عجزه عن تفسير سلوك الأملاح القاعدية والحمضية
- عجز برونستد-لوري عن تفسير التفاعلات التي ليس فيها انتقال بروتون، أيضاً لم يفسر ماهية الرابطة المتكونة بعد انتقال البروتون
- مفهوم لويس كان الأشمل حيث فسر كيف تكونت الرابطة والتي نسميها التناسقية، فسر سلوك الحموض والقواعد التي ليس فيها انتقال بروتون مثل تفاعلات أيونات الفلزات الانتقالية مع الماء أو الأمونيا وتفاعل ثلاثي فلوريد البورون مع الأمونيا وغير ذلك
- العلاقة بين قوة الأزواج المترافقة وفق مفهوم برونستد-لوري عكسية
- الفرق بين الزوج المترافق بروتون واحد فرق شحنة واحدة
- الحمض المرافق لقاعدة: نحطه بروتون ونرفع الشحنة
- القاعدة المرافقة لحمض: نقلع بروتون وننزل الشحنة
- تتجه تفاعلات الحموض والقواعد من الأقوى إلى الأضعف فيزاح موضع الاتزان ناحية الجهة الأضعف حيث تتكوّن بشكل أكبر ويزداد تركيزها
- المواد الأمفوتيرية: الماء وكل أيون سالب فيه هيدروجين يتأين إلى أيونات الهيدروكسيد وأيونات الكربوكسيل

مراجعة الدرس الأول: الحموض والقواعد

السؤال الأول: أكمل الجدول الآتي باستخدام الأسس التي اعتمد عليها مفهوم الحمض والقاعدة:

المفهوم	الأساس الذي يقوم عليه المفهوم
أرهيبيوس	نواتج التأيين في الماء
برونستد-لوري	انتقال البروتون بين الحمض والقاعدة
لويس	انتقال زوج الإلكترونات بين الحمض والقاعدة

السؤال الثاني: أوضح المقصود بكل مما يأتي: حمض أرهيبيوس، حمض برونستد-لوري، قاعدة لويس،

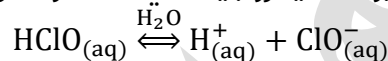
مادة أمفوتيرية

مذكور في المحتوى وفي مسرد المصطلحات

السؤال الثالث: أفسر:

1- السلوك الحمضي لمحلول حمض HClO حسب مفهوم أرهيبيوس

حمض ضعيف يتأين جزئياً فينتج أيون الهيدروجين في الماء، والطرف السالب



2- السلوك القاعدي لمحلول C₂H₅NH₂ حسب مفهوم برونستد-لوري

من الأمينات: قاعدة ضعيفة تتأين جزئياً وتستقبل البروتون في التفاعل



3- يعد الحمض HBr حمضاً قوياً بينما يُعد حمض HNO₂ حمضاً ضعيفاً

لأن حمض HBr قاعدته المرافقة ضعيفة فلا تستقبل البروتون وبالتالي لا ينعكس التفاعل فيتأين

كلياً، بينما الحمض HNO₂ قاعدته المرافقة قوية نسبياً فتستقبل البروتون وبالتالي ينعكس

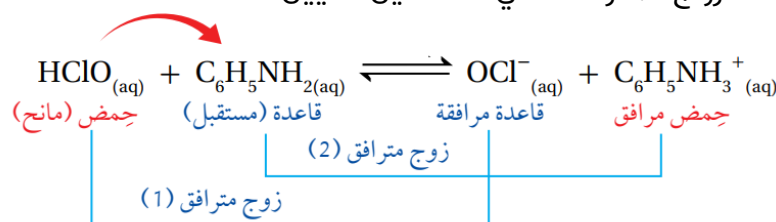
التفاعل والتأين يكون جزئياً فنقول عن الأول قوي والثاني ضعيف

السؤال الرابع: أصنف المحاليل الآتية إلى حموض وقواعد قوية أو ضعيفة:

الإجابة تعتمد على مدى حفظك للحموض والقواعد القوية فتميز وقتها الضعيف منها

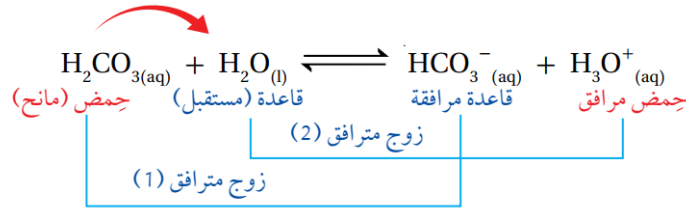
H ₂ SO ₃	HI	KOH	HF	NH ₃	N ₂ H ₄
حمض ضعيف	حمض قوي	قاعدة قوية	حمض ضعيف	قاعدة ضعيفة	قاعدة ضعيفة

السؤال الخامس: أحدد الأزواج المترافقة في التفاعلين الآتيين:



زوج مترافق (1) الحمض وقاعدته المرافقة: HClO / OCl⁻

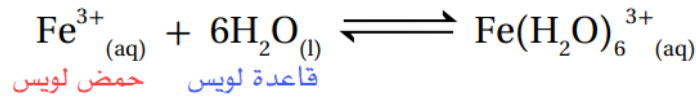
زوج مترافق (2) القاعدة وحمضها المرافق: C₆H₅NH₂ / C₆H₅NH₃⁺



زوج مترافق (1) الحمض وقاعدته المرافقة: $\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{HCO}_3^-$

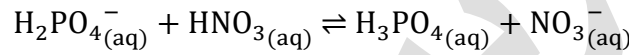
زوج مترافق (2) القاعدة وحمضها المرافق: $\text{H}_2\text{O} / \text{H}_3\text{O}^+$

السؤال السادس: أحدد الحمض والقاعدة وفق مفهوم لويس في المعادلة الآتية:

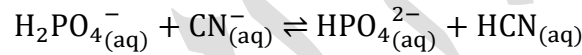


السؤال السابع: أفسر السلوك الأمفوتيري للأيون H_2PO_4^- عند تفاعله مع كل من HNO_3 و CN^- موضحاً

إجابتي بالمعادلات



يتفاعل كقاعدة مع HNO_3



يتفاعل كحمض مع CN^-



الدرس الثاني: الرقم الهيدروجيني ومحاليل الحموض والقواعد القوية

تعريفات الدرس الثاني:

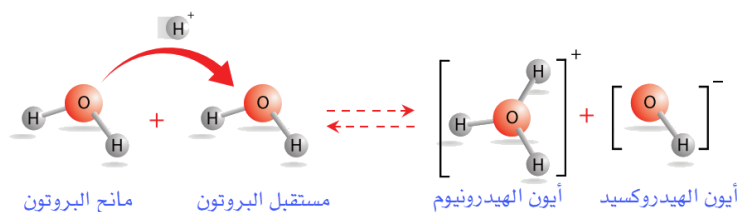
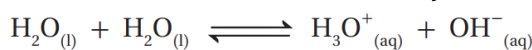
- **التأين الذاتي للماء:** بعض جزيئات الماء تسلك كحمض وبعضها الآخر يسلك كقاعدة في الماء النقي نفسه
- **ثابت تأين الماء K_w :** ثابت الاتزان لتأين الماء
- **الرقم الهيدروجيني pH:** اللوغاريتم السالب لتركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ في المحلول للأساس 10
- **الرقم الهيدروكسيلي pOH:** اللوغاريتم السالب لتركيز أيونات الهيدروكسيد OH^- في المحلول للأساس 10
- **الكواشف:** حموض عضوية ضعيفة أو قواعد عضوية ضعيفة يتغير لونها في الحالة المتأينة عن الحالة غير المتأينة في مدى معين من الرقم الهيدروجيني
- **المعايرة:** الإضافة التدريجية لمحلول قاعدة معلومة التركيز إلى محلول حمض مجهول التركيز أو محلول حمض معلوم التركيز إلى محلول قاعدة مجهول التركيز
- **نقطة التعادل:** نقطة تتعادل عندها تماماً جميع أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيد خلال عملية المعايرة وتكون pH للمحلول تساوي 7
- **نقطة التكافؤ:** نقطة معينة يصبح عندها عدد مولات أيونات الهيدروكسيد OH^- مكافئاً لعدد مولات أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ في المحلول
- **نقطة النهاية:** النقطة التي تُضاف من المحلول القياسي إلى المحلول مجهول التركيز ويتغير عندها لون الكاشف وهي تُحدد انتهاء عملية المعايرة

الفكرة الرئيسية:

- تحتوي المحاليل المائية على أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيد، ويمكن التعبير عن درجة حموضة المحلول pH أو درجة قاعديته pOH بالاعتماد على تراكيز هذه الأيونات فيه

التأين الذاتي للماء Autoionization of Water

فسر: رغم أن الماء النقي غير موصل للتيار الكهربائي إلا أن القياسات الدقيقة للموصلية الكهربائية تشير إلى أنه يمكن للماء النقي أن يوصل التيار الكهربائي بدرجة ضئيلة جداً لأنه يحتوي على نسبة ضئيلة من الأيونات الناتجة من تفاعل جزيئات الماء في ما بينها، فجزء الماء حسب مفهوم برونستد-لوري يسلك سلوك الحمض، يمنح البروتون ويتحول إلى أيون الهيدروكسيد OH^- ، والجزء الآخر يسلك سلوك القاعدة فيستقبل البروتون ويتحول إلى أيون الهيدرونيوم H_3O^+ ، فيحتوي بذلك الماء على تراكيز متساوية من الأيونات



ما المقصود بالتأين الذاتي للماء؟

بعض جزيئات الماء تسلك كحمض وبعضها الآخر يسلك كقاعدة في الماء النقي نفسه

كيف نحسب تراكيز أيونات الهيدرونيوم والهيدروكسيد؟

تراكيزها صغيرة جداً، نحسبها من خلال ثابت الاتزان للتفاعل

$$K_c = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O][H_2O]}$$

ضوء اللبنة:

- التركيز المستخدم في المحاليل وفي حسابات ثابت الاتزان هو التركيز المولاري أو نقول عنه المولارية، ونعبر عنه بأقواس مربعة، ونحسبه من خلال قانون: $M = \frac{n}{V}$ عدد مولات المذاب/حجم المحلول باللتر
- ثابت الاتزان K_c هو تعبير يمثل نسبة تراكيز المواد الناتجة إلى تراكيز المواد المتفاعلة مرفوعاً كل منها إلى قوة تساوي معاملاتها في المعادلة الموزونة للتفاعل المنعكس
- التفاعل المنعكس: تفاعل يحدث بالاتجاهين الأمامي والعكسي في الوقت نفسه، وهو يحدث في أغلب التفاعلات الكيميائية في الأوعية المغلقة فلا تضع أي كمية من المواد المتفاعلة أو الناتجة ويستمر التفاعل على الجهتين حتى يحدث الاتزان الكيميائي
- الاتزان الديناميكي: حالة يصل فيها التفاعل المنعكس إلى تساوي في سرعة التفاعل بالاتجاهين الأمامي والعكسي، وليس بالضرورة تساوي التراكيز على الجهتين

تعزير:

تعلمنا سابقاً في تعبير ثابت الاتزان أننا لا نكتب السوائل النقية لأن تركيزها ثابت بخلاف المحاليل يتغير تركيزها حسب كمية المذاب، لاحظ معادلة التأين الذاتي للماء، المتفاعلات ماء نقي تركيزه ثابت، الأيونات في النواتج بصيغة المحلول المائي (aq)

لأن تأين الماء قليل جداً، وتركيز الماء يبقى ثابتاً، ندمج تركيز الماء مع ثابت الاتزان ونعبر عنه بثابت

جديد هو ثابت تأين الماء K_w

$$K_c[H_2O]^2 = [H_3O^+][OH^-]$$

$$K_w = [H_3O^+][OH^-]$$

ما المقصود بثابت تأين الماء؟ وما قيمته؟

هو ثابت الاتزان لتأين الماء ويساوي قيمة ثابتة عند درجة حرارة ثابتة

قيمته عند درجة حرارة 25°C يساوي 1×10^{-14}

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

تركيز أيونات الهيدرونيوم مساو لتركيز أيونات الهيدروكسيد في الماء النقي

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7} M$$

أهمية الاتزان السابق لا يختص بالماء النقي فقط، بل في جميع المحاليل المائية الأخرى، فأيون الهيدروكسيد يرتبط بالقاعدة وأيون الهيدرونيوم يرتبط بالحمض، وتبعاً لتركيز هذه الأيونات نستطيع تصنيف المحاليل إلى: حمضية، أو قاعدية، أو متعادلة

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

تعزير: وكأن الماء هو الأساس الذي نقرن من خلاله باقي المحاليل المائية، وهذا الأمر طبيعي فالماء هو المذيب لها وفي حالة التعادل له تراكيز ثابتة من الأيونات عند درجة حرارة ثابتة
تصنيف المحاليل تبعاً لتركيز أيونات الهيدرونيوم والهيدروكسيد
 الجدول (4): تصنيف المحاليل تبعاً لتركيز أيونات H_3O^+ و OH^- .

المحلل	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$
المتعادل	1×10^{-7}	1×10^{-7}
الحمضي	أكبر من 1×10^{-7}	أقل من 1×10^{-7}
القاعدي	أقل من 1×10^{-7}	أكبر من 1×10^{-7}

حسابات المحاليل المائية التي نستخدم فيها ثابت تأين الماء K_W :

- نحسب $[H_3O^+]$ المجهول إذا كان $[OH^-]$ معروفاً
- نحسب $[OH^-]$ المجهول إذا كان $[H_3O^+]$ معروفاً

مثال (1) ص 24: أحسب تركيز H_3O^+ في محلول يحتوي على أيونات OH^- تركيزها $1 \times 10^{-3} M$
 $[OH^-] = 1 \times 10^{-3} M$
 $K_W = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$
 $[H_3O^+] = \frac{K_W}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-3}} = 1 \times 10^{-11} M$

لاحظ أن المحلول قاعدي بسبب تركيز أيون الهيدروكسيد الأعلى من 1×10^{-7}

مثال (2) ص 24: أحسب تركيز OH^- في محلول يحتوي على أيونات H_3O^+ تركيزها $1 \times 10^{-9} M$
 $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-9} M$
 $K_W = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$
 $[OH^-] = \frac{K_W}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-9}} = 1 \times 10^{-5} M$

لاحظ أن المحلول قاعدي بسبب تركيز أيون الهيدروكسيد أعلى من 1×10^{-7}

تعزير رياضي: اكتب الأعداد بالصيغة العلمية حتى تختصر الحل بشكل أسرع

أتحقق ص 24: يبين الجدول الآتي تراكيز H_3O^+ و OH^- لثلاثة محاليل. أكمل الفراغات في الجدول بما يناسبها:

المحلل	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	تصنيف المحلول
المحلل الأول	$1 \times 10^{-2} M$	$1 \times 10^{-12} M$	حمضي
المحلل الثاني	$1 \times 10^{-7} M$	$1 \times 10^{-7} M$	متعادل
المحلل الثالث	$1 \times 10^{-10} M$	$1 \times 10^{-4} M$	قاعدي

ثبّت معلوماتك: 

سنتعلم في هذا الدرس حساب تراكيز أيونات الهيدرونيوم والهيدروكسيد للمحاليل المائية وسنركز على الحموض القوية أحادية البروتون، والقواعد القوية أحادية الهيدروكسيد

تدريبات محلولة

تدريب (1): احسب $[OH^-]$ و $[H_3O^+]$ في المحاليل الآتية عند درجة حرارة $25^\circ C$ وحدد إذا كانت 

المحاليل حمضية أم قاعدية أم متعادلة:

$$1 \times 10^{-5} M \quad OH^- -1$$

$$1 \times 10^{-7} M \quad OH^- -2$$

$$10 M \quad H_3O^+ -3$$

نتذكر أن ثابت تأين الماء عند هذه الدرجة هو

$$K_w = [OH^-][H_3O^+] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[OH^-] = 1 \times 10^{-5} M$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-5}} = 1 \times 10^{-9} M$$

$$[OH^-] > [H_3O^+]$$

المحلل قاعدي

$$[OH^-] = 1 \times 10^{-7} M$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-7}} = 1 \times 10^{-7} M$$

$$[OH^-] = [H_3O^+]$$

المحلل متعادل

$$[H_3O^+] = 10 M$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{10} = 1 \times 10^{-15} M$$

$$[H_3O^+] > [OH^-]$$

المحلل حمضي

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

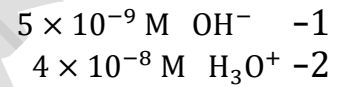
إعداد: م. مريم السرتاوي

ورقة عمل (8): حسابات باستخدام التآين الذاتي للماء

تدريب (1): أكمل الفراغات و صنف المحاليل إلى حمضية أو قاعدية أو متعادلة عند درجة حرارة 25°C:

المحلل	[H ₃ O ⁺]	[OH ⁻]	سلوك المحلول
1	1 × 10 ⁻³		
2		1 × 10 ⁻³	
3	1 × 10 ⁻⁷		

تدريب (2): احسب [OH⁻] و [H₃O⁺] في المحاليل الآتية عند درجة حرارة 25°C:



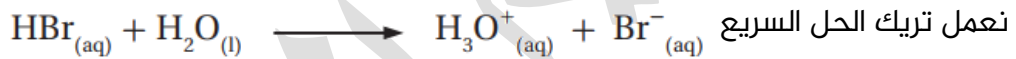
تدريب (3): باحث كيميائي أضاف كمية محددة من غاز HCl إلى ماء نقي عند درجة حرارة 25°C فحصل على محلول بتركيز [H₃O⁺] = 3 × 10⁻⁴ احسب [OH⁻] في المحلول



تريكات نتعلم نحل بسرعة وحتفهمها أكثر مع الشغل العملي للحسابات:

- 1- إذا أعطانا تركيز الحمض، نتأكد هو قوي ولا لأ، إذا قوي رح نعتبر تركيزه = تركيز أيونات الهيدرونيوم عطلول ونطبق معادلة K_w حتى يطالع معنا أيون الهيدروكسيد، وأكد المحلول حمضي بدون تفكير
- 2- إذا أعطانا مولات الحمض والحجم، فلانم نحسب التركيز المولاري بعدين نكمل، وانتبه للحجم فهو باللتر
- 3- إذا أعطانا كتلة الحمض فلانم نحولها لمولات باستخدام الكتلة المولية بعدين نكمل القصة مثل اللي قبل
- 4- كل ما استخدمت الصيغة العلمية كل ما ارتحت بالاختصارات بين البسط والمقام واشتغلت بسرعة
- 5- الصيغة العلمية: بتحرك الفاصلة العشرية يمين أو يسار حتى يضل عندك عدد واحد صحيح والباقي بعد الفاصلة، إذا كبرت العدد العشري فلانم تصغر الأس العشري، وإذا صغرت العدد العشري لازم تكبر الأس العشري
- 6- تريك الحل السريع لتحويل الهيدرونيوم إلى هيدروكسيد والعكس: بناخذ مقلوب العدد لتركيز H_3O^+ قبل الأس العشري وبنكمل الأس العشري لـ 14-

مثال (3) ص 26: أحسب تركيز H_3O^+ وتركيز OH^- في محلول حمض الهيدروبروميك تركيزه $1 \times 10^{-3} M$ حمض الهيدروبروميك حمض قوي يتأين كلياً في الماء، نطبق تريكات الحل، نحل مباشرة على K_w أو



$$[HBr] = 1 \times 10^{-3} M$$

$$[HBr] = [H_3O^+] = 1 \times 10^{-3} M$$

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-3}} = 1 \times 10^{-11} M$$

تريك الحل السريع: $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-3} M$ نقلب الـ 1 ونكمل الأس -3 إلى -14

مقلوب الـ 1 = 1 وتكملة الأس العشري = -11

$$[OH^-] = 1 \times 10^{-11} M$$

مثال (4) ص 26: أحسب تركيز H_3O^+ وتركيز OH^- في محلول جرى تحضيره بإذابة 0.02 mol من حمض البيركلوريك $HClO_4$ في 400 mL من الماء

حمض البيركلوريك حمض قوي يتأين كلياً في الماء، نطبق تريكات الحل، نحسب التركيز بعد أن نحول الحجم إلى لتر بالقسمة على 1000، ونجعل الأعداد بالصيغة العلمية، ثم مباشرة على K_w



$$n = 0.02 = 2 \times 10^{-2}$$

$$V = \frac{400}{1000} = 0.4 = 4 \times 10^{-1}$$

$$M = \frac{2 \times 10^{-2}}{4 \times 10^{-1}} = 0.5 \times 10^{-1} = 5 \times 10^{-2} M$$

$$[HClO_4] = 5 \times 10^{-2} M$$

إعداد: م. مريم السرطاوي

$$[\text{HClO}_4] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 5 \times 10^{-2} \text{M}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{5 \times 10^{-2}} = 0.2 \times 10^{-12} \text{M} = 2 \times 10^{-13} \text{M}$$

تركيز الحل السريع: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 5 \times 10^{-2} \text{M}$ نقلب الـ 5 ونكمل الأس -2 إلى -14

مقلوب الـ 5 = 0.2 وتكملة الأس العشري = -12

$$[\text{OH}^-] = 0.2 \times 10^{-12} \text{M} = 2 \times 10^{-13} \text{M}$$

أتحقق ص 26: أحسب تركيز H_3O^+ وتركيز OH^- في محلول حمض النيتريك تركيزه 0.04M



حمض النيتريك حمض قوي يتأين كلياً في الماء، نطبق تريكات الحل، نحل مباشرة على K_w أو نعمل

تركيز الحل السريع

$$[\text{HNO}_3] = 0.04 = 4 \times 10^{-2} \text{M}$$

$$[\text{HNO}_3] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 4 \times 10^{-2} \text{M}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{4 \times 10^{-2}} = 0.25 \times 10^{-12} = 2.5 \times 10^{-13} \text{M}$$

تركيز الحل السريع: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 4 \times 10^{-2} \text{M}$ نقلب الـ 4 ونكمل الأس -2 إلى -14

مقلوب الـ 4 = 0.25 وتكملة الأس العشري = -12

$$[\text{OH}^-] = 0.25 \times 10^{-12} = 2.5 \times 10^{-13} \text{M}$$

الرّبط مع الحياة

يُعدُّ حمض الهيدروكلوريك (HCl) في المَعِدَّة من أهم الإفرازات المعدية التي تساهم في هضم البروتينات وتنشيط إنزيمات الهضم وقتل الجراثيم التي تدخل إلى المَعِدَّة، وقد تجلّت عظمة الخالق بتوفير الوسائل الكفيلة بحماية جدار المَعِدَّة من تأثير هذا الحمض ومنع تأكله، وذلك عن طريق الإفراز المستمر للغشاء المخاطي المُبطّن لجدار المَعِدَّة، كما في الشكل، الذي يمنع الحمض من الوصول إلى النسيج الطلائي المُكوّن له، إضافة إلى قدرة هذا النسيج على التجدّد بشكل مستمر.

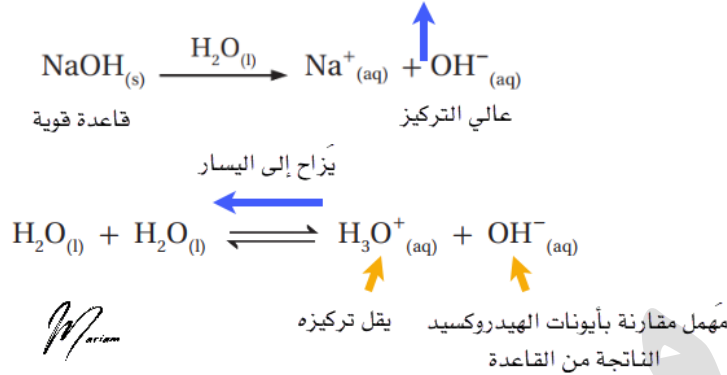


الجدول (5): أشهر الحموض القوية.

صيغته الكيميائية	اسم الحمض
HClO_4	البيروكلوريك
HI	الهيدرويوديك
HBr	الهيدروبروميك
HCl	الهيدروكلوريك
HNO_3	النيتريك

حسابات تراكيز الأيونات في محاليل القواعد القوية

تعلمنا أن القواعد القوية تتأين كلياً في الماء منتجة أيون الهيدروكسيد وأيونها الموجب
مثال الكتاب ص27: عند إذابة 0.1 mol من NaOH في 1 لتر ماء يزيد تركيز أيونات OH⁻



تأثير زيادة التركيز على موضع الاتزان "مبدأ لوتشاتيليه"

شرح المثال:

- أيونات الهيدرونيوم والهيدروكسيد في حالة اتزان مع جزيئات الماء غير المتأينة ويبقى ثابت تأين الماء K_w ثابتاً
- يزيد تركيز أيونات الهيدروكسيد من تأين القاعدة القوية وبالتالي يقل تركيز أيونات الهيدرونيوم وفقاً لمبدأ لوتشاتيليه "يزاح الاتزان نحو اليسار بسبب زيادة تركيز أحد النواتج"
- نهمل تركيز أيونات الهيدروكسيد الناتجة من تأين الماء لأنه صغير جداً مقارنة بتركيز أيونات الهيدروكسيد الناتجة من تأين القاعدة القوية
- نعتبر القاعدة القوية هي المصدر الرئيس لأيونات الهيدروكسيد وتركيزها مساو لتركيز القاعدة؛ لأنها تأينت كلياً فلن يبقى من المركب NaOH أي شيء

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

- نحسب تركيز أيونات الهيدرونيوم باستخدام ثابت تأين الماء

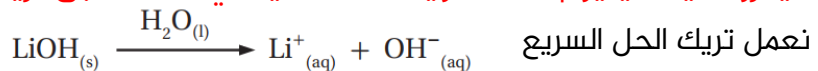
$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-1}} = 1 \times 10^{-13} \text{M}$$

- الاستنتاج: إضافة قاعدة قوية إلى الماء يؤدي إلى تكوين محلول قاعدي يكون فيه تركيز $[\text{OH}^-]$ أكبر من تركيز $[\text{H}_3\text{O}^+]$

نستخدم نفس تراكيز الحل السريع في حسابات الحمض القوي

- مثال (5) ص28: أحسب تركيز H_3O^+ وتركيز OH^- في محلول هيدروكسيد الليثيوم تركيزه $5 \times 10^{-4} \text{M}$ هيدروكسيد الليثيوم قاعدة قوية تتفكك كلياً في الماء، نطبق تراكيز الحل، نحل مباشرة على K_w أو



$$[\text{LiOH}] = 5 \times 10^{-4} \text{M}$$

$$[\text{LiOH}] = [\text{OH}^-] = 5 \times 10^{-4} \text{M}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

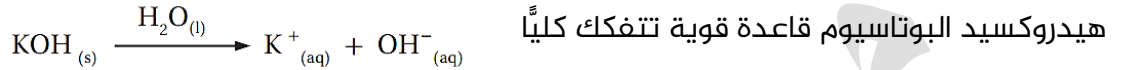
$$[H_3O^+] = \frac{K_W}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{5 \times 10^{-4}} = 0.2 \times 10^{-10} = 2 \times 10^{-11} M$$

تركيز الحل السريع: $[OH^-] = 5 \times 10^{-4} M$ نقلب الـ 5 ونكمل الأس -4 إلى -14 -
مقلوب الـ 5 = 0.2 وتكملة الأس العشري = -10

$$[H_3O^+] = 0.2 \times 10^{-10} = 2 \times 10^{-11} M$$

❓ **أتحقق ص 28:** أحسب تركيز H_3O^+ وتركيز OH^- في المحاليل الآتية:

1- محلول القاعدة هيدروكسيد البوتاسيوم KOH الذي تركيزه 0.5 M



$$[KOH] = 0.5 M$$

$$[KOH] = [OH^-] = 0.5 = 5 \times 10^{-1} M$$

$$K_W = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_W}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{5 \times 10^{-1}} = 0.2 \times 10^{-13} = 2 \times 10^{-14} M$$

2- محلول جرى تحضيره بإذابة 8 g من بلورات هيدروكسيد الصوديوم NaOH في 200 mL من الماء. علماً أن $Mr(NaOH) = 40 g/mol$



$$n = \frac{m}{Mr} = \frac{8}{40} = \frac{2}{10} = 0.2 = 2 \times 10^{-1} \text{ moles}$$

$$V = \frac{200}{1000} = 0.2 = 2 \times 10^{-1}$$

$$M = \frac{2 \times 10^{-1}}{2 \times 10^{-1}} = 1 M$$

$$[NaOH] = [OH^-] = 1 M$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_W}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1} = 1 \times 10^{-14} M$$

الجدول (6): أشهر القواعد القوية.



الربط مع الصناعة الشحمة Grease

تُستخدم القواعد، مثل هيدروكسيد كل من الصوديوم والليثيوم بسبب ملمسها الزلق، في صناعة ما يُسمى بالشحوم الصابونية (الشحمة) التي تُستخدم في تشحيم الآلات والسيارات وغيرها للتقليل من الاحتكاك؛ حيث تُضاف هذه القواعد إلى الدهون النباتية أو الحيوانية لصناعة أنواع مختلفة من تلك الشحوم أو ما يُسمى بالصابون الشحمي، مثل: الصابون الليثيوم Lithium Grease، والصابون الصوديومي Sodium Grease.

الصيغة الكيميائية	اسم القاعدة
KOH	هيدروكسيد البوتاسيوم
LiOH	هيدروكسيد الليثيوم
NaOH	هيدروكسيد الصوديوم

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

ورقة عمل (9): حسابات تراكيز الأيونات في محاليل الحموض والقواعد القوية

تدريب (1): احسب $[OH^-]$ و $[H_3O^+]$ في المحاليل الآتية عند درجة حرارة $25^\circ C$:

-1 محلول القاعدة KOH بتركيز $5 \times 10^{-1} M$

-2 محلول القاعدة LiOH بتركيز $0.01 M$

-3 محلول حمض HBr بتركيز $5 \times 10^{-4} M$

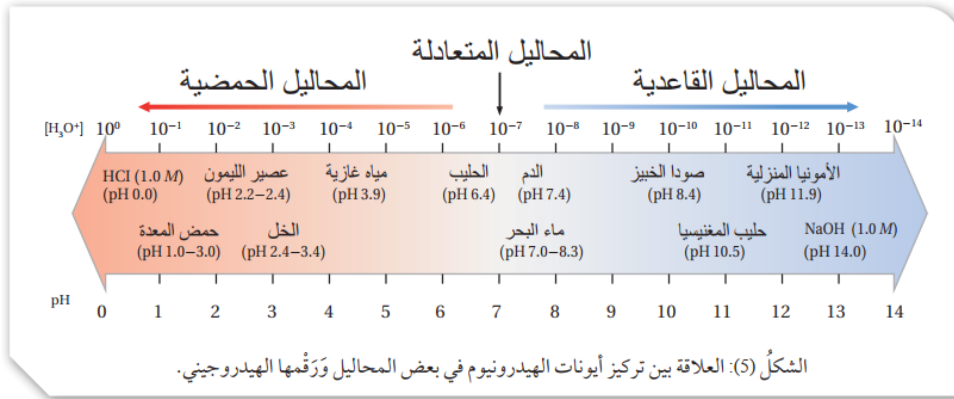
-4 محلول حمض HNO_3 بتركيز $0.1 M$

تدريب (2): تم تحضير محلول من هيدروكسيد الصوديوم في $200 mL$ من الماء النقي، حيث أصبح تركيز المحلول $1 M$ ، علماً أن الكتلة المولية للمركب هي $M_r(NaOH) = 40g/mol$ فاحسب كتلة هيدروكسيد الصوديوم NaOH المستخدمة في التحضير



الرقم الهيدروجيني pH Hydrogen Power

الأيونات ذات تراكيز صغيرة جداً ولصعوبة التعبير عن حموضة أو قاعدية المحلول من خلال تركيز تلك الأيونات، استخدم الكيميائيون طرق أسهل مثل الرقم الهيدروجيني والرقم الهيدروكسيدي ليستخدم الرقم الهيدروجيني للتعبير عن حموضة المحلول، ويعدّ مقياساً مدرّجاً من صفر إلى 14، الرقم الهيدروجيني = درجة الحموضة



* الشكل ليس للحفظ.

- مهم حفظ المحاليل في الصورة مع مداها في مقياس الرقم الهيدروجيني
- المحلول الحمضي الذي $[H_3O^+]$ فيه أكبر من 10^{-7} يكون الرقم الهيدروجيني أقل من 7
- المحلول المتعادل الذي $[H_3O^+]$ فيه يساوي 10^{-7} يكون الرقم الهيدروجيني يساوي 7
- المحلول القاعدي الذي $[H_3O^+]$ فيه أقل من 10^{-7} يكون الرقم الهيدروجيني أكبر من 7

أتحقق ص 29: ?

1- أحدد بالاعتماد على الشكل (5) الرقم الهيدروجيني للمحاليل الآتية:

(أ) محلول تركيز H_3O^+ فيه يساوي $10^{-3}M$
 $pH = 3$

(ب) محلول تركيز H_3O^+ فيه يساوي $10^{-12}M$
 $pH = 12$

2- أستنتج أي المحلولين السابقين حمضي وأيها قاعدي
الأول حمضي والثاني قاعدي

أفكر ص 30: ? أستنتج تركيز المحلول إذا كان رقمه الهيدروجيني يساوي صفرًا ($pH=0$)

سيكون محلولاً حمضياً تركيز H_3O^+ فيه يساوي $1M$

والسبب لتلك العلاقة العكسية بين التركيز والرقم الهيدروجيني هو العلاقة الرياضية المستخدمة لحساب الرقم الهيدروجيني من خلال تراكيز أيونات الهيدرونيوم

ما المقصود بالرقم الهيدروجيني? ?

هو اللوغاريتم السالب لتركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ في المحلول للأساس 10
وعلاقته الرياضية: $pH = -\log[H_3O^+]$

مقياس الرقم
الهيدروجيني



القواعد تصعد لـ 14



الحموض تنزل لـ 0



7 يعني متعادل



تعريف: اللوغاريتم في الرياضيات هو العلاقة العكسية للقوة الأسية، فإذا كانت $10^9 = 1000000000$ فإن

$$\log_{10} 1000000000 = 9 \quad \text{اللوغاريتم سيكون للناتج المضاعف والجواب} = 9$$

نستخدم في الحموض والقواعد اللوغاريتمات الاعتيادية ذات الأساس 10

تعريف مهم حتى نحل اللوغاريتمات ذات الأساس 10 لازم نتذكر قوانينها:

قانون الضرب داخل اللوغاريتم

نوزعه عن طريق الجمع

$$\log(a \times b) = \log a + \log b$$

$$\log(3 \times 4) = \log 3 + \log 4$$

قانون القسمة داخل اللوغاريتم

نوزعه عن طريق الطرح

$$\log\left(\frac{a}{b}\right) = \log a - \log b$$

$$\log\left(\frac{1}{10}\right) = \log 1 - \log 10$$

قانون القوة داخل اللوغاريتم

نطلع القوة أمام اللوغاريتم

$$\log(a)^b = b \times \log a$$

$$\log(10)^4 = 4 \times \log 10$$

علاقات مهمة لا ننساها

$$\log 10 = 1$$

$$\log 1 = 0$$

معكوس اللوغاريتم هو العلاقة الأسية

$$a^x = y \Leftrightarrow \log_a y = x$$

$$2^5 = 32$$

$$\log_2 32 = 5$$

لحسابات الـ pH سيعطينا غالباً معطيات لوغاريتمات تفيدنا في حل السؤال، وممكن ما نحتاج يلزمننا التركيز إما يكون مُعطى أو نحسبه من خلال المعطيات سواء كانت عدد مولات أو كتلة

مثال (6) ص 30: أحسب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول حمض النيتريك HNO_3 تركيزه 0.25 M علماً أن $\log 2.5 = 0.4$

حمض النيتريك حمض قوي يتأين كلياً في الماء



$$[\text{HNO}_3] = 0.25 = 2.5 \times 10^{-1} \text{M}$$

$$[\text{HNO}_3] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 2.5 \times 10^{-1} \text{M}$$

إعداد: م. مريم السرطاوي

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(2.5 \times 10^{-1}) = -\log 2.5 + -\log 10^{-1}$$

$$= -\log 2.5 + 1 \log 10 = 1 - \log 2.5$$

يعني حتى نحل بسرعة وبدون هذا التفصيل: نزل القوة الأسية ونحولها موجبة ثم نطرح منها اللوغاريتم اللي جاء قبله، ونتذكر أن لوغاريتم الـ 10=1

$$\text{pH} = 1 - \log 2.5 = 1 - 0.4 = 0.6$$

مثال (7) ص 30: أحسب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول حمض البيركلوريك HClO_4 تركيزه 0.04 M علمًا أن $\log 4 = 0.6$

حمض البيركلوريك حمض قوي يتأين كلياً في الماء



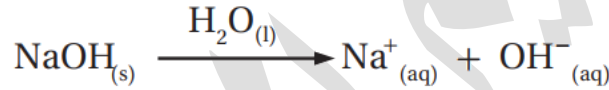
$$[\text{HClO}_4] = 0.04 = 4 \times 10^{-2} \text{M}$$

$$[\text{HClO}_4] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 4 \times 10^{-2} \text{M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(4 \times 10^{-2}) = 2 - \log 4 = 2 - 0.6 = 1.4$$

مثال (10) ص 31: أحسب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول القاعدة هيدروكسيد الصوديوم NaOH تركيزه 0.02 M علمًا أن $\log 5 = 0.7$

هيدروكسيد الصوديوم قاعدة قوية تتفكك كلياً في الماء



$$[\text{NaOH}] = 0.02 \text{M}$$

$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 0.02 = 2 \times 10^{-2} \text{M}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-2}} = 0.5 \times 10^{-12} = 5 \times 10^{-13} \text{M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(5 \times 10^{-13}) = 13 - \log 5 = 13 - 0.7 = 12.3$$

يُكتب أحياناً على عبوات الأغذية والعصير الرقم الهيدروجيني للمادة التي تحتويها، يمكن من خلال pH

حساب تركيز أيونات H_3O^+ من خلال العلاقة العكسية للوغاريتم وهي العلاقة الأسية

$$\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}_3\text{O}^+] \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

مثال (8) ص 31: أحسب $[\text{H}_3\text{O}^+]$ لعبوة من الخل مكتوب عليها أن الرقم الهيدروجيني pH يساوي 4

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4} = 1 \times 10^{-4} \text{M}$$

مثال (9) ص 31: أحسب $[\text{H}_3\text{O}^+]$ لعبوة من عصير الليمون مكتوب عليها أن الرقم الهيدروجيني pH يساوي 2.2 علمًا أن $\log 6.3 = 0.8$

قبل نبدأ بالحل وطالما حنستخدم العلاقة العكسية للوغاريتم وهي الأسية، خلينا نحول المعطيات تاغت

$$\log 6.3 = 0.8 \Leftrightarrow 6.3 = 10^{0.8}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

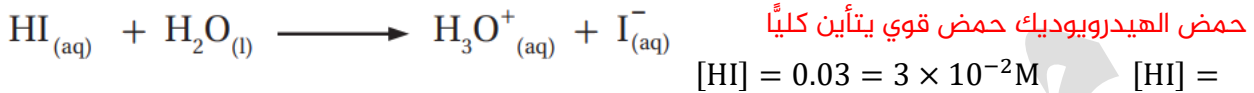
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2.2}$$

ما يبصير نعتمد الجواب والأس غير صحيح، حتى نحوله لصحيح بنجمع وبنطرح عدد أكبر منه وبنحاول بتريك بسيطة نرجع الأسس من حالة الجمع إلى الضرب بأساس 10 المشترك بينهم، والأساس اللي بيضل أسه غير صحيح لازم يكون له معطى بالسؤال حتى نعوض مكانه

$$[H_3O^+] = 10^{(-2.2+3)-3} = 10^{0.8-3} = 10^{0.8} \times 10^{-3} = 6.3 \times 10^{-3}M$$

؟ أتتحقق ص32:

1- أحسب pH لمحلول حمض الهيدروبيوديك HI تركيزه 0.03 M علماً أن $\log 3 = 0.48$



$$[HI] = 0.03 = 3 \times 10^{-2}M \quad [HI] =$$

$$[H_3O^+] = 3 \times 10^{-2}M$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(3 \times 10^{-2}) = 2 - \log 3 = 2 - 0.48 = 1.52$$

2- أحسب $[H_3O^+]$ لعينة من عصير البندورة رقمها الهيدروجيني يساوي 4.3 علماً أن $\log 5 = 0.7$

$$\log 5 = 0.7 \Rightarrow 5 = 10^{0.7}$$

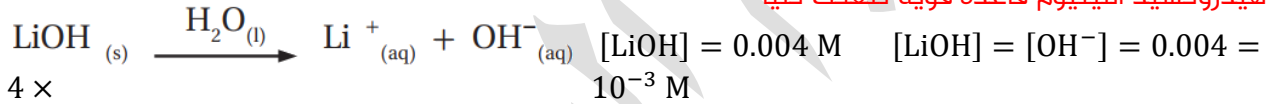
$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

$$[H_3O^+] = 10^{-4.3}$$

$$[H_3O^+] = 10^{(-4.3+5)-5} = 10^{0.7-5} = 10^{0.7} \times 10^{-5} = 5 \times 10^{-5}M$$

3- أحسب pH لمحلول القاعدة هيدروكسيد الليثيوم LiOH تركيزه 0.004 M علماً أن $\log 2.5 = 0.4$

هيدروكسيد الليثيوم قاعدة قوية تتفكك كلياً



$$K_W = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_W}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{4 \times 10^{-3}} = 0.25 \times 10^{-11} = 2.5 \times 10^{-12}M$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(2.5 \times 10^{-12}) = 12 - \log 2.5 = 12 - 0.4 = 11.6$$

الرقم الهيدروكسيلي Hydroxyl Power pOH

نفس التطبيقات التي تعلمناها في الرقم الهيدروجيني سنطبقها في الرقم الهيدروكسيلي مع فرق أن

الأول يختص بتركيز الهيدرونيوم، والثاني بتركيز الهيدروكسيد

يُستخدم الرقم الهيدروكسيلي للتعبير عن قاعدية المحلول، ويعدّ مقياساً مدرّجاً من صفر إلى 14 لكن

بشكل معاكس للرقم الهيدروجيني، أي إذا كان $pH=1$ فهو حمضي وليس قاعدي، بينما $pOH=1$ فهو

قاعدي وليس حمضي، متعاكسان ومتممان لبعضهما وسنفهم ذلك من خلال الحسابات

؟ ما المقصود بالرقم الهيدروكسيلي؟

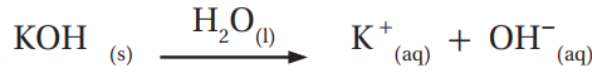
هو اللوغاريتم السالب لتركيز أيون الهيدروكسيد OH^- في المحلول للأساس 10

وعلاقته الرياضية:

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

مثال (11) ص32: أحسب الرقم الهيدروكسييلي pOH لمحلول القاعدة KOH تركيزه 0.01 M

قاعدة هيدروكسيد البوتاسيوم قوية تتفكك كلياً



$$[\text{KOH}] = 0.01 = 1 \times 10^{-2} \text{M}$$

$$[\text{KOH}] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-2} \text{M}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(1 \times 10^{-2}) = 2 - \log 1 = 2 - 0 = 2$$

ويمكن من خلال pOH حساب تركيز أيونات OH^- من خلال العلاقة العكسية للوغاريتم وهي العلاقة

$$\text{pOH} = -\log_{10}[\text{OH}^-] \Leftrightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} \quad \text{الأسية}$$

مثال (12) ص33: أحسب $[\text{OH}^-]$ لعبوة من حليب المغنيسيا مكتوب عليها أن الرقم الهيدروكسييلي pOH

يساوي 4

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-4} = 1 \times 10^{-4} \text{M}$$

أتحقق ص33: ?

-1 أحسب الرقم الهيدروكسييلي pOH لمحلول هيدروكسيد الليثيوم LiOH تركيزه 0.004 M علماً أن $\log 4 = 0.6$

قاعدة هيدروكسيد الليثيوم قوية تتفكك كلياً



$$[\text{OH}^-] = 4 \times 10^{-3} \text{M}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(4 \times 10^{-3}) = 3 - \log 4 = 3 - 0.6 = 2.4$$

-2 أحسب $[\text{OH}^-]$ لعينة مكتوب عليها أن الرقم الهيدروكسييلي pOH يساوي 3.2 علماً أن $\log 6.3 = 0.8$

$$\log 6.3 = 0.8 \Leftrightarrow 6.3 = 10^{0.8}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-3.2}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{(-3.2+4)-4} = 10^{0.8+ -4} = 10^{0.8} \times 10^{-4} = 6.3 \times 10^{-4} \text{M}$$

الربط بالصحة

حليب المغنيسيا: محلول معلق من هيدروكسيد المغنيسيوم بنسبة 8% بالكتلة، يُستخدم في علاج الإمساك وعسر الهضم وحرقة المعدة، وهو متوفر في الصيدليات على شكل حبوب أو سائل.

العلاقة بين الرقم الهيدروجيني pH والرقم الهيدروكسيلي pOH

حاصل ضرب تركيز أيونات OH^- بتركيز أيونات H_3O^+ يعطي قيمة ثابتة وهي ثابت تأين الماء K_w
 $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$

بأخذ لوغاريتم الطرفين:

$$\log([\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]) = \log(1 \times 10^{-14})$$

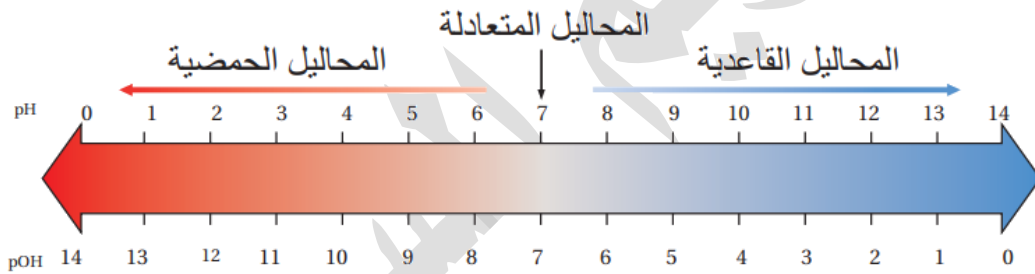
$$\log[\text{H}_3\text{O}^+] + \log[\text{OH}^-] = -14 - \log 1$$

نضرب طرفي المعادلة بالسالب

$$-\log[\text{H}_3\text{O}^+] + -\log[\text{OH}^-] = +14$$

نعوض مكان اللوغاريتم بالعلاقات الرياضية للرقم الهيدروجيني والهيدروكسيلي

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$



الشكل (6): العلاقة بين الرقم الهيدروجيني والرقم الهيدروكسيلي.

من الشكل (6): استنتج العلاقة بين حمضية المحلول والرقم الهيدروكسيلي

كلما ازدادت حمضية المحلول كان الرقم الهيدروكسيلي أعلى من 7
 بينما في الرقم الهيدروجيني كلما ازدادت حمضية المحلول يكون أقل من 7
 ونلاحظ أن القيم المتقابلة مجموعها = 14 وبالتالي نستطيع معرفة قيمة أي منها بمعرفة الآخر. عندما تكون pH تساوي 2 وهو محلول حمضي فإن قيمة pOH تساوي 12

تعزيز: تركيز الأيونات يكمل بعضه من خلال علاقة الضرب الحاصلة في قانون ثابت تأين الماء، ومثله قيم الرقم الهيدروجيني والهيدروكسيلي يكمل بعضه من خلال الجمع

مثال (13) ص 34: أحسب الرقم الهيدروجيني pH والرقم الهيدروكسيلي pOH لمحلول حمض

الهيدروكلوريك HCl تركيزه $1 \times 10^{-3} \text{M}$

حمض الهيدروكلوريك قوي يتأين كلياً في الماء

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1 \times 10^{-3}) = 3 - \log 1 = 3 - 0 = 3$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 11$$

? **أتحقق ص33:** أحسب كلاً من pH و pOH لكل من المحاليل الآتية:

1- محلول تركيز أيونات H_3O^+ فيه يساوي $1 \times 10^{-5} M$
 $pH = -\log[H_3O^+] = -\log(1 \times 10^{-5}) = 5 - \log 1 = 5 - 0 = 5$

$$\begin{aligned} pH + pOH &= 14 \\ 5 + pOH &= 14 \\ pOH &= 9 \end{aligned}$$

2- محلول تركيز أيونات OH^- فيه يساوي $1 \times 10^{-4} M$
 $pOH = -\log[OH^-] = -\log(1 \times 10^{-4}) = 4 - \log 1 = 4 - 0 = 4$

$$\begin{aligned} pH + pOH &= 14 \\ pH + 4 &= 14 \\ pH &= 10 \end{aligned}$$

تعزيز: 

- لتتمكن من تمييز حموضة أو قاعدية المحلول من خلال pH أو pOH، ركّز على الرقم الهيدروجيني pH دائماً فهو الشائع استخدامه عند الكيميائيين وأنتا نبدأ من الحمض القوي وننتهي عند القاعدة القوية وبينهما الضعفاء والمتعادل، وستتعرف على الضعفاء في الدرس الثالث
- تذكر أننا نقرأ pH من اليسار مثل الحسابات والمعادلات الكيميائية، بينما pOH معاكس في الاتجاه مثلاً جاء السؤال: ما نوع المحلول إذا كان $pOH=12$ ؟ لا تبدأ المقارنة على المقياس، فقط جد pH وتساوي 2
- الرقم الهيدروجيني الأقل من 7 يعني حمضي والأعلى من 7 يعني قاعدي، إذاً هو محلول حمضي

تدريبات محلولة

تدريب (1): من خلال pH حدد الأعلى قاعدية والأعلى حمضية للمواد الآتية:

المحلول	حليب	حليب المغنيسيا	عصير ليمون	منظف الأفران
pH	6.5	10.5	2.4	11.9
قاعدي / حمضي	حمضي	قاعدي	حمضي	قاعدي

الأكثر حمضية هو عصير الليمون، والأكثر قاعدية هو منظف الأفران

تدريب (2): احسب $[OH^-]$ و $[H_3O^+]$ في عينة من ماء البحر حيث $pOH = 5.6$

علماً أن $\log 2.5 = 0.4$

$$[OH^-] = 10^{-pOH}$$

$$[OH^-] = 10^{-5.6} = 10^{(-5.6+6)-6} = 10^{0.4} \times 10^{-6} = 2.5 \times 10^{-6} M$$

$$[H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{2.5 \times 10^{-6}} = 0.4 \times 10^{-8} = 4 \times 10^{-9} M$$

ورقة عمل (10): العلاقة بين الرقم الهيدروجيني والهيدروكسيلي

تدريب (1): احسب pH في كل مما يأتي:

1- ماء مقطر عند درجة حرارة 25 °C

انتبه أيها الكيميائي فالماء المقطر هو المستخدم في التفاعلات وبالتأكيد هو نقي ليس به أملاح. ولو كان به أملاح فلن يكن الرقم الهيدروجيني نفسه الذي نعرفه، بل حسب نوع الملح في ذلك الماء، وهذا سنتعلمه في الدرس الرابع إن شاء الله تعالى

2- محلول حمض HNO_3 تركيزه $2 \times 10^{-3} \text{ M}$ علماً أن $\log 2 = 0.3$

3- محلول القاعدة NaOH الذي قيمة $\text{pOH} = 1$

تدريب (2): جد تركيز $[\text{H}_3\text{O}^+]$ في عينة من عصير التفاح إذا كان $\text{pH} = 4.6$

علماً أن $\log 2.5 = 0.4$

تدريب (3): عينة من مضاد الحموضة تستخدم لعلاج قرحة المعدة لها $\text{pH} = 10$

احسب قيمة $[\text{OH}^-]$

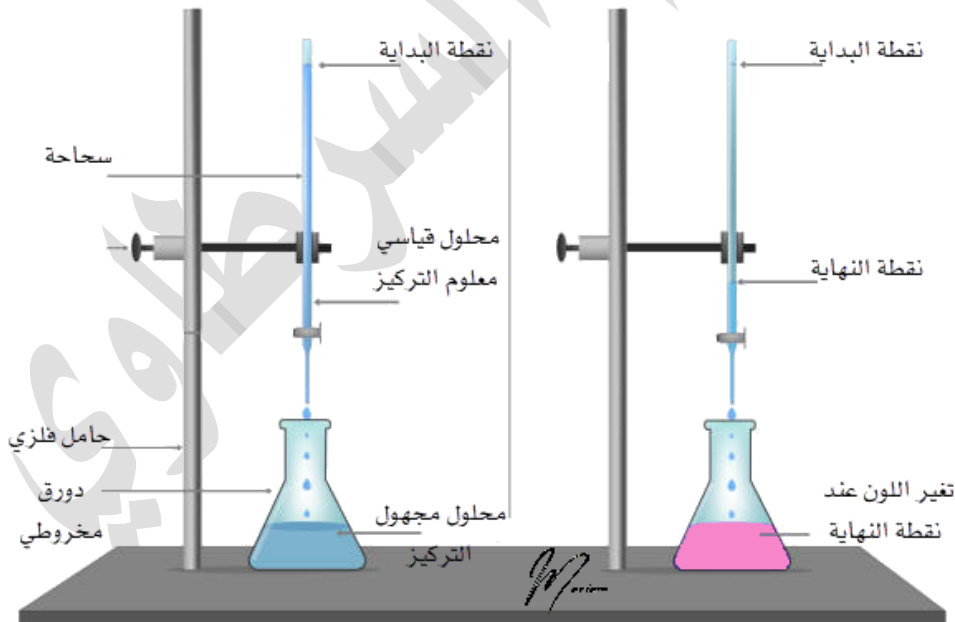


التجربة 2: معايرة حمض قوي بقاعدة قوية

- 1- محلول حمض الهيدروكلوريك HCl مجهول التركيز
- 2- محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH تركيزه 0.2 M [محلول قياسي]
- 3- كاشف الفينولفثالين
- 4- أدوات المختبر: دورق مخروطي، سحاحة، مخبر مدرج، قطارة، حامل فلزي، قمع زجاجي

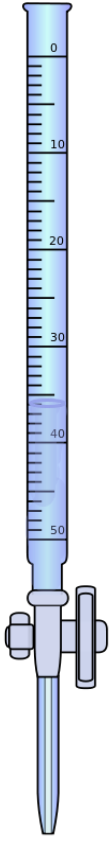
الخطوات:

- 1- تُثبت السحاحة على الحامل وتُملأ باستخدام القمع بمحلول هيدروكسيد الصوديوم (معلوم التركيز) إلى مستوى الصفرة
- 2- نضع في الدورق المخروطي 20 مل من محلول حمض HCl (مجهول التركيز) باستخدام المخبر المدرج
- 3- تُضاف 3-4 قطرات من كاشف الفينولفثالين باستخدام القطارة إلى محلول الحمض
- 4- تُضيف محلول القاعدة من السحاحة تدريجياً وببطء إلى محلول الحمض ونحرك الدورق ونلاحظ تغير اللون من شفاف إلى وردي
- 5- نتوقف عن إضافة محلول القاعدة عند النقطة التي يثبت عندها ظهور لون زهري في محلول الحمض، نسجل وقتها وحجم محلول القاعدة المُضاف



المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

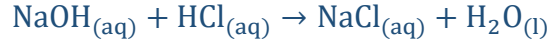
إعداد: م. مريم السرتاوي



التحليل والاستنتاج:

1- ماذا أسمى النقطة التي يحدث عندها تغير لون المحلول؟

نقطة التعادل لأنها بين حمض قوي وقاعدة قوية



2- أحسب عدد مولات القاعدة المضافة

عدد المولات نحسبه من تركيز القاعدة والحجم المستخدم في المعايرة من خلال قانون المولارية

قراءة الحجم من السحاحة عند نقطة النهاية = 35 mL

تركيز محلول القاعدة معلوم التركيز = 0.2 M

$$M = \frac{n}{V}$$

$$n = M \times V = 0.2 \times 0.035 = 0.0070 \text{ mol}$$

3- أستنتج عدد مولات الحمض المستخدمة

عند نقطة النهاية (التعادل) عدد مولات الحمض = عدد مولات القاعدة

ووفق المعادلة الكيميائية يتم التفاعل بنسبة مولات 1:1 بين الحمض والقاعدة، لذا نقول مباشرة

عدد مولات الحمض = 0.007 mol

4- أحسب تركيز الحمض HCl

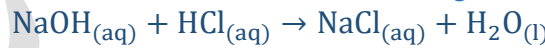
$$M = \frac{0.007}{0.02} = 0.35 \text{ M}$$

5- أتوقع الرقم الهيدروجيني للمحلول الناتج من عملية المعايرة

الرقم الهيدروجيني = 7 لأن التفاعل بين حمض قوي وقاعدة قوية، حيث تعادلت كل أيونات الهيدرونيوم مع أيونات الهيدروكسيد وتكوّن الماء

6- أصنف التفاعل الحادث بين الحمض والقاعدة

تفاعل إحلال مزدوج من نوع التعادل



معايرة حمض وقاعدة Acid Base Titration

ضوء اللبنة:

تعلمنا في مرحلة سابقة عن تفاعلات الإحلال المزدوج حيث تتم أغلب هذه التفاعلات في المحاليل المائية فيحدث تبادل للأيونات الموجبة محل الموجبة والسالبة محل السالبة في المتفاعلات،

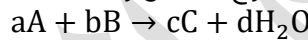


من أنواع تفاعلات الإحلال المزدوج تفاعل التعادل: حيث تتفاعل كميات متكافئة من القاعدة والحمض لإنتاج ملح وعادةً يتكوّن الماء

فأئدة: في كتابنا ركز على أن النواتج دائماً ماء وملح لأن التعادل الذي سندرسه يتم بين الأقوياء، وإلا فإن تفاعلات التعادل ناتجها دائماً لكن ليس بالضرورة وجود الماء والدليل تعادل الحموض والقواعد وفق مفهوم لويس الذي درسناه سابقاً لا يوجد فيه انتقال بروتون

فإذا تفاعل الحمض القوي مع القاعدة القوي فالمحلول الملحي الناتج متعادل تماماً حيث تعادلت كل كمية أيونات الهيدروجين [ولو قلنا أيونات الهيدرونيوم أيضاً صحيح] مع كل كمية أيونات الهيدروكسيد ويتكوّن الماء، ومقياس الرقم الهيدروجيني $\text{pH} = 7$

ونطبق المعادلة الرمزية الآتية بغض النظر عن نوع الحمض والقاعدة من ناحية القوة والضعف



الماء + الملح \rightarrow القاعدة + الحمض

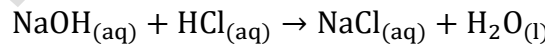
عدد مولات OH^- من القاعدة = عدد مولات H_3O^+ من الحمض

$$\frac{n_{\text{acid}}}{a} = \frac{n_{\text{base}}}{b}$$

$$\frac{M_a \times V_a}{a} = \frac{M_b \times V_b}{b}$$

حيث M التركيز و V الحجم وفي المقام نعوض مولات المعادلة

في حال كان الحمض أحادي البروتون والقاعدة أحادية الهيدروكسيد فإن نسبة المولات في معادلة التفاعل هي 1:1، مثال:

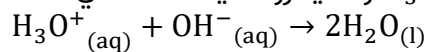


مطلوب منا في درس المعايرة: دراسة تفاعل التعادل بين الحمض القوي والقاعدة القوية، ومطلوب فقط حسابات التعادل التام "المعايرة" لأحادي البروتون مع أحادي الهيدروكسيد، وقد تم حذف مسائل الفأض

ما المقصود بتفاعل التعادل؟ تفاعل يحدث بين محلول حمض ومحلول قاعدة

فسر: يسمى تفاعل محلول الحمض والقاعدة بالتعادل

لأنه تتعادل أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ والهيدروكسيد OH^- في المحلول وينتج عن ذلك الماء



ماذا نستفيد من تفاعل التعادل؟

- تعيين تركيز مجهول من حمض باستخدام قاعدة من خلال عملية المعايرة
- تعيين تركيز مجهول من قاعدة باستخدام حمض من خلال عملية المعايرة

خطوات عملية المعايرة؟ [انظر التجربة]

- تحضير حجم معين من محلول معلوم التركيز من حمض أو قاعدة "المحلول القياسي"
- يضاف المحلول القياسي تدريجياً نقطة بعد نقطة إلى المحلول مجهول التركيز المراد تعيين تركيزه
- تستمر عملية الإضافة إلى حين الوصول إلى نقطة معينة وهي التكافؤ، وقتها يكون عدد مولات أيونات الهيدروكسيد OH^- مكافئاً لعدد مولات أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ في المحلول، فإن كانت بين حمض قوي وقاعدة قوية سنسميها نقطة التعادل لأن التعادل تام بين مولات الحمض والقاعدة حيث يتكون الملح وتكون pH للمحلول تساوي 7
- نحدد نهاية عملية المعايرة باستخدام كاشف مناسب
- تسمى النقطة التي تضاف من المحلول القياسي إلى المحلول مجهول التركيز ويتغير عندها لون الكاشف بنقطة النهاية وهي تحدد انتهاء عملية المعايرة

قارن بين نقطة التكافؤ، نقطة التعادل، ونقطة النهاية

نقطة التكافؤ	التعريف: نقطة معينة يصبح عندها عدد مولات أيونات الهيدروكسيد OH^- مكافئاً لعدد مولات أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ في المحلول مقياس الرقم الهيدروجيني عندها: إما حمضي أو قاعدي أو متعادل
نقطة التعادل	التعريف: نقطة تتعادل عندها تماماً جميع أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيد خلال عملية المعايرة وتكون pH للمحلول تساوي 7 لأن المعايرة تمت بين حمض قوي وقاعدة قوية
نقطة النهاية	التعريف: النقطة التي تُضاف من المحلول القياسي إلى المحلول مجهول التركيز ويتغير عندها لون الكاشف وهي تُحدد انتهاء عملية المعايرة وهذه نحددها عند ثبات لون الكاشف فور الوصول إلى نقطة التكافؤ (قريب منها)

تعزير:

- نقطة التكافؤ تكون للمعايرة بين الحموض والقواعد سواء كانت قوية أو ضعيفة، فإن كانت المعايرة مع الأقيواء نسمي نقطة التكافؤ نقطة التعادل لأن عندها $pH=7$
- نقطة النهاية تأتي فوراً بعد نقطة التكافؤ وقد تأتي قبلها حسب نوع الكاشف، المهم أن نقطة النهاية قريبة من نقطة التكافؤ
- نقطة التكافؤ هي النقطة الحقيقية لانتهاء التفاعل لكننا لا نستطيع تحديدها فنحتاج الكاشف الذي من خلاله سيتغير اللون قريباً منها وستكون هي نقطة النهاية المؤشر على انتهاء عملية المعايرة بسبب ظهور لون الكاشف وثباته
- هذه النقطة أو القطرة المضافة من المحلول القياسي والتي ستحدد نقطة النهاية هي قطرة صغيرة جداً في الحجم لن تؤثر على الحسابات.

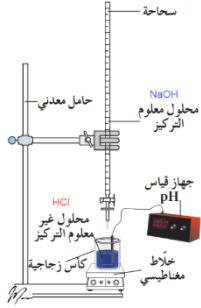
كيف نرسم منحنى المعايرة ثم نحدد نقطة التكافؤ من خلاله؟ ليس مطلوباً منك أن ترسم، فقط افهم

منحنى المعايرة وكيف تأخذ منه البيانات أو تحدد عليه المعلومات

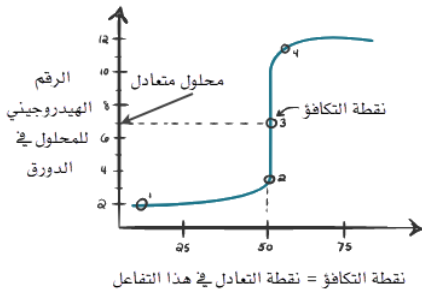
- مثال: معايرة حمض HCl مجهول التركيز مع القاعدة NaOH معلومة التركيز
- نحدد حجم المحلول المضاف من السحاحة على محور السينات، ومقياس الرقم الهيدروجيني باستخدام جهاز قياس pH على محور الصادات
- نقيس الرقم الهيدروجيني للمحلول مجهول التركيز (الحمض) ونسجل القراءة (1)

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي



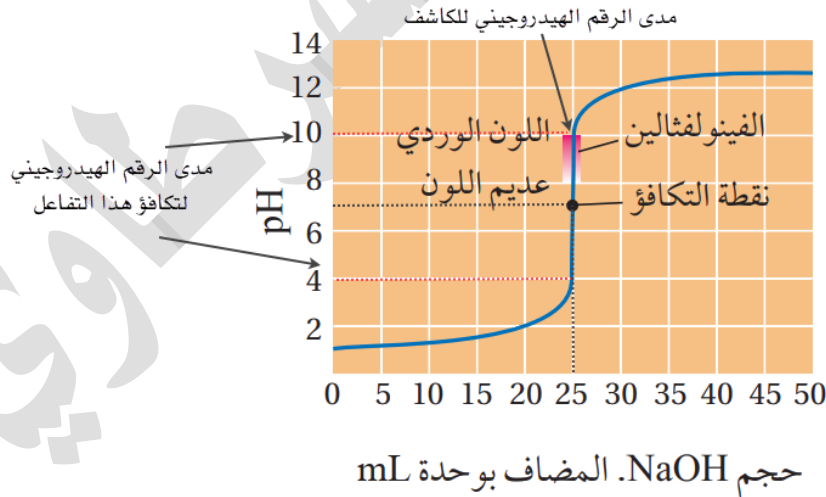
معايرة حمض قوي بقاعدة



- نضيف القاعدة تدريجياً نقطة نقطة إلى محلول الحمض ونسجل حجم الإضافة مع قياس الرقم الهيدروجيني كل مرة ثم عند نقطة (3) نلاحظ يتغير لون الكاشف في محلول الحمض
- عند رسم المنحنى نلاحظ ارتفاعاً حاداً، الرقم الهيدروجيني، الذي يساوي 7 ممكن معرفته من جهاز قياس الرقم الهيدروجيني
- يظهر لون الكاشف الذي مدى الرقم الهيدروجيني له قريب جداً من نقطة التكافؤ أو يقع في مدى التكافؤ للتفاعل [أي عند التغير الحاد في قيمة pH]
- يثبت لون الكاشف عند نقطة النهاية القريبة من نقطة التكافؤ وفي تجربتنا نقول عنها نقطة التعادل أيضاً لأننا نتعامل مع حمض قوي وقاعدة قوية

ما الكاشف المفضل استخدامه في معايرة حمض قوي بقاعدة قوية؟

- كاشف الفينولفثالين والسبب: لأن مدى الرقم الهيدروجيني له (8.2-10) يقع في مدى الرقم الهيدروجيني لمرحلة التكافؤ (4-10) لهذا التفاعل
- لون الفينولفثالين في الحمض: عديم اللون، وفي القاعدة: زهري
 - نقطة البداية: محلول الحمض مجهول التركيز عديم اللون [مُضاف له فينولفثالين]
 - نقطة النهاية: يظهر لون زهري



تعزيز مهم:

- بإمكانك استخدام طريقة الكتاب خطوة خطوة أو نعتمد مباشرة على العلاقة المذكورة في كتاب الأنشطة ص 8 أيونات الهيدرونيوم تتعلق بالحمض، وأيونات الهيدروكسيد تتعلق بالقاعدة

عدد مولات الحمض القوي = عدد مولات القاعدة القوية

$$n_{\text{acid}} = n_{\text{base}}$$

$$M_a \times V_a = M_b \times V_b$$

M تدل على التركيز المولاري، V تدل على الحجم

- لحساب التركيز المجهول نعوض الحجم مباشرة ولو كان بالمليتر، المهم أن يتساوى على الطرفين
تذكر: كل حساباتنا هي للمهوض القوية أحادية البروتون والقواعد القوية أحادية الهيدروكسيد فقط يعني بنسبة
مولات 1:1 ويختلف الأمر لو كان الحمض ثنائي البروتون مثل H_2SO_4 أو القاعدة ثنائية الهيدروكسيد مثل $Ca(OH)_2$
فتلك الحسابات غير مطلوبة منا أبداً

- بالإضافة لحسابات الفأض فهي غير مطلوبة حسب خطة 2006 وكانت مطلوبة من 2005
- قد يطلب منك في مسائل المعايرة، حساب حجم، حساب تركيز، حساب مولات، حساب كتلة، كل ذلك تستطيعه
من خلال العلاقة الرياضية السابقة والقوانين التي تعرفها لحساب التركيز، الكتلة، المولات

مثال (14) ص 36: أحسب تركيز محلول الحمض HCl إذا تعادل 250 mL منه تماماً مع 200 mL من محلول القاعدة NaOH تركيزها 0.02 M وفق المعادلة الآتية:



تفاعل حمض قوي وقاعدة قوية

عند التعادل خلال عملية المعايرة عدد مولات الحمض يساوي عدد مولات القاعدة

$$n_{NaOH} = n_{HCl}$$

$$M = \frac{n}{V} \quad \text{قانون التركيز المولاري}$$

$$n_{NaOH} = M_{NaOH} \times V_{NaOH} = \frac{0.02 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \times 0.2 \text{ L} = 0.004 \text{ mol}$$

$$n_{HCl} = 0.004 \text{ mol}$$

$$M_{HCl} = \frac{n_{HCl}}{V_{HCl}} = \frac{0.004 \text{ mol}}{0.25 \text{ L}} = 0.016 \text{ M}$$

الطريقة السريعة للحل وحتى تختصر هذه الخطوات الطويلة إنك تستخدم قانون التخفيف مباشرة وخاصة أن نسبة المولات بينهما في المعادلة الكيميائية هي 1:1

$$M_{NaOH} \times V_{NaOH} = M_{HCl} \times V_{HCl}$$

$$0.02 \times 200 = M_{HCl} \times 250$$

$$M_{HCl} = \frac{0.02 \times 200}{250} = \frac{4}{250} = \frac{16}{1000} = 0.016 \text{ M}$$

مثال (15) ص 36: أحسب حجم محلول الحمض HNO_3 الذي تركيزه 0.4 M إذا تعادل تماماً مع 20 mL من محلول القاعدة LiOH تركيزه 0.2 M وفق المعادلة الآتية:



تفاعل حمض قوي وقاعدة قوية

عند التعادل خلال عملية المعايرة عدد مولات الحمض يساوي عدد مولات القاعدة

$$n_{LiOH} = n_{HNO_3}$$

$$M_{LiOH} \times V_{LiOH} = M_{HNO_3} \times V_{HNO_3}$$

$$0.2 \times 20 = 0.4 \times V_{HNO_3}$$

$$V_{HNO_3} = \frac{0.2 \times 20}{0.4} = \frac{40}{4} = 10 \text{ mL} = 0.01 \text{ L}$$

أتحقق ص 37: أحسب تركيز محلول القاعدة KOH إذا تعادل 20 mL منه تماماً مع 30 mL من محلول الحمض HBr تركيزها 0.2 M وفق المعادلة الآتية:



تفاعل حمض قوي وقاعدة قوية

عند التعادل خلال عملية المعايرة عدد مولات الحمض يساوي عدد مولات القاعدة

$$n_{\text{KOH}} = n_{\text{HBr}}$$

نستخدم الطريقة السريعة "قانون التخفيف" مع نسبة المولات بينهما 1:1

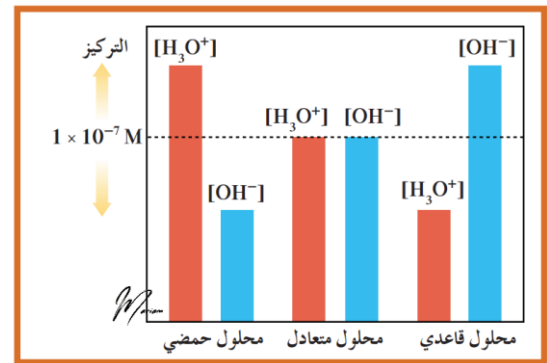
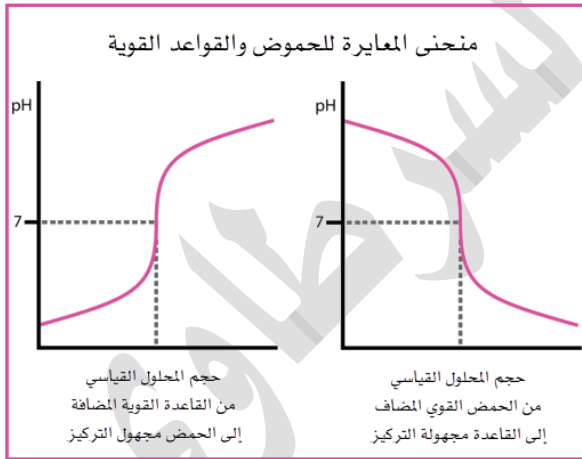
$$M_{\text{KOH}} \times V_{\text{KOH}} = M_{\text{HBr}} \times V_{\text{HBr}}$$

$$M_{\text{KOH}} \times 20 = 0.2 \times 30$$

$$M_{\text{KOH}} = \frac{0.2 \times 30}{20} = \frac{0.2 \times 3}{2} = \frac{0.6}{2} = 0.3 \text{ M}$$

تعزيز خارجي:

- لو عكسنا أنواع المحاليل في الدورق والسحاحة فانظر الفرق في شكل منحنى المعايرة
- لو عايرنا محلول قوي مع ضعيف فالرقم الهيدروجيني للمحلول الناتج لن يكون متعادلاً ولو حدث تكافؤ بين مولات الحمض والقاعدة، لأن الملح الناتج من تلك المحاليل سينتج أيونات في الماء [وهذا خاص بالأملاح وطبيعتها وسنأتي عليه بالتفصيل في الدرس الرابع]



ورقة عمل (11): معايرة حمض قوي وقاعدة قوية

تدريب (1): إذا علمت أن 250 mL من محلول KOH تلزم للتعاادل تماماً مع 400 mL من محلول HNO_3 تركيزه 0.18 M احسب تركيز KOH



تحد: تدريب (2): ادرس البيانات الآتية لقاعدة NaOH تركيزها 0.1 M تم إضافتها إلى حمض HCl تركيزه 0.2 M وتم التعاادل التام، فاحسب:
1- حجم محلول القاعدة الذي تم إضافته عند التعاادل التام



Volume of NaOH added (mL)	pH
00.00	1.00
10.00	1.22
20.00	1.48
30.00	1.85
35.00	2.18
39.00	2.89
39.50	3.20
39.75	3.50
39.90	3.90
39.95	4.20
39.99	4.90
40.00	7.00
40.01	9.10
40.05	9.80
40.10	10.10
40.25	10.50
40.50	10.79
41.00	11.09
45.00	11.76
50.00	12.05
60.00	12.30
70.00	12.43
80.00	12.52

2- حجم محلول حمض HCl

3- تركيز أيونات $[\text{H}_3\text{O}^+]$ في دورق الحمض قبل المعايرة

انتبه: عند مشاهدة المقطع عاليوتيوب لأنه لجيل 2005 وقد تم تصويب معلومات في المعايرة ومسائل الفائض غير مطلوبة



الكواشف Indicators

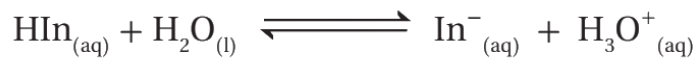
؟ ما المقصود بالكواشف؟

هي حموض عضوية ضعيفة أو قواعد عضوية ضعيفة يتغير لونها في الحالة المتأينة عن الحالة غير المتأينة في مدى معين من الرقم الهيدروجيني

؟ ما الفائدة من استخدام الكواشف في المعايرة؟

• لتحديد نقطة التكافؤ أثناء عملية المعايرة ومن ثم معرفة انتهاء العملية

💡 معادلة الكاشف الحمضي الضعيف الذي رمزه HIn يتأين جزئياً "التفاعل منعكس"



لون 1

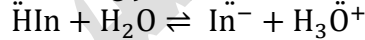
لون 2

؟ وضح آلية عمل الكاشف في الوسط الحمضي والقاعدي؟

الوسط الحمضي يحتوي على تركيز مرتفع من أيونات H_3O^+ مقارنة بمحلول الكاشف، وحسب مبدأ لوتشاتليه فسوف يندفع التفاعل بالاتجاه العكسي في محلول الكاشف ليقبل من تركيز H_3O^+ وتركيز In^- فيختفي **اللون 2** وبالمقابل يزداد تركيز الكاشف HIn غير المتأين ويظهر **اللون 1**

الوسط القاعدي يحتوي على تركيز مرتفع من أيونات OH^- ، وبالتالي فإن أيونات H_3O^+ ستستهلك في محلول الكاشف ووفقاً لمبدأ لوتشاتليه سيندفع التفاعل بالاتجاه الأمامي لتعويض النقص في تركيز H_3O^+ مما يزيد من تركيز In^- ويظهر **اللون 2** وبالمقابل يقل تركيز الكاشف HIn غير المتأين ويختفي **اللون 1**

📌 سؤال وزارة 2023: يتأين الكاشف الحمضي HIn في المحلول كما في المعادلة الآتية:



أصفر أحمر

وعند إضافة محلول الكاشف إلى محلول القاعدة LiOH فإن العبارة الصحيحة:

(أ) يظهر اللون الأحمر في المحلول	(ب) يزداد تركيز In^- ويظهر اللون الأصفر
(ج) يزداد تركيز الكاشف HIn غير المتأين	(د) يندفع التفاعل باتجاه المواد المتفاعلة

الإجابة (ب)

؟ فسر: يتغير لون الكاشف في مدى معين من الرقم الهيدروجيني

لأن تغير لون الكاشف يعتمد على النسبة بين تركيز ما يتأين منه إلى نسبته

$$\frac{[\text{In}^{-}]}{[\text{HIn}]}$$

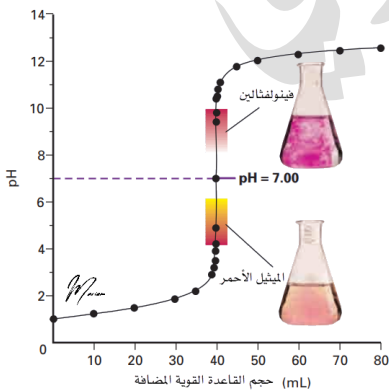
؟ على ماذا تعتمد دقة نتائج المعايرة؟

تعتمد على اختيار الكاشف المناسب

؟ كيف نختار الكاشف المناسب لعملية المعايرة؟


يجب أن يتغير لون الكاشف عند رقم هيدروجيني قريب جداً إلى نقطة


التعادل



تعزيز: 

- مدى التكافؤ لهذا التفاعل كما يظهر من منحنى المعايرة من 4-10
 - مدى الرقم الهيدروجيني للفينولفثالين من 8.2-10 إذا هو كاشف مناسب للمعايرة
 - مدى الرقم الهيدروجيني للميثيل الأحمر من 4.3-6.2 إذاً هو كاشف مناسب للمعايرة
- كلاهما يقعان في مدى التكافؤ لتفاعل التعادل

يفضل الكيمائيون في تفاعلات الحمض القوي والقاعدة القوية استخدام الفينولفثالين لسهولة تمييز تغير لونه من عديم اللون في الوسط الحمضي إلى زهري في الوسط القاعدي 

عند معايرة حمض HCl بالقاعدة NaOH يُستخدم كاشف الفينولفثالين أو الميثيل الأحمر حيث يتغير لونهما في مدى قريب من نقطة التعادل 

الجدول (7): مدى الرقم الهيدروجيني لتغير ألوان بعض الكواشف.

مدى الرقم الهيدروجيني لتغير اللون	تغير لون الكاشف		اسم الكاشف
	إلى	من	
3.1 - 4.4	أصفر	أحمر	الميثيل البرتقالي
4.2 - 6.3	أصفر	أحمر	الميثيل الأحمر
6.0 - 7.6	أزرق	أصفر	البروموثايمول الأزرق
6.8 - 8.4	أحمر	أصفر	الفينول الأحمر
8.2 - 10.0	زهري	عديم اللون	الفينولفثالين

* الجدول للاطلاع؛ ليس الحفظ.

مهم حفظ المدى واللون للفينولفثالين فقط لأنه الوحيد المذكور في شرح المحتوى بخلاف باقي الكواشف
مذكورة في الجدول فقط

أتحقق ص38: ?

أستعين بالجدول (7) في تحديد لون الكاشف في كل من المحاليل الآتية:

1- الميثيل الأحمر في محلول قاعدي

الجواب: أصفر

2- البروموثايمول الأزرق في محلول حمضي

الجواب: أصفر

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

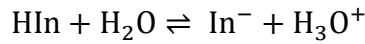
إعداد: م. مريم السرطاوي

ورقة عمل (12): الكواشف

تدريب (1): تم إضافة قطرتين من الكاشف الحمضي HIn إلى محلول فيه pH=4 إذا علمت أن لون الكاشف غير المتأين أحمر، ولونه المتأين أصفر فما هو لون المحلول، مع كتابة معادلة تأين الكاشف التي توضح ذلك

مساعدة: اكتب معادلة تأين الكاشف وابدأ تحديد الألوان على المعادلة الكيميائية حسب الرقم الهيدروجيني للوسط

تدريب (2): يتأين الكاشف الحمضي HIn في المحلول كما في المعادلة الآتية:



أزرق أصفر

(1) عند إضافة محلول الكاشف إلى محلول الحمض HCl فإن العبارة الصحيحة:

أ) يظهر اللون الأصفر في المحلول	(ب) يزداد تركيز In^- ويظهر اللون الأزرق
ج) يقل تركيز الكاشف HIn غير المتأين	(د) يندفع التفاعل باتجاه المواد الناتجة

(2) عند إضافة محلول الكاشف إلى محلول القاعدة KOH فإن العبارة الصحيحة:

أ) يظهر اللون الأصفر في المحلول	(ب) يزداد تركيز In^- ويظهر اللون الأزرق
ج) يزداد تركيز الكاشف HIn غير المتأين	(د) يندفع التفاعل باتجاه المواد المتفاعلة

تدريب (3): أفضل الكواشف لمعايرة حمض قوي وقاعدة قوية هو:

أ) الميثيل البرتقالي	(ب) البروموثايمول الأزرق
ج) الفينول الأحمر	(د) الفينولفثالين



عصير الدرس الثاني

بوكس المختصر المفيد:

- يوصل الماء التيار الكهربائي بدرجة ضئيلة جداً لأنه يحتوي على نسبة ضئيلة من الأيونات الناتجة من تأينه الذاتي (تفاعل جزيئات الماء في ما بينها)
- أيونات الهيدرونيوم مؤشر على الحمضية وأيونات الهيدروكسيد مؤشر على القاعدية، وكلاهما موجود في المحلول المائي
- ثابت تأين الماء عند درجة حرارة 25°C يساوي 1×10^{-14}
- تتساوى أيونات الهيدرونيوم والهيدروكسيد في الماء النقي عند درجة حرارة 25°C وتساوي 1×10^{-7} M ونعتبره محلول متعادل
- الحموض القوية تتأين كلياً في الماء وتركيزها يساوي تركيز أيونات الهيدرونيوم، وهي: HCl, HBr, HI, HNO₃, HClO₄
- القواعد القوية تتأين كلياً في الماء وتركيزها يساوي تركيز أيونات الهيدروكسيد، وهي: LiOH, NaOH, KOH
- إذا أضيف الحمض القوي إلى الماء فإن تركيز الهيدرونيوم يرتفع عن 1×10^{-7} M ويقل تركيز الهيدروكسيد عن 1×10^{-7} M ونحسبه باستخدام ثابت تأين الماء ونعتبر المحلول حمضياً
- إذا أضيف القاعدة القوية إلى الماء فإن تركيز الهيدروكسيد يرتفع عن 1×10^{-7} M ويقل تركيز الهيدرونيوم عن 1×10^{-7} M ونحسبه باستخدام ثابت تأين الماء ونعتبر المحلول قاعدياً
- الرقم الهيدروجيني هو درجة الحموضة ويعبر عن الحمضية في المحلول باستخدام العلاقة اللوغاريتمية لتركيز أيونات الهيدرونيوم
- الرقم الهيدروكسيلي هو درجة القاعدية ويعبر عن القاعدية في المحلول باستخدام العلاقة اللوغاريتمية لتركيز أيونات الهيدروكسيد
- العلاقة بين الرقم الهيدروجيني وتركيز أيونات الهيدرونيوم عكسي
- العلاقة بين الرقم الهيدروكسيلي وتركيز أيونات الهيدروكسيد عكسي
- العلاقة بين الرقم الهيدروجيني والهيدروكسيلي عكسية
- تفاعل التعادل بين الحمض القوي والقاعدة القوية ينتج عنه ملح وماء، والمحلول الناتج متعادل، وأفضل الكواشف في معايرتهم: الفينولفثالين والميثيل الأحمر
- نقاط المعايرة: التكافؤ، التعادل، النهاية
- الأولى عند الجميع، الثانية بين الأقوياء، الأخيرة تتعلق بانتهاء المعايرة ولون الكاشف

مراجعة الدرس الثاني: الرقم الهيدروجيني ومحاليل الحموض والقواعد القوية

السؤال الأول: بماذا يُعبّر عن حمضية المحاليل أو قاعدتها؟

من خلال تركيز أيونات الهيدرونيوم، وتركيز أيونات الهيدروكسيد وذلك بحساب أو قياس الرقم الهيدروجيني أو الرقم الهيدروكسيلي للمحلول

السؤال الثاني: أوضح المقصود بكل مما يأتي:

التأين الذاتي للماء الرقم الهيدروجيني المعايرة نقطة النهاية مذكور كل ذلك في المحتوى وفي مسرد المصطلحات وفي أول الدرس في الدوسية

السؤال الثالث: أحسب تركيز H_3O^+ و OH^- في كل من المحاليل الآتية:

1- HNO_3 تركيزه 0.02 M

HNO_3 حمض قوي يتأين كلياً في الماء



$$[HNO_3] = 2 \times 10^{-2} M$$

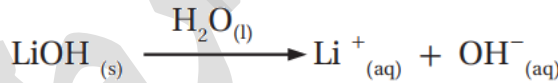
$$[HNO_3] = [H_3O^+] = 2 \times 10^{-2} M$$

$$K_W = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[OH^-] = \frac{K_W}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-2}} = 0.5 \times 10^{-12} M = 5 \times 10^{-13} M$$

2- $LiOH$ تركيزه 0.01 M

هيدروكسيد الليثيوم قاعدة قوية تتفكك كلياً في الماء



$$[LiOH] = 1 \times 10^{-2} M$$

$$[LiOH] = [OH^-] = 1 \times 10^{-2} M$$

$$K_W = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_W}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-2}} = 1 \times 10^{-12} M$$

السؤال الرابع: أصنف المحاليل المبينة في الجدول إلى محاليل حمضية أو قاعدية أو متعادلة:

تعزير: لتكن سريعاً وبلا تشتت، اعتمد دائماً الرقم الهيدروجيني، تحت الـ 7 حمضي وفوق الـ 7 قاعدي

الصفة المميزة للمحلول	pH = 3	$[H_3O^+] = 10^{-9} M$	pOH = 4	$[OH^-] = 10^{-11} M$	pH = 9
تصنيف المحلول	حمضي	قاعدي	قاعدي	قاعدي	حمضي

السؤال الخامس: أفسر: يقل تركيز OH^- في الماء عند تحضير محلول حمضي

لأن الماء يتأين ذاتياً إلى أيونات الهيدروكسيد وأيونات الهيدرونيوم



عند إضافة الحمض إلى الماء فإن أيونات الهيدرونيوم تزداد في المحلول ووفقاً لمبدأ لوتشاتلييه فإن التفاعل يُزاح ناحية اليسار "المتفاعلات" فيقل تركيز أيون الهيدروكسيد

السؤال السادس: أحسب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول حمض HI تركيزه 0.0005 M علماً أن $\log 5 = 0.7$

حمض قوي يتأين كلياً في الماء



$$[\text{HI}] = 0.0005 = 5 \times 10^{-4} \text{M}$$

$$[\text{HI}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 5 \times 10^{-4} \text{M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(5 \times 10^{-4}) = 4 - \log 5 = 4 - 0.7 = 3.3$$

السؤال السابع: أحسب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول حمض HBr حُضّر بإذابة 0.81 g منه في 400 mL من الماء.

علماً أن الكتلة المولية للحمض HBr = 81 g/mol ، $\log 2.5 = 0.4$

حمض قوي يتأين كلياً في الماء



$$n = \frac{m}{M_r}$$

$$M = \frac{n}{V}$$

$$n = \frac{0.81}{81} = 0.01 \text{ mol}$$

$$M = \frac{0.01}{0.4} = \frac{1}{40} = \frac{25}{1000} = 0.025 \text{ M}$$

$$[\text{HBr}] = 0.025 = 2.5 \times 10^{-2} \text{M}$$

$$[\text{HBr}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 2.5 \times 10^{-2} \text{M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(2.5 \times 10^{-2}) = 2 - \log 2.5 = 2 - 0.4 = 1.6$$

السؤال الثامن: أحسب الرقم الهيدروكسيلي والرقم الهيدروجيني لمحلول HClO_4 تركيزه 0.008 M علماً أن $\log 8 = 0.9$

حمض قوي يتأين كلياً في الماء



$$[\text{HClO}_4] = 0.008 = 8 \times 10^{-3} \text{M}$$

$$[\text{HClO}_4] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 8 \times 10^{-3} \text{M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(8 \times 10^{-3}) = 3 - \log 8 = 3 - 0.9 = 2.1$$

$$\text{pOH} = 14 - 2.1 = 11.9$$

السؤال التاسع: يلزم 40 mL من محلول حمض الهيدروبيديك HI الذي تركيزه 0.3 M لتتعادل تماماً مع

60 mL من محلول KOH مجهول التركيز. أحسب تركيز KOH



$$n_{\text{KOH}} = n_{\text{HI}}$$

$$M_{\text{KOH}} \times V_{\text{KOH}} = M_{\text{HI}} \times V_{\text{HI}}$$

$$M_{\text{KOH}} \times 60 = 0.3 \times 40$$

$$M_{\text{KOH}} = \frac{0.3 \times 40}{60} = \frac{0.3 \times 4}{6} = \frac{0.3 \times 2}{3} = \frac{0.1 \times 2}{1} = 0.2 \text{ M}$$



الدرس الثالث: الحموض والقواعد الضعيفة

تعريفات الدرس الثالث:

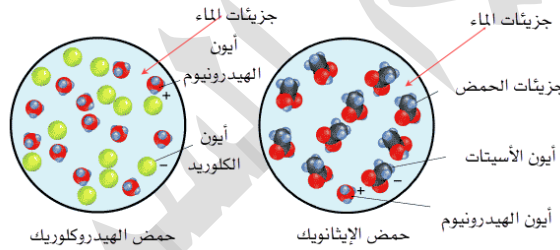
- ثابت تأين الحمض K_a : ثابت الاتزان لتأين الحمض الضعيف
- ثابت تأين القاعدة K_b : ثابت الاتزان لتأين القاعدة الضعيف

الاتزان في محاليل الحموض الضعيفة

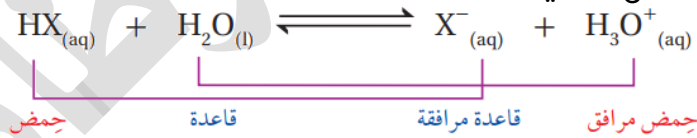
ضوء اللبنة:

تعلمنا سابقاً أن الحموض الضعيفة تتأين جزئياً ويحدث في عملية ذوبانها في الماء اتزاناً ديناميكياً، ونعبر عن حالة الاتزان للحمض الضعيف باستخدام ثابت تأين الحمض K_a هذا الثابت هو المقياس الكمي لتأين الحمض الضعيف

تعريز: تعلمنا من خلال الدرس الثاني أن الحمض القوي يتأين كلياً في الماء وتفاعله غير منعكس بينما الحمض الضعيف سيتأين جزئياً وتفاعله منعكس حيث تبقى جزيئات في الماء مع أيونات ناتجة من التأين



المعادلة العامة لتأين الحمض الضعيف:



فسر: تركيز الحمض الضعيف عال مقارنة بتركيز الأيونات الناتجة من تأينه في الماء؟

جزيئات الحمض غير المتأينة HX في حالة اتزان مع الأيونات الناتجة في نفس الوعاء، موضع الاتزان مزاح جهة اليسار (المتفاعلات) حيث أن القاعدة المرافقة X^- أقوى من القاعدة H_2O ، وبالتالي ترتبط بالبروتون وتعيد تكوين الحمض بصورة مستمرة فيزداد تركيز الحمض، ونتذكر أن التفاعل في الحموض يسير من الأقوى كحمض إلى تكوين الأضعف كحمض ... تذكر: $[\text{HX}] > [\text{H}_3\text{O}^+]$ وموضع الاتزان جهة جزيئات الحمض الضعيف

نعبّر عن تركيز الأيونات الناتجة إلى تركيز الحمض من خلال ثابت تأين الحمض

ما المقصود بثابت تأين الحمض؟

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{X}^-]}{[\text{HX}]}$$

هو ثابت الاتزان لتأين الحمض الضعيف ويُرمز له بـ K_a

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

ضوء اللبنة: تعلمنا سابقاً أننا لا نكتب الماء في تعبير ثابت الاتزان طالما هو مذيب لمحاليل

كيف يُعبر ثابت تأين الحمض عن قوة الحمض وقدرته على التأيين؟

كلما ازدادت قيمة ثابت تأين الحمض معناها زيادة في تركيز أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ وبالتالي زيادة في قوة الحمض وقدرته على التأيين

ماذا نستفيد من معرفة ثابت تأين الحمض؟

- نقارن من خلاله قوة الحموض الضعيفة ببعضها
- نحسب من خلاله تركيز أيونات الهيدرونيوم H_3O^+
- نحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول الحمض الضعيف

مقارنة قوة الحموض الضعيفة من خلال ثابت التأيين:

الجدول (8): قيم ثابت تأين بعض الحموض الضعيفة عند درجة حرارة $25^\circ C$.

اسم الحمض	صيغته الكيميائية	ثابت تأين الحمض K_a
حمض الكبريت IV	H_2SO_3	1.3×10^{-2}
حمض الهيدروفلوريك	HF	6.8×10^{-4}
حمض النيتروجين III	HNO_2	4.5×10^{-4}
حمض الميثانويك	HCOOH	1.7×10^{-4}
حمض البنزويك	C_6H_5COOH	6.3×10^{-5}
حمض الإيثانويك	CH_3COOH	1.7×10^{-5}
حمض الكربونيك	H_2CO_3	4.3×10^{-7}
حمض كبريتيد الهيدروجين	H_2S	8.9×10^{-8}
حمض أحادي الهيبوكلوريك	HClO	3.5×10^{-8}
حمض الهيدروسيانيك	HCN	4.9×10^{-10}

* الجدول للاطلاع؛ ليس الحفظ.

أتحقق ص 42: أدرس الجدول (8) ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

- 1- أعدد الحمض الأقوى: HCOOH أم H_2CO_3 الجواب: HCOOH لأن ثابت تأينه أكبر
- 2- أتوقع أيها له أقل رقم هيدروجيني: محلول الحمض HNO_2 أم محلول الحمض HClO علماً أن لهما التركيز نفسه

الأقل في الرقم الهيدروجيني هو الأعلى في تركيز أيونات الهيدرونيوم، أي الأقوى من ناحية القدرة على التأيين وبالتالي نختار الأكبر في قيمة ثابت التأيين وهو HNO_2

- 3- أتوقع أي محاليل الحموض الآتية يحتوي أعلى تركيز من أيونات OH^- : HF, HClO, CH_3COOH
- الأعلى في تركيز أيونات الهيدروكسيد هو الأقل في تركيز أيونات الهيدرونيوم، أي الأضعف في قدرته على التأيين، وبالتالي نختار الأقل في قيمة ثابت التأيين وهو HClO

الرّبط مع علوم الأحياء

حمض الميثانويك HCOOH أو

حمض الفورميك

سَخَّرَ اللهُ -عزَّ وجلَّ- هذا الحمض للنمل كي يستخدمه في كثير من المجالات، من مثل الدفاع عن نفسه، فيقذفه في وجه أعدائه، ويفرز من الفك السفلي عند عَضِّ فرائسه (لسعات النمل)، ويستخدمه مُطَهِّراً للحفاظ على أعشاشه نظيفة ولتنظيف صغاره، ويفرز من المسام الحمضية في بطونه؛ ليرشده في أثناء العودة إلى مساكنه.

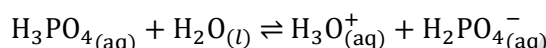


حسابات محاليل الحموض الضعيفة:

تعزيز: 

- نمط الحسابات في الكتاب يركّز فقط على الحمض الضعيف أحادي البروتون مثل CH_3COOH و HF . وكما تعلمنا في الدرس الأول أن أنواع الحموض أحادية، ثنائية وثلاثية البروتون، الأول يتأين بمرحلة واحدة، بينما الثاني في مرحلتين، والثالث في ثلاث مراحل
- اعلم أننا نهتم بالمرحلة الأولى لأنها مرحلة التأين الأقوى حيث ينتج فيها أكبر قدر من أيونات الهيدرونيوم وبالتالي قيمة ثابت التأين لها الأعلى والمراحل التالية تكون مهمة، فلو جاءك سؤال وزاري فيه ثنائي أو ثلاثي البروتون فلا تحتار؛ لأنه سيزودنا بقيمة ثابت التأين لأول مرحلة تأين ومن خلالها نحسب باقي حساباتنا

مثال: H_3PO_4



الحسابات التي سنتعلمها في محاليل الحموض الضعيفة: 

- 1- **حساب تركيز أيونات H_3O^+** من خلال معطيات تخص الحمض نفسه: مثل: التركيز M أو عدد المولات n أو كتلته m والكتلة المولية Mr وحجم المحلول V، وثابت التأين K_a
- 2- **حساب pH** من خلال نفس المعطيات السابقة
- 3- **حساب كمية الحمض أو تركيزه** من خلال معطيات: pH و K_a ومعطيات مساعدة
- 4- **حساب ثابت التأين K_a** : من خلال معطيات: pH و معطيات عن الحمض كتركيز والخ

استراتيجيات الحل: 

Step 1: حلل المعطيات والمطلوب

Step 2: أكتب معادلة تأين الحمض الضعيف في الماء

Step 3: إذا مطلوب حساب تركيز H_3O^+ أو الـ pH أنشئ تحت المعادلة جدول تقدم التفاعل والذي فيه التركيز الابتدائي، التغيير أثناء التفاعل، عند الاتزان، واستخدم الرمز x للتعبير عن التغيير

المعادلة/التركيز	$\text{HX}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{X}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$		
عند البداية	التركيز الابتدائي	0	0
التغيير	-x	+x	+x
عند الاتزان	- التركيز الابتدائي	x	x

Step 4: في مناهجنا سنهمل النقص في تركيز الحمض عند الوصول إلى الاتزان، يعني نعتبر تركيزه

الابتدائي = تركيزه عند الاتزان

[والسبب: لأن تركيز الحمض الضعيف خلال التفاعل المنعكس المتزن عال مقارنة بتركيز أيوناته، فنهمل النقص الحاصل في تركيزه النهائي]

Step 5: نعتبر الأيونات الناتجة لها نفس التركيز عند الاتزان لأننا نتعامل في معادلات التأين بنسب مولات

1:1 بين أيون الهيدرونيوم H_3O^+ والأيون السالب X^-

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{X}^-]}{[\text{HX}]}$$

Step 6: أكتب قانون ثابت التأين وبدون الماء، عوض المعطيات ثم احسب المطلوب

- إذا المطلوب حساب pH استخدم قانون اللوغاريتم $pH = -\log[H_3O^+]$ بعد الخطوات السابقة
- إذا المطلوب حساب كمية الحمض وتوفر لدينا الـ pH وثابت التأيين، نكتب معادلة التأيين، ثم نستخدم هذا القانون لحساب تركيز الأيونات $[H_3O^+] = 10^{-pH}$
- نعوض المعطيات في قانون ثابت التأيين لنحسب تركيز الحمض، وبعدها نحسب كتلته
- إذا المطلوب حساب ثابت التأيين وتوفر لدينا الـ pH ومعطيات عن الحمض، نكتب معادلة التأيين ثم هذا القانون لحساب تركيز الأيونات $[H_3O^+] = 10^{-pH}$
- ثم نعوض ذلك في قانون ثابت التأيين لنحسبه

بدون كل هذه الدوخة، إذا تعودت على حل مسائل كثيرة ستحسبها في ذهنك بسرعة وبدون خطوات

حساب تركيز أيون الهيدرونيوم لمحلول الحمض الضعيف:

مثال (16) ص 43: أحسب تركيز أيونات H_3O^+ محلول حمض الإيثانويك CH_3COOH تركيزه 0.1 M علمًا أن $K_a = 1.7 \times 10^{-5}$

عطول إذا شفت ثابت تأين الحمض اعرف إنه حمض ضعيف، ليش؟

لأنه الحمض القوي مالوش ثابت تأين، ليش؟ لأنه تفاعله غير منعكس

المعادلة/التركيز	$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$		
عند البداية	0.1	0	0
التغير	-x	+x	+x
عند الاتزان	$0.1 - x \approx 0.1$ 1×10^{-1}	x	x

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

$$1.7 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{1 \times 10^{-1}}$$

$$x^2 = 1.7 \times 10^{-5} \times 1 \times 10^{-1} = 1.7 \times 10^{-6}$$

$$\sqrt{x^2} = \sqrt{1.7 \times 10^{-6}}$$

$$x = [H_3O^+] = 1.3 \times 10^{-3} M$$

أتحقق ص 43: أحسب تركيز أيونات H_3O^+ محلول حمض النيتروجين (III) HNO_2 تركيزه 0.03 M علمًا أن $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$

$$K_a = \frac{[NO_2^-][H_3O^+]}{[HNO_2]}$$

$$4.5 \times 10^{-4} = \frac{x^2}{3 \times 10^{-2}}$$

$$x^2 = 4.5 \times 10^{-4} \times 3 \times 10^{-2}$$

$$x^2 = 13.5 \times 10^{-6}$$

$$\sqrt{x^2} = \sqrt{13.5 \times 10^{-6}}$$

$$x = [H_3O^+] = 3.6 \times 10^{-3} M$$

حساب الرقم الهيدروجيني لمحلول الحمض الضعيف:

مثال (17) ص 44: أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول حمض البنزويك C_6H_5COOH تركيزه 2 M علماً أن $\log 1.12 = 0.05$ $K_a = 6.3 \times 10^{-5}$

المعادلة/التراكيز	$C_6H_5COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons C_6H_5COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$		
عند البداية	2	0	0
التغير	-x	+x	+x
عند الاتزان	$2 - x \approx 2$	x	x

$$K_a = \frac{[C_6H_5COO^-][H_3O^+]}{[C_6H_5COOH]}$$

$$6.3 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{2}$$

$$x^2 = 6.3 \times 10^{-5} \times 2$$

$$x^2 = 12.6 \times 10^{-5} = 1.26 \times 10^{-4}$$

$$\sqrt{x^2} = \sqrt{1.26 \times 10^{-4}} = \sqrt{1.26} \times 10^{-2}$$

$$x = [H_3O^+] = 1.12 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[H_3O^+] = -\log(1.12 \times 10^{-2}) = 2 - \log 1.12 = 2 - 0.05 = 1.95$$

أتحقق ص 44: أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول حمض الهيدروسيانيك HCN تركيزه 0.02 M علماً أن $\log 3.1 = 0.49$ $K_a = 4.9 \times 10^{-10}$

المعادلة/التراكيز	$HCN_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CN^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$		
عند البداية	0.02	0	0
التغير	-x	+x	+x
عند الاتزان	$0.02 - x \approx 0.02$ 2×10^{-2}	x	x

$$K_a = \frac{[C_6H_5COO^-][H_3O^+]}{[C_6H_5COOH]}$$

$$4.9 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{2 \times 10^{-2}}$$

$$x^2 = 4.9 \times 10^{-10} \times 2 \times 10^{-2}$$

$$x^2 = 9.8 \times 10^{-12}$$

$$\sqrt{x^2} = \sqrt{9.8 \times 10^{-12}} = \sqrt{9.8} \times 10^{-6}$$

$$x = [H_3O^+] = \sqrt{9.8} \times 10^{-6} = 3.1 \times 10^{-6} \text{ M}$$

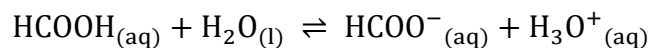
$$\text{pH} = -\log[H_3O^+] = -\log(3.1 \times 10^{-6}) = 6 - \log 3.1 = 6 - 0.49 = 5.51$$

حساب كمية الحمض أو ثابت التأيّن لمحلول الحمض الضعيف:

مثال (18) ص 45: أحسب كتلة حمض الميثانويك HCOOH اللازمة لتحضير محلول منه حجمه 1 L ورقمه

الهيدروجيني 2.7 علماً أن $\log 2 = 0.3$ $K_a = 1.7 \times 10^{-4}$

$Mr = 46 \text{ g/mol}$



$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]}$$

$$[\text{HCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

نحسب تركيز أيونات الهيدرونيوم عن طريق الـ pH

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2.7} = 10^{(-2.7+3)-3} = 10^{0.3} \times 10^{-3}$$

$$\log 2 = 0.3$$

العلاقة العكسية للوغاريتم

$$2 = 10^{0.3}$$

نعوضها في الناتج

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{0.3} \times 10^{-3} = 2 \times 10^{-3}$$

نعوض في قانون ثابت التأيين

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]}$$

$$[\text{HCOOH}] = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a} = \frac{2 \times 10^{-3} \times 2 \times 10^{-3}}{1.7 \times 10^{-4}} = \frac{40 \times 10^{-6}}{17 \times 10^{-4}}$$

$$= 2.35 \times 10^{-2} \text{ M}$$

نحسب المولات عن طريق قانون التركيز المولاري

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow$$

$$n = M \times V = 2.35 \times 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 1 \text{ L} = 2.35 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

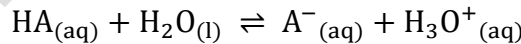
نحسب الكتلة عن طريق قانون الكتلة المولية

$$n = \frac{m}{M_r} \Rightarrow$$

$$m = M_r \times n = 46 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \times 2.35 \times 10^{-2} \text{ mol} = 108.1 \times 10^{-2} \Rightarrow 1.08 \text{ g}$$

مثال (19) ص 46: أحسب ثابت تأين حمض ضعيف HA رقمه الهيدروجيني 3 حُضَّر بإذابة 0.1 mol منه

في 500 mL من الماء



$$K_a = \frac{[\text{A}^{-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

$$[\text{A}^{-}] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

نحسب تركيز أيونات الهيدرونيوم عن طريق الـ pH

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3}$$

نحسب تركيز الحمض من قانون المولية

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.1}{0.5} = \frac{1}{5} = 0.2 = 2 \times 10^{-1}$$

نعوض في قانون ثابت التأيين

$$K_a = \frac{1 \times 10^{-3} \times 1 \times 10^{-3}}{2 \times 10^{-1}} = \frac{1 \times 10^{-6}}{2 \times 10^{-1}} = 0.5 \times 10^{-5} = 5 \times 10^{-6}$$

الربط مع الصناعة

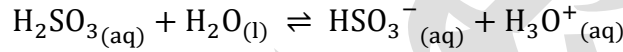


تُعدُّ شركةُ مناجم الفوسفات الأردنية رائدةً في إنتاج حمض الفوسفوريك H_3PO_4 وحمض الكبريتيك H_2SO_4 بتقنية عالية في منطقة الشبيبة في جنوبي الأردن؛ حيث تبلغ كمية الإنتاج من حمض الفوسفوريك نحو 224 ألف طن سنويًا، وقُرابة 660 ألف طن متري من حمض الكبريتيك تُخزَّن في منشأة خاصة بمدينة العقبة؛ وبهذا تُعدُّ الشركة لبنة أساسية في بناء الاقتصاد الوطني؛ لما لها من إسهامات كبيرة في تطوير صناعة التعدين في الأردن.



أتحقق ص 46: أحسب كتلة حمض الكبريت (IV) H_2SO_3 اللازمة لتحضير محلول منه حجمه 0.5 L ورقمه

الهيدروجيني 2 علمًا أن $K_a = 1.3 \times 10^{-2}$
Mr = 82 g/mol



$$K_a = \frac{[HSO_3^-][H_3O^+]}{[H_2SO_3]}$$

$$[HCOO^-] = [H_3O^+]$$

نحسب تركيز أيونات الهيدرونيوم عن طريق الـ pH

$$[H_3O^+] = 10^{-2}$$

نعوض في قانون ثابت التأيّن لنحسب تركيز الحمض

$$K_a = \frac{[HSO_3^-][H_3O^+]}{[H_2SO_3]}$$

$$[H_2SO_3] = \frac{[HSO_3^-][H_3O^+]}{K_a} = \frac{1 \times 10^{-2} \times 1 \times 10^{-2}}{1.3 \times 10^{-2}} = \frac{10 \times 10^{-4}}{13 \times 10^{-2}}$$

$$= \frac{100 \times 10^{-5}}{13 \times 10^{-2}} = 7.7 \times 10^{-3}$$

نحسب المولات عن طريق قانون التركيز المولاري

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow$$

$$n = M \times V = 7.7 \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0.5 \text{ L} = 3.85 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n = \frac{m}{Mr} \Rightarrow$$

$$m = Mr \times n = 82 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \times 3.85 \times 10^{-3} \text{ mol} = 315.7 \times 10^{-3} \Rightarrow 0.32 \text{ g}$$

بو كس المختصر المفيد

- ثابت تأين الحمض وتركيز أيونات الهيدرونيوم [علاقة طردية]
- الحمضية (تراكيز الهيدرونيوم) والرقم الهيدروجيني [علاقة عكسية]
- كلما زاد ثابت تأين الحمض كلما كان الحمض أقوى وكانت القاعدة المرافقة له أضعف
- كلما قل الرقم الهيدروجيني أو زاد تركيز أيون الهيدرونيوم معناه الحمضية تزداد
- كلما قل تركيز أيون الهيدروكسيد معناه الحمضية تزداد
- إذا تشابه تركيز حمض قوي وضعيف فالرقم الهيدروجيني الأقل للأقوى
- عند مقارنة قوة حموض ضعيفة في ما بينها، فلا بد من النظر إلى تراكيز المحاليل:
- إذا المحاليل متساوية التركيز، فإننا نقارن القوة من خلال أي معطيات: كثابت التأين، أو الرقم الهيدروجيني، أو تركيز الأيونات في المحلول
- إذا المحاليل مختلفة التركيز، فإننا نقارن القوة فقط من خلال ثابت التأين
- عند مقارنة الحمضية أو درجة الحموضة pH في ما بينها، نستطيع ذلك من خلال أي معطيات في حالة تساوي تراكيز المحاليل، أما إذا اختلفت فلا بد من حساب الحمضية وهو الأفضل

تدريبات محلولة

تدريب (1) : يلزم إذابة ... في الماء لتكوين محلول حجمه 100 mL من حمض CH_3COOH وله قيمة $\text{pOH} = 10$ ، علماً أن $K_a = 1 \times 10^{-7}$ (C=12, O=16, H=1)

0.4 g	-2	0.3 g	-1
0.6 g	-4	0.2 g	-3

$$\text{pH} = 14 - 10 = 4$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$1 \times 10^{-7} = \frac{1 \times 10^{-4} \times 1 \times 10^{-4}}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0.1 \text{ M} \quad n = 0.1 \times 0.1 = 0.01 \text{ mol}$$

$$m = 0.01 \times 60 = 0.6 \text{ g}$$

تدريب (2) : إذا كان تركيز الحمض الضعيف الافتراضي HX يساوي $1 \times 10^{-5} \text{ M}$

فإن pH للمحلول ستكون تقريباً تساوي:

7	-2	8	-1
5	-4	6	-3

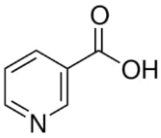
الإجابة (3)

احسب pH للمحلول على أساس أنه قوي ويتأين كلياً، ستكون مساوية لـ 5 لكن الحقيقة أنه ضعيف وتأينه جزئي لذا أيونات الهيدرونيوم أقل بكثير من هذا التركيز وبالتالي يرتفع الرقم الهيدروجيني، فنختار الأعلى من 5 وأقل

من 7 وهو 6

ورقة عمل (13): حسابات محاليل الحموض الضعيفة

تدريب (1): إذا كان ثابت تأين حمض HNO_2 يساوي 4.5×10^{-4} ، جد تركيز H_3O^+ علماً أن تركيز الحمض 0.9 M
 $\sqrt{4.05} = 2.01$



تدريب (2): حمض النيكوتين $\text{HC}_6\text{H}_4\text{NO}_2$ الذي هو نفسه فيتامين B عبارة عن حمض ضعيف بثابت تأين يساوي 1.4×10^{-5} ، احسب تركيز H_3O^+ وقيمة pH علماً أن تركيز المحلول 0.01 M
 $\log 3.74 = 0.57$

تدريب (3): احسب قيمة ثابت التأيين لمحلول الحمض HOCl الذي تركيزه 0.31 M وتركيز OCl^- يساوي $1.0 \times 10^{-4} \text{ M}$

تدريب (4): تركيز محلول حمض HCN 0.001 M وثابت تأينه 6.2×10^{-10} ، احسب تركيز OH^- في المحلول

تدريب (5): الرقم الهيدروجيني لمحلول HClO تركيزه 0.001 M يساوي:

أقل من 3	-3	-2	3
أكثر من 3	-1	-4	1

تدريب (6): في محلول الحمض الضعيف H_2S الذي تركيزه 1 M يكون:

$[\text{HS}^-] < [\text{H}_3\text{O}^+]$	-1	$[\text{HS}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$	-2
$[\text{HS}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$	-3	$\text{pH} = 0$	-4



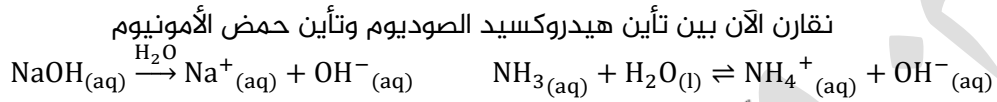
الاتزان في محاليل القواعد الضعيفة

ضوء اللبنة:

تعلمنا سابقاً أن القواعد الضعيفة تتأين جزئياً ويحدث في عملية ذوبانها في الماء اتزاناً ديناميكياً، ونعبر عن حالة الاتزان للقاعدة الضعيفة باستخدام ثابت تأين القاعدة K_b هذا الثابت هو المقياس الكمي لتأين القاعدة الضعيفة



تعريز: تعلمنا من خلال الدرس الثاني أن القاعدة القوية يتأين كلياً في الماء وتفاعله غير منعكس بينما القاعدة الضعيفة ستتأين جزئياً وتفاعله منعكس حيث تبقى منها جزيئات في الماء مع أيونات ناتجة من التأين

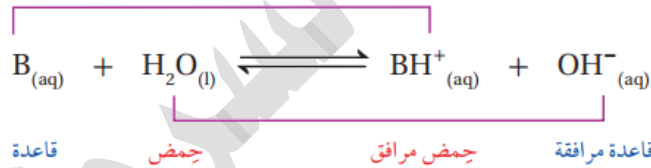


تأين كلي

تأين جزئي



المعادلة العامة لتأين القاعدة الضعيفة:



فسر: تركيز القاعدة الضعيفة عال مقارنة بتركيز الأيونات الناتجة من تأينه في الماء؟

جزيئات القاعدة غير المتأينة B في حالة اتزان مع الأيونات الناتجة في نفس الوعاء، موضع الاتزان مزاح جهة اليسار (المتفاعلات) حيث أن الحمض المرافق BH^+ أقوى من الحمض H_2O ، وبالتالي يمنح البروتون ويُعاد تكوين القاعدة B بصورة مستمرة فيزداد تركيزه، وتذكر أن التفاعلات في الحموض والقواعد تسير من الأقوى إلى الأضعف

تذكر: وموضع الاتزان جهة جزيئات القاعدة لأنها أضعف نسبياً [وتركيزها أعلى]

نعبر عن تركيز الأيونات الناتجة إلى تركيز القاعدة من خلال ثابت تأين القاعدة

ما المقصود بثابت تأين القاعدة؟

هو ثابت الاتزان لتأين القاعدة الضعيفة ويُرمز له بـ K_b

$$K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

ضوء اللبنة: تعلمنا سابقاً أننا لا نكتب الماء في تعبير ثابت الاتزان

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

كيف يُعبر ثابت تأين القاعدة عن قوة القاعدة وقدرتها على التأيين؟

كلما ازدادت قيمة ثابت تأين القاعدة معناها زيادة في تركيز أيونات الهيدروكسيد OH^- وبالتالي زيادة في قوة القاعدة وقدرتها على التأيين

ماذا نستفيد من معرفة ثابت تأين القاعدة؟

- نقارن من خلاله قوة القواعد الضعيفة ببعضها
- نحسب من خلاله تركيز أيونات الهيدروكسيد OH^-
- نحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول القاعدة الضعيفة

مقارنة قوة القواعد الضعيفة من خلال ثابت التأيين:

الجدول (9): قيم ثابت التأيين لبعض القواعد الضعيفة عند درجة حرارة 25°C .

اسم القاعدة	صيغة القاعدة	ثابت تأين القاعدة K_b
إيثيل أمين	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$	4.7×10^{-4}
ميثيل أمين	CH_3NH_2	4.4×10^{-4}
أمونيا	NH_3	1.8×10^{-5}
هيدرازين	N_2H_4	1.7×10^{-6}
بيريدين	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	1.4×10^{-9}
أنيلين	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	2.4×10^{-10}

* الجدول للاطلاع؛ ليس الحفظ.

أتتحقق ص 47: أدرس الجدول (9) ثم أجيب عن الأسئلة الآتية:

- 1- أتوقع المحلول الذي له أقل رقم هيدروجيني: NH_3 أم $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ علماً لهما التركيز نفسه
أقل رقم هيدروجيني يعني قاعدته ضعيفة $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ لأن ثابت تأينه أقل
- 2- أحدد القاعدة الأقوى في الجدول
إيثيل أمين $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$
- 3- أحدد القاعدة التي يكون حمضها المرافق له أقل رقم هيدروجيني CH_3NH_2 أم N_2H_4
الأقل في الرقم الهيدروجيني أي الأقل قاعدية والأقل في $[\text{OH}^-]$ وبالتالي الأقل في قيمة ثابت التأيين وهو N_2H_4

حسابات محاليل القاعدة الضعيفة:


الحسابات التي سنتعلمها في محاليل القواعد الضعيفة:

- 5- حساب تركيز أيونات OH^- من خلال معطيات تخص القاعدة نفسها: مثل: التركيز M أو عدد المولات n أو كتلتها m والكتلة المولية Mr وحجم المحلول V ، وثابت التأيين K_b
- 6- حساب pH من خلال نفس المعطيات السابقة

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

- 7- حساب كمية القاعدة أو تركيزها من خلال معطيات: pH و K_b ومعطيات مساعدة
8- حساب ثابت التأيين K_b : من خلال معطيات: pH ومعطيات عن القاعدة كتركيز والخ

استراتيجيات الحل: 

نفس استراتيجيات الحل في حسابات محاليل الحموض الضعيفة، بفارق أننا من أجل حسابات الـ pH سنحسب أيونات الهيدرونيوم من خلال ثابت تأين الماء K_w

حساب تركيز أيون الهيدروكسيد في محلول قاعدة ضعيفة:

مثال (20) ص 48: أحسب تركيز OH^- في محلول الأمونيا NH_3 الذي تركيزه 0.2 M علماً أن $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

عطول إذا شفت ثابت تأين القاعدة اعرف إنه قاعدة ضعيفة، ليش؟

لأنه القاعدة القوية مالهش ثابت تأين، ليش؟ لأنه تفاعل القوية غير منعكس

المعادلة/التركيز	$NH_3(aq)$	$H_2O(l)$	$OH^-(aq)$	$NH_4^+(aq)$
عند البداية	0.2		0	0
التغير	-x		+x	+x
عند الاتزان	$0.2 - x \approx 0.2$ 2×10^{-1}		x	x

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

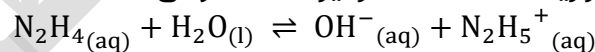
$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{2 \times 10^{-1}}$$

$$x^2 = 1.8 \times 10^{-5} \times 2 \times 10^{-1} = 3.6 \times 10^{-6}$$

$$\sqrt{x^2} = \sqrt{3.6 \times 10^{-6}}$$

$$x = [OH^-] = \sqrt{3.6 \times 10^{-6}} = 1.9 \times 10^{-3} M$$

أتحقق ص 48: تتأين الهيدرازين N_2H_4 ذات التركيز 0.04 M وفق المعادلة الآتية:



أحسب تركيز أيونات OH^- في المحلول. علماً أن ثابت تأين الهيدرازين $K_b = 1.7 \times 10^{-6}$

المعادلة/التركيز	$N_2H_4(aq)$	$H_2O(l)$	$OH^-(aq)$	$N_2H_5^+(aq)$
عند البداية	0.04		0	0
التغير	-x		+x	+x
عند الاتزان	$0.04 - x \approx 0.04$ 4×10^{-2}		x	x

$$K_b = \frac{[N_2H_5^+][OH^-]}{[N_2H_4]}$$

$$1.7 \times 10^{-6} = \frac{x^2}{4 \times 10^{-2}}$$

$$x^2 = 1.7 \times 10^{-6} \times 4 \times 10^{-2} = 6.8 \times 10^{-8}$$

$$x = [OH^-] = 2.6 \times 10^{-4} M$$

حساب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول قاعدة ضعيفة:

مثال (21) ص 49: أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول البيريدين C_5H_5N الذي تركيزه 2 M علماً أن $K_b = 1.4 \times 10^{-9}$ ، $\log 1.9 = 0.28$ ؟

المعادلة/التراكيز	$C_5H_5N_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + C_5H_5NH^+_{(aq)}$		
عند البداية	2	0	0
التغير	-x	+x	+x
عند الاتزان	$2 - x \approx 2$	x	x

$$K_b = \frac{[C_5H_5NH^+][OH^-]}{[C_5H_5N]}$$

$$1.4 \times 10^{-9} = \frac{x^2}{2}$$

$$x^2 = 1.4 \times 10^{-9} \times 2 = 2.8 \times 10^{-9} = 28 \times 10^{-10}$$

$$\sqrt{x^2} = \sqrt{28} \times \sqrt{10^{-10}}$$

$$x = [OH^-] = \sqrt{28} \times 10^{-5} = 5.3 \times 10^{-5} M$$

نحسب تركيز أيونات الهيدرونيوم من خلال ثابت تأين الماء

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{5.3 \times 10^{-5}} = \frac{100 \times 10^{-16}}{53 \times 10^{-6}} = 1.9 \times 10^{-10} M$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(1.9 \times 10^{-10}) = 10 - \log 1.9 = 10 - 0.28 = 9.72$$

أتحقق ص 49: أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول الأمونيا NH_3 الذي تركيزه 0.02 M علماً أن $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ ، $\log 1.66 = 0.22$ ؟

المعادلة/التراكيز	$NH_3_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + NH_4^+_{(aq)}$		
عند البداية	0.02	0	0
التغير	-x	+x	+x
عند الاتزان	$0.02 - x \approx 0.02$ 2×10^{-2}	x	x

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{2 \times 10^{-2}}$$

$$x^2 = 1.8 \times 10^{-5} \times 2 \times 10^{-2} = 3.6 \times 10^{-7} = 36 \times 10^{-8}$$

$$x = [OH^-] = 6 \times 10^{-4} M$$

نحسب تركيز أيونات الهيدرونيوم من خلال ثابت تأين الماء

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

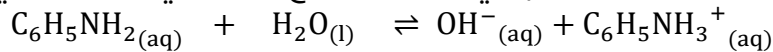
إعداد: م. مريم السرتاوي

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{6 \times 10^{-4}} = \frac{10 \times 10^{-15}}{6 \times 10^{-4}} = 1.66 \times 10^{-11} \text{M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1.66 \times 10^{-11}) = 11 - \log 1.66 = 11 - 0.22 = 10.78$$

حساب كمية القاعدة أو ثابت التآين لمحلل القاعدة الضعيفة:

مثال (22) ص 50: الأنيلين قاعدة تستخدم في صناعة الأصباغ، تتآين في الماء كما في المعادلة:



أحسب ثابت تآين الأنيلين لمحلل منها تركيزه 4 M يحتوي على أيونات OH^- تركيزها $3.1 \times 10^{-5} \text{M}$

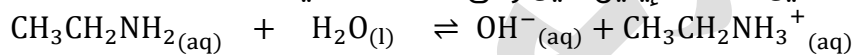
$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2]}$$

$$[\text{OH}^-] = [\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+]$$

نعوض في قانون ثابت التآين

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2]} = \frac{3.1 \times 10^{-5} \times 3.1 \times 10^{-5}}{4} = 2.4 \times 10^{-10}$$

مثال (23) ص 50: تتآين القاعدة إيثيل أمين وفق المعادلة الآتية:



أحسب تركيز القاعدة في محلل منها رقمه الهيدروجيني 11 علماً أن ثابت تآين القاعدة $K_b = 4.7 \times 10^{-4}$

طريقة 1: نحسب تركيز أيونات الهيدرونيوم من الرقم الهيدروجيني، ثم نحسب تركيز أيونات الهيدروكسيد من خلال ثابت تآين

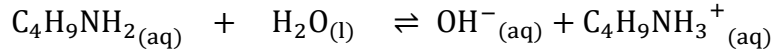
الماء، نعوض في قانون ثابت تآين القاعدة لنجد تركيز القاعدة

طريقة 2: نحسب الرقم الهيدروكسيلي ومن خلاله نحسب تركيز أيونات الهيدروكسيد ونعوض مباشرة في قانون ثابت تآين

القاعدة

طريقة 1	طريقة 2
$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$ $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-11}$ $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$ $[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-11}} = 1 \times 10^{-3}$ $K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3^+]}{[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2]}$ $[\text{OH}^-] = [\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3^+]$ $[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2] = \frac{[\text{OH}^-][\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3^+]}{K_b}$ $[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2] = \frac{10^{-3} \times 10^{-3}}{4.7 \times 10^{-4}} = \frac{1 \times 10^{-6}}{4.7 \times 10^{-4}} = 2.1 \times 10^{-3}$	$\text{pH} + \text{pOH} = 14$ $\text{pOH} = 14 - 11 = 3$ $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$ $[\text{OH}^-] = 10^{-3}$ $K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3^+]}{[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2]}$ $[\text{OH}^-] = [\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3^+]$ $[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2] = \frac{[\text{OH}^-][\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3^+]}{K_b}$ $[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2] = \frac{10^{-3} \times 10^{-3}}{4.7 \times 10^{-4}} = 2.1 \times 10^{-3}$

أتحقق ص50: أحسب ثابت تأين القاعدة بيوتيل أمين $C_4H_9NH_2$ التي تركيزها 0.4 M ورقمها الهيدروجيني يساوي 12



$$K_b = \frac{[OH^-][C_4H_9NH_3^+]}{[C_4H_9NH_2]}$$

$$[OH^-] = [C_6H_5NH_3^+]$$

نحسب تركيز أيونات الهيدروكسيد من خلال pOH

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - 12 = 2$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH}$$

$$[OH^-] = 10^{-2}$$

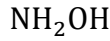
$$K_b = \frac{[OH^-][C_6H_5NH_3^+]}{[C_6H_5NH_2]} = \frac{10^{-2} \times 10^{-2}}{4 \times 10^{-1}} = \frac{1 \times 10^{-4}}{4 \times 10^{-1}} = 0.25 \times 10^{-3} = 2.5 \times 10^{-4}$$

بوكس المختصر المفيد

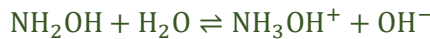
- ثابت تأين القاعدة وتركيز أيونات الهيدروكسيد [علاقة طردية]
- قاعدية المحلول (تركيز الهيدروكسيد) والرقم الهيدروجيني [علاقة طردية]
- كلما زاد ثابت تأين القاعدة كلما كانت القاعدة أقوى وكان الحمض المرافق لها أضعف
- كلما زاد الرقم الهيدروجيني أو قل تركيز أيون الهيدرونيوم معناه القاعدية تزداد
- كلما زاد تركيز أيون الهيدروكسيد معناه القاعدية تزداد
- إذا تشابه تركيز قاعدة قوية وضعيفة فالرقم الهيدروجيني الأعلى للأقوى
- عند مقارنة قوة قواعد ضعيفة في ما بينها، فلا بد من النظر إلى تراكيز المحاليل:
 - إذا المحاليل متساوية التركيز، فإننا نقارن القوة من خلال أي معطيات: كتابت التأين، أو الرقم الهيدروجيني، أو تركيز الأيونات في المحلول
 - إذا المحاليل مختلفة التركيز، فإننا نقارن القوة فقط من خلال ثابت التأين
- عند مقارنة القاعدية أو pH في ما بينها، نستطيع ذلك من خلال أي معطيات في حالة تساوي تراكيز المحاليل، أما إذا اختلفت فلا بد من حساب القاعدية أو pH

تدريبات محلولة

تدريب (1) : اكتب معادلات تأين القواعد الآتية:



هيدروكسيل أمين له متصاوغان في التأين أكثرها استقراراً هو البروتون المتصل بالنيتروجين لأن لديه زوج إلكترونات غير رابط واحد يستطيع منحه بشكل أسهل من الأكسجين لأن السالبة الكهربائية للنيتروجين أقل



ورد في أسئلة الوزارة المقالية سابقاً رغم أنه لم يرد في المنهاج القديم



ثلاثي ميثيل أمين، سيرتبط البروتون بالنيتروجين إما نضع الشحنة فوق البروتون أو على كل المركب



تدريب (2) : وُجد أن الرقم الهيدروجيني لقاعدة ضعيفة مجهولة يساوي 9، فإذا علمت أن تركيزها يساوي

0.23 M عيّن تلك القاعدة بالرجوع إلى الجدول المجاور

اسم القاعدة	صيغة القاعدة	ثابت تأين القاعدة K_b
إيثيل أمين	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$	4.7×10^{-4}
ميثيل أمين	CH_3NH_2	4.4×10^{-4}
أمونيا	NH_3	1.8×10^{-5}
هيدرازين	N_2H_4	1.7×10^{-6}
بيردين	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	1.4×10^{-9}
أنيلين	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	4.3×10^{-10}

نفترض الرمز B على أساس القاعدة الضعيفة

$$\begin{aligned} \text{pH} &= 9 \\ [\text{H}_3\text{O}^+] &= 10^{-9}\text{M} \\ [\text{OH}^-] &= \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-9}} = 1 \times 10^{-5}\text{M} \\ K_b &= \frac{1 \times 10^{-5} \times 1 \times 10^{-5}}{0.23} = 4.3 \times 10^{-10} \end{aligned}$$

القاعدة هي الأنيلين

ورقة عمل (14): حسابات محاليل القواعد الضعيفة

تدريب (1): إذا كانت قيمة $pOH = 4$ لمحلول القاعدة الضعيفة B، جد تركيز H_3O^+ ثم تركيز B علماً أن ثابت تأين القاعدة يساوي 4×10^{-5}

تدريب (2): احسب ثابت التأين لمحلول الأمونيا NH_3 الذي تركيزه $0.1 M$ ، وقيمة $pOH=2.87$
 $\log 7.4 = 0.87$

تدريب (4): محلول من ميثيل أمين CH_3NH_2 قيمة ($pH=10.45$) احسب التركيز الابتدائي لميثيل أمين في المحلول ($K_b = 6.4 \times 10^{-4}$)
 $\log 3.5 = 0.55$

تدريب (5): كم كتلة الهيدرازين N_2H_4 يلزم لتحضير محلول حجمه $2 L$ و pH يساوي 10.8 علماً أن:
 $\log 1.6 = 0.2$ و $Mr = 32 g/mol$ و ($K_b = 1.3 \times 10^{-6}$)



عصير الدرس الثالث

بوكس المختصر المفيد:

- ثابت التأيين للحمض الضعيف أو القاعدة الضعيفة يعطي دلالة على القوة، أي التأيين أو تفاعل تلك المادة في الماء وإنتاجها الأيونات، فكلما زاد ثابت التأيين كلما زاد إنتاج الأيونات أي أن المادة قوية في التفاعل مع الماء والعكس صحيح
- كلما زاد ثابت تأين الحمض زاد تركيز الهيدرونيوم وقل الرقم الهيدروجيني
- كلما زاد ثابت تأين القاعدة زاد تركيز الهيدروكسيد وزاد الرقم الهيدروجيني
- الرقم الهيدروكسيلي علاقته بالعكس مع الرقم الهيدروجيني (سأذكر ذلك وأطبق العلاقة على مقياس الرقم الهيدروجيني لتسريع الحل وعدم التشتت)
- إذا كانت المحاليل متساوية التركيز فإن الحمض القوي أقل في الرقم الهيدروجيني وأقرب إلى 0 من الحمض الضعيف لأن الأول يتأين كلياً بينما الثاني يتأين جزئياً
- إذا كانت المحاليل متساوية التركيز فإن القاعدة القوية أعلى في الرقم الهيدروجيني وأقرب إلى 14 من القاعدة الضعيفة لأن الأولى تتأين كلياً بينما الثانية تتأين جزئياً
- إذا قارنا بين قوة الضعفاء من حموض ضعيفة أو قواعد ضعيفة من خلال ثوابت التأيين أو معطيات السؤال مثلاً كموضع الاتزان في التفاعل على اليسار أو اليمين (أو جهة المتفاعلات أو النواتج)، فإن التفاعل يسير دائماً من القوي إلى الضعيف [سأذكر ذلك] في جداول الكوكتيل التي تحوي حموض ضعيفة، قواعد ضعيفة أو خليط بينها، فلا بد من الانتباه إلى أن المحاليل متساوية التركيز أو مختلفة التركيز قبل البدء في الحل، مع النظر إلى المطلوب قبل توحيد معلومات الجدول
- عند حل أي سؤال بخصوص الحموض الضعيفة أو القواعد الضعيفة، فإن بداية الحل بكتابة معادلة التأيين واستخدام قانون ثابت التأيين
- دائماً في محلول الحمض الضعيف: تراكيز الأيونات متساو، تركيز الهيدرونيوم = تركيز القاعدة المرافقة
- دائماً في محلول القاعدة الضعيفة: تراكيز الأيونات متساو، تركيز الهيدروكسيد = تركيز الحمض المرافق
- موضع الاتزان في محاليل الحموض الضعيفة أو محاليل القواعد الضعيفة دائماً مزاح جهة المتفاعلات حيث تركيز جزيئات الحمض أو جزيئات القاعدة أكبر من تركيز أيوناتها

مراجعة الدرس الثالث: الحموض والقواعد الضعيفة

السؤال الأول: أوضح العلاقة بين ثابت تأين الحمض الضعيف ورقمه الهيدروجيني كلما زاد ثابت تأين الحمض الضعيف معناه تركيز أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ أكبر فالرقم الهيدروجيني أقل، إذا العلاقة عكسية

السؤال الثاني: أحسب تركيز H_3O^+ و OH^- في كل من المحاليل الآتية مستعينًا بالجدولين 8 و9
أ- محلول HNO_2 تركيزه 0.02 M
من الجدول (8) ص42: ثابت تأين حمض النيتروجين (III) يساوي $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$

المعادلة/التركيز	$HNO_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NO_{2(aq)}^- + H_3O_{(aq)}^+$		
عند البداية	0.02	0	0
التغير	-x	+x	+x
عند الاتزان	$0.02 - x \approx 0.02$ 2×10^{-2}	x	x

$[H_3O^+]$	$[OH^-]$
$K_a = \frac{[NO_2^-][H_3O^+]}{[HNO_2]}$ $4.5 \times 10^{-4} = \frac{x^2}{2 \times 10^{-2}}$ $x^2 = 4.5 \times 10^{-4} \times 2 \times 10^{-2}$ $x^2 = 9 \times 10^{-6}$ $\sqrt{x^2} = \sqrt{9 \times 10^{-6}} = 3 \times 10^{-3}$ $x = [H_3O^+] = 3 \times 10^{-3} M$	$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$ $[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{3 \times 10^{-3}} = \frac{10 \times 10^{-15}}{3 \times 10^{-3}}$ $= 3.3 \times 10^{-12}$

ب- محلول NH_3 تركيزه 0.01 M

من الجدول (9) ص47: ثابت تأين الأمونيا يساوي $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

المعادلة/التركيز	$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH_{(aq)}^- + NH_{4(aq)}^+$		
عند البداية	0.01	0	0
التغير	-x	+x	+x
عند الاتزان	$0.01 - x \approx 0.01$ 1×10^{-2}	x	x

$[OH^-]$	$[H_3O^+]$
$K_b = \frac{[OH^-][NH_4^+]}{[NH_3]}$ $1.8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{1 \times 10^{-2}}$ $x^2 = 1.8 \times 10^{-5} \times 1 \times 10^{-2}$ $x^2 = 1.8 \times 10^{-7} = 18 \times 10^{-8}$ $\sqrt{x^2} = \sqrt{18} \times \sqrt{10^{-8}} = \sqrt{18} \times 10^{-4}$ $\sqrt{18} = \frac{18 + 16}{2\sqrt{16}} = \frac{34}{8} = 4.25$ $x = [OH^-] = \sqrt{18} \times 10^{-4} = 4.3 \times 10^{-4} M$	$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$ $[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{4.3 \times 10^{-4}}$ $= \frac{100 \times 10^{-16}}{43 \times 10^{-5}} = 2.3 \times 10^{-11}$

السؤال الثالث: أفسر: بزيادة ثابت التأين يزداد تركيز OH^- في محلول القاعدة الضعيفة
ازدياد قيمة ثابت تأين القاعدة معناه ازدياد قدرته على التأين أي يقل تركيز جزيئات القاعدة في
المتفاعلات ويزداد تركيز الأيونات الناتجة منها، أي يزداد تركيز أيونات OH^- في النواتج

السؤال الرابع: يبين الجدول المجاور قيم ثابت تأين عدد من الحموض الضعيفة. أدرس هذه القيم، ثم
أجيب عن الأسئلة الآتية:

K_a	الحمض
6.3×10^{-5}	C_6H_5COOH
4.5×10^{-4}	HNO_2
1.7×10^{-5}	CH_3COOH
4.9×10^{-10}	HCN

أ- أكتب صيغة القاعدة المرافقة التي لها أعلى قيمة pH
القاعدة التي لها أعلى pH أي صفاتها القاعدية أقوى وبالتالي
سيكون حمضها هو الأضعف
الحمض الأضعف هو الأقل ثابت تأين: HCN
قاعدته المرافقة هي: CN^-

ب- أحدد أي محلول الحموض له أقل رقم هيدروجيني HNO_2 أم HCN

أقل رقم هيدروجيني يعني أكثر في تركيز أيونات الهيدرونيوم، أي أنه أقوى كحمض من ناحية القدرة
على التأين وبالتالي له أعلى ثابت تأين وهو HNO_2

ج- أستنتج الحمض الذي يكون تركيز H_3O^+ فيه أقل ما يمكن

تركيز أيونات الهيدرونيوم هو الأقل معناه الأقل في ثابت التأين وهو HCN

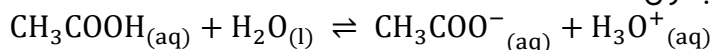
د- أتوقع الحمض الذي يحتوي محلوله على أقل تركيز من أيونات OH^-

أقل تركيز من أيون الهيدروكسيد يعني أعلى تركيز من أيون الهيدرونيوم وبالتالي أعلى في ثابت التأين
وهو HNO_2

هـ- أحسب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول CH_3COOH حَصْرٌ بإذابة 12 g منه في 400 mL من الماء. علماً

أن الكتلة المولية للحمض = 60 g/mol و $\log 2.9 = 0.46$

قيمة ثابت التأين من الجدول: $K = 1.7 \times 10^{-5}$



لحساب الرقم الهيدروجيني نحتاج تركيز أيونات الهيدرونيوم، وتركيز الحمض

نحسب تركيز الحمض من المعطيات في السؤال ونحسب تركيز الأيونات من ثابت التأين

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

$$n = \frac{m}{M_r} = \frac{12}{60} = \frac{2}{10} = 0.2 \text{ mol}$$

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.2}{0.4} = \frac{1}{2} = 0.5 = 5 \times 10^{-1} \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

نرسم جدول تقدم التفاعل

المعادلة/التراكيز	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$		
عند البداية	0.5	0	0
التغير	-x	+x	+x
عند الاتزان	$0.5 - x \approx 0.5$ 5×10^{-1}	x	x

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$1.7 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{5 \times 10^{-1}}$$

$$x^2 = 1.7 \times 10^{-5} \times 5 \times 10^{-1}$$

$$x^2 = 8.5 \times 10^{-6}$$

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{8.5} \times 10^{-3}$$

$$= 2.9 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$= -\log(2.9 \times 10^{-3})$$

$$= 3 - \log 2.9$$

$$= 3 - 0.46 = 2.54$$

السؤال الخامس: يبين الجدول قيم K_b لعدد من القواعد الضعيفة، أدرسها، ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

K_b	القاعدة
4.4×10^{-4}	CH_3NH_2
1.8×10^{-5}	NH_3
1.7×10^{-6}	N_2H_4
1.4×10^{-9}	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$

أ- أكتب صيغة الحمض المرافق التي له أقل قيمة pH

أقل pH معناه أقوى حمض مرافق، وبالتالي أضعف قاعدة، الأضعف كقاعدة يعني أقل ثابت تأين قاعدة وهو $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ صيغة حمضه المرافق: $\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$

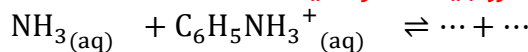
ب- أحدد أي القواعد يحتوي محلولها على أقل تركيز من H_3O^+

أقل تركيز من أيون الهيدرونيوم معناه أعلى تركيز من أيون الهيدروكسيد، فهو أقوى قاعدة وأعلى ثابت تأين وهو: CH_3NH_2

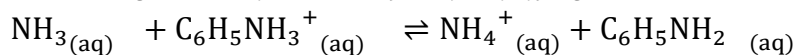
ج- أستنتج أي القواعد أكثر تأيناً في الماء

هو الأعلى في ثابت التأين وهو: CH_3NH_2

د- أكمل المعادلة الآتية، ثم أعيّن الزوجين المترافقين:



الأمونيا تسلك سلوك القاعدة تستقبل بروتون، والآخر يسلك سلوك الحمض يمنحه



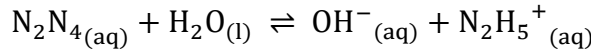
الأزواج المترافقة: $\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$ و $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+/\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$

هـ- أحسب كتلة القاعدة N_2H_4 اللازم إضافتها إلى 400 mL من الماء لتحضير محلول منها رقمه

الهيدروجيني يساوي 9.4

علماً أن الكتلة المولية للقاعدة = 32 g/mol و $\log 3.9 = 0.6$

قيمة ثابت التأيّن من الجدول: $K_b = 1.7 \times 10^{-6}$



لحساب الكتلة يلزمنا عدد المولات ونحسبه من تركيز القاعدة، تركيز القاعدة من قانون ثابت التأيّن، باستخدام

الرقم الهيدروجيني نحسب الرقم الهيدروكسيلي ثم تركيز OH^-

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - 9.4 = 4.6$$

$$[OH^-] = 10^{-4.6} = 10^{(-4.6+5)-5} = 10^{0.4} \times 10^{-5} =$$

معطيات السؤال لا تكفي للحل باستخدام هذه الطريقة، وبالتالي نستمر باستخدام الرقم الهيدروجيني وحساب تركيز

أيونات الهيدرونيوم ثم تركيز أيونات الهيدروكسيد باستخدام ثابت تأيّن الماء

$$[H_3O^+] = 10^{-9.4} = 10^{(-9.4+10)-10} = 10^{0.6} \times 10^{-10} = 3.9 \times 10^{-10} M$$

$$K_W = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[OH^-] = \frac{K_W}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{3.9 \times 10^{-10}} = \frac{100 \times 10^{-16}}{39 \times 10^{-11}} = 2.6 \times 10^{-5} M$$

$$K_b = \frac{[OH^-][N_2H_5^+]}{[N_2H_4]} \Rightarrow [N_2H_4] = \frac{[OH^-][N_2H_5^+]}{K_b}$$

$$[N_2H_4] = \frac{2.6 \times 10^{-5} \times 2.6 \times 10^{-5}}{1.7 \times 10^{-6}} = \frac{6.8 \times 10^{-10}}{1.7 \times 10^{-6}} = 4 \times 10^{-4} M$$

نحسب المولات عن طريق قانون التركيز المولاري

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow$$

$$n = M \times V = 4 \times 10^{-4} \times 0.4 = 1.6 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

نحسب الكتلة عن طريق قانون الكتلة المولية

$$n = \frac{m}{M_r} \Rightarrow$$

$$m = M_r \times n = 32 \times 1.6 \times 10^{-4} = 51.2 \times 10^{-4} \Rightarrow 0.005 \text{ g}$$



الدرس الرابع: الأملاح والمحاليل المنظمة

تعريفات الدرس الرابع:

- **الأملاح:** مركبات أيونية تنتج من تفاعل محلول حمض مع محلول قاعدة
- **التميّه:** تفاعل أيونات الملح مع الماء، وإنتاج أيونات H_3O^+ أو OH^-
- **الذوبان:** ذوبان الملح في الماء وتفككه إلى أيونات سالبة وموجبة وتنتشر بين جزيئات الماء دون أن يتفاعل معها
- **الأيون المشترك:** أيون يدخل في تركيب مادتين مختلفتين (حمض ضعيف وملحه، أو قاعدة ضعيفة وملحها)
- **المحاليل المنظمة:** محاليل تقاوم التغيير في الرقم الهيدروجيني pH عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي أو قاعدة قوية إليها

خصائص محاليل الأملاح: أهميتها وأنواعها

ما المقصود بالأملاح؟

مركبات أيونية تنتج من تفاعل محلول حمض مع محلول قاعدة

كيف يحصل جسم الإنسان على الأملاح؟

عن طريق الغذاء والماء

للأملاح دور مهم في حياة الإنسان، وضح ذلك

1- لها دور مهم في تنظيم الكثير من العمليات الحيوية التي تحدث في الجسم:

أ- أملاح الكالسيوم تدخل في تركيب العظام والأسنان

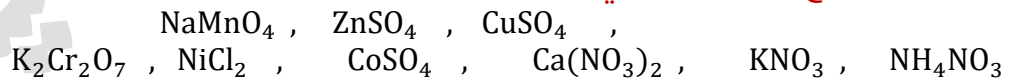
ب- أملاح الصوديوم تساعد على حفظ التوازن المائي داخل الخلية وخارجها

ت- أملاح البوتاسيوم تساعد على ضبط وظائف العضلات وتوسيع الأوعية الدموية لتسهيل انتقال الدم

2- لها دور مهم في الصناعة:

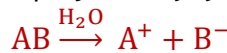
أ- الأدوية ب- مستحضرات التجميل

أمثلة على الأملاح المستخدمة في الصناعة:



تتفاوت الأملاح في قدرتها على التفكك في الماء، وسنفترض في دراستنا

أنها تتفكك كلياً في الماء إلى أيونات سالبة وموجبة (نرسم سهم واحد في معادلة تفكك الملح)



قد تتفاعل الأيونات مع الماء وقد لا تتفاعل، فإذا تفاعلت سنسمي تلك العملية بالتميّه وإذا لم تتفاعل

فسنعتبر العملية مجرد ذوبان

ما المقصود بالتميّه؟ تفاعل أيونات الملح مع الماء، وإنتاج أيونات H_3O^+ أو OH^-

أتحقق ص54: (1) أوضح الفرق بين الذوبان والتميمه ؟

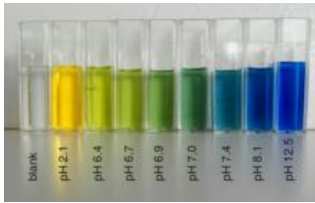
ذوبان الملح هو تفككه في الماء إلى أيونات سالبة وموجبة وانتشاره بين جزيئات الماء دون أن يتفاعل معها، فيبقى المحلول متعادلاً و $pH = 7$ ، مثال: كلوريد الصوديوم NaCl بينما التميمه معناه تفكك الملح إلى أيوناته ثم تتفاعل تلك الأيونات مع الماء بإنتاج أيونات H_3O^+ أو OH^-

فإذا أنتجت H_3O^+ فالمحلول حمضي و الـ pH أقل من 7، مثال: كلوريد الأمونيوم NH_4Cl

وإذا أنتجت OH^- فالمحلول قاعدي و الـ pH أكبر من 7، مثال: فلوريد البوتاسيوم KF

حدد لون كاشف برومو ثيمول الأزرق في محاليل الأملاح الثلاثة، وفسر ذلك ؟

إذا علمت أن تدرج ألوانه حسب الرقم الهيدروجيني من أصفر- أخضر- أزرق كما في الشكل



لون الكاشف في محلول NaCl أخضر اللون لأنه محلول متعادل، تكون من تفاعل حمض قوي وقاعدة قوية
لون الكاشف في محلول NH_4Cl أصفر اللون لأنه محلول حمضي، تكون من تفاعل حمض قوي وقاعدة ضعيفة
لون الكاشف في محلول KF أزرق اللون لأنه محلول قاعدي، تكون من تفاعل حمض ضعيف وقاعدة قوية

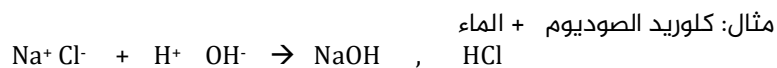
تختلف طبيعة الملح وسلوكه في الماء تبعاً لمصدر أيوناته من الحمض والقاعدة وقدرتها على التفاعل مع الماء إلى ثلاثة أنواع:

1- أملاح متعادلة 2- أملاح حمضية 3- أملاح قاعدية

وقد درسنا سابقاً أن مفهوم أرهينيوس فشل في تفسير السلوك الحمضي أو القاعدي للأملاح، ف جاء مفهوم برونستد-لوري وفسر سلوك كثير من الخصائص الحمضية والقاعدية للأملاح تبعاً لقدرة أيوناتها على منح البروتون أو استقبله في التفاعل

تعزيز: قبل نبدأ.. خلنا نشوف أصل الأملاح:

الملح عبارة عن طرف موجب وطرف سالب، الطرف الموجب هو أيون القاعدة الموجب، والطرف السالب أيون الحمض السالب، لمعرفة صيغ الحمض والقاعدة: نضيف الماء للملح، يتكون الماء من أيون الهيدروجين الموجب وأيون الهيدروكسيد السالب، نعمل عملية استبدال مكان الأيونات لتتعرف على الحمض والقاعدة المكونان للملح، أما الملح الحمضي فإننا ننقل بروتون من الأيون الموجب إلى السالب



المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

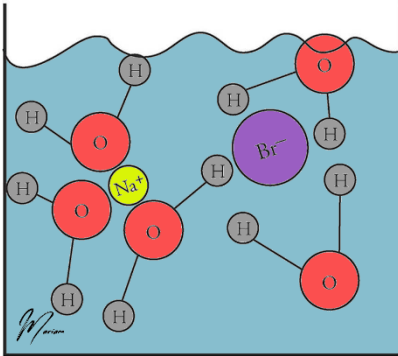
إعداد: م. مريم السرطاوي

؟ قارن بين الأملاح المتعادلة والحمضية والقاعدية

نوع المحلول الملحي	تعريفه أو كيف ينتج؟	هل يتفاعل مع الماء، هل يتميه؟	pH	مثال
متعادل	ينتج الملح المتعادل عند تعادل حمض قوي مع قاعدة قوية	الحمض القوي تكون قاعدته المرافقة ضعيفة فلا تستقبل بروتون من الماء أي لا تتفاعل القاعدة القوية يكون أيونها الموجب ضعيفاً فلا يتفاعل مع الماء ويبقى تركيز أيونات H_3O^+ و OH^- على حالها	7	NaCl يتكون من تفاعل $NaOH + HCl$ NaBr يتكون من تفاعل $NaOH + HBr$ KCl يتكون من تفاعل $KOH + HCl$
حمضي	ينتج الملح الحمضي من تفاعل حمض قوي مع قاعدة ضعيفة	الحمض القوي تكون قاعدته المرافقة ضعيفة فلا تستقبل بروتون من الماء أي لا تتفاعل القاعدة الضعيفة يكون حمضها المرافق قوياً فيمنح بروتونه إلى الماء يعني يتفاعل منتجاً أيون H_3O^+ وبذلك يزداد تركيز أيونات H_3O^+ ويقل الرقم الهيدروجيني فيكون المحلول حمضياً	أقل من 7	NH_4Cl يتكون من تفاعل $NH_3 + HCl$ $Al(NO_3)_3$ يتكون من تفاعل $Al(OH)_3 + HNO_3$ NH_4NO_3 يتكون من تفاعل $NH_3 + HNO_3$
قاعدي	ينتج الملح القاعدي من تفاعل قاعدة قوية مع حمض ضعيف	القاعدة القوية يكون أيونها الموجب ضعيفاً فلا يتفاعل مع الماء الحمض الضعيف تكون قاعدته المرافقة قوية تستقبل البروتون من الماء أي يتفاعل منتجة أيون OH^- وبذلك يزداد تركيز أيونات OH^- ويرتفع الرقم الهيدروجيني فيكون المحلول قاعدياً	أكبر من 7	CH_3COONa يتكون من تفاعل $NaOH + CH_3COOH$ NaF يتكون من تفاعل $NaOH + HF$ KNO_2 يتكون من تفاعل $KOH + HNO_2$

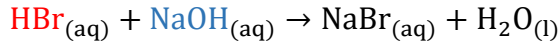
الجدول (10): سلوك الملح تبعاً لمصدر أيوناته.

تأثير محلول الملح	مصدر أيونات الملح من الحمض والقاعدة	
متعادل	قاعدة قوية	حمض قوي
حمضي	قاعدة ضعيفة	حمض قوي
قاعدي	قاعدة قوية	حمض ضعيف

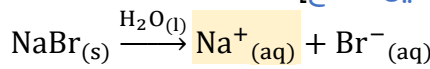


❓ **فسّر سلوك محلول ملح NaBr المتعادل** [مثال ص53]

ينتج هذا الملح من تفاعل قاعدة قوية هيدروكسيد الصوديوم NaOH وحمض قوي حمض الهيدروبروميك HBr من خلال المعادلة الآتية [معادلة تكوين الملح]:



وهذا الملح الأيوني منتشر بين جزيئات الماء على شكل أيونات سالبة Br⁻ وموجبة Na⁺ [معادلة تفكك أو تأين الملح]:

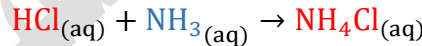


حمض HBr قوي عندما يتأين في الماء تكون قاعدته المرافقة Br⁻ ضعيفة فلا تستقبل البروتون في المحلول وبالتالي لا يتفاعل مع الماء ولا يؤثر في تركيز أيونات OH⁻ و H₃O⁺ والقاعدة القوية NaOH عندما تتفكك في الماء يكون أيونها الموجب Na⁺ ضعيفاً ولا يستطيع التفاعل مع الماء وبالتالي لا يؤثر في تركيز أيونات OH⁻ و H₃O⁺ فيبقى تركيز أيونات OH⁻ و H₃O⁺ ثابتاً في المحلول ونعتبر المحلول متعادلاً pH=7

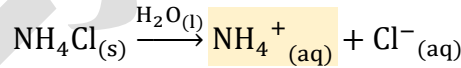
ونقول لا يوجد معادلة تميّه لهذا الملح، لأن أيوناته لا تتفاعل

❓ **فسّر سلوك محلول ملح NH₄Cl الحمضي** [مثال ص53]

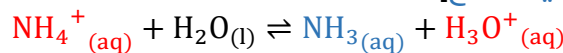
ينتج هذا الملح من تفاعل قاعدة ضعيفة الأمونيا NH₃ وحمض قوي حمض الهيدروكلوريك HCl من خلال المعادلة الآتية [معادلة تكوين الملح]:



هذا الملح الأيوني منتشر بين جزيئات الماء على شكل أيونات سالبة Cl⁻ وموجبة NH₄⁺ من خلال المعادلة الآتية [معادلة تفكك أو تأين الملح]:



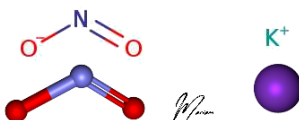
حمض HCl قوي عندما يتأين في الماء تكون قاعدته المرافقة Cl⁻ ضعيفة فلا تستقبل البروتون في المحلول وبالتالي لا تتفاعل مع الماء ولا تؤثر في تركيز أيونات OH⁻ و H₃O⁺ أما القاعدة الضعيفة NH₃ عندما تتأين في الماء يكون حمضها المرافق NH₄⁺ قوياً وبالتالي يمنح NH₄⁺ بروتونه في المحلول أي يتفاعل مع جزيئات الماء ويؤثر في تركيز أيونات H₃O⁺ من خلال المعادلة الآتية [معادلة تميّه الملح]:



فيزداد تركيز أيونات H₃O⁺ ونعتبر المحلول حمضياً، pH < 7 ونقول عنه يتميّه

✍ **فسّر سلوك محلول ملح KNO₂ القاعدي** [مثال ص54]

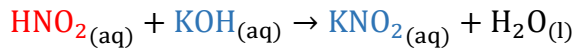
ينتج هذا الملح من تفاعل قاعدة قوية هيدروكسيد البوتاسيوم KOH وحمض ضعيف وهو حمض النيتروجين (III) HNO₂ من خلال المعادلة الآتية



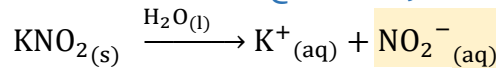
المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

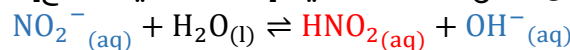
[معادلة تكوين الملح]:



وهذا الملح الأيوني منتشر بين جزيئات الماء على شكل أيونات سالبة NO_2^- وموجبة K^+ من خلال المعادلة الآتية [معادلة تفكك أو تأين الملح]:



القاعدة القوية KOH عندما تتأين في الماء يكون أيونها الموجب K^+ ضعيفاً لا يتفاعل مع الماء ولا يؤثر، بينما حمض HNO_2 ضعيف عندما يتأين في الماء تكون قاعدته المرافقة أيون النيتريت NO_2^- قاعدة قوية تستقبل البروتون في المحلول من خلال المعادلة الآتية [معادلة تميح الملح]:



الملح يتفاعل مع الماء ويؤثر في تركيز أيونات OH^- والمحلل قاعدي، $\text{pH} > 7$ أي أنه يتميه

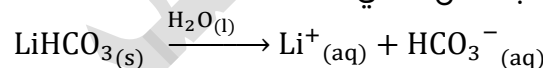
تعزيز: 

أيون الأمونيوم NH_4^+ في مركبات الأملاح هو الحمض المرافق للقاعدة NH_3 ومثله الأمينات إذا كونت الأملاح الحمضية، فملح $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$ طرفه الموجب هو CH_3NH_3^+ وهو الحمض المرافق للقاعدة CH_3NH_2 ولنعيد تلك الأيونات لأصلها القاعدي فإننا نحذف البروتون وننقله إلى الطرف السالب

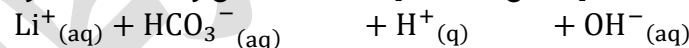
أفكر ص 54: ما الحمض والقاعدة اللذان ينتج عن تفاعلها ملح كربونات الليثيوم الهيدروجينية



هذا الملح يتفكك إلى أيوناته بالشكل التالي:

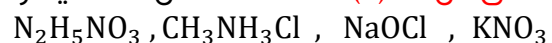


نضيف لكل منهما أيونات الماء [عكس الشحنة] لنحدد الحمض والقاعدة المكونة للملح



القاعدة: هيدروكسيد الليثيوم LiOH الحمض: حمض الكربونيك H_2CO_3

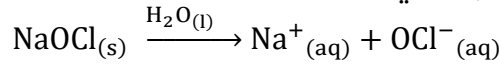
أتحقق ص 54: (2) أحدد الخصائص الحمضية والقاعدية والمتعادلة لمحاليل الأملاح الآتية:



اسم الملح	KNO_3	NaOCl	$\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$	$\text{N}_2\text{H}_5\text{NO}_3$
حمضه وقاعدته	HNO_3 KOH	HOCl NaOH	HCl CH_3NH_2	HNO_3 N_2H_4
المكونان له	متعادل	قاعدي	حمضي	حمضي
سلوكه				

أتحقق ص 54: (3) أفسر التأثير القاعدي لمحلول الملح NaOCl

يتفكك الملح في الماء على النحو التالي:



الحمض والقاعدة المكونان له هما: القاعدة القوية NaOH التي أيونها الموجب Na^+ ضعيف لن يتفاعل مع الماء، والمكون الثاني هو حمض HOCl وهو ضعيف، قاعدته المرافقة قوية وهي أيون OCl^- ستتفاعل مع الماء وتستقبل البروتون فينتج أيون الهيدروكسيد ليرتفع بذلك التركيز القاعدي في المحلول.

بوكتس المختصر المفيد

- الأيون الموجب في الملح إذا كان من المجموعة الأولى أو المجموعة الثانية فإنه لا يتفاعل مع الماء Li, Na, K, Rb, Cs, Mg, Ca, Sr, Ba
- الأيون السالب في الملح إذا كان من المجموعة السابعة ما عدا الفلور، فإنه لا يتفاعل مع الماء Cl, Br, I
- المجموعات الأيونية التالية إذا كانت في الملح فهي لا تتفاعل مع الماء NO_3^- , SO_4^{2-} , ClO_4^-
- نفرق بين الحموضة ودرجة الحموضة، فالحموضة معناها تركيز أيونات الهيدرونيوم، ودرجة الحموضة معناها الرقم الهيدروجيني
- نفرق بين القاعدية ودرجة القاعدية، فالقاعدية معناها تركيز أيونات الهيدروكسيد، ودرجة القاعدية معناها الرقم الهيدروكسيلي
- إذا قارنا بين تمييه الأملاح الحمضية أو القاعدية متساوية التركيز فإننا ننظر إلى قيمة رقمها الهيدروجيني فالمحلول الحمضي الأقل pH هو الأكثر تمييه لأنه أعلى حمضية، والمحلول القاعدي الأعلى pH هو الأكثر تمييه لأنه أعلى قاعدية
- تذكر: معادلات التمييه بسهمين
- تذكر: معادلات تفكك الملح بشكل كلي (سهم واحد)
- إذا رتبنا القواعد أو الحموض متساوية التركيز حسب زيادة الرقم الهيدروجيني فأملحها تكون على نفس الترتيب
- عند المقارنة بين تمييه الأملاح، الملح الأعلى قدرة على التمييه \Rightarrow يكون حمضه الضعيف أو قاعدته الضعيفة هو/هي الأضعف


• ترتيب المحاليل المختلفة من ناحية الرقم الهيدروجيني

قاعدة قوية	قاعدة ضعيفة	ملح قاعدي	متعادل	ملح حمضي	حمض ضعيف	حمض قوي
13	12	9	7	5	3	1
14	11	8	6	4	2	0

التجربة 3: تمهية الأملاح

1- أملاح: كلوريد الصوديوم NaCl، كلوريد الأمونيوم NH₄Cl، كربونات الصوديوم الهيدروجينية NaHCO₃، إيثانوات الصوديوم CH₃COONa

2- محلول الكاشف العام

الخطوات: 

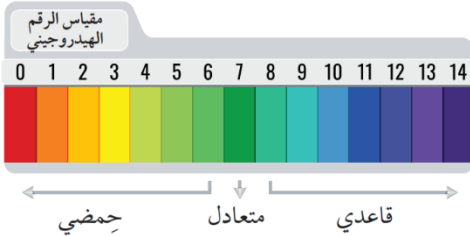
1- يوزن 3 g من كل ملح ويوضع في 20 mL من الماء المقطر

ويحرّك

2- باستخدام القطارة يُضاف محلول الكاشف العام ويسجل لون

المحلول

التحليل والاستنتاج: 



1- أصف ألوان المحاليل في التجربة بعد إضافة الكاشف لكل منها

CH ₃ COONa	NaHCO ₃	NH ₄ Cl	NaCl
أزرق	أزرق	أصفر	أخضر



NH₄Cl



NaCl



CH₃COONa



NaHCO₃

2- أفسر تشابه لون محلول كلوريد الصوديوم بعد إضافة الكاشف إليه ولون محلول الكاشف في الماء المقطر

لأن كليهما متعادل والرقم الهيدروجيني = 7

3- أصف محاليل الأملاح في التجربة إلى حمضية أو قاعدية أو متعادلة

CH ₃ COONa	NaHCO ₃	NH ₄ Cl	NaCl
قاعدية	قاعدية	حمضية	متعادل

4- أتوقع قيمة pH لكل محلول بالتجربة بالاعتماد على الألوان المعيارية للكاشف العام في المحاليل

المختلفة [الإجابات حسب الوزارة]

CH ₃ COONa	NaHCO ₃	NH ₄ Cl	NaCl
9-10	9-10	3-4	7


5- أكتب معادلة كيميائية أفسر بواسطتها السلوك الحمضي أو القاعدي لكل محلول

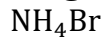
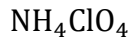
ارجع إلى الدوسية ص 179 وطبق نفس المعادلات مع تغيير الملح وأيوناته

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرتاوي

ورقة عمل (15): التمييه وخصائص الأملاح

تدريب (1): اكتب معادلات موزونة لتأيين الأملاح الآتية في الماء ثم عيّن الأيون الذي يتميه 



تدريب (2): ما الحمض والقاعدة المكونان للأملاح الآتية؟ مع تحديد طبيعة الملح 



تأثير الأيون المشترك Common Ion Effect

تعزيز: تعلمنا سابقاً أن التفاعل المنعكس يصل إلى مرحلة الاتزان الديناميكي، وأن هناك عوامل تؤثر على موضع الاتزان فممكّن إزاحته إلى المتفاعلات أو النواتج وبالتالي يزداد تركيز تلك الجهة، من تلك العوامل: إضافة مادة مؤثرة في التفاعل يعني زيادة تركيز تلك المادة، وهذا الذي سندرسه من خلال إضافة ملح إلى محلول قاعدة ضعيفة أو حمض ضعيف، بشرط وجود أيون مشترك بين الملح والمحلّول

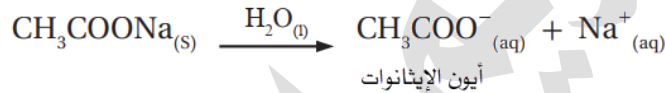
ما المقصود بالأيون المشترك؟

أيون يدخل في تركيب مادتين مختلفتين (حمض ضعيف وملحه، أو قاعدة ضعيفة وملحها)
مثال ص 56:

يتأين حمض الإيثانويك إلى أيون الإيثانوات السالب وأيون الهيدرونيوم وتكون الأيونات وجزئيات الحمض في حالة اتزان ديناميكي [حمض ضعيف يتأين جزئياً]



نضيف ملح إيثانوات الصوديوم الذي سيتفكك كلياً في المحلول منتجاً أيون الإيثانوات وأيون الصوديوم



أيون الإيثانوات مشترك بين الملح والحمض الضعيف، يزداد تركيزه في المحلول وبالتالي يزاح موضع الاتزان وفق مبدأ لوتشاتيليه نحو اليسار (نحو حمض الإيثانويك) فيزداد تركيزه ويقل تركيز أيوناته ومنها الهيدرونيوم H_3O^+ ، وبالتالي يزداد تركيز OH^- في المحلول ويرتفع الرقم الهيدروجيني

إضافة $\text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)}$



$[\text{H}_3\text{O}^+]$ ↓ ↑ pH
[OH⁻]
CH₃COOH

تعزيز: تذكر عملية الاتزان بين أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيد في المحلول بسبب ثابت اتزان الماء K_w



الربط مع علوم الأرض والبيئة معالجة المياه

المناطق التي توجد فيها الصخور الجيرية، تحتوي المياه فيها على نسبة عالية من كربونات الكالسيوم، ولتقليل هذه النسبة يضاف ملح كربونات الصوديوم الذي يتفكك كلياً ويزيد من تركيز أيونات الكربونات في الماء، فيندفع التفاعل في محلول كربونات الكالسيوم، بالاتجاه العكسي ويزداد بذلك تركيز كربونات الكالسيوم ويسبب ترسبها.

الأثر القاعدي للأيون المشترك وحساباته

التأثير القاعدي للأيون المشترك يكون من خلال حمض ضعيف مع ملحه، أي أن الملح يتكون من ذلك الحمض الضعيف وقاعدة قوية، يعني الملح قاعدي
صيغة الأيون المشترك ذو التأثير القاعدي = صيغة القاعدة المرافقة للحمض الضعيف
شحنة الأيون المشترك ذو التأثير القاعدي = سالبة

اسم الملح القاعدي	NaF	KF	LiHCO ₃	CH ₃ COONa
حمضه الضعيف وقاعدته القوية	يتكون من HF و NaOH	يتكون من HF و KOH	يتكون من H ₂ CO ₃ و LiOH	يتكون من CH ₃ COOH و NaOH
صيغة الأيون المشترك = القاعدة المرافقة للحمض	F ⁻	F ⁻	HCO ₃ ⁻	CH ₃ COO ⁻

مثال ص 56:

يتأين حمض الهيدروفلوريك إلى أيون الفلور السالب وأيون الهيدرونيوم وتكون الأيونات وجزيئات الحمض في حالة اتزان ديناميكي [حمض ضعيف يتأين جزئياً]

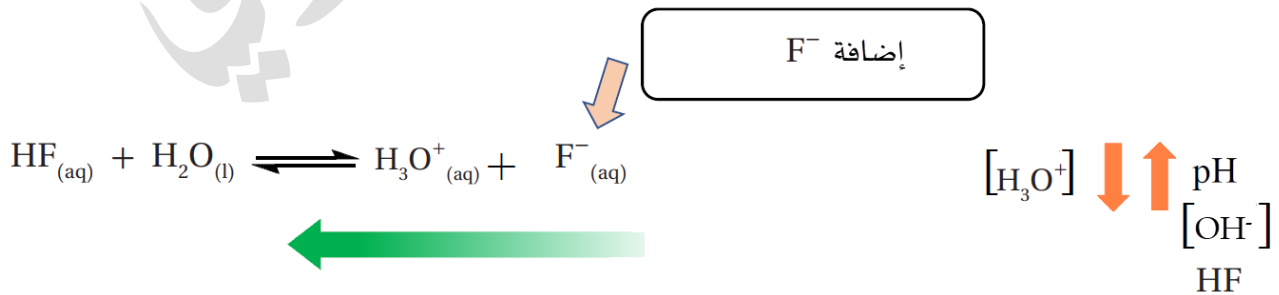


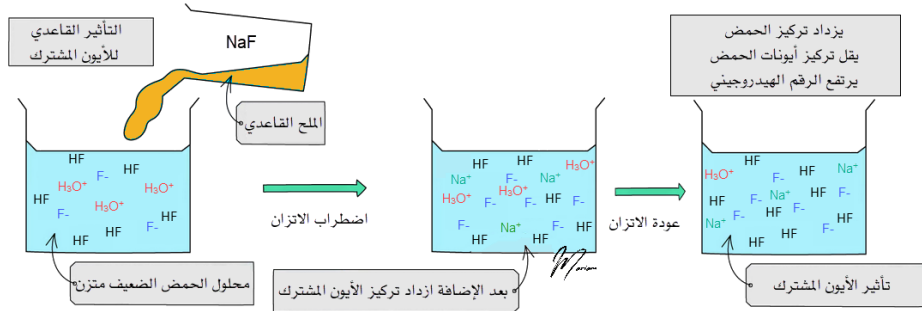
نضيف ملح فلوريد الصوديوم NaF الذي سيتفكك كلياً في المحلول منتجاً أيون الفلوريد وأيون الصوديوم



ما أثر إضافة ملح فلوريد الصوديوم إلى محلول حمض الهيدروفلوريك؟

أيون الفلوريد مشترك بين الملح والحمض الضعيف، يزداد تركيزه في المحلول وبالتالي يُزاح موضع الاتزان وفق مبدأ لوتشاتيليه نحو اليسار (نحو حمض الهيدروفلوريك) فيزداد تركيزه ويقل تركيز أيوناته [يعني يقل تأينه]، يقل تركيز الهيدرونيوم H₃O⁺، وبالتالي يزداد تركيز OH⁻ في المحلول ويرتفع الرقم الهيدروجيني



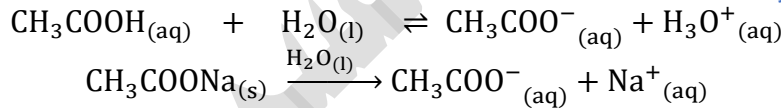


خطوات حساب تأثير الأيون المشترك [التغير في الرقم الهيدروجيني ΔpH]:

- 1- نكتب معادلة تأين الحمض الضعيف، ومعادلة تفكك الملح، ونحدد الأيون المشترك
- 2- الأيون المشترك له تركيزان: أ- تركيز ناتج من تأين الحمض ب- وتركيز ناتج من تفكك الملح الكامل تركيزه الناتج من تأين الحمض تركيز صغير جداً مقارنة بالتركيز الناتج من الملح وبالتالي يمكن إهماله ونعتبر الملح هو المصدر الرئيس لتركيز الأيون المشترك، ومساوياً له لأنه تفكك كامل
- 3- نستخدم ثابت تأين الحمض لحساب تركيز $[H_3O^+]$ الجديد، ثم نحسب الرقم الهيدروجيني الجديد
- 4- إذا طلب الفرق في الرقم الهيدروجيني، نطبق ΔpH قبل وبعد إضافة الملح

مثال (24) ص 57: أحسب التغير في الرقم الهيدروجيني لمحلول الحمض الضعيف CH_3COOH الذي تركيزه 0.1 M ورقمه الهيدروجيني $pH = 2.9$ إذا أضيف إلى لتر منه 0.2 mol من ملح إيثانوات الصوديوم CH_3COONa علماً أن $K_a = 1.7 \times 10^{-5}$ $\log 8.5 = 0.93$

نكتب معادلات التأين والتفكك



الأيون المشترك: أيون الإيثانوات وتركيزه نفس تركيز الملح، نحسب تركيز الملح من معطيات السؤال:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.2}{1} = 0.2 \text{ M}$$

$$[CH_3COO^-] = [CH_3COONa] = 0.2 \text{ M}$$

نعوض تركيز الحمض وتركيز الأيون المشترك وقيمة ثابت التأين لنستخرج قيمة $[H_3O^+]$

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]} \Rightarrow [H_3O^+] = \frac{1.7 \times 10^{-5} \times 0.1}{0.2} = \frac{17 \times 10^{-6}}{2} = 8.5 \times 10^{-6}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(8.5 \times 10^{-6}) = 6 - \log 8.5 = 6 - 0.93 = 5.07$$

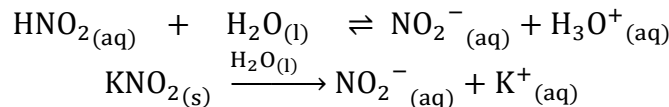
$$\Delta pH = pH_{with \text{ salt}} - pH_{acid} = 5.07 - 2.9 = 2.17$$

يزداد الرقم الهيدروجيني بمقدار 2.17 بسبب إضافة الأيون المشترك إلى محلول الحمض

مثال (25) ص 58: أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول مكوّن من الحمض HNO_2 الذي تركيزه 0.085 M

والمح KNO_2 تركيزه 0.1 M علماً أن $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$ $\log 3.825 = 0.58$

نكتب معادلات التأين والتفكك



الأيون المشترك: أيون النيتريت وتركيزه نفس تركيز الملح

$$[\text{KNO}_2] = [\text{NO}_2^-] = 0.1 \text{ M}$$

نعوض تركيز الحمض وتركيز الأيون المشترك وقيمة ثابت التأيين لنستخرج قيمة $[\text{H}_3\text{O}^+]$

$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{4.5 \times 10^{-4} \times 0.085}{0.1} = \frac{4.5 \times 10^{-4} \times 8.5 \times 10^{-2}}{1 \times 10^{-1}}$$

$$= \frac{38.25 \times 10^{-6}}{1 \times 10^{-1}} = 38.25 \times 10^{-5} = 3.825 \times 10^{-4}$$

انظر في النتيجة النهائية إلى معطيات السؤال ومعلومات اللوغاريتم، لذلك نترك النتيجة ولا نقربها

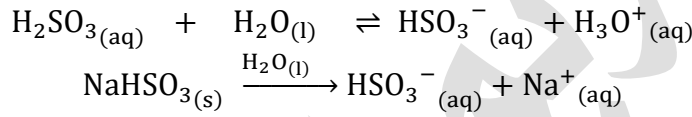
$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(3.825 \times 10^{-4}) = 4 - \log 3.825 = 4 - 0.58 = 3.42$$

نستطيع حساب الرقم الهيدروجيني لمحلول الحمض كما تعلمنا سابقاً في الدرس الثالث، لنميز الفرق في تغير الرقم الهيدروجيني

؟ أتتحقق ص 58: أحسب التغير في الرقم الهيدروجيني لمحلول الحمض H_2SO_3 الذي تركيزه 0.2 M وحجمه

400 mL إذا أضيف إليه 0.2 mol من الملح NaHSO_3 علماً أن $\log 5.1 = 0.71$ $\log 5.2 = 0.72$ $K_a = 1.3 \times 10^{-2}$

نكتب معادلات التأيين والتفكك



الأيون المشترك: أيون الكبريتيت الهيدروجيني وتركيزه نفس تركيز الملح، نحسب تركيز الملح من معطيات السؤال:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.2}{0.4} = 0.5 \text{ M}$$

$$[\text{HSO}_3^-] = [\text{NaHSO}_3] = 0.5 \text{ M}$$

نعوض تركيز الحمض وتركيز الأيون المشترك وقيمة ثابت التأيين لنستخرج قيمة $[\text{H}_3\text{O}^+]$

$$K_a = \frac{[\text{HSO}_3^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{SO}_3]} \Rightarrow \frac{K_a \times [\text{H}_2\text{SO}_3]}{[\text{HSO}_3^-]} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1.3 \times 10^{-2} \times 0.2}{0.5} = \frac{2.6 \times 10^{-2}}{5} = \frac{26 \times 10^{-3}}{5} = 5.2 \times 10^{-3}$$

$$\text{pH}_{\text{with salt}} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(5.2 \times 10^{-3}) = 3 - \log 5.2 = 3 - 0.72 = 2.28$$

نحسب pH_{acid} من خلال تركيز أيونات الهيدرونيوم بالطريقة التي تعلمناها في الدرس الثالث

$$K_a = \frac{[\text{HSO}_3^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{SO}_3]}$$

$$1.3 \times 10^{-2} = \frac{x^2}{2 \times 10^{-1}}$$

$$x^2 = 1.3 \times 10^{-2} \times 2 \times 10^{-1} = 26 \times 10^{-4}$$

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{26 \times 10^{-4}} = 5.1 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{pH}_{\text{acid}} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(5.1 \times 10^{-2}) = 2 - \log 5.1 = 2 - 0.71 = 1.29$$

$$\Delta\text{pH} = \text{pH}_{\text{with salt}} - \text{pH}_{\text{acid}} = 2.28 - 1.29 = 0.99$$

يزداد الرقم الهيدروجيني بمقدار 0.99 بسبب إضافة الأيون المشترك إلى محلول الحمض

ورقة عمل (16): الأثر القاعدي للأيون المشترك

تدريب (1): احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول مكون من محلول حمض البنزويك C_6H_5COOH الذي تركيزه 0.2 M ومحلول بنزوات الصوديوم C_6H_5COONa الذي له نفس التركيز، علماً أن: $K_a = 6.3 \times 10^{-5}$ $\log 6.3 = 0.8$

تدريب (2): ماذا يحدث عند إضافة ملح ميثانوات الصوديوم $HCOONa$ إلى محلول حمض الميثانويك $HCOOH$ (تزداد، تقل، تبقى ثابتة):

- الرقم الهيدروجيني:
- أيونات الهيدروكسيد:
- أيونات الهيدرونيوم:



الأثر الحمضي للأيون المشترك وحساباته

التأثير الحمضي للأيون المشترك يكون من خلال قاعدة ضعيفة مع ملحها، أي أن الملح يتكون من تلك القاعدة الضعيفة وحمض قوي، يعني الملح حمضي
صيغة الأيون المشترك ذو التأثير الحمضي = صيغة الحمض المرافق للقاعدة الضعيفة
شحنة الأيون المشترك ذو التأثير الحمضي = موجبة

اسم الملح الحمضي	C_5H_5NHI	$(NH_4)_2SO_4$	NH_4Cl	CH_3NH_3Br
قاعدته الضعيفة وحمضه القوي	يتكون من C_5H_5N و HI	يتكون من NH_3 و H_2SO_4	يتكون من NH_3 و HCl	يتكون من CH_3NH_2 و HBr
صيغة الأيون المشترك = الحمض المرافق للقاعدة	$C_5H_5NH^+$	NH_4^+	NH_4^+	$CH_3NH_3^+$

مثال ص 59:

يتأين حمض الأمونيا إلى أيون الأمونيوم الموجب وأيون الهيدروكسيد وتكون الأيونات وجزئيات القاعدة في حالة اتزان ديناميكي [قاعدة ضعيفة تتأين جزئياً]



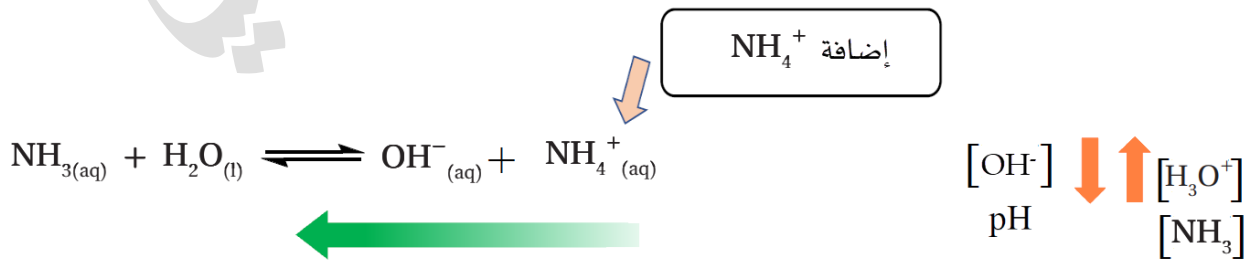
نضيف ملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl الذي سيتفكك كلياً في المحلول منتجاً أيون الأمونيوم وأيون الكلوريد



ما أثر إضافة ملح كلوريد الأمونيوم إلى محلول الأمونيا القاعدي؟

أيون الأمونيوم مشترك بين الملح والقاعدة الضعيفة، يزداد تركيزه في المحلول وبالتالي يزاح موضع الاتزان وفق مبدأ لوتشاتيليه نحو اليسار (نحو تكوين الأمونيا) فيزداد تركيزها ويقل تركيز أيونات الأمونيا [يعني يقل التأين]، يقل تركيز الهيدروكسيد OH^- ، وبالتالي يزداد تركيز H_3O^+ في المحلول ويقل الرقم الهيدروجيني

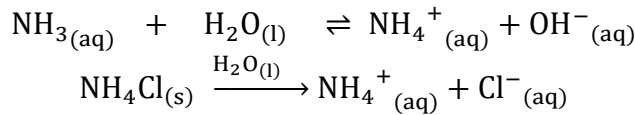
خطوات حساب التأثير الحمضي للأيون المشترك نفس التي تعلمناها في تأثيره القاعدي، لكن بعد حساب أيونات



الهيدروكسيد نستخدم ثابت تأين الماء لحساب أيونات الهيدرونيوم ثم الرقم الهيدروجيني

مثال (26) ص 59: أحسب التغير في الرقم الهيدروجيني لمحلول الأمونيا NH_3 الذي حجمه 1 L وتركيزه 0.1 M ورقمه الهيدروجيني $\text{pH} = 11$ إذا أضيف إليه 0.2 mol من ملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl علماً أن $\log 1.1 = 0.04$ $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

نكتب معادلات التأيّن والتفكك



الأيون المشترك: أيون الأمونيوم وتركيزه نفس تركيز الملح، نحسب تركيز الملح من معطيات السؤال:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.2}{1} = 0.2 \text{ M}$$

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{NH}_4\text{Cl}] = 0.2 \text{ M}$$

نعوض تركيز القاعدة وتركيز الأيون المشترك وقيمة ثابت التأيّن لنستخرج قيمة $[\text{OH}^-]$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{1.8 \times 10^{-5} \times 0.1}{0.2} = \frac{18 \times 10^{-6}}{2} = 9 \times 10^{-6} \text{ M}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{9 \times 10^{-6}} = \frac{10 \times 10^{-15}}{9 \times 10^{-6}} = 1.1 \times 10^{-9} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1.1 \times 10^{-9}) = 9 - \log 1.1 = 9 - 0.04 = 8.96$$

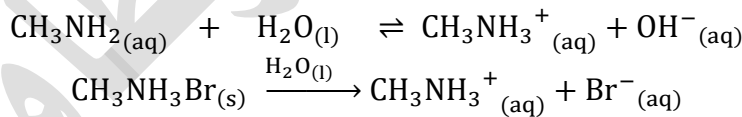
$$\Delta\text{pH} = \text{pH}_{\text{with salt}} - \text{pH}_{\text{base}} = 8.96 - 11 = -2.04$$

يقبل الرقم الهيدروجيني بمقدار 2.04 بسبب إضافة الأيون المشترك إلى محلول القاعدة

مثال (27) ص 60: عدد مولات الملح $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Br}$ اللازم إضافتها إلى 400 mL من محلول القاعدة

CH_3NH_2 تركيزها 0.1 M ليصبح رقمها الهيدروجيني $\text{pH} = 10.5$ علماً أن $\log 3.2 = 0.5$ $K_b = 4.4 \times 10^{-4}$

نكتب معادلات التأيّن والتفكك



الأيون المشترك: CH_3NH_3^+ وتركيزه نفس تركيز الملح

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Br}] = [\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = ? \text{ M}$$

باستخدام الرقم الهيدروجيني لمحلول القاعدة بعد إضافة الملح، نستخرج تركيز الأيون المشترك وهو نفسه تركيز

الملح لنحسب عدد مولات الملح المطلوبة في السؤال

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-10.5} = 10^{(-10.5+11)-11} = 10^{0.5} \times 10^{-11} = 3.2 \times 10^{-11} \text{ M}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{3.2 \times 10^{-11}} = \frac{100 \times 10^{-16}}{32 \times 10^{-12}} = 3.1 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]} \Rightarrow [\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = \frac{4.4 \times 10^{-4} \times 0.1}{3.1 \times 10^{-4}} = \frac{4.4 \times 10^{-5}}{3.1 \times 10^{-4}} = 0.142 \text{ M}$$

عدد مولات الملح من قانون المولارية

$$M = \frac{n}{V} \quad \Leftrightarrow \quad n = M \times V$$

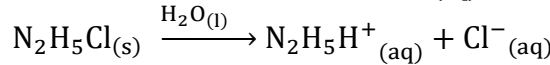
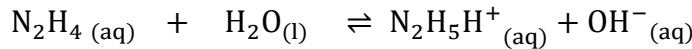
$$n = 0.142 \times 0.4 = 0.057 \text{ mol}$$

أتحقق ص 60: أحسب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول القاعدة N_2H_4 الذي تركيزه 0.4 M عند إضافة

0.2 mol من الملح N_2H_5Cl إلى 500 mL من المحلول،

$$\log 5.88 = 0.77 \quad K_b = 1.7 \times 10^{-6}$$

نكتب معادلات التأيّن والتفكك



الأيون المشترك: $N_2H_5H^+$ وتركيزه نفس تركيز الملح

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.2}{0.5} = 0.4 \text{ M}$$

$$[N_2H_5H^+] = [N_2H_5Cl] = 0.4 \text{ M}$$

نعوض تركيز القاعدة وتركيز الأيون المشترك وقيمة ثابت التأيّن لنستخرج قيمة $[OH^-]$

$$K_b = \frac{[N_2H_5H^+][OH^-]}{[N_2H_4]} \quad \Leftrightarrow \quad [OH^-] = \frac{1.7 \times 10^{-6} \times 0.4}{0.4} = 1.7 \times 10^{-6} \text{ M}$$

$$K_W = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_W}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.7 \times 10^{-6}} = 5.88 \times 10^{-9} \text{ M}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(5.88 \times 10^{-9}) = 9 - \log 5.88 = 9 - 0.77 = 8.23$$

بوكس المختصر المفيد:

- إضافة الملح الحمضي لأي محلول: يقل الرقم الهيدروجيني
- إضافة الملح القاعدي لأي محلول: يزداد الرقم الهيدروجيني
- إضافة الملح المتعادل لأي محلول: لن يؤثر على الرقم الهيدروجيني بشرط يكون في الحالة الصلبة وكمية قليلة
- إذا خففنا المحلول الحمضي بالماء فإن الرقم الهيدروجيني يزداد
- إذا خففنا المحلول القاعدي بالماء فإن الرقم الهيدروجيني يقل
- إذا كان المحلول متعادلاً فإنه لا يتأثر بإضافة الماء

ورقة عمل (17): الأثر الحمضي للأيون المشترك

تدريب (1): محلول منظم مكون من قاعدة ضعيفة C_5H_5N تركيزها 0.3 M وملح C_5H_5NHBr الذي له

$$K_b = 1.7 \times 10^{-9}$$

- ما صيغة الأيون المشترك؟

- احسب pH للمحلول

تدريب (2): ماذا يحدث عند إضافة ملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl إلى محلول الأمونيا NH_3 (تزداد، تقل،

تبقى ثابتة):

- الرقم الهيدروجيني:
- أيونات الهيدروكسيد:
- أيونات الهيدرونيوم:



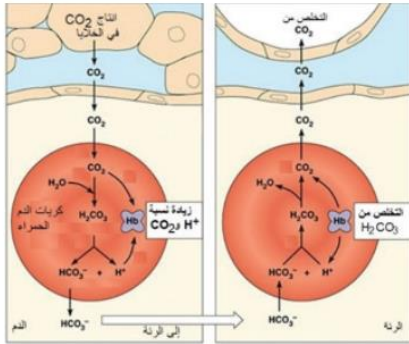
المحاليل المنظمة Buffered Solutions

تعد المحاليل المنظمة من أهم تطبيقات الأيون المشترك
ما المقصود بالمحاليل المنظمة؟

محاليل تقاوم التغير في الرقم الهيدروجيني pH عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي أو قاعدة قوية إليها

اذكر أهمية المحاليل المنظمة في المجالات الصناعية، والأنظمة الحيوية

- 1- المجالات الصناعية: أ- الأصباغ ب- مستحضرات التجميل ج- الأدوية
- 2- الأنظمة الحيوية: أجسام الكائنات الحية تحتوي العديد من المحاليل المنظمة من أهمها المحلول المنظم في الدم



وضّح كيف يعمل المحلول المنظم في الدم [الآلية والأجهزة الحيوية من الإثراء والتوسع ص69]

يتكون المحلول المنظم من حمض الكربونيك H_2CO_3 وقاعدته المرافقة HCO_3^- ، ويعمل على الحفاظ على الرقم الهيدروجيني للدم عند نحو 7.4 فالدم يحمل المواد المختلفة ذات الطبيعة الحمضية والقاعدية التي تدخل إلى الجسم دون أن يتغير رقمه الهيدروجيني
عدد أنواع المحاليل المنظمة

- 1- محاليل منظمة حمضية
- 2- محاليل منظمة قاعدية

المحاليل المنظمة الحمضية

مّم يتكون المحلول المنظم الحمضي؟

- 1- حمض ضعيف
- 2- القاعدة المرافقة للحمض الضعيف

مثال ص61 وعلى نمط مثال ص63

(1) يحتوي محلول حمض الميثانويك $HCOOH$ وملحه $HCOONa$ على:

- 1- نسبة عالية من جزيئات الحمض غير المتأينة $HCOOH$

- 2- نسبة عالية من أيونات القاعدة المرافقة $HCOO^-$ الناتجة من تأين الملح

- 3- نسبة منخفضة من أيونات H_3O^+

(2) عند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية مثل

$NaOH$ تتأين وتنتج أيونات OH^- التي يستهلك

معظمها عن طريق تفاعلها مع الحمض $HCOOH$ وبالتالي:

- 1- تتكون القاعدة المرافقة $HCOO^-$

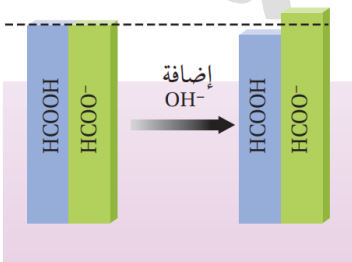
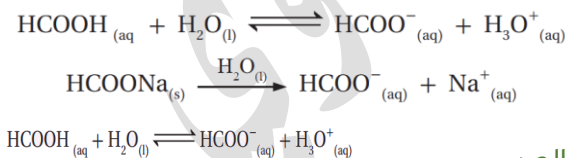
- 2- تركيز الحمض يقل بمقدار تركيز أيونات OH^- المضافة [القاعدة المضافة]

- 3- يزداد تركيز الأيون المشترك $HCOO^-$ بالمقدار نفسه

- 4- تتغير النسبة بين تركيز الحمض وقاعدته المرافقة بدرجة قليلة

- 5- يتغير تركيز H_3O^+ بنسبة صغيرة جداً

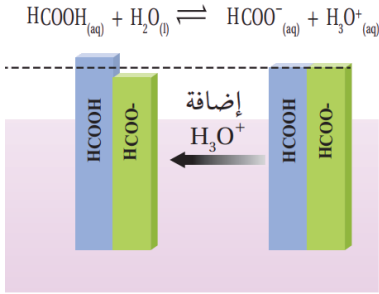
- 6- يتغير الرقم الهيدروجيني pH للمحلول تغيراً صغيراً جداً



الشكل (11): أثر إضافة قاعدة إلى محلول

منظم حمضي.

(3) عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي مثل HCl تتأين وتنتج أيونات H_3O^+ التي يستهلك معظمها عن طريق تفاعلها مع القاعدة المرافقة $HCOO^-$ وبالتالي:



- 1- يتكون الحمض $HCOOH$
- 2- يقل تركيز القاعدة المرافقة بمقدار تركيز أيونات H_3O^+ المضافة [الحمض المضاف]
- 3- ويزداد تركيز الحمض $HCOOH$ بالمقدار نفسه
- 4- تتغير النسبة بين تركيز الحمض وقاعدته المرافقة بدرجة قليلة
- 5- يتغير تركيز H_3O^+ بنسبة صغيرة جداً
- 6- يتغير الرقم الهيدروجيني pH للمحلول تغيراً صغيراً جداً

الشكل (12): أثر إضافة حمض إلى محلول منظم حمضي.

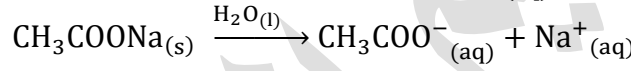
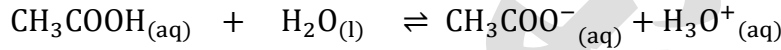
مثال (28) ص 62: أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول يتكون من حمض

الإيثانويك CH_3COOH تركيزه 0.5 M والملح إيثانوات الصوديوم

CH_3COONa تركيزه 0.5 M ثم أقرانه بالرقم الهيدروجيني للمحلول بعد إضافة 0.01 mol من القاعدة

القوية NaOH إلى 1 L من المحلول علماً أن $K_a = 1.7 \times 10^{-5}$ $\log 1.63 = \log 1.7 = 0.23$

نكتب معادلات التأيين والتفكك



نطبق نفس حسابات الأيون المشترك قبل إضافة القاعدة القوية

$$[CH_3COO^-] = [CH_3COONa] = 0.5 M$$

نعوض تركيز الحمض وتركيز الأيون المشترك بقيمة ثابتة التأيين لنستخرج قيمة $[H_3O^+]$

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]} \Rightarrow \frac{K_a \times [CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} = [H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = \frac{1.7 \times 10^{-5} \times 0.5}{0.5} = 1.7 \times 10^{-5} M$$

$$pH_1 = -\log[H_3O^+] = -\log(1.7 \times 10^{-5}) = 5 - \log 1.7 = 5 - 0.23 = 4.77$$

القاعدة القوية تتأين كلياً وتركيز أيوناتها نفس تركيزها

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.01}{1} = 0.01 M$$

$$[NaOH] = [OH^-] = 0.01 M$$

يقل تركيز الحمض CH_3COOH بنفس مقدار تركيز OH^- لأنها تفاعل معها

$$[CH_3COOH] = 0.5 - 0.01 = 0.49 M$$

يزداد تركيز القاعدة المرافقة CH_3COO^- بنفس المقدار لأنها تكونت:

$$[CH_3COO^-] = 0.5 + 0.01 = 0.51 M$$

نحسب تركيز H_3O^+ الجديد مع المعطيات الجديدة:

$$\frac{K_a \times [CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} = [H_3O^+] \Rightarrow [H_3O^+] = \frac{1.7 \times 10^{-5} \times 0.49}{0.51} = 1.63 \times 10^{-5} M$$

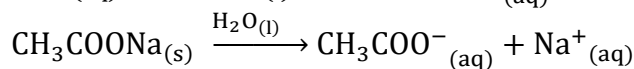
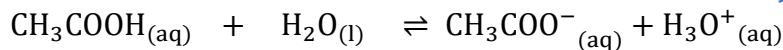
$$pH_2 = -\log[H_3O^+] = -\log(1.63 \times 10^{-5}) = 5 - \log 1.63 = 5 - 0.21 = 4.79$$

$$\Delta pH = pH_2 - pH_1 = 4.79 - 4.77 = 0.02$$

ارتفاع قليل جداً في الرقم الهيدروجيني والسبب أننا أضفنا قاعدة فسيرتفع pH

مثال (29) ص 63: أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول يتكون من حمض الإيثانويك CH_3COOH تركيزه 0.5 M والملح إيثانوات الصوديوم CH_3COONa تركيزه 0.5 M ثم أفرانه بالرقم الهيدروجيني للمحلول بعد إضافة 0.01 mol من الحمض القوي HCl إلى 1 L من المحلول علماً أن $K_a = 1.7 \times 10^{-5}$
 $\log 1.77 = 0.25$

نكتب معادلات التأيّن والتفكك



نطبق نفس حسابات الأيون المشترك قبل إضافة القاعدة القوية

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{CH}_3\text{COONa}] = 0.5 \text{ M}$$

نعوض تركيز الحمض وتركيز الأيون المشترك وقيمة ثابت التأيّن لنستخرج قيمة $[\text{H}_3\text{O}^+]$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \Rightarrow \frac{K_a \times [\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1.7 \times 10^{-5} \times 0.5}{0.5} = 1.7 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH}_1 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1.7 \times 10^{-5}) = 5 - \log 1.7 = 5 - 0.23 = 4.77$$

الحمض القوي يتأيّن كلياً وتركيز أيوناته نفس تركيزه

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.01}{1} = 0.01 \text{ M}$$

$$[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0.01 \text{ M}$$

يقبل تركيز القاعدة المرافقة CH_3COO^- بنفس مقدار تركيز H_3O^+ لأنها تفاعلت معه

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0.5 - 0.01 = 0.49 \text{ M}$$

يزداد تركيز الحمض CH_3COOH بنفس المقدار لأنه تكونت:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0.5 + 0.01 = 0.51 \text{ M}$$

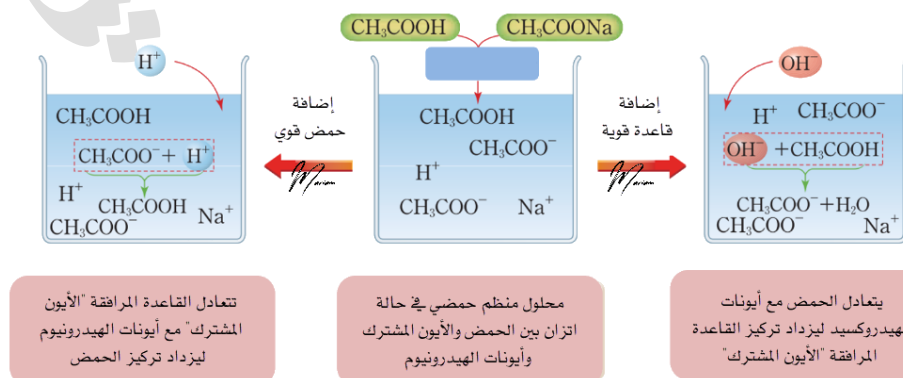
نحسب تركيز H_3O^+ الجديد مع المعطيات الجديدة:

$$\frac{K_a \times [\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1.7 \times 10^{-5} \times 0.51}{0.49} = 1.77 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH}_2 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1.77 \times 10^{-5}) = 5 - \log 1.77 = 5 - 0.25 = 4.75$$

$$\Delta \text{pH} = \text{pH}_2 - \text{pH}_1 = 4.75 - 4.77 = -0.02$$

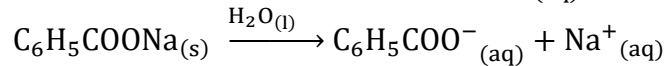
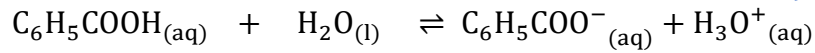
انخفاض قليل جداً في الرقم الهيدروجيني، والسبب أننا أضفنا حمضاً فسينخفض pH



أتحقق ص 64: ?

(1) أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول منظم يتكون من كل من حمض البنزويك C_6H_5COOH وملح بنزوات الصوديوم C_6H_5COONa تركيز كل منهما 0.2 M علماً أن $K_a = 6.3 \times 10^{-5}$ $\log 6.96 = 0.84$

نكتب معادلات التأيّن والتفكك



$$[C_6H_5COO^-] = [C_6H_5COONa] = 0.2 \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[C_6H_5COO^-][H_3O^+]}{[C_6H_5COOH]} \Rightarrow \frac{K_a \times [C_6H_5COOH]}{[C_6H_5COO^-]} = [H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = \frac{6.3 \times 10^{-5} \times 0.2}{0.2} = 6.3 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$pH_1 = -\log[H_3O^+] = -\log(6.3 \times 10^{-5}) = 5 - \log 6.3 = 5 - 0.8 = 4.2$$

(2) أحسب الرقم الهيدروجيني للمحلول السابق عند إضافة 0.01 mol من الحمض HBr

إلى 1 L من المحلول، أهمل التغير في الحجم $\log 6.3 = 0.8$

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.01}{1} = 0.01 \text{ M}$$

$$[HBr] = [H_3O^+] = 0.01 \text{ M}$$

$$[C_6H_5COO^-] = 0.2 - 0.01 = 0.19 \text{ M}$$

$$[C_6H_5COOH] = 0.2 + 0.01 = 0.21 \text{ M}$$

$$[H_3O^+] = \frac{6.3 \times 10^{-5} \times 0.21}{0.19} = 6.96 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$pH_2 = -\log[H_3O^+] = -\log(6.96 \times 10^{-5}) = 5 - \log 6.96 = 5 - 0.84 = 4.16$$

ورقة عمل (18): المحاليل المنظمة الحمضية

تدريب: محلول منظم يتكون من RCOOH و RCOONa تركيز كل منهما 0.6 M



1- ما صيغة الأيون المشترك؟

2- احسب pH للمحلول علماً أن $K_a = 1 \times 10^{-6}$

3- احسب $[\text{H}_3\text{O}^+]$ بعد إضافة 0.3 mol من HCl إلى لتر من المحلول (إهمال تغير الحجم)

4- احسب $[\text{H}_3\text{O}^+]$ بعد إضافة 0.3 mol من KOH إلى لتر من المحلول (إهمال تغير الحجم)



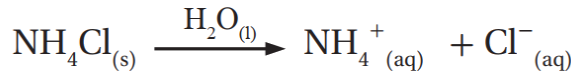
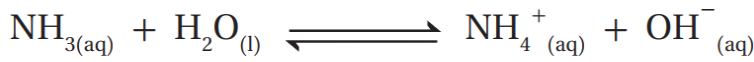
المحاليل المنظمة القاعدية

مّم يتكون المحلول المنظم القاعدي؟

-2 قاعدة ضعيفة -2 الحمض المرافق للقاعدة الضعيفة
مثال ص 64 وص 66

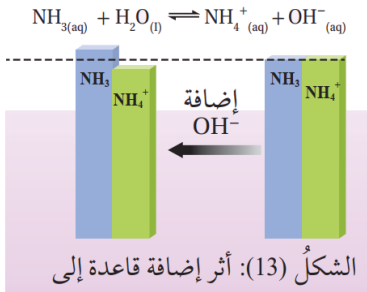
(1) يحتوي محلول القاعدة NH_3 وملحها NH_4Cl على:

- 1 نسبة عالية من جزيئات القاعدة غير المتأينة NH_3
- 2 نسبة عالية من أيونات الحمض المرافق NH_4^+ الناتج من تأين الملح
- 3 نسبة منخفضة من أيونات OH^-



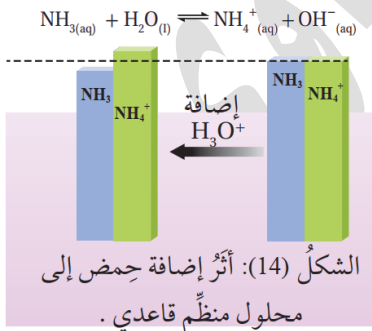
(2) عند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية مثل NaOH تتأين وتنتج أيونات OH^- التي يستهلك معظمها عن طريق تفاعلها مع الحمض المرافق NH_4^+ وبالتالي:

- 1 تتكون القاعدة NH_3
- 2 يزداد تركيز القاعدة بمقدار تركيز أيونات OH^- المضافة [المضافة]
- 3 يقل تركيز الأيون المشترك NH_4^+ بالمقدار نفسه
- 4 تتغير النسبة بين تركيز القاعدة وحمضها المرافق بدرجة قليلة
- 5 يتغير تركيز OH^- بنسبة صغيرة جداً
- 6 يتغير الرقم الهيدروجيني pH للمحلول تغيراً صغيراً جداً



(3) عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي مثل HCl تتأين وتنتج أيونات H_3O^+ التي يستهلك معظمها عن طريق تفاعلها مع القاعدة NH_3 وبالتالي:

- 1 يتكون الحمض المرافق "الأيون المشترك" NH_4^+
- 2 يقل تركيز القاعدة NH_3 بمقدار تركيز أيونات H_3O^+ المضافة [المضاف]
- 3 ويزداد تركيز الحمض المرافق "الأيون المشترك" NH_4^+ بالمقدار نفسه
- 4 تتغير النسبة بين تركيز القاعدة وحمضها المرافق بدرجة قليلة
- 5 يتغير تركيز H_3O^+ بنسبة صغيرة جداً
- 6 يتغير الرقم الهيدروجيني pH للمحلول تغيراً صغيراً جداً

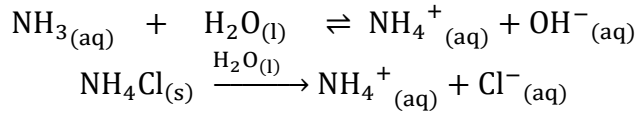


مثال (30) ص 65: أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول منظم يتكون من

الأمونيا NH_3 تركيزها 0.5 M والملح NH_4Cl تركيزه 0.5 M ثم أفرانه بالرقم الهيدروجيني للمحلول بعد إضافة 0.01 mol من القاعدة القوية NaOH إلى 1 L من المحلول [أهم التغيير في الحجم]

علمًا أن $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ $\log 5.5 = 0.74$ $\log 5.3 = 0.72$

نكتب معادلات التأيّن والتفكك



نطبق نفس حسابات الأيون المشترك قبل إضافة القاعدة القوية

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{NH}_4\text{Cl}] = 0.5 \text{ M}$$

نعوض تركيز القاعدة وتركيز الأيون المشترك وقيمة ثابت التأيّن لنستخرج قيمة $[\text{OH}^-]$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \Rightarrow \frac{K_b \times [\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1.8 \times 10^{-5} \times 0.5}{0.5} = 1.8 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = \frac{100 \times 10^{-16}}{18 \times 10^{-6}} = 5.5 \times 10^{-10} \text{ M}$$

$$\text{pH}_1 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(5.5 \times 10^{-10}) = 10 - \log 5.5 = 10 - 0.74 = 9.26$$

إضافة القاعدة القوية: تتأين كلياً وتركيز أيوناتها نفس تركيزها

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.01}{1} = 0.01 \text{ M}$$

$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 0.01 \text{ M}$$

يقبل تركيز الحمض المرافق NH_4^+ بنفس مقدار تركيز OH^- لأنها تفاعل معها

$$[\text{NH}_4^+] = 0.5 - 0.01 = 0.49 \text{ M}$$

يزداد تركيز القاعدة NH_3 بنفس المقدار لأنها تكونت:

$$[\text{NH}_3] = 0.5 + 0.01 = 0.51 \text{ M}$$

نحسب تركيز OH^- الجديد مع المعطيات الجديدة:

$$[\text{OH}^-] = \frac{1.8 \times 10^{-5} \times 0.51}{0.49} = 1.87 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.87 \times 10^{-5}} = \frac{1000 \times 10^{-17}}{187 \times 10^{-7}} = 5.3 \times 10^{-10} \text{ M}$$

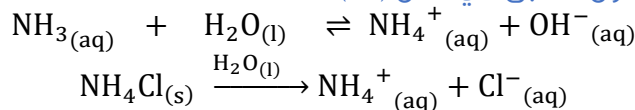
$$\text{pH}_2 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(5.3 \times 10^{-10}) = 10 - \log 5.3 = 10 - 0.72 = 9.28$$

ارتفاع قليل جداً في الرقم الهيدروجيني بمقدار (0.02)

مثال (31) ص 66: أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول منظم يتكون من الأمونيا NH_3 تركيزها 0.5 M والملح NH_4Cl تركيزه 0.5 M ثم أقرانه بالرقم الهيدروجيني للمحلول بعد إضافة 0.01 mol من الحمض القوي HCl إلى 1 L من المحلول [أهمّل التغير في الحجم]

$$\text{علماً أن } \log 5.8 = 0.76 \quad K_b = 1.8 \times 10^{-5}$$

معادلات التأيّن والتفكك للمحلول السابق في مثال (30)



قيمة الرقم الهيدروجيني للمحلول السابق

$$[\text{pH}_1 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(5.5 \times 10^{-10}) = 10 - \log 5.5 = 10 - 0.74 = 9.26$$

الحمض القوي يتأين كلياً وتركيز أيوناته نفس تركيزه

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.01}{1} = 0.01 \text{ M}$$

$$[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0.01 \text{ M}$$

يقبل تركيز القاعدة NH_3 بنفس مقدار تركيز H_3O^+ لأنها تفاعلت معه
 $[\text{NH}_3] = 0.5 - 0.01 = 0.49 \text{ M}$

يزداد تركيز الحمض المرافق NH_4^+ بنفس المقدار لأنه تكونت:
 $[\text{NH}_4^+] = 0.5 + 0.01 = 0.51 \text{ M}$

نحسب تركيز OH^- الجديد مع المعطيات الجديدة:

$$[\text{OH}^-] = \frac{1.8 \times 10^{-5} \times 0.49}{0.51} = 1.73 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$K_W = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_W}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.73 \times 10^{-5}} = \frac{1000 \times 10^{-17}}{173 \times 10^{-7}} = 5.8 \times 10^{-10} \text{ M}$$

$$\text{pH}_2 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(5.8 \times 10^{-10}) = 10 - \log 5.8 = 10 - 0.76 = 9.24$$

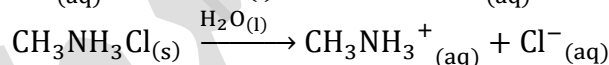
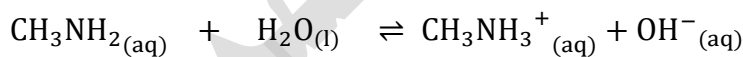
انخفاض قليل جداً في الرقم الهيدروجيني بمقدار (0.02)

؟ أتحقق ص 67:

(1) أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول منظم يتكون من القاعدة ميثيل أمين CH_3NH_2 تركيزها 0.15 M

والمحلول ميثيل كلوريد الأمونيوم $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$ تركيزه 0.2 M علماً أن $K_b = 4.4 \times 10^{-4}$
 $\log 3.03 = 0.48$

نكتب معادلات التأيّن والتفكك



$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = [\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}] = 0.2 \text{ M}$$

نعوض تركيز القاعدة وتركيز الأيون المشترك بقيمة ثابت التأيّن لنستخرج قيمة $[\text{OH}^-]$

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]} \Leftrightarrow \frac{K_b \times [\text{CH}_3\text{NH}_2]}{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+]} = [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{4.4 \times 10^{-4} \times 0.15}{0.2} = 3.3 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$K_W = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_W}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{3.3 \times 10^{-4}} = \frac{100 \times 10^{-16}}{33 \times 10^{-5}} = 3.03 \times 10^{-11} \text{ M}$$

$$\text{pH}_1 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(3.03 \times 10^{-11}) = 11 - \log 3.03 = 11 - 0.48 = 10.52$$

(2) ؟ أحسب الرقم الهيدروجيني للمحلول السابق إذا أضيف 0.01 mol من حمض الهيدروبروميك HBr إلى

500 mL من المحلول، أهمل التغير في الحجم $\log 3.8 = 0.58$

الحمض القوي يتأين كلياً وتركيز أيوناته نفس تركيزه

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.01}{0.50} = 0.02 \text{ M}$$

$$[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0.02 \text{ M}$$

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

يقبل تركيز القاعدة CH_3NH_2 بنفس مقدار تركيز H_3O^+ لأنها تفاعلت معه
 $[\text{CH}_3\text{NH}_2] = 0.15 - 0.02 = 0.13 \text{ M}$

يزداد تركيز الحمض المرافق CH_3NH_3^+ بنفس المقدار لأنه تكونت:
 $[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = 0.2 + 0.02 = 0.22 \text{ M}$

نحسب تركيز OH^- الجديد مع المعطيات الجديدة:

$$[\text{OH}^-] = \frac{4.4 \times 10^{-4} \times 0.13}{0.22} = 2.6 \times 10^{-4} \text{ M}$$

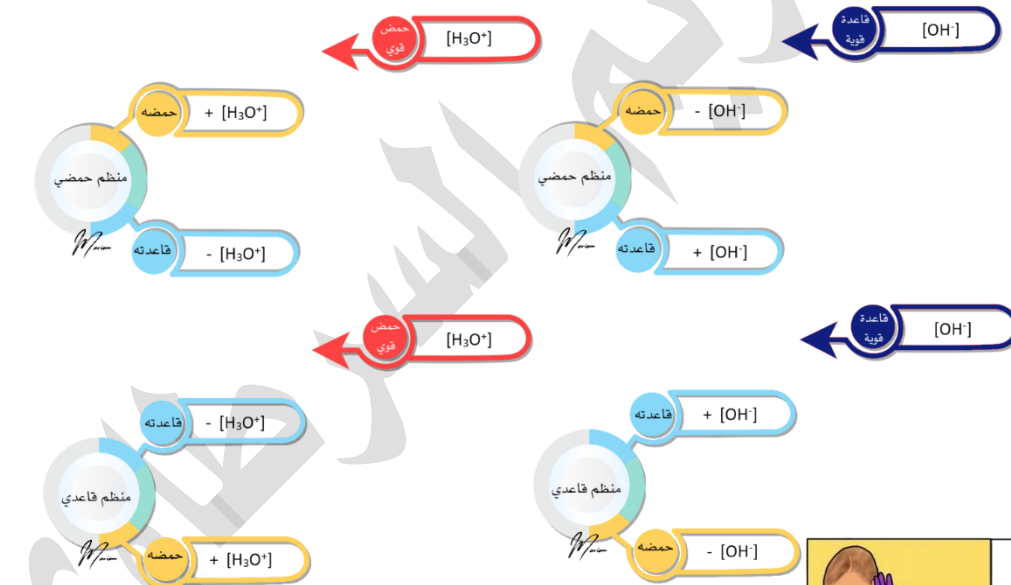
$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2.6 \times 10^{-4}} = \frac{100 \times 10^{-16}}{26 \times 10^{-5}} = 3.8 \times 10^{-11} \text{ M}$$

$$\text{pH}_2 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(3.8 \times 10^{-11}) = 11 - \log 3.8 = 11 - 0.58 = 10.42$$

انخفاض قليل جداً في الرقم الهيدروجيني بمقدار (0.1)

الخريطة الذهنية لحسابات المحاليل المنظمة



مختلفين بنطرح الخلاف

متشابهين بنجمع التشابه

ورقة عمل (19): المحاليل المنظمة القاعدية

تدريب: محلول منظم حجمه 1 L مكون من القاعدة NH_3 تركيزها 0.4 M والملح NH_4Br تركيزه 0.8 M
علماً أن $K_b = 2 \times 10^{-5}$

1- اكتب صيغة الأيون المشترك في المحلول

2- احسب الرقم الهيدروجيني في المحلول

3- ماذا يصبح $[\text{OH}^-]$ في المحلول المنظم إذا أضيف إليه 0.2 M من HCl؟

4- ماذا يصبح $[\text{OH}^-]$ في المحلول المنظم إذا أضيف إليه 0.2 M من NaOH؟



عصير الدرس الرابع

بوكس المختصر المفيد:

- الأملاح إما متعادلة أو حمضية أو قاعدية
 - نعتبر في منهاجنا الأملاح تتفكك كلياً في الماء وتركيز أيوناتها يساوي تركيزها
 - لم يستطع مفهوم أرهينيوس تفسير سلوك الأملاح القاعدية والحمضية، وتم تفسير ذلك وفق مفهوم برونستد-لوري
 - الأملاح المتعادلة تذوب في الماء ولا تتميه أي لا تتفاعل، والسبب لأن أيوناتها السالبة والموجبة لا تتفاعل في الماء حيث مصدرها حمض قوي وقاعدة قوية
 - الأملاح الحمضية مصدرها حمض قوي وقاعدة ضعيفة، هذا الملح يتميه في الماء بإنتاج أيونات الهيدرونيوم، لأن الأيون الموجب فيه مصدره قاعدة ضعيفة، وبالتالي هذا الأيون الموجب (الحمض المرافق للقاعدة الضعيفة) هو قوي نسبياً فيتفاعل في الماء منتجاً أيونات الهيدرونيوم، بينما الأيون السالب لا يتفاعل مع الماء لأن مصدره حمض قوي
 - الأملاح القاعدية مصدرها قاعدة قوية وحمض ضعيف، هذا الملح يتميه في الماء بإنتاج أيونات الهيدروكسيد، لأن الأيون السالب فيه مصدره حمض ضعيف، وبالتالي هذا الأيون السالب (القاعدة المرافقة للحمض الضعيف) هو قوي نسبياً فيتفاعل في الماء منتجاً أيونات الهيدروكسيد، بينما الأيون الموجب لا يتفاعل مع الماء لأن مصدره قاعدة قوية
 - إذا أضفنا بلورات الملح إلى الماء النقي أو إلى أي محلول عمومًا:
 - 1- الملح المتعادل لن يؤثر على الرقم الهيدروجيني
 - 2- الملح الحمضي سيقلل الرقم الهيدروجيني
 - 3- الملح القاعدي سيزيد الرقم الهيدروجيني
 - العلاقة بين تميه الملح وقوة أصله الضعيف المكوّن له هي علاقة عكسية، فكلما زادت قوة الأصل كان تميه الملح أقل
 - لمعرفة الملح الأكثر تميهًا، إما نقارن الرقم الهيدروجيني للأملاح إن توفر، أو ننظر إلى قوة الأصل الضعيف ونطبق العلاقة العكسية بين التميه وقوة الأصل الضعيف المكوّن للملح
 - لتحديد الأقل رقم هيدروجيني أو هيدروكسيلي أو الأعلى، أو أعلى تركيز أيونات أو أقل من الهيدروكسيد أو الهيدرونيوم بين محاليل متساوية التركيز من الأملاح والحموض والقواعد بمجرد النظر إلى الصيغة الكيميائية فإننا ننزل تلك المحاليل على مقياس الرقم الهيدروجيني، فالأملاح أقرب إلى موضع التعادل، والأقوياء إلى الأطراف، والضعفاء بين الأملاح والأقوياء
- | قاعدة قوية | قاعدة ضعيفة | ملح قاعدي | ملح حمضي | متعادل | ملح حمضي | حمض ضعيف | حمض قوي |
|------------|-------------|-----------|----------|--------|----------|----------|---------|
| 14 | 13 | 12 | 11 | 10 | 9 | 8 | 7 |
| 6 | 5 | 4 | 3 | 2 | 1 | 0 | |
- pH
- الأيون المشترك عبارة عن أيون مشترك بين مادتين، أي الحمض الضعيف وقاعدته المرافقة، أو القاعدة الضعيفة وحمضها المرافق، أو نقول الحمض الضعيف وملحه القاعدي، أو القاعدة الضعيفة وملحها الحمضي
 - للأيون المشترك تأثير حمضي، عند إضافة ملح حمضي إلى محلول القاعدة الضعيفة، فهذا الملح الحمضي يتفكك إلى أيوناته التي منها الأيون المشترك (الحمض المرافق للقاعدة الضعيفة) فيتجه موضع الاتزان إلى تكوين المزيد من القاعدة، ويقل تركيز الهيدروكسيد فيقل الرقم الهيدروجيني
 - للأيون المشترك تأثير قاعدي، عند إضافة ملح قاعدي إلى محلول الحمض الضعيف، فهذا الملح القاعدي يتفكك إلى أيوناته التي منها الأيون المشترك (القاعدة المرافقة للحمض الضعيف) فيتجه موضع الاتزان إلى تكوين المزيد من الحمض، ويقل تركيز الهيدرونيوم فيرتفع الرقم الهيدروجيني
 - المحلول المنظم: محلول يقاوم التغيير في الرقم الهيدروجيني عند إضافة القليل من حمض قوي أو قاعدة قوية، وهو على نوعين: محلول منظم قاعدي (قاعدة ضعيفة وملحها الحمضي) ومحلول منظم حمضي (حمض ضعيف وملحها القاعدي)
 - تذكر في حسابات المحاليل المنظمة (للمختلطين نطرح الخلاف، وللمتشابهين نجمع التشابه)

مراجعة الدرس الرابع: الأملاح والمحاليل المنظمة

السؤال الأول: أوضح مكونات المحلول المنظم الحمضي

1- حمض ضعيف 2- قاعدته المرافقه [ملح قاعدي]

السؤال الثاني: أوضح المقصود بكل مما يأتي: التمييه - الأيون المشترك

مذكور في المحتوى

السؤال الثالث: أحدد مصدر الأيونات لكل من الأملاح الآتية:

اسم الملح	KNO_3	CH_3NH_3Br	CH_3COONa	LiF
حمضه وقاعدته المكونان له	HNO_3 KOH	HBr CH_3NH_2	CH_3COOH $NaOH$	HF $LiOH$

السؤال الرابع: أحدد الملح الذي يتميه في الماء من الأملاح الآتية:

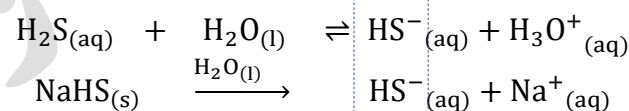
اسم الملح	KCN	$LiBr$	C_5H_5NHI	$HCOONa$	$NaClO_4$
حمضه وقاعدته المكونان له	HCN KOH	HBr $LiOH$	C_5H_5N HI	$HCOOH$ $NaOH$	$HClO_4$ $NaOH$
هل يتميه؟	نعم	لا	نعم	نعم	لا

السؤال الخامس: أصنف محاليل الأملاح الآتية إلى حمضية وقاعدية ومتعادلة:

اسم الملح	KNO_2	NH_4NO_3	$LiCl$	$NaHCO_3$	$C_6H_5NH_3Br$
حمضه وقاعدته المكونان له	HNO_2 KOH	HNO_3 NH_3	HCl $LiOH$	H_2CO_3 $NaOH$	HBr $C_6H_5NH_2$
نوع الملح	قاعدي	حمضي	متعادل	قاعدي	حمضي

السؤال السادس: أوضح أثر إضافة كمية قليلة من بلورات الملح الصلب $NaHS$ في قيمة pH لمحلول

حمض H_2S

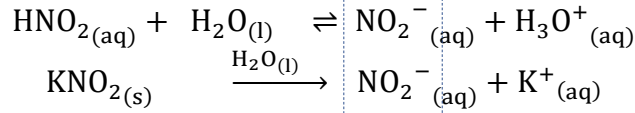


يتأين الملح إلى أيونه Na^+ وأيونه HS^- وهو الأيون المشترك في المحلول يزداد تركيزه ووفق مبدأ لوتشاتلييه: يزاح موضع الاتزان إلى تكوين جزيئات الحمض غير المتأينة فيزداد تركيزها، وأيضاً يقل على اليمين تركيز H_3O^+ وبالتالي يرتفع الرقم الهيدروجيني للمحلول

السؤال السابع: أحسب كتلة الملح KNO_2 اللازم إضافتها إلى 400 mL من محلول HNO_2 تركيزه 0.02 M

لتصبح قيمة pH = 3.52 للمحلول علماً أن $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$ الكتلة المولية للملح 85 g/mol
 $\log 3 = 0.48$

نكتب معادلات التأين والتفكك



نبدأ حساباتنا من الرقم الهيدروجيني، يساعدنا لمعرفة تركيز الأيون المشترك NO_2^- الذي هو مساو لتركيز الملح،

فإذا عرفنا تركيز الملح نستطيع معرفة عدد المولات ثم نحسب الكتلة

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3.52} = 10^{(-3.52+4)-4} = 10^{0.48} \times 10^{-4} = 3 \times 10^{-4} \text{M}$$

نطبق على قانون ثابت التأيّن لنحسب تركيز الأيون المشترك

$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]} \Rightarrow \frac{K_a \times [\text{HNO}_2]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = [\text{NO}_2^-]$$

$$[\text{NO}_2^-] = \frac{4.5 \times 10^{-4} \times 2 \times 10^{-2}}{3 \times 10^{-4}} = 3 \times 10^{-2} \text{M}$$

$$[\text{NO}_2^-] = [\text{KNO}_2] = 3 \times 10^{-2} \text{M}$$

نستخدم قانون المولية لنحسب عدد المولات

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow n = M \times V = 3 \times 10^{-2} \times 0.4 = 0.12 \times 10^{-2} = 0.012 \text{ mol}$$

نستخدم علاقة المولات بالكتلة المولية لحساب الكتلة

$$n = \frac{m}{M_r} \Rightarrow m = n \times M_r = 0.012 \times 85 = 1.2 \text{ g}$$

السؤال الثامن: أحسب نسبة الملح إلى القاعدة في محلول رقمه الهيدروجيني يساوي 10 مكون من

القاعدة NH_3 والملح NH_4Cl علماً أن $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

نبدأ حساباتنا من الرقم الهيدروجيني لكن ننتبه أن ثابت التأيّن معنا هو لقاعدة وبالتالي علينا تحويل الرقم الهيدروجيني إلى هيدروكسيلي لمعرفة تركيز أيونات الهيدروكسيد وتعويضها في قانون ثابت التأيّن، من خلال ذلك سنعرف النسبة بين جزيئات القاعدة والأيون المشترك

ولأن هذا الأيون المشترك يمثل تركيز الملح فهكذا نعرف النسبة بين القاعدة والملح

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad \text{pOH} = 14 - 10 = 4$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-4} \text{M}$$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \Rightarrow \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} = \frac{K_b}{[\text{OH}^-]}$$

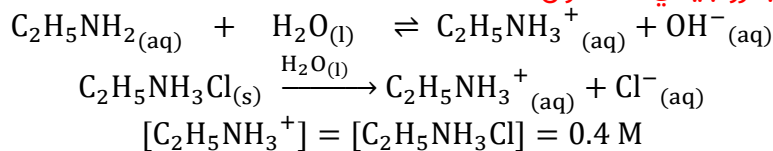
$$\frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} = \frac{1.8 \times 10^{-5}}{1 \times 10^{-4}} = 0.18$$

السؤال التاسع: محلول منظم حجمه 0.5 L مكون من $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ تركيزها 0.2 M والملح $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3\text{Cl}$

تركيزه 0.4 M علماً أن $K_b = 4.7 \times 10^{-4}$ $\log 2 = 0.3$

$\log 4.3 = 0.63$ [أهمل تغيير الحجم]

(1) أحسب الرقم الهيدروجيني للمحلول



$$K_b = \frac{[C_2H_5NH_3^+][OH^-]}{[C_2H_5NH_2]} \Rightarrow \frac{K_b \times [C_2H_5NH_2]}{[C_2H_5NH_3^+]} = [OH^-]$$

$$[OH^-] = \frac{4.7 \times 10^{-4} \times 0.2}{0.4} = \frac{4.7 \times 10^{-4}}{2} = 2.35 \times 10^{-4} M$$

$$K_W = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_W}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2.35 \times 10^{-4}} = \frac{1000 \times 10^{-17}}{235 \times 10^{-6}} = 4.3 \times 10^{-11} M$$

$$pH_1 = -\log[H_3O^+] = -\log(4.3 \times 10^{-11}) = 11 - \log 4.3 = 11 - 0.63 = 10.37$$

(2) أحسب الرقم الهيدروجيني للمحلول فيما لو أضيف إليه 0.05 mol من الحمض HCl

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.05}{0.5} = 0.1 M$$

$$[HCl] = [H_3O^+] = 0.1 M$$

يقبل تركيز القاعدة $C_2H_5NH_2$ بنفس مقدار تركيز H_3O^+ لأنها تفاعلت معه

$$[C_2H_5NH_2] = 0.2 - 0.1 = 0.1 M$$

يزداد تركيز الحمض المرافق $CH_3NH_3^+$ بنفس المقدار لأنه تكونت:

$$[C_2H_5NH_3^+] = 0.4 + 0.1 = 0.5 M$$

نحسب تركيز OH^- الجديد مع المعطيات الجديدة:

$$[OH^-] = \frac{4.7 \times 10^{-4} \times 0.1}{0.5} = \frac{47 \times 10^{-5}}{5} = 9.4 \times 10^{-5} M$$

$$K_W = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_W}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{9.4 \times 10^{-5}} = \frac{100 \times 10^{-16}}{94 \times 10^{-6}} = 1.1 \times 10^{-10} M$$

$$pH_2 = -\log[H_3O^+] = -\log(1.1 \times 10^{-10}) = 10 - \log 1.1 = 10 - 0.04 = 9.96$$

(3) أحسب الرقم الهيدروجيني للمحلول فيما لو أضيف إليه 0.05 mol من القاعدة KOH

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.05}{0.5} = 0.1 M$$

$$[NaOH] = [OH^-] = 0.1 M$$

يقبل تركيز الحمض المرافق $CH_3NH_3^+$ بنفس مقدار تركيز OH^- لأنها تفاعل معها

$$[CH_3NH_3^+] = 0.4 - 0.1 = 0.3 M$$

يزداد تركيز القاعدة $C_2H_5NH_2$ بنفس المقدار لأنها تكونت:

$$[C_2H_5NH_2] = 0.2 + 0.1 = 0.3 M$$

نحسب تركيز OH^- الجديد مع المعطيات الجديدة:

$$[OH^-] = \frac{4.7 \times 10^{-4} \times 0.3}{0.3} = 4.7 \times 10^{-4} M$$

$$K_W = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_W}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{4.7 \times 10^{-4}} = \frac{100 \times 10^{-16}}{47 \times 10^{-5}} = 2.1 \times 10^{-11} M$$

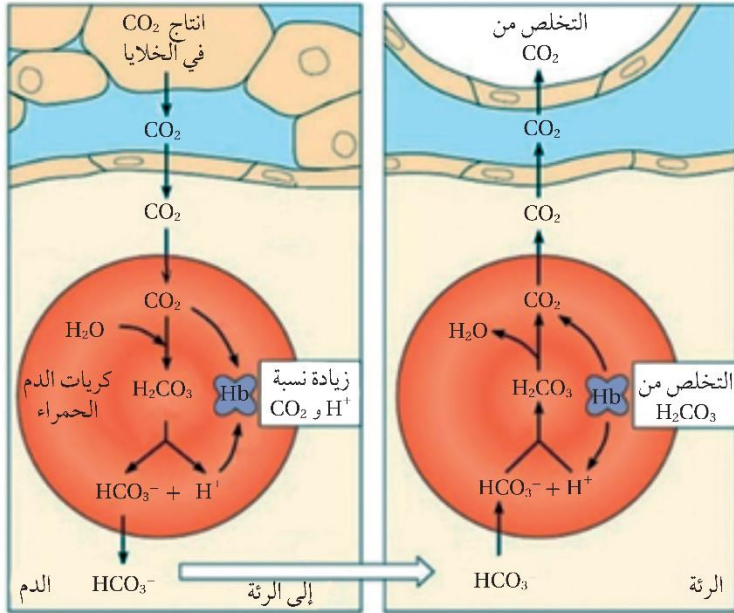
حسب معطيات السؤال نقرب القيمة إلى 2

$$pH_2 = -\log[H_3O^+] = -\log(2 \times 10^{-11}) = 11 - \log 2 = 11 - 0.3 = 10.7$$



الإثراء والتوسع

المحلول المنظم في الدم



يحتوي الدم على عدد من المحاليل المنظمة، تحافظ على قيم الرقم الهيدروجيني بين (7.35-7.45)، وهذا نطاق ضيق تحدث فيه جميع التغيرات الكيميائية الحيوية في الجسم، وفي حال زيادة الرقم الهيدروجيني أعلى من 7.8 أو انخفاضه إلى أقل من 6.8 يختل النظام الحيوي في الجسم، وقد يؤدي ذلك إلى الوفاة، لذلك يقوم الجسم بضبط قيمة pH عن طريق عمليات حيوية مختلفة.

يُعدّ محلول حمض الكربونيك وقاعدته المرافقة (H_2CO_3/HCO_3^-) أحد أهم

المحاليل المنظمة في الدم، والمعادلة الآتية تمثل المحلول المنظم في الدم:



تؤدي زيادة الأنشطة التي يمارسها الشخص إلى زيادة معدل التنفس اللاهوائي في الخلايا، وزيادة إنتاج ثاني أكسيد الكربون CO_2 ، حيث يندفع إلى الدم ويتفاعل مع الماء ويؤدي إلى زيادة تركيز H_2CO_3 .



وعند زيادة تركيز أيونات H_3O^+ في الدم؛ يعمل المحلول المنظم على التخلص من تلك الزيادة، وذلك عن طريق إزاحة موضع الاتزان إلى جهة اليسار نحو تكوين حمض الكربونيك H_2CO_3 ، فيزداد تركيزه في الدم، ويقل بذلك تركيز HCO_3^- ، ويقل تركيز أيونات H_3O^+ ، مما يحفز الكلى إلى إنتاج أيونات HCO_3^-

لتعويض النقص في تركيزها، وتعمل الرئة على امتصاص الزيادة في تركيز حمض الكربونيك في الدم؛ حيث يتفكك حمض الكربونيك في الرئة إلى ثاني أكسيد الكربون CO_2 وبخار الماء، ويجري التخلص منهما عن طريق التنفس. وتستمر إزاحة موضع الاتزان مرّة نحو اليسار وأخرى نحو اليمين؛ مما يساعد على بقاء تركيز أيونات H_3O^+ ثابتاً نسبياً، ويحافظ على مدى ثابت من الرقم الهيدروجيني في الدم.

وبهذا؛ فإن الكلى تعمل على ضبط تركيز أيونات HCO_3^- زيادة أو نقصاناً، أما الرئة فتعمل على ضبط تركيز ثاني أكسيد الكربون في الخلايا وتركيز حمض الكربونيك في الدم.

مراجعة الوحدة الأولى: الحموض والقواعد وتطبيقاتها



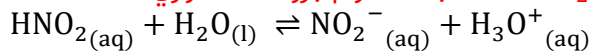
السؤال الأول: أوضح المقصود بكل مما يأتي:

قاعدة أرهينيوس، حمض لويس، المحلول المنظم

مذكور في المحتوى وفي مسرد المصطلحات

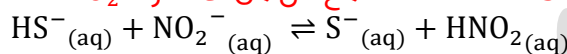
السؤال الثاني: أفسر:

أ- السلوك الحمضي لمحلول HNO_2 حسب مفهوم برونستد-لوري

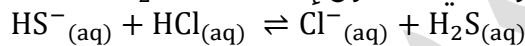


HNO_2 يتصرف حمض برونستد-لوري لأنه يمنح البروتون في المحلول

ب- السلوك الأمفوتيري للأيون HS^- عند تفاعله مع كل من HCl و NO_2^-

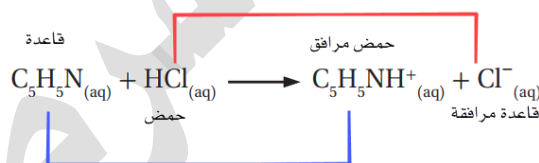
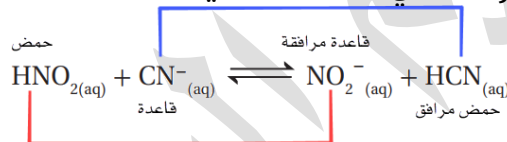


HS^- يتصرف حمض ويمنح البروتون في المحلول إلى القاعدة NO_2^-

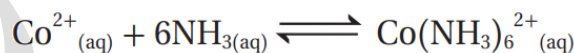


HS^- يتصرف كقاعدة ويستقبل البروتون في المحلول من الحمض القوي HCl

السؤال الثالث: أحدد الأزواج المترافقة في التفاعلات الآتية:



السؤال الرابع: أحدد حمض لويس وقاعدته في التفاعل الآتي:



حمض لويس قاعدة لويس

السؤال الخامس: أحسب الرقم الهيدروكسيلي pOH لمحلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH مكوّن من

إذابة 4 g منه في 200 mL من الماء. علماً أن الكتلة المولية للقاعدة NaOH = 40 g/mol
 $\log 5 = 0.7$

هيدروكسيد الصوديوم قاعدة قوية تتفكك كلياً



لأنها تتفكك كلياً فإن تركيز هيدروكسيد الصوديوم هو نفسه تركيز OH^-

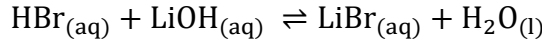
$$n = \frac{m}{Mr} = \frac{4}{40} = 0.1 \text{ mol} \quad M = \frac{n}{V} = \frac{0.1}{0.2} = 0.5 \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = 0.5 = 5 \times 10^{-1} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = \log 5 \times 10^{-1} = 1 - \log 5 = 1 - 0.7 = 0.3$$

السؤال السادس: جرت معايرة 10 mL من محلول LiOH فتعادلته مع 20 mL من محلول HBr تركيزه 0.01 M ، احسب تركيز المحلول LiOH

عند التعادل تتساوى مولات القاعدة القوية والحمض القوي

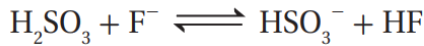
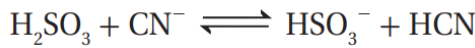


$$M_{\text{LiOH}} \times V_{\text{LiOH}} = M_{\text{HBr}} \times V_{\text{HBr}}$$

$$M_{\text{LiOH}} \times 10 = 0.01 \times 20$$

$$M_{\text{LiOH}} = \frac{0.01 \times 20}{10} = 0.01 \times 2 = 0.02 \text{ M}$$

السؤال الثامن: تمثل المعادلات الآتية تفاعلات لمحاليل الحموض (H₂SO₃ , HCN , HF) المتساوية



التركيز، التي كان موضع الاتزان مُزاحاً فيها جهة المواد الناتجة لجميع التفاعلات. أدرس التفاعلات، ثم أجب عن الأسئلة التي تليها:

انتبه: (هذا سؤال وزارة 2010 شتوية للمنهاج القديم 2007)

أ- أكتب صيغة القاعدة المرافقة الأقوى بينها

الاتزان مُزاح ناحية النواتج يعني أن المتفاعلات أقوى نسبياً كحموض وقواعد من النواتج نبحث عن الحموض المعروفة ونقارن بينها

H₂SO₃ أقوى كحمض من HCN

H₂SO₃ أقوى كحمض من HF

HF أقوى كحمض من HCN

ترتيب قوتهم كحموض: HCN < HF < H₂SO₃

الأضعف كحمض هو HCN قاعدته المرافقة هي أقوى، وصيغتها: CN⁻

ب- أكتب صيغة الحمض الذي له أعلى K_a

الأقوى كحمض هو H₂SO₃ وبالتالي هو الأعلى K_a

ج- أحدد أي المحلولين يكون فيه [OH⁻] الأقل: محلول HF أم محلول HCN

أقل تركيز [OH⁻] يكون في الحمض الأعلى تركيز [H₃O⁺] وبالتالي نبحث عن الأقوى بينهما HF

د- أحدد أي محاليل الحموض المذكورة له أعلى pH

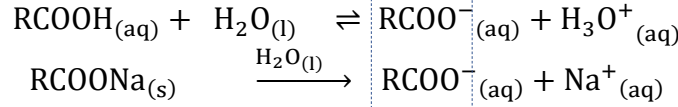
أعلى pH يكون في الحمض الأضعف حيث فيه أقل تركيز [H₃O⁺] وبالتالي هو HCN

إضافة في سؤال الوزارة 2010: أي الحموض المذكورة أكثر تأيناً في الماء؟

هو الأقوى كحمض وهو H₂SO₃

السؤال التاسع: محلول حجمه 2 L يتكون من 0.1 M من حمض RCOOH ورقمه الهيدروجيني pH=4 أضيفت إليه كمية من الملح RCOONa فتغيرت قيمة pH بمقدار 1.52 درجة. احسب عدد مولات الملح المضاف. علماً أن $\log 3 = 0.48$ (أهمل التغير في الحجم)

نكتب معادلات التأيّن والتفكك



- نبدأ حساباتنا من الرقم الهيدروجيني لنحسب ثابت تأين الحمض
- إضافة الملح القاعدي يرفع الرقم الهيدروجيني للمحلول، نحسب الرقم الهيدروجيني للمحلول بعد إضافة الملح، ومنه نحسب تركيز أيونات الهيدرونيوم
- نعوض في ثابت التأيّن حتى نعرف تركيز الأيون المشترك RCOO^- الذي هو مساو لتركيز الملح، فإذا عرفنا تركيز الملح نستطيع معرفة عدد المولات

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4}\text{M}$$

$$K_a = \frac{[\text{RCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{RCOOH}]} = \frac{(1 \times 10^{-4})^2}{1 \times 10^{-1}} = \frac{1 \times 10^{-8}}{1 \times 10^{-1}} = 1 \times 10^{-7}$$

$$\Delta\text{pH} = \text{pH}_{\text{with salt}} - \text{pH}_{\text{acid}} = 1.52$$

$$\text{pH}_{\text{with salt}} - 4 = 1.52$$

$$\text{pH}_{\text{with salt}} = 4 + 1.52 = 5.52$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{with salt}} = 10^{-5.52} = 10^{(-5.52+6)-6} = 10^{0.48} \times 10^{-6} = 3 \times 10^{-6}\text{M}$$

نطبق على قانون ثابت التأيّن لنحسب تركيز الأيون المشترك

$$K_a = \frac{[\text{RCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{RCOOH}]} \Rightarrow \frac{K_a \times [\text{RCOOH}]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = [\text{RCOO}^-]$$

$$[\text{RCOO}^-] = \frac{1 \times 10^{-7} \times 1 \times 10^{-1}}{3 \times 10^{-6}} = 0.33 \times 10^{-2}\text{M}$$

$$[\text{RCOO}^-] = [\text{RCOONa}] = 0.33 \times 10^{-2}\text{M}$$

نستخدم قانون المولارية لنحسب عدد المولات

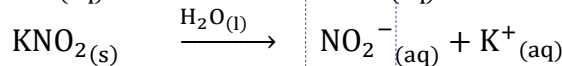
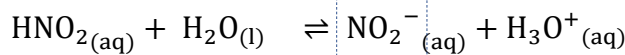
$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow n = M \times V = 0.33 \times 10^{-2} \times 2 = 0.66 \times 10^{-2} = 0.0066 \text{ mol}$$

السؤال 9 نفس فكرة وزارة 2019 صيفية لكن باستخدام الرموز وتغيير القيم، والرموز كانت حمض HZ وملح NaZ. أيضاً السؤال نفس فكرة وزارة 2021 والمطلوب: كتلة الملح

السؤال 10: محلول المنظم يتكون من الحمض HNO_2 الذي تركيزه 0.3 M والملح KNO_2 الذي تركيزه 0.2

$$M \text{ علماً أن: } K_a = 4.5 \times 10^{-4} \quad \log 6.75 = 0.83 \quad \log 3 = 0.48$$

أ- أحسب pH للمحلول



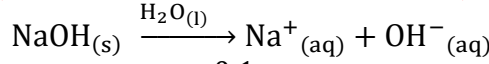
$$[\text{KNO}_2] = [\text{NO}_2^-] = 0.2 \text{ M}$$

نعوض تركيز الحمض وتركيز الأيون المشترك وقيمة ثابت التأيّن لنستخرج قيمة $[\text{H}_3\text{O}^+]$

$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{4.5 \times 10^{-4} \times 0.3}{0.2} = \frac{4.5 \times 10^{-4} \times 3}{2} = 6.75 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log 6.75 \times 10^{-4} = 4 - \log 6.75 = 4 - 0.83 = 3.17$$

ب- أحسب pH للمحلول السابق إذا أضيف 0.1 mol من القاعدة NaOH إلى 1 L منه



$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.1}{1} = 0.1 \text{ M}$$

$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 0.1 \text{ M}$$

يقبل تركيز الحمض HNO₂ بنفس مقدار تركيز OH⁻ لأنها تفاعل معها

$$[\text{HNO}_2] = 0.3 - 0.1 = 0.2 \text{ M}$$

يزداد تركيز القاعدة المرافقة NO₂⁻ بنفس المقدار لأنها تكونت:

$$[\text{NO}_2^-] = 0.2 + 0.1 = 0.3 \text{ M}$$

نحسب تركيز H₃O⁺ الجديد مع المعطيات الجديدة:

$$\frac{K_a \times [\text{HNO}_2]}{[\text{NO}_2^-]} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

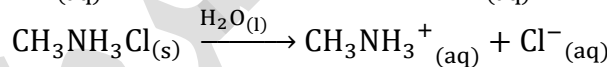
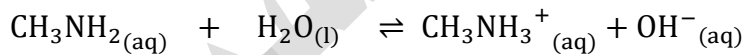
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{4.5 \times 10^{-4} \times 0.2}{0.3} = 3 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH}_2 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(3 \times 10^{-4}) = 4 - \log 3 = 4 - 0.48 = 3.52$$

السؤال 11: محلول منظم يتكون من القاعدة CH₃NH₂ التي تركيزها 0.3 M والملح CH₃NH₃Cl الذي

تركيزه 0.2 M أحسب كتلة الحمض HCl اللازم إضافتها إلى لتر من المحلول لتصبح pH=10 علماً أن

$$K_b = 4.4 \times 10^{-4} \quad M_r(\text{HCl}) = 36.5 \text{ g/mol}$$



الأيون المشترك: CH₃NH₃⁺ وتركيزه نفس تركيز الملح

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}] = [\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = 0.2 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_2] = 0.3 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+]_{\text{new}} = 0.2 + x \quad [\text{CH}_3\text{NH}_2] = 0.3 - x \quad \text{بعد إضافة الحمض القوي:}$$

- من خلال الرقم الهيدروجيني للمحلول النهائي، نحسب تركيز أيونات [OH⁻] في المحلول

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-10} \text{ M} \quad [\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ M}$$

- نستطيع حساب كتلة الحمض من مولاته التي نحسبها من تركيزه، وتركيزه نستخرجه من قانون ثابت التأيين

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]} \Rightarrow 4.4 \times 10^{-4} = \frac{(0.2 + x) \times 10^{-4}}{(0.3 - x)}$$

$$4.4 \times (0.3 - x) = (0.2 + x) \Rightarrow 1.32 - 4.4x = 0.2 + x$$

$$5.4x = 1.32 - 0.2$$

$$x = 0.2 \text{ M}$$

$$n = M \times V \Rightarrow n = 0.2 \times 1 = 0.2 \text{ mol}$$

$$n = \frac{m}{M_r} \Rightarrow m = n \times M_r = 0.2 \times 36.5 = 7.3 \text{ g}$$

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرتاوي

السؤال 12: يبين الجدول الآتي الرقم الهيدروجيني لعدد من المحاليل المختلفة المتساوية التراكيز،

المحلول	A	B	C	D	E	F
قيمة pH	9	7	12	5	0	1

أدرسها ثم أختار منها المحلول الذي تنطبق عليه فقرة من الفقرات الآتية:

أ- قاعدة يكون فيها $[OH^-] = 1 \times 10^{-5} M$

$$pOH = 5 \quad pH = 9$$

المحلول A

ب- المحلول الذي يمثل الملح KBr

ملح متعادل من القاعدة KOH والحمض القوي HBr. pH = 7. المحلول B

ج- محلول حمض HNO_3 تركيزه 1 M

$$[H_3O^+] = 1 M \quad pH = -\log 1 = 0$$

المحلول E

د- محلول قاعدي تركيز $[H_3O^+]$ فيه أقل ما يمكن

المحلول C

هـ- محلول أيوناته لا تتفاعل مع الماء

المحلول B

تنويه: سؤال 12 تكررت فكرته في الوزارة 2008 صيفية/2019 تكميلي مع تغيير قيم الجدول وصيغة بعض الأسئلة

سؤال وزاري: أي محلول يمثل الحمض الأضعف؟ وأي محلول يمثل القاعدة الأقوى؟

الحمض أقل من 7، الأضعف هو أعلى pH وهو D

القاعدة الأقوى أعلى من 7، الأقوى هي الأعلى pH وهي C

السؤال 13: يحتوي الجدول الآتي على معلومات تتعلق ببعض الحموض والقواعد الضعيفة. أدرس هذه

المحلول	معلومات متعلقة بالمحلول	تركيز المحلول
HNO_2	$[OH^-] = 1 \times 10^{-12} M$	0.2 M
HCOOH	$[HCOO^-] = 2 \times 10^{-3} M$	0.03 M
HClO	$K_a = 3.5 \times 10^{-8}$	0.1 M
N_2H_4	$K_b = 1.7 \times 10^{-6}$	0.1 M
C_5H_5N	pH = 9	0.05 M
$C_2H_5NH_2$	$[OH^-] = 3 \times 10^{-3} M$	0.03 M

المعلومات ثم أجيب عن الأسئلة التي تليها:

أ- أحسب تركيز $[H_3O^+]$ في محلول HClO



$$K_a = \frac{[ClO^-][H_3O^+]}{[HClO]}$$

$$[ClO^-] = [H_3O^+] = x$$

$$K_a = \frac{[ClO^-][H_3O^+]}{[HClO]} \Rightarrow 3.5 \times 10^{-8} = \frac{x^2}{0.1}$$

$$x^2 = 35 \times 10^{-10}$$

$$x = \sqrt{35 \times 10^{-10}} \Rightarrow \sqrt{35} = \frac{35 + 36}{2\sqrt{36}} = \frac{71}{12} = 5.9$$

$$x = [H_3O^+] = \sqrt{35 \times 10^{-10}} = 5.9 \times 10^{-5} M$$

ب- أحدد أي المحلولين يحتوي على تركيز أعلى من $[OH^-]$: محلول HClO أم محلول HNO_2

الأعلى في $[OH^-]$ هو الأقل في $[H_3O^+]$ يعني الأضعف تأيئاً نحسبها لنقرر لأن التراكيز مختلفة

$$[\text{OH}^-]_{\text{HNO}_2} = 1 \times 10^{-12} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HNO}_2} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-12}} = 1 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HClO}} = 5.9 \times 10^{-5} \text{ M}$$

الأقل هو HClO وهو الأعلى في تركيز $[\text{OH}^-]$

ج- أعدد أي الملح في أكثر قدرة على التميح: KNO_2 أم HCOOK

الملح القاعدي الأكثر قدرة على التميح هو الذي حمضه أضعف حيث تكون القاعدة المرافقة أقوى

وتتفاعل مع الماء، الحمض الأضعف له أقل K_a

$$K_{a(\text{HCOOH})} = \frac{2 \times 10^{-3} \times 2 \times 10^{-3}}{0.03} = \frac{4 \times 10^{-6}}{3 \times 10^{-2}} = 1.33 \times 10^{-4}$$

$$K_{a(\text{HNO}_2)} = 5 \times 10^{-4}$$

الأضعف هو HCOOH وبالتالي ملحه هو الأقدر على التميح وهو HCOOK

د- أقرر أيها أقوى: الحمض المرافق للقاعدة $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ أم الحمض المرافق للقاعدة $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$

ننظر إلى قوة القاعدة من خلال K_b [انتبه لا نقرن من خلال pH لأن تراكيز المحاليل مختلفة]

$$\text{pH}_{(\text{C}_5\text{H}_5\text{N})} = 9 \quad \text{pOH}_{(\text{C}_5\text{H}_5\text{N})} = 5$$

$$[\text{OH}^-]_{(\text{C}_5\text{H}_5\text{N})} = 1 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$K_{b(\text{C}_5\text{H}_5\text{N})} = \frac{1 \times 10^{-5} \times 1 \times 10^{-5}}{5 \times 10^{-2}} = 0.2 \times 10^{-8} = 2 \times 10^{-9}$$

$$[\text{OH}^-]_{(\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2)} = 3 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$K_{b(\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2)} = \frac{3 \times 10^{-3} \times 3 \times 10^{-3}}{3 \times 10^{-2}} = 3 \times 10^{-4}$$

$$K_{b(\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2)} > K_{b(\text{C}_5\text{H}_5\text{N})}$$

$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ أضعف كقاعدة من $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ وبالتالي الحمض المرافق لـ $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ هو الأقوى

وصيغته $\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$

ه- أعدد أي المحلولين يحتوي على تركيز أعلى من $[\text{H}_3\text{O}^+]$: محلول $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ أم محلول $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$

الأعلى في تركيز $[\text{H}_3\text{O}^+]$ هو الأقل في تركيز $[\text{OH}^-]$

$$\text{C}_5\text{H}_5\text{N} \quad \text{POH}=5 \quad [\text{OH}^-]_{\text{C}_5\text{H}_5\text{N}} = 1 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-]_{\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2} = 3 \times 10^{-3} \text{ M}$$

الأقل في تركيز الهيدروكسيد هو الأعلى في تركيز الهيدرونيوم وهو $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$

و- أعدد أي المحلولين له أعلى رقم هيدروجيني pH محلول $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl}$ أم $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3\text{Cl}$

كلاهما محلول ملح حمضي، الأعلى في الرقم الهيدروجيني يعني الأضعف كملح حمضي أي الأقل قدرة على التميح كملح حمضي، يعني حمضه المرافق أضعف، وبالتالي القاعدة الأقوى ونحددها من

خلال K_b

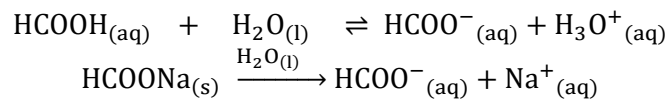
$$K_{b(\text{N}_2\text{H}_4)} = 1.7 \times 10^{-6}$$

$$K_{b(\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2)} = 3 \times 10^{-4}$$

$$K_{b(\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2)} > K_{b(\text{N}_2\text{H}_4)}$$

إذاً المحلول $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3\text{Cl}$ له أعلى رقم هيدروجيني

ز- أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول HCOOH عند إضافة 0.01 mol من الملح HCOONa إلى لتر من المحلول، علماً أن $\log 4 = 0.6$



نحسب ثابت التأيين من معلومات الجدول

$$[\text{HCOO}^-] = 2 \times 10^{-3} \text{ M} \quad [\text{HCOOH}] = 3 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$K_a = \frac{2 \times 10^{-3} \times 2 \times 10^{-3}}{3 \times 10^{-2}} = 1.33 \times 10^{-4}$$

$$[\text{HCOO}^-] = [\text{HCOONa}] = 0.01 = 1 \times 10^{-2} \text{ M}$$

نعوض تركيز الحمض وتركيز الأيون المشترك وقيمة ثابت التأيين لنستخرج قيمة $[\text{H}_3\text{O}^+]$

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} \Rightarrow \frac{K_a \times [\text{HCOOH}]}{[\text{HCOO}^-]} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1.33 \times 10^{-4} \times 3 \times 10^{-2}}{1 \times 10^{-2}} = 4 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(4 \times 10^{-4}) = 4 - \log 4 = 4 - 0.6 = 3.4$$

تنويه: سؤال 13 فكرته شبيهة بسؤال الوزارة 2016 شتوية، انظر جداول الكوكتيل

السؤال 14: أحسب pH لمحلول يتكون من الحمض HNO₂ ومحلول الملح KNO₂ لهما التركيز نفسه، $\log 4.5 = 0.65$ $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$



$$[\text{KNO}_2] = [\text{NO}_2^-] = [\text{HNO}_2] = x$$

$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]} \Rightarrow \frac{K_a \times x}{x} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 4.5 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log 4.5 \times 10^{-4} = 4 - \log 4.5 = 4 - 0.65 = 3.35$$

السؤال 15: أتوقع ما يحدث لقيمة pH في الحالات الآتية (تقل، تزداد، تبقى ثابتة): (أهمل التغيير في الحجم):

أ- إضافة كمية قليلة من بلورات الملح NaHCO₃ إلى 500 mL من محلول الحمض H₂CO₃

ملح قاعدي: تزداد pH

ب- إضافة كمية قليلة من بلورات الملح N₂H₅NO₃ إلى 500 mL من محلول القاعدة N₂H₄

ملح حمضي: تقل pH

ج- إضافة كمية قليلة من بلورات الملح LiCl إلى 500 mL من محلول القاعدة HCl

ملح متعادل: pH تبقى ثابتة

السؤال 16: يحتوي الجدول الآتي على عدد من المحاليل تركيز كل منها 1 M وبعض المعلومات

المحلول	معلومات تتعلق بالمحلول
الحمض HC	$[H_3O^+] = 8 \times 10^{-3} M$
الحمض HD	$K_a = 4.9 \times 10^{-10}$
القاعدة B	$K_b = 1 \times 10^{-6}$
الملح KX	pH = 9
الملح KZ	$[OH^-] = 1 \times 10^{-3} M$

المتعلقة بها، أدرس المعلومات ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

أ- أيهما أضعف الحمض HX أم الحمض HZ؟

بما أن أملاحهما قاعدية ومشاركة في الأصل وهو البوتاسيوم، ولها نفس التركيز، الملح القاعدي الأكثر تميهاً، له أعلى رقم هيدروجيني، وبالتالي حمضه هو الأضعف

$$[OH^-] = 1 \times 10^{-3} M \quad pOH = 3 \quad pH_{(KZ)} = 11$$

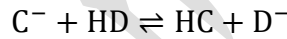
$$pH_{(KX)} = 9$$

$$KZ > KX$$

HZ هو الأضعف كحمض

أو نحلها بالاستنتاج السريع من ناحية قيمة pH حيث الحمض الأضعف له أعلى pH، نبحت عن الملح الذي له أعلى pH وهو KZ إذًا الحمض الأضعف هو HZ

ب- أكتب معادلة لتفاعل محلول الحمض HD والأيون C⁻ ثم:



أحدد الزوجين المترافقين في المحلول



أتوقع الجهة التي يرجحها الاتزان في التفاعل

نحدد الحمض الأقوى لأن التفاعل يسير من الأقوى إلى الأضعف

$$K_{a(HD)} = 4.9 \times 10^{-10}$$

$$K_{a(HC)} = \frac{8 \times 10^{-3} \times 8 \times 10^{-3}}{1} = 6.4 \times 10^{-5}$$

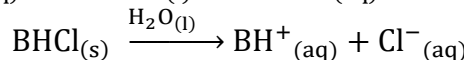
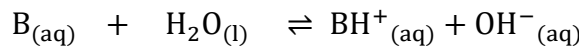
$$K_{a(HC)} > K_{a(HD)}$$

أي أن HC أقوى كحمض من HD والتفاعل يسير من النواتج إلى تكوين المتفاعلات الأضعف، موضع الاتزان يزاح جهة المتفاعلات

ج- أستنتج القاعدة المرافقة الأضعف: D⁻ أم C⁻

القاعدة المرافقة الأضعف تكون للحمض الأقوى، HC أقوى كحمض وبالتالي قاعدته المرافقة C⁻ هي الأضعف

د- أحسب تركيز $[H_3O^+]$ في محلول مكوّن من القاعدة B التي تركيزها 1 M والملح BHCl الذي تركيزه 0.5 M



$$[BH^+] = [BHCl] = 0.5 \text{ M}$$

$$K_b = 1 \times 10^{-6}$$

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} \Rightarrow [OH^-] = \frac{1 \times 10^{-6} \times 1}{5 \times 10^{-1}} = 0.2 \times 10^{-5} = 2 \times 10^{-6} \text{ M}$$

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-6}} = 0.5 \times 10^{-8} = 5 \times 10^{-9} \text{ M}$$

تنويه: سؤال 16: سؤال وزارة 2003 شتوية، والفرع (د) مكرر وزارة 2016 مع تغيير الملح إلى $BHNO_3$ والسؤال بالعكس، احسب K_b من خلال قيمة معطاة من تركيز أيونات الهيدرونيوم في المحلول، ثم احسب النسبة بين القاعدة والملح عند قيمة pH معينة ومكرر وزارة 2017 شتوية: بإضافة حمض قوي ثم حساب pH

السؤال 17: أختار الإجابة الصحيحة لكل فقرة في ما يأتي:

1- يكون تركيز الأيونات الناتجة عن تأين أحد المحاليل الآتية في الماء عند الظروف نفسها أعلى ما يمكن:

- (أ) NH_3
- (ب) $NaOH$
- (ج) $HCOOH$
- (د) $HClO$

الإجابة الصحيحة: ب

2- العبارة الصحيحة في المعادلة $HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$ هي:

- (أ) يتأين الحمض HA كلياً
- (ب) الحمض HA يختفي من المحلول
- (ج) الحمض HA ضعيف
- (د) لا يوجد أزواج مترافقة في المعادلة

الإجابة الصحيحة: ج

3- القاعدة المترافقة الأضعف في ما يأتي هي:

- (أ) NO_3^-
- (ب) OCl^-
- (ج) F^-
- (د) CN^-

الإجابة الصحيحة: أ

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

4- المحلول الذي لم يتمكن مفهوم أرهينيوس من تفسير سلوكه هو:

- (أ) HCl
- (ب) NaCN
- (ج) HCOOH
- (د) NaOH

الإجابة الصحيحة: ب

5- أحد الأيونات الآتية لا يعد أمفوتيرياً:

- (أ) H_2PO_4^-
- (ب) HS^-
- (ج) HCO_3^-
- (د) HCOO^-

الإجابة الصحيحة: د

6- المادة التي تتأين في الماء وتنتج أيون الهيدروكسيد OH^- هي:

- (أ) حمض أرهينيوس
- (ب) قاعدة لويس
- (ج) قاعدة أرهينيوس
- (د) قاعدة برونستد-لوري

الإجابة الصحيحة: ج

7- المادة التي تستطيع استقبال زوج من الإلكترونات غير الرابطة من مادة أخرى هي:

- (أ) F^-
- (ب) Cu^{2+}
- (ج) BF_4^-
- (د) CO_3^{2-}

الإجابة الصحيحة: ب

8- إذا كان $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \times 10^{-2} \text{ M}$ في محلول ما، فإن $[\text{OH}^-]$ هو:

- (أ) $1 \times 10^{-2} \text{ M}$
- (ب) $1 \times 10^{-10} \text{ M}$
- (ج) $2 \times 10^{-12} \text{ M}$
- (د) $5 \times 10^{-13} \text{ M}$

الإجابة الصحيحة: د

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

9- محلول حمض HBr:

- (أ) عدد مولات H_3O^+ تساوي فيه عدد مولات OH^-
(ب) عدد مولات H_3O^+ أقل فيه من عدد مولات OH^-
(ج) عدد مولات H_3O^+ تساوي فيه عدد مولات HBr المذابة
(د) عدد مولات Br^- تساوي فيه عدد مولات OH^-

الإجابة الصحيحة: ج

10- المحلول الذي له أعلى pH في المحاليل الآتية التي لها التركيز نفسه، هو:

- (أ) NH_4Cl
(ب) HBr
(ج) NaCl
(د) NH_3

الإجابة الصحيحة: د

11- المحلول الذي له أقل pH في المحاليل الآتية التي لها التركيز نفسه، هو:

- (أ) KNO_3
(ب) NaOH
(ج) HNO_2
(د) HNO_3

الإجابة الصحيحة: د

12- المحلول الذي له أقل تركيز H_3O^+ من المحاليل الآتية المتساوية في التركيز هو:

- (أ) HCl
(ب) N_2H_5Br
(ج) KNO_2
(د) NH_4Cl

الإجابة الصحيحة: ج

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

13- ترتيب المحاليل المائية للمركبات الآتية (LiOH, N₂H₅Cl, KNO₂, NaCl) المتساوية في التركيز

حسب رقمها الهيدروجيني pH هو:

- (أ) KNO₂ > N₂H₅Cl > NaCl > LiOH
 (ب) LiOH > KNO₂ > N₂H₅Cl > NaCl
 (ج) N₂H₅Cl > NaCl > KNO₂ > LiOH
 (د) LiOH > KNO₂ > NaCl > N₂H₅Cl

الإجابة الصحيحة: د

14- ينتج الأيون المشترك N₂H₄⁺ من المحلول المكون من:

- (أ) N₂H₄/HNO₃
 (ب) N₂H₅Br/HBr
 (ج) N₂H₄/H₂O
 (د) N₂H₅NO₃/N₂H₄

الإجابة الصحيحة: د

تم بحمد الله وتوفيقه شرح محتوى الكتاب
 وحل أسئلته مع الإضافات الوزارية والتدريبات الخارجية
 وكل ذلك لتنتفع منها في الدراسة الذاتية، جرب نفسك أولاً ثم قارن حلك لتحصل على
 التمكن

يلحق بأسئلة التفكير من كتاب الأنشطة

أسئلة تفكير: كتاب الأنشطة

تركيز المحلول	[OH ⁻]	القاعدة
0.1 M	1 × 10 ⁻⁵ M	A
0.01 M	1 × 10 ⁻³ M	B
1 M	1 × 10 ⁻⁵ M	C

السؤال الأول: يبين الجدول المجاور ثلاثة محاليل لقواعد
 ضعيفة مختلفة التركيز، أدرسها ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

أ- أرتب القواعد حسب قيم ثابت تأينها K_b

$$K_{b(A)} = \frac{1 \times 10^{-5} \times 1 \times 10^{-5}}{1 \times 10^{-1}} = 1 \times 10^{-9}$$

$$K_{b(B)} = \frac{1 \times 10^{-3} \times 1 \times 10^{-3}}{1 \times 10^{-2}} = 1 \times 10^{-4}$$

$$K_{b(C)} = \frac{1 \times 10^{-5} \times 1 \times 10^{-5}}{1} = 1 \times 10^{-10}$$

B > A > C

ب- أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول القاعدة A

$$[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-5} \text{ M} \quad \text{pOH} = 5 \quad \text{pH} = 9$$

ج- أحدد الملح الذي له أقل رقم هيدروجيني AHCl أم BHCl

$$[\text{OH}^-]_A = 1 \times 10^{-5} \text{ M} \quad \text{pOH} = 5 \quad \text{pH} = 9$$

$$[\text{OH}^-]_B = 1 \times 10^{-3} \text{ M} \quad \text{pOH} = 3 \quad \text{pH} = 11$$

بما أن القاعدة A هو الأقل فملحه AHCl أقل في الرقم الهيدروجيني وهذا نطبقه في حال كانت التراكيز متساوية لمحاليل القواعد، لكنها هنا غير متساوية فالأولى والأدق هو المقارنة من خلال ثابت التأيين لكل قاعدة، الأضعف كقاعدة يكون ملحها الحمضي أكثر تميهاً وبالتالي أكثر حمضية وأقل pH

د- أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول مكون من القاعدة C والملح CHCl، تركيز كل منهما 0.2 M، عند

إضافة 0.01 mol من الحمض HCl إلى 0.5 L من المحلول

$$K_b = 1 \times 10^{-10}$$

$$[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{0.01}{0.5} = 0.02$$

$$[\text{CH}^+] = 0.2 + 0.02 = 0.22 \text{ M}$$

$$[\text{C}] = 0.2 - 0.02 = 0.18 \text{ M}$$

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{CH}^+]}{[\text{C}]} \Rightarrow 1 \times 10^{-10} = \frac{[\text{OH}^-] \times 0.22}{0.18}$$

$$[\text{OH}^-] = 8.2 \times 10^{-11} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{8.2 \times 10^{-11}} = \frac{100 \times 10^{-16}}{82 \times 10^{-12}} = 1.2 \times 10^{-4}$$

$$\text{pH} = -\log 1.2 \times 10^{-4} = 4 - \log 1.2 = 4 - 0.08 = 3.92$$

تنويه: هذا السؤال هو فكرة سؤال وزارة 2021 تكميلي مع إضافات

السؤال الثاني: محلول منظم يتكون من القاعدة CH_3NH_2 تركيزها 0.2 M والملح $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$ تركيزه 0.4

M علماً أن:

$$\log 4.4 = 0.64 \quad \text{Mr} = 128 \text{ g/mol} \quad K_b = 4.5 \times 10^{-4}$$

أ- قيمة pH للمحلول

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{CH}_3\text{NH}_3^+]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]} \Rightarrow 4.5 \times 10^{-4} = \frac{[\text{OH}^-] \times 0.4}{0.2}$$

$$[\text{OH}^-] = 2.25 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{2.25 \times 10^{-4}} = \frac{1000 \times 10^{-17}}{225 \times 10^{-6}} = 4.4 \times 10^{-11}$$

$$\text{pH} = -\log 4.4 \times 10^{-11} = 11 - \log 4.4 = 11 - 0.64 = 10.36$$

ب- كتلة الحمض HI اللازم إضافتها إلى 800 mL من المحلول لتصبح pH = 10

$$K_b = 4.5 \times 10^{-4} \quad \text{pH} = 10 \quad \text{pOH} = 4 \quad [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{HI}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = 0.4 + x$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_2] = 0.2 - x$$

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{CH}_3\text{NH}_3^+]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]} \Rightarrow 4.5 \times 10^{-4} = \frac{1 \times 10^{-4} \times (0.4 + x)}{(0.2 - x)}$$

$$4.5(0.2 - x) = 0.4 + x$$

$$0.9 - 4.5x = 0.4 + x$$

$$x = [\text{HCl}] = 0.09 \text{ M}$$

$$n = M \times V = 0.09 \times 0.8 = 0.072 \text{ mol}$$

$$m = n \times \text{Mr} = 0.072 \times 128 = 9.2 \text{ g}$$

السؤال الثالث: محلول منظم يتكون من الحمض HNO_2 تركيزه 0.3 M والملح KNO_2 تركيزه 0.2 M علماً أن: $K_a = 4.4 \times 10^{-4}$ (أهمل التغير في الحجم) $\log 6.6 = 0.82$

-1 قيمة pH للمحلول

$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]} \Rightarrow 4.4 \times 10^{-4} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times 0.2}{0.3}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 6.6 \times 10^{-4}$$

$$\text{pH} = -\log 6.6 \times 10^{-4} = 4 - \log 6.6 = 4 - 0.82 = 3.18$$

-2 قيمة pH للمحلول السابق إذا أضيف 0.1 mol من الحمض HCl إلى لتر منه

$$[\text{HCl}] = 0.1 \text{ M}$$

$$[\text{NO}_2^-] = 0.2 - 0.1 = 0.1 \text{ M} \quad [\text{HNO}_2] = 0.3 + 0.1 = 0.4 \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]} \Rightarrow 4.4 \times 10^{-4} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times 0.1}{0.4}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.8 \times 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log 1.8 \times 10^{-3} = 3 - \log 1.8 = 3 - 0.26 = 2.74$$

-3 عدد مولات NaOH اللازم إضافتها إلى 1 L من المحلول لتصبح pH تساوي 4

$$\text{pH} = 4 \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = x$$

$$[\text{NO}_2^-] = 0.2 + x$$

$$[\text{HNO}_2] = 0.3 - x$$

$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]} \Rightarrow 4.4 \times 10^{-4} = \frac{1 \times 10^{-4} \times (0.2 + x)}{(0.3 - x)}$$

$$4.4(0.3 - x) = 0.2 + x$$

$$1.32 - 4.4x = 0.2 + x$$

$$x = [\text{NaOH}] = 0.21 \text{ M}$$

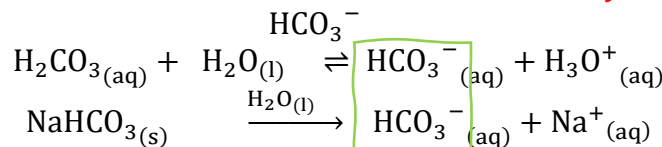
$$n = M \times V = 0.21 \times 1 = 0.21 \text{ mol}$$

السؤال الرابع: جرى تحضير محلول منظم من الحمض H_2CO_3 والملح NaHCO_3 بالتركيز نفسه، فكان $[\text{H}_3\text{O}^+] = 4.3 \times 10^{-7}$ أجب عن الأسئلة الآتية:

أ- أحسب قيمة ثابت التأيّن K_a للحمض H_2CO_3

$$K_a = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = 4.3 \times 10^{-7}$$

ب- أكتب صيغة الأيون المشترك



ج- أحسب النسبة $\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$ لتكون قيمة pH للمحلول تساوي 7.45 وهي القيمة المناسبة ليؤدي الدم

وظيفته في الجسم (علماً أن $\log 3.55 = 0.55$)

$$\text{pH} = 7.45 \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{(-7.45+8)-8} = 10^{0.55} \times 10^{-8} = 3.55 \times 10^{-8} \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} \Rightarrow 4.3 \times 10^{-7} = \frac{[\text{HCO}_3^-]3.55 \times 10^{-8}}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$$

$$\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = \frac{4.3 \times 10^{-7}}{3.55 \times 10^{-8}} = 12$$

تنويه: سؤال 4 هو سؤال وزارة 2001 مع تعديلات بسيطة

السؤال الخامس: أذيب 1.12 g من القاعدة KOH في كمية من الماء حتى أصبح حجم المحلول 1 L فإذا لزم 14 mL من هذا المحلول للتعاقد مع 20 mL من محلول الحمض HCl أحسب تركيز محلول HCl علماً أن الكتلة المولية للقاعدة KOH Mr = 56g/mol

$$n_{\text{acid}} = n_{\text{base}}$$

$$M_a \times V_a = M_b \times V_b$$

$$M_{\text{HCl}} \times V_{\text{HCl}} = M_{\text{KOH}} \times V_{\text{KOH}}$$

$$n_{\text{KOH}} = \frac{1.12}{56} = 0.02 \text{ mol} \quad M_{\text{KOH}} = \frac{0.02}{1} = 0.02 \text{ M}$$

$$M_{\text{HCl}} \times 20 = 0.02 \times 14$$

$$M_{\text{HCl}} = \frac{0.02 \times 14}{20} = 0.014 \text{ M}$$

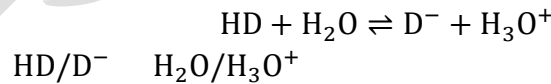
السؤال السادس: اعتماداً على الجدول المجاور الذي يبين قيم ثابت التأيين K_a لعدد من الحموض الضعيفة بالتركيز نفسه 0.25 M أجب عن الأسئلة الآتية:

قيمة K_a	صيغة الحمض
3.2×10^{-8}	HA
7.5×10^{-3}	HB
4.0×10^{-10}	HC
6.3×10^{-5}	HD

1- أي من محاليل هذه الحموض له أقل قيمة pH؟

الحمض الأقوى صاحب أعلى قيمة K_a هو الأقل pH وهو HB

2- أحدد الزوجين المترافقين من الحمض والقاعدة عند تأين حمض HD في الماء



3- أي من محاليل أملاح البوتاسيوم لهذه الحموض له أقل قيمة pH؟

الملاح الأقل pH يكون حمضه هو الأقل pH وهو HB وبالتالي سيكون ملح KB

4- أتوقع الجهة التي يرجحها الاتزان في التفاعل الآتي:



بما أن HD هو أعلى في قيمة K_a وبالتالي هو أقوى من HA فالتفاعل يسير من النواتج إلى تكوين الأضعف أي إلى جهة اليسار

5- أحسب قيمة pH لمحلول الحمض HC

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{C}^-] = x$$

$$[\text{HC}] = 0.25 \text{ M} \quad K_a = 4 \times 10^{-10}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][C^-]}{[HC]} \Rightarrow 4 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{25 \times 10^{-2}}$$

$$x^2 = 100 \times 10^{-12}$$

$$x = 10 \times 10^{-6} = 1 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log 1 \times 10^{-5} = 5$$

تنويه: السؤال السادس: سؤال وزارة 2001 تكميلي

السؤال السابع: جرى تحضير محلول منظم من القاعدة الضعيفة B التي تركيزها 0.3 M والملح BHCl

بالتركيز نفسه

علمًا أن $K_b = 2 \times 10^{-4}$ $\log 2 = 0.3$ $\log 5 = 0.7$ (أهمل تغير الحجم)

-1 أحسب قيمة pH للمحلول المنظم الناتج

$$K_b = \frac{[OH^-][BH^+]}{[B]} \Rightarrow 2 \times 10^{-4} = \frac{[OH^-] \times 0.3}{0.3}$$

$$[OH^-] = 2 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$[H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-4}} = 0.5 \times 10^{-10} = 5 \times 10^{-11}$$

$$\text{pH} = -\log 5 \times 10^{-11} = 11 - \log 5 = 11 - 0.7 = 10.3$$

-2 أحسب قيمة pH عند إضافة 0.1 mol من الحمض HCl إلى لتر من المحلول المنظم السابق.

$$[HCl] = [H_3O^+] = 0.1 \text{ M}$$

$$[BH^+] = 0.3 + 0.1 = 0.4 \text{ M}$$

$$[B] = 0.3 - 0.1 = 0.2 \text{ M}$$

$$K_b = \frac{[OH^-][BH^+]}{[B]} \Rightarrow 2 \times 10^{-4} = \frac{[OH^-] \times 0.4}{0.2}$$

$$[OH^-] = 1 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log 1 \times 10^{-4} = 4$$

$$\text{pH} = 14 - 4 = 10$$

تنويه: السؤال السابع: سؤال وزارة 2001 تكميلي



تم بحمد الله وشكره وتوفيقه

فما كان من صواب فالحمد لله ومن فضل الله وتوفيقه

وما كان من خطأ فمن نفسي وتقصيري

أسأل الله أن ينفع بهذا العمل

ويتقبله قبولاً مباركاً كما يليق بجلال وجهه وعظيم سلطانه

مع همة قوية إلى الوحدة الثانية

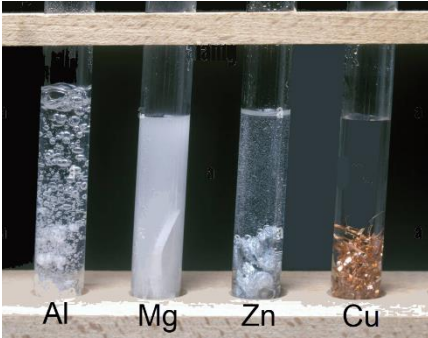
الوحدة الثانية: الكيمياء الكهربائية



💡 أتأمل الصورة ص73: تطبيق فضائي على تفاعلات التأكسد والاختزال: وقود صلب طورته وكالة ناسا الفضائية مكوّن من فوق كلورات الأمونيوم NH_4ClO_4 ومسحوق الألمنيوم Al، فوق الكلورات تؤكسد الألمنيوم فينتج أكسيد الألمنيوم Al_2O_3 وكلوريد الألمنيوم $AlCl_3$ وبخار الماء H_2O وغاز النيتروجين N_2 مع درجة حرارة يصل إليها التفاعل مقدارها $2760^\circ C$ ، فتتمدد الغازات بسرعة ويندفع الصاروخ من منصة الانطلاق.

💡 تفاعلات التأكسد والاختزال شائعة في الطبيعة ومهمة في الصناعة وهي متلازمة (إذا كان هناك تأكسد فهناك اختزال)، ويصاحبها إنتاج طاقة كهربائية أو استهلاكها

التجربة الاستهلاكية: تفاعل بعض الفلزات مع حمض الهيدروكلوريك HCl



محلول حمض الهيدروكلوريك HCl (1M) شريط مغنيسيوم Mg، حبيبات خارصين Zn، حبيبات ألمنيوم، سلك نحاس Cu

❓ أعدد الفلزات التي تفاعلت مع حمض الهيدروكلوريك HCl

المغنيسيوم Mg، الألمنيوم Al، الخارصين Zn ولم يتفاعل النحاس

❓ أرتب الفلزات حسب نشاطها في تفاعلها مع الحمض

$Zn < Al < Mg$

❓ أكتب معادلات كيميائية موزونة للفلزات التي تفاعلت مع الحمض

معادلة التفاعل	الفلز المتفاعل
$Mg(s) + 2HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + H_2(g)$	Mg
$2Al(s) + 6HCl(aq) \rightarrow 2AlCl_3(aq) + 3H_2(g)$	Al
$Zn(s) + 2HCl(aq) \rightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g)$	Zn

❓ أعدد التغيير الذي طرأ على شحنة كل فلز في التفاعلات السابقة، ما نوع التفاعل؟

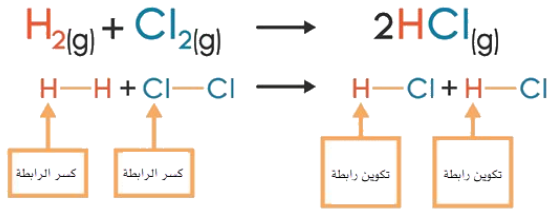
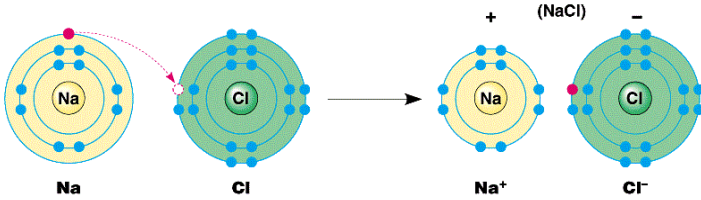
التغيير الذي طرأ على شحنة الفلز	الفلز المتفاعل
تغيرت الشحنة من 0 إلى +2	Mg
تغيرت الشحنة من 0 إلى +3	Al
تغيرت الشحنة من 0 إلى +2	Zn

نوع التفاعل: استبدال (إحلال أحادي) أيضاً نوعه تأكسد واختزال

تمهيد: "تعالوا نتذكر شغلات في التأسيس"

ضوء اللبنة وراجع معلوماتك التأسيسية بخصوص العناصر وتصنيفها:

- تذكر أن الفلزات تميل إلى فقد الإلكترونات، بينما اللافلزات تميل إلى الكسب أو المشاركة، فالمركب الأيوني ينتج من تفاعل فلز ولافلز وعملية فقد وكسب إلكترونات مثل مركب NaCl، أما المركب التساهمي ينتج من مشاركة اللافلزات لإلكتروناتها مثل HCl

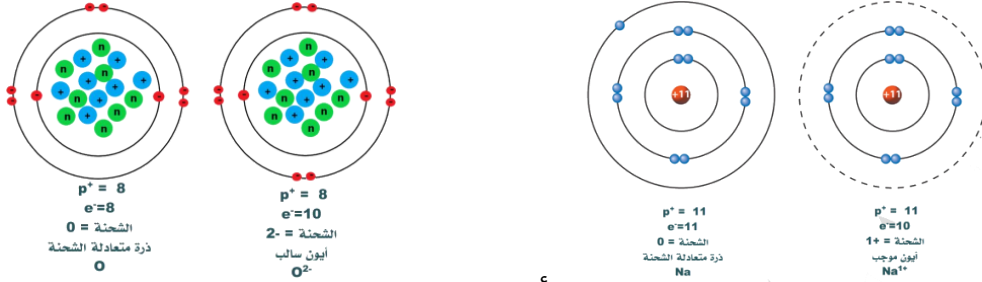


الفلزات		الشحنات الثابتة للفلزات واللافلزات في المركبات الأيونية فقط										اللافلزات					
+1	+2											+3	-3	-2	-1	He	
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	الفلزات الانتقالية غير ثابتة الشحنة في المركبات الأيونية										Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

- هذه الشحنات لأشهر العناصر الممثلة من الفلزات واللافلزات ثابتة في المركبات الأيونية، أما في المركبات التساهمية فإننا سنتعامل أيضاً مع شحنات تعتمد على خاصية السالبية الكهربائية تُسمى بعدد التأكسد وسندرسها في هذه الوحدة إن شاء الله تعالى
- أما الفلزات الانتقالية: فالثابتة شحنته كأيون وداخل المركبات الأيونية: الفضة (+1) AgCl والخارصين ZnCl₂ والكاديوم (+2) CdCl₂ وهذا الغالب عليها، أما باقي **الفلزات الانتقالية** شحنتها غير ثابتة وتكون حسب التفاعل والمادة الأخرى التي معها وكل ذلك نستطيع تحديده من خلال أعداد التأكسد التي سندرسها لاحقاً
 - تعلمنا سابقاً أن العنصر الذي يفقد إلكتروناته يحمل شحنة موجبة لأن عدد البروتونات أكثر من الإلكترونات وهذا ينطبق على الفلزات، والعنصر الذي يكتسب إلكترونات يحمل الشحنة السالبة لأن عدد البروتونات أقل من الإلكترونات وهذا ينطبق على اللافلزات

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي



من نفس

الحرارة أي التي تتكون

العناصر -

العنصر فقط مستقرة في الظروف الطبيعية، سواء كانت أحادية الذرة مثل Na أو ثنائية مثل Cl₂ أو أكثر من ذلك مثل S₈ أو P₄ فإن شحنة العنصر تساوي صفر

- المركب الأيوني مثل NaCl أو المركب التساهمي مثل H₂O نقول عنه متعادلة الشحنة يعني شحنته صفر

التسمية	رمز المجموعة	التسمية	رمز المجموعة
أمونيوم	NH ₄ ⁺	بيكربونات	HCO ₃ ⁻
بيرمنغنات	MnO ₄ ⁻	كلورات	ClO ₃ ⁻
سيانيد	CN ⁻	نتريت	NO ₂ ⁻
هيدروكسيد	OH ⁻	نترات	NO ₃ ⁻
كبريتات	SO ₄ ²⁻	كربونات	CO ₃ ²⁻
كبريتيت	SO ₃ ²⁻	كرومات	CrO ₄ ²⁻
فوسفات	PO ₄ ³⁻	ديكرومات	Cr ₂ O ₇ ²⁻

- تذكر شحنات المجموعات الأيونية من خلال هذا الجدول فهي مفيدة لك في هذه الوحدة أما شحنات الفلزات واللافلزات ستتمكن منها كاملة من خلال قواعد أعداد التأكسد في هذه الوحدة

- تفاعلات الإحلال الأحادي [البسيط]: وهي أن يحل عنصر نشط محل عنصر آخر في مركب

$$A + BX \rightarrow AX + B \Leftrightarrow \text{مركب}$$

- تفاعلات الإحلال الأحادي أنواع، لا بد من استخدام سلسلة النشاط الكيميائي:

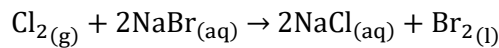
1- إحلل الفلز النشط محل الهيدروجين، فينتج غاز الهيدروجين:

$$Zn(s) + 2HCl(aq) \rightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g)$$

2- إحلل الفلز النشط محل فلز آخر أقل نشاطاً في مركب:

$$Cu(s) + 2AgNO_3(aq) \rightarrow Cu(NO_3)_2(aq) + 2Ag(s)$$

3- إحلل اللافلز النشط محل لافلز آخر أقل نشاطاً في مركب:



هذه التفاعلات ستمر عليك في الدرس الثاني من خلال مسائل تلقائية التفاعلات

سلسلة النشاط الكيميائي

K
Na
Li
Ca
Mg
Al
Mn
Zn
Fe
Ni
Pb
H
Cu
Ag
Hg
Au

زيادة النشاط الكيميائي للفلزات ←

F
Cl
Br
I

← زيادة نشاط الهالوجينات

الدرس الأول: التأكسد والاختزال Oxidation and Reduction

تعريفات الدرس الأول:

- **الكيمياء الكهربائية:** أحد فروع الكيمياء الذي يهتم بدراسة التحولات بين الطاقة الكيميائية والكهربائية الناتجة عن تفاعلات التأكسد والاختزال والتطبيقات العملية المرتبطة بها
- **التأكسد:** فقد الإلكترونات أو زيادة عدد التأكسد
- **الاختزال:** كسب الإلكترونات أو نقصان عدد التأكسد
- **تفاعل التأكسد والاختزال:** تفاعل كيميائي تحدث فيه عمليتا التأكسد والاختزال معاً
- **نصف التفاعل:** جزء من الخلية الجلفانية يحدث فيها نصف تفاعل تأكسد أو نصف تفاعل اختزال
- **عدد التأكسد:** الشحنة الفعلية لأيون الذرة في المركبات الأيونية، أما في المركبات الجزيئية فيعرّف بأنه الشحنة التي يفترض أن تكتسبها الذرة المكونة للرابطة التساهمية مع ذرة أخرى فيما لو انتقلت إلكترونات الرابطة كلياً إلى الذرة التي لها أعلى سالبية كهربائية
- **العامل المؤكسد:** المادة التي تؤكسد مادة أخرى في التفاعل الكيميائي، إذ يكتسب إلكترونات من المادة التي يؤكسدها، وتحدث له عملية اختزال
- **العامل المختزل:** المادة التي تختزل مادة أخرى في التفاعل الكيميائي، إذ يفقد إلكترونات تكسبها المادة التي يختزلها، وتحدث له عملية تأكسد
- **التأكسد والاختزال الذاتي:** سلوك المادة كعامل مؤكسد وعامل مختزل في التفاعل نفسه

مفهوم التأكسد والاختزال

❓ ما المقصود بالكيمياء الكهربائية وبم تهتم؟

هي أحد فروع الكيمياء الذي يهتم بدراسة التحولات بين الطاقة الكيميائية والكهربائية الناتجة عن تفاعلات التأكسد والاختزال والتطبيقات العملية المرتبطة بها

❓ وضح: أثر تفاعلات التأكسد والاختزال في حياتنا

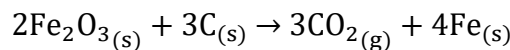
3- تحدث تلك التفاعلات في بعض العمليات الحيوية، مثل: البناء الضوئي، التنفس، وتحرير الطاقة من الغذاء اللازم لأداء الكائن الحي أنشطته المختلفة

4- بسببها تحصل وسائل النقل على الطاقة اللازمة لتسييرها عن طريق حرق الوقود

5- أيضاً بسببها ينتج صدأ الحديد، ويحدث ذلك عند تعرض الحديد للهواء الجوي الرطب

❓ ما هو المفهوم القديم للتأكسد والاختزال؟

استخدم الكيميائيون القدامى مصطلح التأكسد لوصف تفاعل المادة مع الأكسجين، ومصطلح الاختزال لوصف نزع الأكسجين من المادة



فالكربون تأكسد لأنه ارتبط بالأكسجين، وأكسيد الحديد III اختزل لأنه انتزع منه الأكسجين ونتج منه الحديد

مع مرور الوقت تتطور مفهوم التأكسد والاختزال ليشمل تفاعلات لا تتضمن التفاعل مع الأكسجين

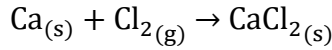
المفوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرتاوي

ما هو المفهوم الحديث للتأكسد والاختزال؟ وما هو تفاعل التأكسد والاختزال؟

- التأكسد: فقد الإلكترونات أو زيادة عدد التأكسد (التعريف الكامل)
- الاختزال: كسب الإلكترونات أو نقصان عدد التأكسد (التعريف الكامل)
- تفاعل التأكسد والاختزال: تفاعل كيميائي تحدث فيه عمليتا التأكسد والاختزال معاً

شرح مثال الكتاب ص77: يتفاعل الكالسيوم مع غاز الكلور، كلاهما متعادل الشحنة، فينتج مركب أيوني وهو كلوريد الكالسيوم

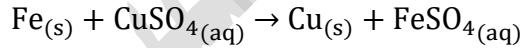


CaCl₂ المركب ينتج من اتحاد أيون الكالسيوم الموجب Ca²⁺ وأيون كلوريد سالب 2Cl⁻

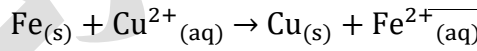
المادة التي تأكسدت:	ذرة الكالسيوم فقدت إلكترونين
المادة التي اختزلت:	ذرتي الكلور في جزيء الكلور كسبت كل منهما إلكترونًا
نصف تفاعل / تأكسد:	نكتب التفاعل السابق على شكلي نصف تفاعل $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2e^{-}$
نصف تفاعل / اختزال:	$\text{Cl}_2 + 2e^{-} \rightarrow 2\text{Cl}^{-}$

عدد الإلكترونات المفقودة خلال التأكسد = عدد الإلكترونات المكتسبة خلال الاختزال
[لا بأس لو لم تتقن الموازنة أو كتابة الأنصاف من البداية، سترتمكن لاحقًا من كل ذلك، أيضًا سترتمكن من معرفة من تأكسد ومن اختزل باستخدام طريقة أخرى، فلا تقلق]

مثال (1) ص77: يتفاعل الحديد مع محلول كبريتات النحاس II حسب المعادلة:



أحدّد الذرة أو الأيون الذي تأكسد أو اختزل في التفاعل وأكتب أنصاف تفاعلات التأكسد والاختزال
نكتب معادلة التفاعل الأيونية النهائية:



لاحظ لم نكتب SO₄²⁻ ونسميه الأيون المتفرج لأنه دخل وخرج من التفاعل بنفس الهيئة (ونسخة منهاجك لا يطالبك بهذه المعلومة بخصوص الأيون المتفرج)

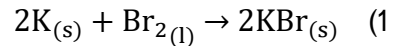
من المعادلة الأيونية النهائية يظهر من الذي تأكسد ومن الذي اختزل

المادة التي تأكسدت:	ذرة الحديد فقدت إلكترونين وتحول لأيون الحديد الموجب
المادة التي اختزلت:	أيون النحاس اكتسب إلكترونين وتحول لذرة متعادلة
نصف تفاعل / تأكسد:	نكتب التفاعل السابق على شكلي نصف التفاعل $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2e^{-}$
نصف تفاعل / اختزال:	$\text{Cu}^{2+} + 2e^{-} \rightarrow \text{Cu}$

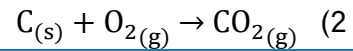
المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

أتحقق ص 77: (1) أحدد الذرات أو الأيونات التي تأكسدت أو اختزلت في التفاعلات الآتية:



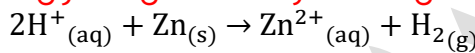
المادة التي تأكسدت:	البوتاسيوم فقدت كل ذرة إلكترونًا وتحولت إلى أيون موجب
المادة التي اختزلت:	ذرات جزيء البروم اكتسبت إلكترونين وتحولت إلى أيون سالب



المادة التي تأكسدت:	ذرة الكربون تأكسدت لأنها ارتبطت بالأكسجين
المادة التي اختزلت:	ذرات جزيء الأكسجين

ستفهم هذا التفاعل بشكل أفضل عند دراسة عدد التأكسد

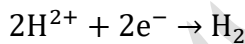
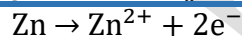
أتحقق ص 77: (2) أكتب نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال للتفاعل الآتي:



يتضح من التفاعل أنها المعادلة الأيونية النهائية ولا يوجد أيونات متفرجة نحذفها

المادة التي تأكسدت:	ذرة الخارصين فقدت إلكترونين وتحولت إلى أيون موجب
المادة التي اختزلت:	أيون الهيدروجين كل منهما اكتسب إلكترونًا وتحول إلى جزيء متعادل

نكتب التفاعل السابق على شكل نصف التفاعل



نصف تفاعل / تأكسد:

نصف تفاعل / اختزال:

تعزيز:

- الأيونات المتفرجة هي أيونات في المحلول لم يطرأ عليها أي تغير خلال التفاعل، فكانت قبل التفاعل وبعده بنفس الحالة، فنقول عنها: لم تتأكسد ولم تُختزل
- هناك تفاعلات لا يحدث فيها تأكسد واختزال، أي أن كل مادة في التفاعل لم تتغير شحنتها

تذكر علاقات سريعة كمقارنة:

الاختزال	التأكسد
نزع الأكسجين	الاتحاد مع الأكسجين
اكتساب الإلكترونات (قلت الشحنة)	فقد الإلكترونات (زادت الشحنة)
الإلكترونات مع المتفاعلات	الإلكترونات مع النواتج

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

ورقة عمل (20): مفهوم التأكسد والاختزال

تدريب (1): ما الاسم الذي يُطلق على فقد المادة لإلكتروناتها؟



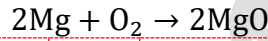
التأكسد	-1	التأكسد	-2
الاختزال	-3	الاختزال	-4
التعادل		التعادل	
		الانتقال	

تدريب (2): ما الاسم الذي يُطلق على اكتساب المادة لإلكترونات غيرها؟

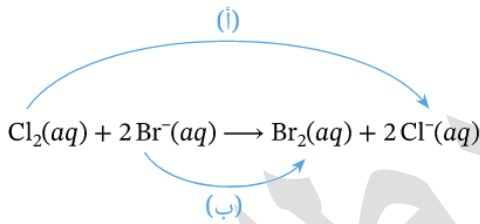


التأكسد	-1	التأكسد	-2
الاختزال	-3	الاختزال	-4
التعادل		التعادل	
		الانتقال	

تدريب (3): وفق المعادلة الآتية: تتحول قطعة مغنيسيوم متروكة في الهواء إلى أكسيد المغنيسيوم تدريجياً، في هذا التفاعل المغنيسيوم وفق المفهوم القديم و وفق المفهوم الحديث



يتأكسد/يتأكسد	-1	يُختزل/يُختزل	-2
يتأكسد/يُختزل	-3	يُختزل/يتأكسد	-4



تدريب (4): انظر المعادلة الآتية ثم أجب عما يأتي:



-1 السهم الذي يشير إلى عملية الاختزال هو:

(أ)	-1
(ب)	-2

-2 السهم الذي يتعلق بعملية التأكسد هو:

(أ)	-1
(ب)	-2

-3 السهم الذي يتعلق بالعُنصر الذي اكتسب الإلكترونات:

(أ)	-1
(ب)	-2

-4 نصف تفاعل الاختزال هو:

$\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{Cl}^- + 2\text{e}^-$	-2	$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$	-1
$2\text{Br}^- + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Br}_2$	-4	$2\text{Br}^- \rightarrow \text{Br}_2 + 2\text{e}^-$	-3

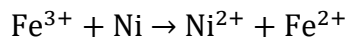
-5 نصف تفاعل التأكسد هو:

$Cl_2 \rightarrow 2Cl^- + 2e^-$	-2	$Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$	-1
$2Br^- + 2e^- \rightarrow Br_2$	-4	$2Br^- \rightarrow Br_2 + 2e^-$	-3

تدريب (5): حدّد الذرات أو الأيونات التي تأكسدت أو اختزلت في التفاعلات الآتية ثم اكتب نصفي تفاعل



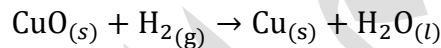
التأكسد والاختزال



تدريب (6): حدّد الذرات أو الأيونات التي تأكسدت أو اختزلت في التفاعلات الآتية (((وفق مفهوم التأكسد



والاختزال القديم)))



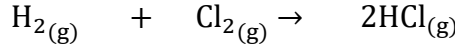
تنويه: المفهوم القديم يعتمد على نزع الأكسجين أو الاتحاد معه



عدد التأكسد Oxidation Number

تحدث تفاعلات التأكسد والاختزال على تكوين مركبات أيونية بالإضافة لمركبات تساهمية لا يكون فيها الفقد والكسب بشكل كلي

شرح مثال الكتاب ص78: يتفاعل غاز الهيدروجين مع غاز الكلور لتكوين غاز كلوريد الهيدروجين



رابطة قطبية رابطة غير قطبية رابطة غير قطبية

؟ فسر: الرابطة التساهمية القطبية بين ذرتي الكلور والهيدروجين في مركب HCl رغم أن مكوناته جزيئات غير قطبية

لأن السالبية الكهربائية للكلور أعلى من الهيدروجين، فيكون زوج إلكترونات الرابطة مزاحاً باتجاه ذرة الكلور دون أن يحدث انتقال كلي، فتظهر على الهيدروجين شحنة جزئية موجبة وعلى الكلور شحنة جزئية سالبة

فلو افترضنا أن هناك انتقال كلي لإلكترونات الرابطة إلى ذرة الكلور، سيكون عدد تأكسد الهيدروجين +1 وعدد تأكسد الكلور -1

؟ فسر: استحداث العلماء لمفهوم عدد التأكسد

لأن التعريف السابق للتأكسد والاختزال لم يشمل التفاعلات التي لا يحدث فيها انتقال كلي للإلكترونات بين الذرات، فكان لا بد من مفهوم جديد يفسر جميع تفاعلات التأكسد والاختزال

تعزير: يقصد الكتاب أن مفهوم التأكسد والاختزال من خلال فقد وكسب الإلكترونات مفهوم غير شامل فتم إدخال مفهوم زيادة ونقصان عدد التأكسد ليكون شاملاً وكاملاً، وهذا سنثبته أكثر عندما نصل إلى التغيير في عدد التأكسد

؟ ما المقصود بعدد التأكسد؟

الشحنة الفعلية لأيون الذرة في المركبات الأيونية، أما في المركبات الجزيئية فيعرف بأنه الشحنة التي يفترض أن تكتسبها الذرة المكونة للرابطة التساهمية مع ذرة أخرى فيما لو انتقلت إلكترونات الرابطة كلياً إلى الذرة التي لها أعلى سالبية كهربائية

خطوات سريعة لإيجاد عدد التأكسد باستخدام القواعد السابقة:

كيف تبدأ حل المسألة، ابدأ بهذه العناصر:

(1) الفلور = -1

(2) فلزات المجموعة الأولى والثانية والألمنيوم 1A = +1 / 2A = +2 / Al = +3

(3) الهيدروجين

(4) الأكسجين

(5) الهالوجينات الأخرى غير الفلور

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

قواعد حساب أعداد التأكسد



الرقم	قواعد أساسية لحساب أعداد التأكسد	مثال	عدد التأكسد
1	عدد تأكسد ذرة العنصر الحر يساوي صفرًا، سواء وُجدَ على شكل ذرات أو جزيئات.	C N ₂ S ₈	0 0 0
2	عدد تأكسد الأيون أحادي الذرة يساوي شحنة هذا الأيون.	Cu ²⁺ S ²⁻	+2 -2
3	عدد تأكسد عناصر المجموعة الأولى IA وعناصر المجموعة الثانية IIA وعنصر الألمنيوم في جميع مركباتها يساوي: +1، +2، +3 على الترتيب.	Li في Li ₂ O Ca في CaO Al في AlF ₃	+1 +2 +3
4	عدد تأكسد الهيدروجين في معظم مركباته (+1)، ما عدا عندما يرتبط مع الفلزات مكونًا هيدريد الفلز؛ فيكون حينئذ (-1).	H في HF H في NaH H في BaH ₂	+1 -1 -1
5	عدد تأكسد الأكسجين في معظم مركباته (-2)، ما عدا فوق الأكاسيد، فيكون حينئذ (-1)، وعندما يرتبط مع الفلور يكون موجبًا.	O في H ₂ O O في K ₂ O ₂ O في OF ₂	-2 -1 +2
6	عدد تأكسد الفلور في جميع مركباته يساوي (-1)، وعدد تأكسد الهالوجينات Cl، Br، I في معظم مركباتها يساوي (-1)، أما إذا ارتبط أي منها مع الأكسجين أو مع هالوجين سالبية الكهربية أعلى فيكون عدد تأكسده موجبًا، وترتيبها حسب السالبية الكهربية: Cl > Br > I.	F في NaF I في KI Cl في ClF Br في HBrO ₂	-1 -1 +1 +3
7	مجموع أعداد التأكسد لجميع ذرات أو أيونات العناصر المكونة للمركب المتعادل يساوي صفرًا.		
8	مجموع أعداد التأكسد لجميع ذرات العناصر المكونة لأيون متعدد الذرات يساوي شحنة هذا الأيون.		

تعزير:

- ليس كل مركب فيه ذرتي أكسجين يعتبر فوق أكسيد، انتبه، ركز على مركبات فوق الأكسيد التي فيها ذرتين أكسجين بالإضافة إلى فلز من المجموعة الأولى أو الثانية، أو الهيدروجين
- الهيدروجين أعلى سالبية كهربية من الفلزات وأشباه الفلزات كالبورون B لذا سيكون عدد تأكسده معهم سالبًا، مثل: LiAlH₄ و NaBH₄، بينما الهيدروجين مع اللافلزات سيكون هو الأقل سالبية كهربية لذا سيكون عدد تأكسده موجبًا مثل: NH₃ و PH₃
- راجع اللافلزات حتى تميز الفلزات، وهي الهالوجينات، الأكسجين، النيتروجين، الكبريت، الفسفور، السيليونيوم، الكربون، الهيدروجين

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

سننق على مختصرات لتسهيل الحل، فعدد التأكسد Oxidation Number المعروف حسب القواعد سنكتبه مضروباً بعدد ذرات نفس العنصر، والعنصر مجهول عدد التأكسد نضع رمزه مضروباً بعدد ذراته، نجمع كل ذلك ونساويه بشحنة المركب سواء كانت صفر أو كانت عليه شحنة سالبة أو موجبة لنحسب عدد التأكسد للعنصر غير المعروف، أو نطبق أسلوب الكتاب

مثال: مركب CH_4 الماء وإيجاد شحنة الكربون

$$(C \times 1) + (+1 \times 4) = 0$$

$$C + 4 = 0$$

$$C = -4$$

$$(n_{oxid\ C} \times n_{C\ atoms}) + (n_{oxid\ H} \times n_{H\ atoms}) = 0$$

$$(n_{oxid\ C} \times 1) + (+1 \times 4) = 0$$

$$n_{oxid\ C} = -4$$

حيث أن n_{oxid} هو عدد التأكسد و n_{atoms} هو عدد الذرات

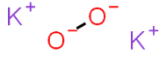
مثال (2) ص 79: أحدد عدد التأكسد لذرة الكبريت في المركبات أو الأيونات الآتية:

HS^-	Na_2SO_4	SO_2
نطبق قاعدة 4 للهيدروجين فعدد تأكسده = +1 وقاعدة 8 لأنه أيون متعدد الذرات فمجموع أعداد التأكسد = -1	نطبق قاعدة 3 للصوديوم فعدد تأكسده = +1 نطبق قاعدة 5 للأكسجين فعدد تأكسده = -2 وقاعدة 7 لأنه مركب متعادل فمجموع أعداد التأكسد = 0	نطبق قاعدة 5 للأكسجين فعدد تأكسده = -2 وقاعدة 7 لأنه مركب متعادل فمجموع أعداد التأكسد = 0
$(+1 \times 1) + (S \times 1) = -1$ $S = -2$	$(+1 \times 2) + (S \times 1) + (-2 \times 4) = 0$ $S = +6$	$(S \times 1) + (-2 \times 2) = 0$ $S = +4$

مثال (3) ص 80: أحدد عدد التأكسد للعنصر الذي تحته خط في المركبات أو الأيونات الآتية:

$Cr_2O_7^{2-}$	$KMnO_4$
نطبق قاعدة 5 للأكسجين فعدد تأكسده = -2 وقاعدة 8 لأنه أيون متعدد الذرات فمجموع أعداد التأكسد = -2	نطبق قاعدة 3 للبتوتاسيوم فعدد تأكسده = +1 وقاعدة 5 للأكسجين فعدد تأكسده = -2 وقاعدة 7 لأنه مركب متعادل فمجموع أعداد التأكسد = 0
$(Cr \times 2) + (-2 \times 7) = -2$ $Cr = +6$	$(+1 \times 1) + (Mn \times 1) + (-2 \times 4) = 0$ $Mn = +7$
NH_4^+	CaO_2
نطبق قاعدة 4 للهيدروجين فعدد تأكسده = +1 وقاعدة 8 لأنه أيون متعدد الذرات فمجموع أعداد التأكسد = +1	نطبق قاعدة 3 للكالسيوم فعدد تأكسده = +2 وقاعدة 7 لأنه مركب متعادل فمجموع أعداد التأكسد = 0
$(N \times 1) + (+1 \times 4) = +1$ $N = -3$	$(+2 \times 1) + (O \times 2) = 0$ $O = -1$ لاحظ أن هذا المركب فوق أكسيد

3- فوق الأكاسيد تكون فيها ذرتي أكسجين مرتبطين ببعضهما (برابطة تساهمية) $[O - O]^{2-}$ مجموعة



أيونية اسمها فوق أكسيد، إما ترتبط مع فلز برابطة أيونية مثل فوق أكسيد البوتاسيوم

K_2O_2 أو ترتبط مع لافلز برابطة تساهمية مثل فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 ، غير

مطلوب معرفة رسمة المركب ويكتفى بحفظ أمثلة الكتاب سواء في المحتوى أو في

مراجعة دروس الكتاب وأيضاً الواردة في أسئلة دورات الوزارة السابقة وفي كل الأحوال انظر

الفائدة 4

4- لو نظرت إلى شحنة الفلز في فوق الأكاسيد فإنها لن تتغير بخلاف الأكسجين، BaO_2 ، Na_2O_2

فمثلا الصوديوم +1 ولو طبقنا القواعد فإن الأكسجين هنا سيكون -1 ونفس الشيء بالنسبة للباريوم

فشحنته دائماً +2 بينما الأكسجين هنا -1 إذاً هذا المركب فوق الأكسيد لأن شحنة الأكسجين -1 فإذا ارتبط

الأكسجين بالفلز فقط فابدأ بالفلز

5- قد يكون لذرات العنصر الواحد أكثر من عدد تأكسد في مركباته أو أيوناته المختلفة

6- قد يكون عدد التأكسد كسر (ليس عدداً صحيحاً) وقد يكون صفراً وهذا غير وارد معنا في الأمثلة

7- موضع إشارة الشحنة في عدد التأكسد عكس موضع إشارة الشحنة الأيونية عندما نكتب العنصر كأيون فمثلا

أيون الكالسيوم Ca^{2+} بينما نكتب عدد التأكسد له +2 وذلك للتفريق بين الشحنة الأيونية وعدد التأكسد

المفوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

ورقة عمل (21): عدد التأكسد

تدريب (1): عدد التأكسد As في مركب NaAsO_3 :



+2	-2	+1	-1
+5	-4	+4	-3

تدريب (2): عدد التأكسد S في مركب KHSO_4 :



-4	-2	-6	-1
+6	-4	+5	-3

تدريب (3): عدد تأكسد N يساوي +5 في مركب:



N_2	-2	NH_4^+	-1
N_2O_5	-4	NH_3	-3

تدريب (4): أعلى عدد تأكسد للكلور Cl سيكون في المجموعة الأيونية:



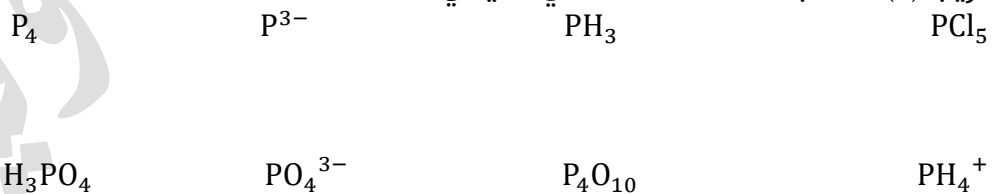
ClO_3^-	-2	ClO_4^-	-1
ClO^-	-4	ClO_2^-	-3

تدريب (5): احسب أعداد تأكسد Sb في مركباته الآتية:



تنبيه: تذكر اللافلزات لتمييز أن SbH_3 هيدريد وأن الهيدروجين كهروسالبية أعلى

تدريب (6): احسب أعداد تأكسد P في ما يأتي:



المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

تدريب (7): احسب أعداد التأكسد للعناصر المحددة:



	N_2O_5		$NaCl$
	$HClO$		ClO^-
	CH_4		BaO_2
	CaH_2		CO_2
	I_2		CO
	$SnCl_4$		F_2O
	Na_2O		F_2O_2
	SO_2		Li_2O_2
	HF		$CuBr$
	LiH		FeO
	$Cr_2O_7^{2-}$		NO_3^-
	HNO_3		NO_2^-

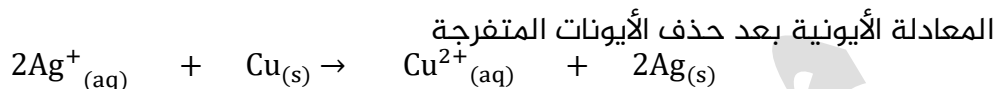
تدريب (8): X عنصر مجهول، احسب أعداد تأكسده في ما يأتي:



التغير في أعداد التأكسد

ما فائدة حساب أعداد التأكسد؟

من الحساب سُميَ الذرات أو الأيونات التي تأكسدت أو اختزلت في التفاعل
شرح مثال الكتاب ص81: يتفاعل النحاس مع محلول نترات الفضة مكوناً محلول نترات النحاس وترسب
الفضة:



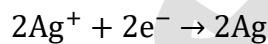
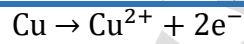
✓ ينقص عدد تأكسد أيون الفضة من +1 ← 0

✓ يزداد عدد تأكسد ذرة النحاس من 0 ← +2

💡 النقصان في عدد التأكسد دليل على حدوث الاختزال (اكتساب إلكترونات).

والزيادة في عدد التأكسد دليل على حدوث التأكسد

فنقول: تأكسدت ذرات النحاس، واختزلت أيونات الفضة



نصف تفاعل التأكسد:

نصف تفاعل الاختزال:

عدد الإلكترونات المفقودة = عدد الإلكترونات المكتسبة

💡 خطوات تحديد الذرات التي تأكسدت واختزلت باستخدام التغير في عدد التأكسد:

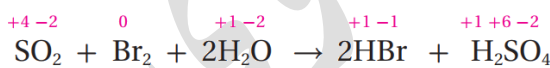
1- تحديد أعداد التأكسد لجميع الذرات أو الأيونات في المواد المتفاعلة والنتيجة

2- تحديد التغير في عدد التأكسد

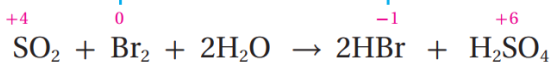
3- نطبّق العلاقة: قل اختزل، زاد تأكسد

4- لا يهمننا موازنة المعادلة لحساب أعداد التأكسد أو تحديد التغير فيها

مثال (4) ص82: أحدد الذرات التي تأكسدت والذرات التي اختزلت في التفاعل الآتي:



نقصان عدد تأكسد Br من 0 إلى -1 / اختزال



زيادة عدد تأكسد S من +4 إلى +6 / تأكسد

قل بمقدار 1 لكل ذرة اختزلت ذرات البروم في Br_2

زاد بمقدار 2، تأكسدت ذرات الكبريت في SO_2

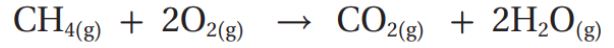
أما الأكسجين والهيدروجين فلم يتغيرا

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

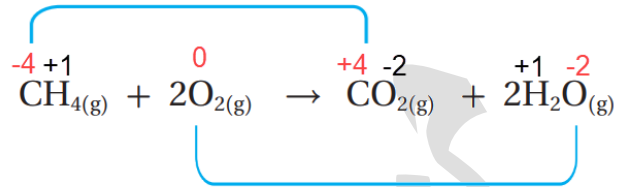
إعداد: م. مريم السرطاوي

❓ **أتحقق ص 82:** أحدد الذرات التي تأكسدت والذرات التي اختزلت اعتماداً على التغير في أعداد التأكسد في التفاعلات الآتية:

(1)

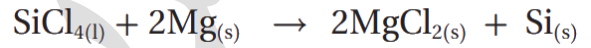


زيادة عدد تأكسد C من -4 إلى +4 / تأكسد

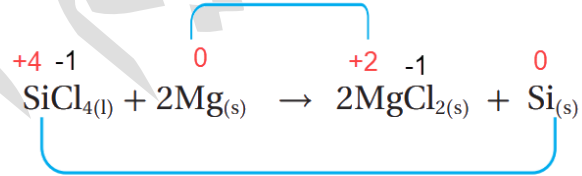


نقصان عدد تأكسد O من 0 إلى -2 / اختزال

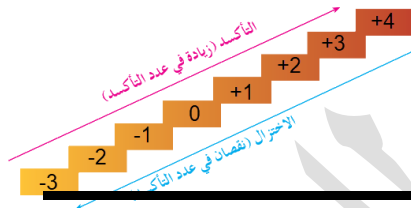
(2)



زيادة عدد تأكسد Mg من 0 إلى +2 / تأكسد



نقصان عدد تأكسد Si من +4 إلى 0 / اختزال



فائدة: في السؤال السابق فرع (1) مقدار التغير في عدد التأكسد للكربون يساوي الفرق بين الأكبر (+4) والأصغر (-4) = 8

حاول أن تفكر فيه:

أعلى تغير في عدد التأكسد لذرة ما سيكون في التفاعل:

$\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	(a)
$\text{H}_2\text{S} + 4\text{F}_2 \rightarrow 2\text{HF} + \text{SF}_6$	(b)
$\text{Cl}_2 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$	(c)
$\text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{F}_2 \rightarrow \text{KClO}_4 + 2\text{HF}$	(d)

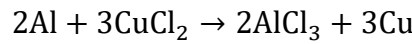
تدريبات محلولة

تدريب (1): حدد الذرات التي تأكسدت واختزلت باستخدام التغيير في عدد التأكسد وتلك التي لم تتغير:

$$3S + 3H_2O \rightarrow H_2SO_3 + H_2S$$

الحل:

تأكسد الكبريت S لأنه زاد عدد تأكسده من 0 في S إلى +4 في H_2SO_3
اختزل الكبريت S لأنه قل عدد تأكسده من 0 في S إلى -2 في H_2S
عدد تأكسد الهيدروجين والأكسجين لم يتغير في التفاعل
ملاحظة: سندرس هذا النوع من التفاعلات لاحقاً، نفس الذرة تتأكسد وتختزل في التفاعل نفسه



الحل:

تأكسد الألمنيوم Al لأنه زاد عدد تأكسده من 0 في Al إلى +3 في $AlCl_3$
اختزل النحاس Cu لأنه قل عدد تأكسده من +2 في $CuCl_2$ إلى 0 في Cu
عدد تأكسد الكلور لم يتغير في التفاعل

تدريب (2): حدّد نصف التفاعل الذي تأكسدت فيه ذرات النيتروجين N:

$N_2O_4 \rightarrow NO$	(a)
$NO \rightarrow N_2$	(b)
$N_2 \rightarrow NO_2$	(c)
$NO_3^- \rightarrow N_2O_4$	(d)

الحل: (c)

لا يهمننا المعادلة الموزونة لتحديد الذي تأكسد أو اختزل، وفي الحصة القادمة سنتعلم موازنة تلك التفاعلات بالتفصيل.

تدريب (3): إذا تأكسد كبريتيد الهيدروجين H_2S وأنتج حمض الكبريتيك H_2SO_4 فإن مقدار التغيير في عدد تأكسد الكبريت هو:

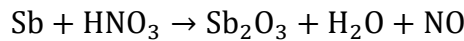
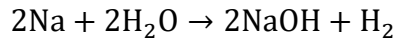
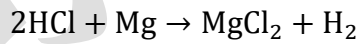
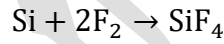
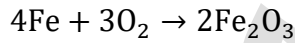
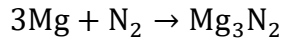
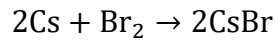
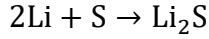
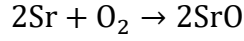
6	(b)	2	(a)
8	(d)	4	(c)

الحل: (d) نطرح الصغير من الكبير $8 - (-2) = 6 + 2 = 8$

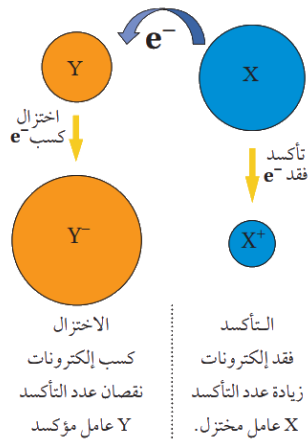
في الامتحان الوزاري: قد يطلب منك المادة التي تأكسدت أو اختزلت، ممكن يطلب منك التغيير في عدد التأكسد لمادة ما، وممكن يطلب منك مقدار الزيادة أو النقصان في عدد التأكسد لمادة ما

ورقة عمل (22): التغير في عدد التأكسد

تدريب: حدد الذرات أو الأيونات التي تأكسدت واختزلت باستخدام التغير في عدد التأكسد:



العامل المؤكسد والعامل المختزل



ما المقصود بالعامل المؤكسد، والعامل المختزل؟

- العامل المؤكسد: المادة التي تؤكسد مادة أخرى في التفاعل الكيميائي، إذ يكتسب إلكترونات من المادة التي يؤكسدها، وتحدث له عملية اختزال
- العامل المختزل: المادة التي تختزل مادة أخرى في التفاعل الكيميائي، إذ يفقد إلكترونات تكسبها المادة التي يختزلها، وتحدث له عملية تأكسد

بعض العوامل المؤكسدة والمختزلة الشائعة (المركبات حفظ والباقي فهم):



عوامل مختزلة	عوامل مؤكسدة
الفلزات متعادلة الشحنة، مثل: Na, Mg, Ba, Zn, Cu	جزيئات العناصر ذات الكهروسالبية العالية، مثل: $Br_2, F_2, O_2, O_3, Cl_2, I_2$
الأيونات الأحادية السالبة، مثل: H^-, Cl^-, F^-, O^{2-}	الأيونات الأحادية الموجبة، مثل: $Na^+, Mg^{2+}, Ni^{2+}, Al^{3+}, Zn^{2+}, H^+$
(مركبات) بعض هيدريدات الفلزات وأشباه الفلزات، مثل: $NaBH_4, LiAlH_4$ أول أكسيد الكربون CO هيدريد الليثيوم والألمنيوم $LiAlH_4$ وبوروهيدريد الصوديوم $NaBH_4$ سيتكررا معك في العضوية	(مركبات) وأيونات متعددة الذرات محتوية على ذرات ذات أعداد تأكسد عالية، مثل: $KMnO_4, K_2Cr_2O_7$ ديكرومات البوتاسيوم $K_2Cr_2O_7$ سيتكرر معك في العضوية

تعزير خارجي:

- لاحظ المركبات في العوامل المؤكسدة المذكورة في الكتاب تحوي مجموعات أيونية فيها ذرة لها عدد تأكسد عالي وهذا يعطيها قوة أكثر كعامل مؤكسد، كالكروم، المنجنيز، الخ، وعلى نفس المبدأ: $HNO_3, HClO_4, KCrO_4$
- بعض المواد قد تعمل على الجهتين يعني عامل مؤكسد ومختزل ونحدد سلوكها حسب الذي معها وهذا نحدد من خلال التغيير في عدد التأكسد داخل التفاعل، أيضاً سنتعلم لاحقاً قوة تلك العوامل المؤكسدة والمختزلة من خلال قيم معيارية في الدرس الثاني "الخلايا الغلفانية"
- لا تنطبق تلك القواعد بشكل عام على كل المركبات والأيونات، فقد يأتي الأيون الموجب في تفاعل ويكون عاملاً مؤكسداً وفي آخر يكون عاملاً مختزلاً لذا لو جاءت في تفاعل فإننا ننظر إلى التفاعل لتأكيد، ولو جاءت عناصر أو أيونات منفردة فنطبق هذه القواعد السريعة
- غاز الهيدروجين H_2 عامل مختزل جيد، وقد يكون عاملاً مؤكسداً إذا جاء عامل مختزل أقوى منه في التفاعل
- الفلزات تميل إلى الفقد (تأكسدت فهي عوامل مختزلة)، اللافلزات تميل إلى الكسب (اختزلت فهي عوامل مؤكسدة)، وعموماً الأيون الأحادي الموجب يميل إلى الكسب والعكس في الأيون الأحادي السالب
- يعتبر F_2 من أعلى العناصر الحرة كعامل مؤكسد والسبب كهروسالبية العالية، ويعتبر أيون MnO_4^- عامل مؤكسد قوي والسبب عدد التأكسد المرتفع لذرة المنجنيز Mn حيث يساوي +7

Li	Be								
Na	Mg				O	F			
K	Ca					Cl			
Rb	Sr					Br			
Cs	Ba					I			

■ عامل مختزل ■ عامل مؤكسد

رابط ذهني سريع للعناصر الحرة والأيونات الأحادية:

المؤكسد موجب جزئي، والمختزل: سالب فلز

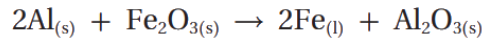
المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

خطوات تحديد العامل المؤكسد والعامل المختزل:

- 1- تحديد أعداد التأكسد لجميع الذرات أو الأيونات في المواد المتفاعلة والنتيجة
- 2- تحديد التغير في عدد التأكسد
- 3- تطبق العلاقة: قل اختزل، زاد تأكسد
- 4- المادة المتفاعلة التي تأكسدت ذراتها أو أيوناتها هي العامل المختزل
- 5- المادة المتفاعلة التي اختزلت ذراتها أو أيوناتها هي العامل المؤكسد

مثال (5) ص 83: يعد تفاعل التيرمايت أحد تفاعلات التأكسد والاختزال المهمة حيث يتفاعل الألمنيوم مع أكسيد الحديد (III) لتكوين أكسيد الألمنيوم والحديد وكمية كبيرة من الطاقة كافية لصهر الحديد الناتج، حسب المعادلة، حدد العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل:



أكسيد الحديد Fe_2O_3 هو العامل المؤكسد
زاد، تأكسد: ذرات الألمنيوم حدث لها تأكسد لذا الألمنيوم Al هو العامل المختزل

قل، اختزل: أيونات الحديد حدث لها اختزال لذا

أكسيد الحديد Fe_2O_3 هو العامل المؤكسد

زاد، تأكسد: ذرات الألمنيوم حدث لها تأكسد لذا الألمنيوم Al هو العامل المختزل

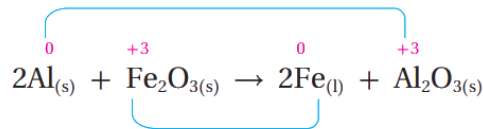
المختزل

فنقول: Fe_2O_3 أكسد ذرات الألمنيوم

و Al اختزل أيونات الحديد

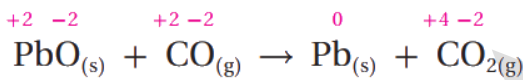
أما الأكسجين فلم يحدث عليه تغير

زيادة في عدد تأكسد Al من 0 إلى +3 / تأكسد



نقصان عدد تأكسد Fe من +3 إلى 0 / اختزال

مثال (6) ص 84: أعدد العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل الآتي:



قل، اختزل: أيونات الرصاص حدث لها اختزال لذا أكسيد الرصاص PbO هو العامل المؤكسد

هو العامل المؤكسد

زاد، تأكسد: ذرات الكربون حدث لها تأكسد لذا

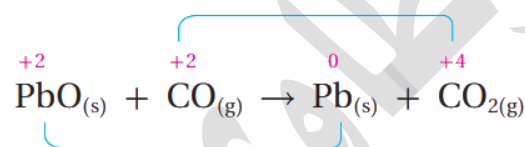
هو العامل المختزل

فنقول: PbO أكسد ذرات الكربون

و CO اختزل أيونات الرصاص

أما الأكسجين فلم يحدث عليه تغير

زيادة في عدد تأكسد C من +2 إلى +4 / تأكسد



نقصان عدد تأكسد Pb من +2 إلى 0 / اختزال

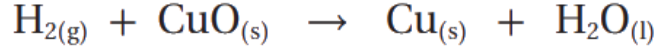
أتحقق ص 84: هل يحتاج حدوث التحولات الآتية إلى عامل مؤكسد أم عامل مختزل؟ أفسر

I_2 عامل مؤكسد لأنه اختزل حيث عدد تأكسد I نقص من 0 ← -1	يحتاج عامل مختزل	$\text{I}_2 \rightarrow 2\text{I}^-$	أ
Sn^{2+} عامل مختزل لأنه تأكسد حيث عدد تأكسد Sn زاد من +2 ← +4	يحتاج عامل مؤكسد	$\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Sn}^{4+}$	ب
Mn^{2+} عامل مختزل لأنه تأكسد حيث عدد تأكسد Mn زاد من +2 ← +4	يحتاج عامل مؤكسد	$\text{Mn}^{2+} \rightarrow \text{MnO}_2$	ج

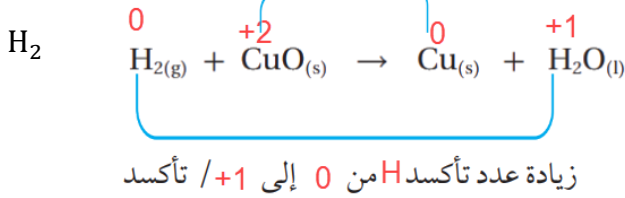
المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

أتحقق ص 84 (2): أحدد العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل الآتي:



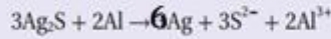
نقصان عدد تأكسد Cu من 0 إلى +2 / اختزال



قل، اختزل: أيونات النحاس حدث لها اختزال لذا
أكسيد النحاس CuO هو العامل المؤكسد
زاد، تأكسد: ذرات الهيدروجين حدث لها تأكسد لذا
هو العامل المختزل
فنقول: CuO أكسد ذرات الهيدروجين
و H₂ اختزل أيونات النحاس
أما الأكسجين فلم يحدث عليه تغير

الربط مع الحياة

تعرّض القطع الفضية للسواد مع الزمن بسبب تكوّن مادّة كبريتيد الفضة Ag₂S على سطحها الخارجي. ويمكن إزالة هذه الطبقة بوضع هذه القطع الفضية بورق من الألمنيوم في وعاء يحتوي على محلول كربونات الصوديوم وملح الطعام وتسخينه، فتأكسد ذرات الألمنيوم وتختزل أيونات الفضة حسب المعادلة:



فتستعيد القطع الفضية لمعانها وبريقها.



تذكر: في التفاعل هناك فرق بين من وقع عليه الاختزال والتأكسد، وبين العوامل، فالعوامل هي المواد المتفاعلة بينما من تأكسد واختزل هو ذرات أو أيونات تلك المواد التي تغير عدد تأكسدها

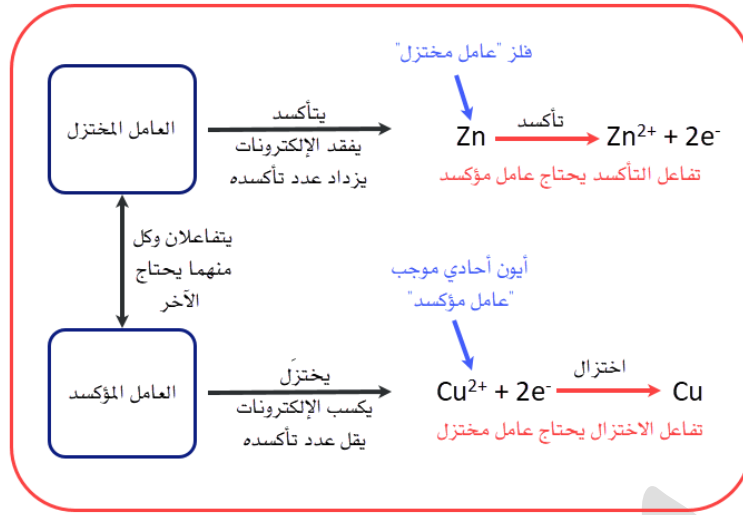
حاول أن تفكر فيه: حدّد العوامل المؤكسدة من المختزلة في ما يأتي:

	CaH ₂
	Cs
	NaClO ₄
	Ni ²⁺
	F ₂

مساعدة: تذكر الجدول المصنّف لعوامل مؤكسدة ومختزلة شائعة، فإذا رأيت مركباً فابحث في طبيعته ذراته، الإجابة ستكون خلال شرح هذه الفكرة على اليوتيوب

تذكر الخريطة المفاهيمية ومختصرات شائعة لتمييز العامل المؤكسد من المختزل:

المؤكسد: موجب جزئي، والمختزل: سالب فلز



ستتعلم أيضاً في الدرس الثاني أن العامل المختزل هو المصعد (قطب الأنود) والعامل المؤكسد هو المهبط (قطب الكاثود)

تدريبات محلولة

تدريب (1): حدد العامل المؤكسد والمختزل مما يلي:
 Cl^{-} , H^{+} , H^{-} , Mg , O_2 , Cl_2 , Ca^{2+} , Ag

الحل:

(المؤكسد: موجب جزيء)، يعني أيون أحادي موجب، أو جزيئات عناصر حرة
 H^{+} , O_2 , Cl_2 , Ca^{2+}

(المختزل: سالب فلز)، يعني أيون أحادي سالب، أو فلزات
 Cl^{-} , H^{-} , Mg , Ag

تدريب (2): من خلال أنصاف التفاعلات الآتية، حدّد هل يحتاج حدوث التحول إلى عامل مؤكسد أم عامل مختزل؟

استراتيجية الحل السريع:

نحدد نوع نصف التفاعل، فإذا كان اختزالاً فهو يحتاج عاملاً مختزلاً وإن كان تأكسداً فهو يحتاج عاملاً مؤكسداً
 $H_2S \rightarrow S$

تغير عدد تأكسد الكبريت S من -2 إلى 0، زاد عدد التأكسد فهذا نصف تفاعل تأكسد ويحتاج عامل مؤكسد
 $NO_2 \rightarrow NH_3$

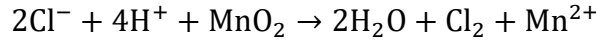
تغير عدد تأكسد النيتروجين N من +4 إلى -3، قل عدد التأكسد فهذا نصف تفاعل اختزال ويحتاج عامل مختزل

ملاحظة: معادلات التأكسد والاختزال أو أنصاف تلك التفاعلات قد تجدها غير موزونة، وكل ذلك ستتعلمه في

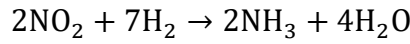
الدروس القادمة

ورقة عمل (23): العامل المؤكسد والعامل المختزل

تدريب (1): حدد العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل الآتي:

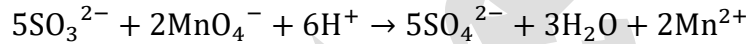


تدريب (2): في التفاعل الآتي، هل H_2 عامل مؤكسد أم عامل مختزل؟ فسر إجابتك

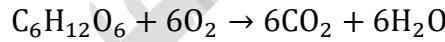


مساعدة: لديك مركبان في النواتج فيهما H، اختر المركب الذي لا يتعلق بالعنصر الآخر N في عملية التأكسد والاختزال

تدريب (3): حدّد العامل المؤكسد في هذا التفاعل:



تدريب (4): حدّد العامل المختزل في هذا التفاعل:



تدريب (5): في تفاعل تأكسد واختزال فيها المادتان A و B بحيث A فقدت الإلكترونات و B اكتسبت تلك

الإلكترونات؟ فأيهما العامل المؤكسد وأيها العامل المختزل؟



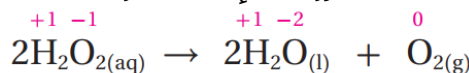
التأكسد والاختزال الذاتي

في بعض تفاعلات التأكسد والاختزال تسلك المادة نفسها كعامل مختزل وكعامل مؤكسد في التفاعل نفسه، فنسمي التفاعل: تفاعل تأكسد واختزال ذاتي

ما المقصود بتفاعل التأكسد والاختزال الذاتي؟

سلوك المادة كعامل مؤكسد وعامل مختزل في التفاعل نفسه

شرح مثال ص85: يتحلل فوق أكسيد الهيدروجين إلى الماء والأكسجين حسب المعادلة:



لم يتغير عدد تأكسد الهيدروجين على الطرفين بينما

قل عدد تأكسد 0 من -1 في H_2O_2 ← -2 في H_2O

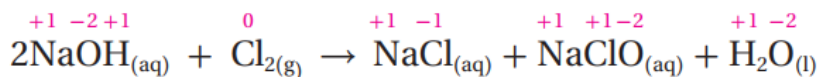
زاد عدد تأكسد 0 من -1 في H_2O_2 ← 0 في O_2

لأن التأكسد والاختزال حدثا لنفس العنصر في نفس المركب H_2O_2 فهذا التفاعل تأكسد واختزال ذاتي، وهذا المركب H_2O_2 هو عامل مؤكسد وعامل مختزل في الوقت نفسه

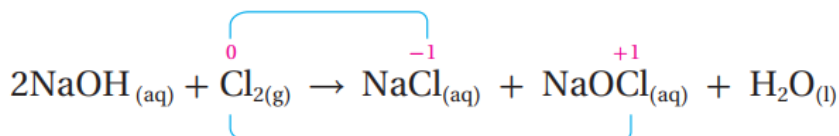
مثال (7) ص85: يتفاعل الكلور مع محلول هيدروكسيد الصوديوم البارد حسب المعادلة الكيميائية الآتية:



أبين لماذا يُعد التفاعل أعلاه مثالا على تفاعلات التأكسد والاختزال الذاتي



قل عدد تأكسد الكلور من (صفر ← -1) / اختزال



زاد عدد تأكسد الكلور من (صفر ← +1) / تأكسد

الهيدروجين والأكسجين لم تتغير أعداد تأكسدهما

قل عدد تأكسد ذرة الكلور الأولى Cl من 0 في Cl_2 ← -1 في Cl^-

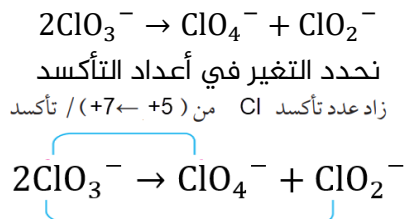
زاد عدد تأكسد ذرة الكلور الثانية Cl من 0 في Cl_2 ← +1 في ClO^-

لأن التأكسد والاختزال حدثا لنفس العنصر في نفس المركب Cl_2 فهذا التفاعل تأكسد واختزال ذاتي، ونعتبر Cl_2 عامل مؤكسد وعامل مختزل في الوقت نفسه

العامل المؤكسد والمختزل في وقت واحد لعنصره ثلاث أعداد تأكسد مختلفة

أتحقق ص 85: أحدد المعادلات التي تمثل تفاعل تأكسد واختزال ذاتي:

(1)



قل عدد تأكسد Cl من (+5 ← +3) / اختزال

الأكسجين لم يتغير عدد تأكسده

قل عدد تأكسد ذرة الكلور الأولى Cl من +5 في ClO_3^- ← +3 في ClO_2^-

زاد عدد تأكسد ذرة الكلور الثانية Cl من +5 في ClO_3^- ← +7 في ClO_4^-

هذا تفاعل تأكسد واختزال ذاتي، و ClO_3^- عامل مؤكسد وعامل مختزل

(2)



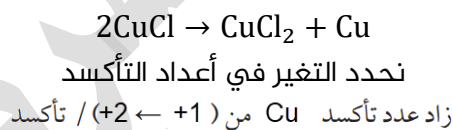
قل عدد تأكسد ذرة الهيدروجين H من +1 في H_2SO_4 ← 0 في H_2

زاد عدد تأكسد ذرة المغنيسيوم Mg من 0 في Mg ← +2 في Mg^{2+}

الأكسجين والكبريت لم يتغير عليهما شيء

التفاعل ليس تفاعل تأكسد واختزال ذاتي

(3)



قل عدد تأكسد Cu من (+1 ← 0) / اختزال

أيون الكلور أيون متفرج لم يطرأ عليه تغيير، ويمكن حذفه من معادلة التأكسد والاختزال

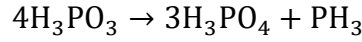
قل عدد تأكسد ذرة النحاس الأولى Cu من +1 في CuCl ← +2 في CuCl_2^-

زاد عدد تأكسد ذرة النحاس الثانية Cu من +1 في CuCl ← 0 في Cu

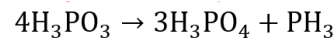
هذا تفاعل تأكسد واختزال ذاتي، و CuCl عامل مؤكسد وعامل مختزل

تدريبات محلولة

تدريب (1): حدد العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعلات الآتية، وبين ما إذا كان التفاعل تأكسد واختزال ذاتي أم لا؟

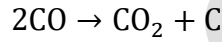


زاد عدد تأكسد P من (+3 ← +5) / تأكسد



قلَّ عدد تأكسد P من (+3 ← -3) / اختزال

أعداد تأكسد الهيدروجين والأكسجين لم تتغير، فقط تغير عدد تأكسد الفسفور
العامل المؤكسد: H_3PO_3 العامل المختزل: H_3PO_3
التفاعل نوعه تفاعل تأكسد واختزال ذاتي



زاد عدد تأكسد C من (+2 ← +4) / تأكسد

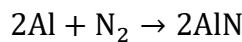
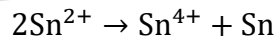
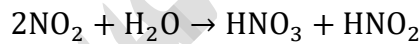
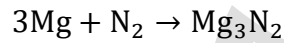
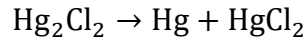


قلَّ عدد تأكسد C من (+2 ← 0) / اختزال


عدد تأكسد الأكسجين لم يتغير، وتغير فقط الكربون
العامل المؤكسد: CO العامل المختزل: CO
التفاعل نوعه تفاعل تأكسد واختزال ذاتي

ورقة عمل (24): التأكسد والاختزال الذاتي

تدريب: حدد تفاعلات التأكسد والاختزال الذاتي مع التوضيح



موازنة معادلات التأكسد والاختزال

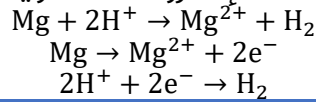
تحقق معادلات التأكسد والاختزال الموزونة: 


1- قانون حفظ الكتلة: أنواع وأعداد الذرات متماثلة في النواتج والمتفاعلات

$$\text{Mg} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2$$

نوع الذرات في التفاعل: مغنيسيوم وهيدروجين، متوفر على الطرفين، وعددهما متساوي

2- قانون حفظ الشحنة: مجموع شحنات المتفاعلات = مجموع شحنات النواتج
 والشحنة تتساوى على الطرفين عندما الإلكترونات متساوية في أنصاف التفاعلات



استراتيجية وزن معادلات الأكسدة والاختزال بطريقة نصف التفاعل [أيون - إلكترون] 

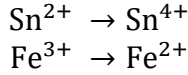
طبّق الاستراتيجية



مثال (8) ص 86: أوازن معادلة التأكسد والاختزال الآتية بطريقة نصف التفاعل:

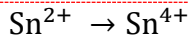


الحل: ألاحظ نفس المواد على الطرفين ولم يذكر لي أنها في وسط حمضي أو قاعدي لذا أطبق الاستراتيجية البسيطة



أقسم المعادلة إلى نصفي تفاعل حسب كل مادة
ألاحظ أنه زاد عدد تأكسد Sn وقل عدد تأكسد Fe

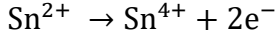
موزونة



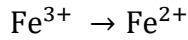
أوازن الذرات في كل نصف تفاعل

فرق الشحنات بين الطرفين (2) إذًا نجمع $2e^-$

إلى النواتج (الجهة الأكبر)

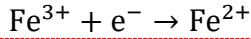


أوازن الشحنات حتى يكون متساويًا على الطرفين وذلك بإضافة عدد إلكترونات إلى طرف الشحنة الأكبر بمقدار الفرق بين شحنات الطرفين



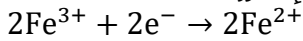
فرق الشحنات بين الطرفين (1) إذًا نجمع $1e^-$

إلى المتفاعلات (الجهة الأكبر)

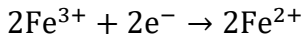


نضرب نصف تفاعل الاختزال بـ 2 حتى

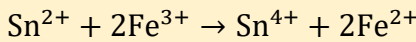
تتساوى الإلكترونات



أتأكد من مساواة الإلكترونات في أنصاف التفاعلات حتى تكون الإلكترونات المفقودة = الإلكترونات المكتسبة



أجمع نصفي التفاعل وأحذف الإلكترونات



المعادلة الكلية (النهائية) للتأكسد والاختزال

نلاحظ أن هذه الموازنة بسيطة فالمواد المتفاعلة ظاهرة أيضًا في النواتج، فإذا لم تظهر كل المواد فإننا سنستخدم الاستراتيجية الطويلة، بالعادة تفاعلات التأكسد والاختزال تحدث في وسط حمضي أو قاعدي

(محاليل مائية)، وقد تم كتابة المعادلة بالاستغناء عن:

1- جزيئات الماء لأن المحلول مائي والماء مذيب

2- أيونات الهيدروجين (الخاصة بالحمض)

3- أو أيونات الهيدروكسيد (الخاصة بالقاعدة)

فحتى نوازن المعادلة سنعيد تلك المواد أو نظهرها من جديد في المعادلة الكيميائية فتظهر أعداد

الذرات بشكل منضبط كما هو موضح في استراتيجية الموازنة

مثال (9) ص 88: أوازن المعادلة الآتية بطريقة نصف التفاعل في الوسط الحمضي:

$$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + \text{HNO}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + \text{NO}_3^{-}(\text{aq})$$

الحل: ألاحظ أن هناك نقص في المواد على الطرفين، لا يوجد أكسجين وهيدروجين بشكل موزون، والتفاعل في وسط حمضي، إذًا نطبق الاستراتيجية الطويلة

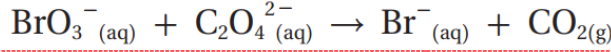
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$ $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{NO}_3^{-}$	أقسم المعادلة إلى نصفي تفاعل حسب كل مادة ووجودها على الطرفين
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}$ $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{NO}_3^{-}$	أوازن الذرات في كل نصف تفاعل، ما عدا الأكسجين والهيدروجين
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}$ <p>فرق الأكسجين بين الطرفين 7، نضيف 7 جزيئات ماء إلى النواتج</p> $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{NO}_3^{-}$ <p>فرق الأكسجين بين الطرفين 1، نضيف 1 جزيء ماء إلى المتفاعلات</p> $\text{H}_2\text{O} + \text{HNO}_2 \rightarrow \text{NO}_3^{-}$	أوازن الأكسجين في كل نصف تفاعل، بإضافة جزيئات ماء بعدد الفرق بين ذرات الأكسجين على الطرفين، وتكون الإضافة في الجهة الأقل أكسجين
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ <p>فرق الهيدروجين بين الطرفين 14، نضيف 14 أيون هيدروجين إلى المتفاعلات</p> $14\text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{O} + \text{HNO}_2 \rightarrow \text{NO}_3^{-}$ <p>فرق الهيدروجين بين الطرفين 3، نضيف 3 أيون هيدروجين إلى النواتج</p> $\text{H}_2\text{O} + \text{HNO}_2 \rightarrow \text{NO}_3^{-} + 3\text{H}^+$	أوازن الهيدروجين في كل نصف تفاعل، بإضافة أيونات هيدروجين بعدد الفرق بين الذرات على الطرفين، وتكون الإضافة في الجهة الأقل هيدروجين
$14\text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ <p>فرق الشحنات بين الطرفين (6) إذًا نجمع $6e^{-}$ إلى المتفاعلات</p> $14\text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6e^{-} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{O} + \text{HNO}_2 \rightarrow \text{NO}_3^{-} + 3\text{H}^+$ <p>فرق الشحنات بين الطرفين (2) إذًا نجمع $2e^{-}$ إلى النواتج</p> $\text{H}_2\text{O} + \text{HNO}_2 \rightarrow \text{NO}_3^{-} + 3\text{H}^+ + 2e^{-}$	أوازن الشحنات بإضافة عدد من الإلكترونات إلى طرف المعادلة الذي يكون فيه المجموع الجبري أكبر، حتى يتساوى المجموع على الطرفين
$14\text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6e^{-} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ $3\text{H}_2\text{O} + 3\text{HNO}_2 \rightarrow 3\text{NO}_3^{-} + 9\text{H}^+ + 6e^{-}$ <p>نختصر جزيئات الماء وأيونات الهيدروجين</p>	أؤكد من مساواة الإلكترونات في أنصاف التفاعلات حتى تكون الإلكترونات المفقودة = الإلكترونات المكتسبة، فنضرب الثاني بـ 3
$5\text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3\text{HNO}_2 \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{NO}_3^{-} + 4\text{H}_2\text{O}$	أجمع نصفي التفاعل وأحذف الإلكترونات وأختصر المعادلة الكلية (النهائية) للتأكسد والاختزال

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

؟ أتحقق (1) ص 89: أوازن المعادلة الآتية بطريقة نصف التفاعل في الوسط الحمضي ثم أحدد العامل

المؤكسد والعامل المختزل

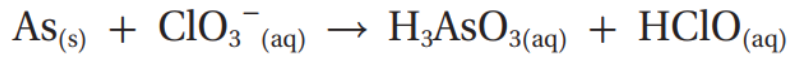


$\text{BrO}_3^- \rightarrow \text{Br}^-$ $\text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow \text{CO}_2$	أقسم المعادلة إلى نصفي تفاعل حسب كل مادة ووجودها على الطرفين
$\text{BrO}_3^- \rightarrow \text{Br}^-$ $\text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow 2\text{CO}_2$	أوازن الذرات في كل نصف تفاعل، ما عدا الأكسجين والهيدروجين
$\text{BrO}_3^- \rightarrow \text{Br}^-$ <p>فرق الأكسجين بين الطرفين 3، نضيف 3 جزيئات ماء إلى النواتج</p> $\text{BrO}_3^- \rightarrow \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	أوازن الأكسجين في كل نصف تفاعل، بإضافة جزيئات ماء بعدد الفرق بين ذرات الأكسجين على الطرفين، وتكون الإضافة في الجهة الأقل أكسجين
$\text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow 2\text{CO}_2$ <p>فرق الأكسجين بين الطرفين 0، فلا نضيف شيئاً من الماء</p> $\text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow 2\text{CO}_2$	
$\text{BrO}_3^- \rightarrow \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$ <p>فرق الهيدروجين بين الطرفين 6، نضيف 6 أيون هيدروجين إلى المتفاعلات</p> $6\text{H}^+ + \text{BrO}_3^- \rightarrow \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	أوازن الهيدروجين في كل نصف تفاعل، بإضافة أيونات هيدروجين بعدد الفرق بين الذرات على الطرفين، وتكون الإضافة في الجهة الأقل هيدروجين
$\text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow 2\text{CO}_2$ <p>فرق الهيدروجين بين الطرفين 0، لا نضيف شيئاً</p> $\text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow 2\text{CO}_2$	
$6\text{H}^+ + \text{BrO}_3^- \rightarrow \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$ <p>فرق الشحنات بين الطرفين (6) إذًا نجمع $6e^-$ إلى المتفاعلات</p> $6\text{H}^+ + \text{BrO}_3^- + 6e^- \rightarrow \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	أوازن الشحنات بإضافة عدد من الإلكترونات إلى طرف المعادلة الذي يكون فيه المجموع الجبري أكبر، حتى يتساوى المجموع على الطرفين
$\text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow 2\text{CO}_2$ <p>فرق الشحنات بين الطرفين (2) إذًا نجمع $2e^-$ إلى النواتج</p> $\text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2e^-$	
$6\text{H}^+ + \text{BrO}_3^- + 6e^- \rightarrow \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$ $3\text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow 6\text{CO}_2 + 6e^-$	أؤكد من مساواة الإلكترونات في أنصاف التفاعلات حتى تكون الإلكترونات المفقودة = الإلكترونات المكتسبة، فنضرب الثاني بـ 3
$6\text{H}^+ + \text{BrO}_3^- + 3\text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow \text{Br}^- + 6\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	أجمع نصفي التفاعل وأحذف الإلكترونات وأختصر المعادلة الكلية (النهائية) للتأكسد والاختزال

العامل المؤكسد: BrO_3^- العامل المختزل: $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$

? **أتحقق (2) ص 89:** أوازن المعادلة الآتية بطريقة نصف التفاعل في الوسط الحمضي ثم أحدد العامل

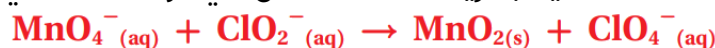
المؤكسد والعامل المختزل



$\begin{aligned} \text{As} &\rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_3 \\ \text{ClO}_3^- &\rightarrow \text{HClO} \end{aligned}$	أقسم المعادلة إلى نصفي تفاعل حسب كل مادة ووجودها على الطرفين
$\begin{aligned} \text{As} &\rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_3 \\ \text{ClO}_3^- &\rightarrow \text{HClO} \end{aligned}$	أوازن الذرات في كل نصف تفاعل، ما عدا الأكسجين والهيدروجين
$\begin{aligned} \text{As} &\rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_3 \\ \text{3H}_2\text{O} + \text{As} &\rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_3 \\ \text{ClO}_3^- &\rightarrow \text{HClO} \end{aligned}$	أوازن الأكسجين في كل نصف تفاعل، بإضافة جزيئات ماء بعدد الفرق بين ذرات الأكسجين على الطرفين، وتكون الإضافة في الجهة الأقل أكسجين
$\begin{aligned} \text{ClO}_3^- &\rightarrow \text{HClO} \\ \text{2H}_2\text{O} + \text{ClO}_3^- &\rightarrow \text{HClO} + 2\text{H}_2\text{O} \\ \text{3H}_2\text{O} + \text{As} &\rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_3 \end{aligned}$	أوازن الأكسجين بين الطرفين 2، نضيف 2 جزيئات ماء إلى النواتج
$\begin{aligned} \text{3H}_2\text{O} + \text{As} &\rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_3 + 3\text{H}^+ \\ \text{ClO}_3^- &\rightarrow \text{HClO} + 2\text{H}_2\text{O} \end{aligned}$	أوازن الهيدروجين بين الطرفين 3، نضيف 3 أيون هيدروجين إلى النواتج
$\begin{aligned} \text{ClO}_3^- &\rightarrow \text{HClO} + 2\text{H}_2\text{O} \\ \text{5H}^+ + \text{ClO}_3^- &\rightarrow \text{HClO} + 2\text{H}_2\text{O} \end{aligned}$	أوازن الهيدروجين بعدد الفرق بين الذرات على الطرفين، وتكون الإضافة في الجهة الأقل هيدروجين
$\begin{aligned} \text{5H}^+ + \text{ClO}_3^- &\rightarrow \text{HClO} + 2\text{H}_2\text{O} \\ \text{3H}_2\text{O} + \text{As} &\rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_3 + 3\text{H}^+ \end{aligned}$	أوازن الشحنات بإضافة عدد من الإلكترونات إلى طرف المعادلة الذي يكون فيه المجموع الجبري أكبر، حتى يتساوى المجموع على الطرفين
$\begin{aligned} \text{5H}^+ + \text{ClO}_3^- &\rightarrow \text{HClO} + 2\text{H}_2\text{O} \\ \text{3H}_2\text{O} + \text{As} &\rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_3 + 3\text{H}^+ + 3\text{e}^- \end{aligned}$	أوازن الشحنات بين الطرفين (3) إذًا نجمع 3e^- إلى النواتج
$\begin{aligned} \text{5H}^+ + \text{ClO}_3^- &\rightarrow \text{HClO} + 2\text{H}_2\text{O} \\ \text{4e}^- + \text{5H}^+ + \text{ClO}_3^- &\rightarrow \text{HClO} + 2\text{H}_2\text{O} \end{aligned}$	أوازن الشحنات بين الطرفين (4) إذًا نجمع 4e^- إلى المتفاعلات
$\begin{aligned} \text{12H}_2\text{O} + 4\text{As} &\rightarrow 4\text{H}_3\text{AsO}_3 + 12\text{H}^+ + 12\text{e}^- \\ \text{12e}^- + 15\text{H}^+ + 3\text{ClO}_3^- &\rightarrow 3\text{HClO} + 6\text{H}_2\text{O} \end{aligned}$	نضربها الأولى بـ 4 والثانية بـ 3
$\text{6H}_2\text{O} + 4\text{As} + 3\text{ClO}_3^- + 3\text{H}^+ \rightarrow 4\text{H}_3\text{AsO}_3 + 3\text{HClO}$	نختصر جزيئات الماء وأيونات الهيدروجين
	أجمع نصفي التفاعل وأحذف الإلكترونات وأختصر
	المعادلة الكلية (النهائية) للتأكسد والاختزال

العامل المؤكسد: ClO_3^- العامل المختزل: As

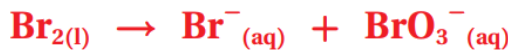
مثال (10) ص 90: أوازن المعادلة الآتية بطريقة نصف التفاعل في الوسط القاعدي:



الحل: نطبق الموازنة في الوسط الحمضي ونضيف خطوة إضافة أيونات الهيدروكسيد إلى طرفي المعادلة النهائية بنفس عدد أيونات الهيدروجين فيتكون الماء، ثم نختصر الماء على الطرفين أو نجمع ذات الطرف

$\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2$ $\text{ClO}_2^- \rightarrow \text{ClO}_4^-$	أقسم المعادلة إلى نصفي تفاعل حسب كل مادة ووجودها على الطرفين
$\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2$ $\text{ClO}_2^- \rightarrow \text{ClO}_4^-$	أوازن الذرات في كل نصف تفاعل، ما عدا الأكسجين والهيدروجين
$\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2$ <p>فرق الأكسجين بين الطرفين 2، نضيف 2 جزيء ماء إلى النواتج</p> $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{ClO}_2^- \rightarrow \text{ClO}_4^-$ <p>فرق الأكسجين بين الطرفين 2، نضيف 2 جزيء ماء إلى المتفاعلات</p> $2\text{H}_2\text{O} + \text{ClO}_2^- \rightarrow \text{ClO}_4^-$ $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	أوازن الأكسجين في كل نصف تفاعل، بإضافة جزيئات ماء بعدد الفرق بين ذرات الأكسجين على الطرفين، وتكون الإضافة في الجهة الأقل أكسجين
<p>فرق الهيدروجين بين الطرفين 4، نضيف 4 أيون هيدروجين إلى المتفاعلات</p> $4\text{H}^+ + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}_2\text{O} + \text{ClO}_2^- \rightarrow \text{ClO}_4^-$ <p>فرق الهيدروجين بين الطرفين 4، نضيف 4 أيون هيدروجين إلى النواتج</p> $2\text{H}_2\text{O} + \text{ClO}_2^- \rightarrow \text{ClO}_4^- + 4\text{H}^+$ $4\text{H}^+ + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	أوازن الهيدروجين في كل نصف تفاعل، بإضافة أيونات هيدروجين بعدد الفرق بين الذرات على الطرفين، وتكون الإضافة في الجهة الأقل هيدروجين
<p>فرق الشحنات بين الطرفين (3) إذًا نجمع $3e^-$ إلى المتفاعلات</p> $3e^- + 4\text{H}^+ + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}_2\text{O} + \text{ClO}_2^- \rightarrow \text{ClO}_4^- + 4\text{H}^+$ <p>فرق الشحنات بين الطرفين (4) إذًا نجمع $4e^-$ إلى النواتج</p> $2\text{H}_2\text{O} + \text{ClO}_2^- \rightarrow \text{ClO}_4^- + 4\text{H}^+ + 4e^-$	أوازن الشحنات بإضافة عدد من الإلكترونات إلى طرف المعادلة الذي يكون فيه المجموع الجبري أكبر، حتى يتساوى المجموع على الطرفين
<p>نضرب الأولى بـ 4 والثانية بـ 3</p> $12e^- + 16\text{H}^+ + 4\text{MnO}_4^- \rightarrow 4\text{MnO}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$ $6\text{H}_2\text{O} + 3\text{ClO}_2^- \rightarrow 3\text{ClO}_4^- + 12\text{H}^+ + 12e^-$ <p>نختصر جزيئات الماء وأيونات الهيدروجين</p>	أتأكد من مساواة الإلكترونات في أنصاف التفاعلات حتى تكون الإلكترونات المفقودة = الإلكترونات المكتسبة، المضاعف المشترك الأصغر = 12
$4\text{H}^+ + 4\text{MnO}_4^- + 3\text{ClO}_2^- \rightarrow 4\text{MnO}_2 + 3\text{ClO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O}$	أجمع نصفي التفاعل وأحذف الإلكترونات وأختصر المعادلة الكلية قبل إضافة الوسط القاعدي
$4\text{OH}^- + 4\text{H}^+ + 4\text{MnO}_4^- + 3\text{ClO}_2^- \rightarrow 4\text{MnO}_2 + 3\text{ClO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{OH}^-$	نضيف أيونات الهيدروكسيد لطرفي المعادلة بعدد أيونات الهيدروجين
$2\text{H}_2\text{O} + 4\text{MnO}_4^- + 3\text{ClO}_2^- \rightarrow 4\text{MnO}_2 + 3\text{ClO}_4^- + 4\text{OH}^-$	المعادلة الكلية في الوسط القاعدي

مثال (11) ص 92: أوازن المعادلة الآتية بطريقة نصف التفاعل في الوسط القاعدي:



$\text{Br}_2 \rightarrow \text{Br}^-$ $\text{Br}_2 \rightarrow \text{BrO}_3^-$	أقسم المعادلة إلى نصفي تفاعل حسب كل مادة ووجودها على الطرفين
$\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{Br}^-$ $\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{BrO}_3^-$	أوازن الذرات في كل نصف تفاعل، ما عدا الأكسجين والهيدروجين
$\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{Br}^-$ <p>فرق الأكسجين بين الطرفين 0</p> $\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{Br}^-$ $\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{BrO}_3^-$ <p>فرق الأكسجين بين الطرفين 6، نضيف 6 جزيء ماء إلى المتفاعلات</p> $6\text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{BrO}_3^-$	أوازن الأكسجين في كل نصف تفاعل، بإضافة جزيئات ماء بعدد الفرق بين ذرات الأكسجين على الطرفين، وتكون الإضافة في الجهة الأقل أكسجين
$\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{Br}^-$ <p>فرق الهيدروجين بين الطرفين 0</p> $\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{Br}^-$ $6\text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{BrO}_3^-$ <p>فرق الهيدروجين بين الطرفين 12، نضيف 12 أيون هيدروجين إلى النواتج</p> $6\text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+$	أوازن الهيدروجين في كل نصف تفاعل، بإضافة أيونات هيدروجين بعدد الفرق بين الذرات على الطرفين، وتكون الإضافة في الجهة الأقل هيدروجين
$\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{Br}^-$ <p>فرق الشحنات بين الطرفين (2) إذًا نجمع $2e^-$ إلى المتفاعلات</p> $2e^- + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{Br}^-$ $6\text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+$ <p>فرق الشحنات بين الطرفين (10) إذًا نجمع $10e^-$ إلى النواتج</p> $6\text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e^-$	أوازن الشحنات بإضافة عدد من الإلكترونات إلى طرف المعادلة الذي يكون فيه المجموع الجبري أكبر، حتى يتساوى المجموع على الطرفين
<p>نضرب الأولى بـ 5</p> $10e^- + 5\text{Br}_2 \rightarrow 10\text{Br}^-$ $6\text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e^-$ <p>نختصر جزيئات الماء وأيونات الهيدروجين</p>	أؤكد من مساواة الإلكترونات في أنصاف التفاعلات حتى تكون الإلكترونات المفقودة = الإلكترونات المكتسبة، المضاعف المشترك الأصغر = 10
$6\text{H}_2\text{O} + 6\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{BrO}_3^- + 10\text{Br}^- + 12\text{H}^+$	أجمع نصفي التفاعل وأحذف الإلكترونات وأختصر المعادلة الكلية قبل إضافة الوسط القاعدي
$12\text{OH}^- + 6\text{H}_2\text{O} + 6\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{BrO}_3^- + 10\text{Br}^- + 12\text{H}^+ + 12\text{OH}^-$	نضيف أيونات الهيدروكسيد لطرفي المعادلة بعدد أيونات الهيدروجين
$12\text{OH}^- + 6\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{BrO}_3^- + 10\text{Br}^- + 6\text{H}_2\text{O}$	المعادلة الكلية في الوسط القاعدي
$6\text{OH}^- + 3\text{Br}_2 \rightarrow \text{BrO}_3^- + 5\text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	المعادلة في أبسط صورة بالقسمة على 2

بالتأكيد لاحظت أن التفاعل تأكسد واختزال ذاتي

هذا سؤال وزارة 2015 صيفية

فائدة: قد يسألك ما عدد جزيئات الماء في الوسط الحمضي، فلا بد أن تنتبه أنها 3 وليس 6 لأن المعادلة تحتاج تبسيط، وأيضا عدد جزيئات الماء في الوسط القاعدي ستكون 3 لأننا بسطنا المعادلة

مثال (12) ص 92: أوازن نصف التفاعل الآتي بطريقة نصف التفاعل في الوسط القاعدي:

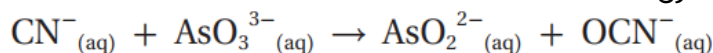


$\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_3$ <p>موزونة من ناحية النيتروجين</p>	أوازن الذرات، ما عدا الأكسجين والهيدروجين
$\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_3$ <p>فرق الأكسجين بين الطرفين 3، نضيف 3 جزيئات ماء جهة النواتج</p>	أوازن الأكسجين، بإضافة جزيئات ماء بعدد الفرق بين ذرات الأكسجين على الطرفين، وتكون الإضافة في الجهة الأقل أكسجين
$\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ <p>فرق الهيدروجين بين الطرفين 9، نضيف 9 أيونات هيدروجين إلى المتفاعلات</p>	أوازن الهيدروجين في كل نصف تفاعل، بإضافة أيونات هيدروجين بعدد الفرق بين الذرات على الطرفين، وتكون الإضافة في الجهة الأقل هيدروجين
$9\text{H}^+ + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ <p>فرق الشحنات بين الطرفين (8) إذاً نجمع 8e^- إلى المتفاعلات</p>	أوازن الشحنات بإضافة عدد من الإلكترونات إلى طرف المعادلة الذي يكون فيه المجموع الجبري أكبر، حتى يتساوى المجموع على الطرفين
$9\text{OH}^- + 8\text{e}^- + 9\text{H}^+ + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_3 + 3\text{H}_2\text{O} + 9\text{OH}^-$	نضيف أيونات الهيدروكسيد لطرفي المعادلة بعدد أيونات الهيدروجين
$9\text{H}_2\text{O} + 8\text{e}^- + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_3 + 3\text{H}_2\text{O} + 9\text{OH}^-$	نختصر الماء، أو نجمع حسب الطرف
$\text{NO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 8\text{e}^- \rightarrow \text{NH}_3 + 9\text{OH}^-$	نصف تفاعل الاختزال موزون في الوسط القاعدي

تعريض: ننتبه إلى الأيون فوق سهم التفاعل، إذا كان H^+ فهو وسط حمضي، وإذا كان OH^- فهو وسط قاعدي

أتحقق (1) ص93: أوازن المعادلة الآتية بطريقة نصف التفاعل في الوسط القاعدي ثم أحدد العامل

المؤكسد والعامل المختزل

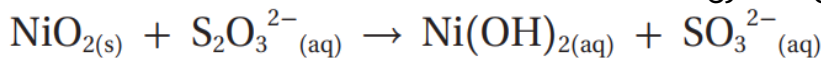


$\text{CN}^- \rightarrow \text{OCN}^-$ $\text{AsO}_3^{3-} \rightarrow \text{AsO}_2^{2-}$	أقسم المعادلة إلى نصفي تفاعل حسب كل مادة ووجودها على الطرفين
$\text{CN}^- \rightarrow \text{OCN}^-$ $\text{AsO}_3^{3-} \rightarrow \text{AsO}_2^{2-}$	أوازن الذرات في كل نصف تفاعل، ما عدا الأكسجين والهيدروجين
$\text{CN}^- \rightarrow \text{OCN}^-$ <p>فرق الأكسجين بين الطرفين 1، نضيف 1 جزيء ماء إلى المتفاعلات</p> $\text{H}_2\text{O} + \text{CN}^- \rightarrow \text{OCN}^-$	أوازن الأكسجين في كل نصف تفاعل، بإضافة جزيئات ماء بعدد الفرق بين ذرات الأكسجين على الطرفين، وتكون الإضافة في الجهة الأقل أكسجين
$\text{AsO}_3^{3-} \rightarrow \text{AsO}_2^{2-}$ <p>فرق الأكسجين بين الطرفين 1، نضيف 1 جزيء ماء إلى النواتج</p> $\text{AsO}_3^{3-} \rightarrow \text{AsO}_2^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{H}_2\text{O} + \text{CN}^- \rightarrow \text{OCN}^-$ <p>فرق الهيدروجين بين الطرفين 2، نضيف 2 أيون هيدروجين إلى النواتج</p> $\text{H}_2\text{O} + \text{CN}^- \rightarrow \text{OCN}^- + 2\text{H}^+$	أوازن الهيدروجين في كل نصف تفاعل، بإضافة أيونات هيدروجين بعدد الفرق بين الذرات على الطرفين، وتكون الإضافة في الجهة الأقل هيدروجين
$\text{AsO}_3^{3-} \rightarrow \text{AsO}_2^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ <p>فرق الهيدروجين بين الطرفين 2، نضيف 2 أيون هيدروجين إلى المتفاعلات</p> $2\text{H}^+ + \text{AsO}_3^{3-} \rightarrow \text{AsO}_2^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{H}_2\text{O} + \text{CN}^- \rightarrow \text{OCN}^- + 2\text{H}^+$ <p>فرق الشحنات بين الطرفين (2) إذًا نجمع $2e^-$ إلى النواتج</p> $\text{H}_2\text{O} + \text{CN}^- \rightarrow \text{OCN}^- + 2\text{H}^+ + 2e^-$	أوازن الشحنات بإضافة عدد من الإلكترونات إلى طرف المعادلة الذي يكون فيه المجموع الجبري أكبر، حتى يتساوى المجموع على الطرفين
$2\text{H}^+ + \text{AsO}_3^{3-} \rightarrow \text{AsO}_2^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ <p>فرق الشحنات بين الطرفين (1) إذًا نجمع $1e^-$ إلى المتفاعلات</p> $1e^- + 2\text{H}^+ + \text{AsO}_3^{3-} \rightarrow \text{AsO}_2^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	
<p>نضرب الثانية بـ 2</p> $\text{H}_2\text{O} + \text{CN}^- \rightarrow \text{OCN}^- + 2\text{H}^+ + 2e^-$ $2e^- + 4\text{H}^+ + 2\text{AsO}_3^{3-} \rightarrow 2\text{AsO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$	أؤكد من مساواة الإلكترونات في أنصاف التفاعلات حتى تكون الإلكترونات المفقودة = الإلكترونات المكتسبة، المضاعف المشترك الأصغر = 10
<p>نختصر جزيئات الماء وأيونات الهيدروجين</p> $2\text{H}^+ + \text{CN}^- + 2\text{AsO}_3^{3-} \rightarrow \text{OCN}^- + 2\text{AsO}_2^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	أجمع نصفي التفاعل وأحذف الإلكترونات وأختصر
$2\text{OH}^- + 2\text{H}^+ + \text{CN}^- + 2\text{AsO}_3^{3-} \rightarrow \text{OCN}^- + 2\text{AsO}_2^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{OH}^-$	المعادلة الكلية قبل إضافة الوسط القاعدي
$\text{H}_2\text{O} + \text{CN}^- + 2\text{AsO}_3^{3-} \rightarrow \text{OCN}^- + 2\text{AsO}_2^{2-} + 2\text{OH}^-$	نضيف أيونات الهيدروكسيد لطرفي المعادلة بعدد أيونات الهيدروجين
	المعادلة الكلية في الوسط القاعدي

العامل المؤكسد: AsO_3^{3-} العامل المختزل: CN^-

؟ **أتحقق (2) ص93:** أوازن المعادلة الآتية بطريقة نصف التفاعل في الوسط القاعدي ثم أحدد العامل

المؤكسد والعامل المختزل



$\text{NiO}_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2$ $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow \text{SO}_3^{2-}$	أقسم المعادلة إلى نصفي تفاعل حسب كل مادة ووجودها على الطرفين
$\text{NiO}_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2$ $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2\text{SO}_3^{2-}$	أوازن الذرات في كل نصف تفاعل، ما عدا الأكسجين والهيدروجين
$\text{NiO}_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2$ <p>فرق الأكسجين بين الطرفين 0</p> $\text{NiO}_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2$ $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2\text{SO}_3^{2-}$ <p>فرق الأكسجين بين الطرفين 3، نضيف 3 جزيء ماء إلى المتفاعلات</p> $3\text{H}_2\text{O} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2\text{SO}_3^{2-}$ $\text{NiO}_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2$ <p>فرق الهيدروجين بين الطرفين 2، نضيف 2 أيون هيدروجين إلى المتفاعلات</p> $2\text{H}^+ + \text{NiO}_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2$ $3\text{H}_2\text{O} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2\text{SO}_3^{2-}$ <p>فرق الهيدروجين بين الطرفين 6، نضيف 6 أيون هيدروجين إلى النواتج</p> $3\text{H}_2\text{O} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+$ $2\text{H}^+ + \text{NiO}_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2$ <p>فرق الشحنات بين الطرفين (2) إذًا نجمع $2e^-$ إلى المتفاعلات</p> $2e^- + 2\text{H}^+ + \text{NiO}_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2$ $3\text{H}_2\text{O} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+$ <p>فرق الشحنات بين الطرفين (4) إذًا نجمع $4e^-$ إلى النواتج</p> $3\text{H}_2\text{O} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4e^-$ <p>نضرب الأولى بـ 2</p> $4e^- + 4\text{H}^+ + 2\text{NiO}_2 \rightarrow 2\text{Ni}(\text{OH})_2$ $3\text{H}_2\text{O} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4e^-$ <p>نختصر جزيئات الماء وأيونات الهيدروجين</p> $3\text{H}_2\text{O} + 2\text{NiO}_2 + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2\text{Ni}(\text{OH})_2 + 2\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+$	أوازن الأكسجين في كل نصف تفاعل، بإضافة جزيئات ماء بعدد الفرق بين ذرات الأكسجين على الطرفين، وتكون الإضافة في الجهة الأقل أكسجين
$2\text{H}^+ + \text{NiO}_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2$ $3\text{H}_2\text{O} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2\text{SO}_3^{2-}$ <p>فرق الهيدروجين بين الطرفين 6، نضيف 6 أيون هيدروجين إلى النواتج</p> $3\text{H}_2\text{O} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+$ $2\text{H}^+ + \text{NiO}_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2$ <p>فرق الشحنات بين الطرفين (2) إذًا نجمع $2e^-$ إلى المتفاعلات</p> $2e^- + 2\text{H}^+ + \text{NiO}_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2$ $3\text{H}_2\text{O} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+$ <p>فرق الشحنات بين الطرفين (4) إذًا نجمع $4e^-$ إلى النواتج</p> $3\text{H}_2\text{O} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4e^-$ <p>نضرب الأولى بـ 2</p> $4e^- + 4\text{H}^+ + 2\text{NiO}_2 \rightarrow 2\text{Ni}(\text{OH})_2$ $3\text{H}_2\text{O} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4e^-$ <p>نختصر جزيئات الماء وأيونات الهيدروجين</p> $3\text{H}_2\text{O} + 2\text{NiO}_2 + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2\text{Ni}(\text{OH})_2 + 2\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+$	أوازن الهيدروجين في كل نصف تفاعل، بإضافة أيونات هيدروجين بعدد الفرق بين الذرات على الطرفين، وتكون الإضافة في الجهة الأقل هيدروجين
$2\text{H}^+ + \text{NiO}_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2$ $3\text{H}_2\text{O} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2\text{SO}_3^{2-}$ <p>فرق الهيدروجين بين الطرفين 6، نضيف 6 أيون هيدروجين إلى النواتج</p> $3\text{H}_2\text{O} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+$ $2\text{H}^+ + \text{NiO}_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2$ <p>فرق الشحنات بين الطرفين (2) إذًا نجمع $2e^-$ إلى المتفاعلات</p> $2e^- + 2\text{H}^+ + \text{NiO}_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2$ $3\text{H}_2\text{O} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+$ <p>فرق الشحنات بين الطرفين (4) إذًا نجمع $4e^-$ إلى النواتج</p> $3\text{H}_2\text{O} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4e^-$ <p>نضرب الأولى بـ 2</p> $4e^- + 4\text{H}^+ + 2\text{NiO}_2 \rightarrow 2\text{Ni}(\text{OH})_2$ $3\text{H}_2\text{O} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4e^-$ <p>نختصر جزيئات الماء وأيونات الهيدروجين</p> $3\text{H}_2\text{O} + 2\text{NiO}_2 + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2\text{Ni}(\text{OH})_2 + 2\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+$	أوازن الشحنات بإضافة عدد من الإلكترونات إلى طرف المعادلة الذي يكون فيه المجموع الجبري أكبر، حتى يتساوى المجموع على الطرفين
$4e^- + 4\text{H}^+ + 2\text{NiO}_2 \rightarrow 2\text{Ni}(\text{OH})_2$ $3\text{H}_2\text{O} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4e^-$ <p>نختصر جزيئات الماء وأيونات الهيدروجين</p> $3\text{H}_2\text{O} + 2\text{NiO}_2 + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2\text{Ni}(\text{OH})_2 + 2\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+$	أؤكد من مساواة الإلكترونات في أنصاف التفاعلات حتى تكون الإلكترونات المفقودة = الإلكترونات المكتسبة، المضاعف المشترك الأصغر = 10
$2\text{OH}^- + 3\text{H}_2\text{O} + 2\text{NiO}_2 + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2\text{Ni}(\text{OH})_2 + 2\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{OH}^-$	أجمع نصفي التفاعل وأحذف الإلكترونات وأختصر المعادلة الكلية قبل إضافة الوسط القاعدي
$2\text{OH}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{NiO}_2 + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2\text{Ni}(\text{OH})_2 + 2\text{SO}_3^{2-}$	نضيف أيونات الهيدروكسيد لطرفي المعادلة بعدد أيونات الهيدروجين
$2\text{OH}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{NiO}_2 + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2\text{Ni}(\text{OH})_2 + 2\text{SO}_3^{2-}$	المعادلة الكلية في الوسط القاعدي

العامل المؤكسد: NiO_2 العامل المختزل: $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$

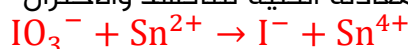
ملاحظة: وردت المعادلة في امتحان وزارة 2023، عدد مولات الإلكترونات في الوسط القاعدي، بالتأكيد

ستكون نفسها في الوسط الحمضي وتساوي 4

تدريبات محلولة

تدريب (1): أوازن المعادلة الآتية بطريقة نصف التفاعل في الوسط الحمضي ثم:

- 1 أحدد العامل المؤكسد والعامل المختزل
- 2 أحدد جزيئات الماء التي تم إضافتها إلى نصف تفاعل الاختزال
- 3 عدد مولات الإلكترونات المفقودة في نصف تفاعل التأكسد
- 4 عدد مولات الإلكترونات في المعادلة الكلية للتأكسد والاختزال



$\text{IO}_3^- \rightarrow \text{I}^-$ $\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Sn}^{4+}$
نوازن الذرات عدا الأكسجين والهيدروجين، وهي موزونة
<p>فرق الأكسجين في الأولى عالطرفين 3، نضيف 3 جزيئات ماء إلى النواتج</p> $\text{IO}_3^- \rightarrow \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$
<p>فرق الأكسجين في الثانية عالطرفين 0، لا نضيف شيئاً</p> $\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Sn}^{4+}$
<p>فرق الهيدروجين في الأولى عالطرفين 6، نضيف 6 أيون هيدروجين إلى النواتج</p> $6\text{H}^+ + \text{IO}_3^- \rightarrow \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$
<p>فرق الهيدروجين في الثانية عالطرفين 0، لا نضيف شيئاً</p> $\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Sn}^{4+}$
<p>فرق الشحنات في الأولى بين الطرفين (6) إذًا نجمع $6e^-$ إلى المتفاعلات</p> $6e^- + 6\text{H}^+ + \text{IO}_3^- \rightarrow \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$
<p>فرق الشحنات في الثانية بين الطرفين (2) إذًا نجمع $2e^-$ إلى النواتج</p> $\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Sn}^{4+} + 2e^-$
<p>الإلكترونات غير متساوية، نضرب الثانية بـ 3 وتبقى الأولى كما هي</p> $6e^- + 6\text{H}^+ + \text{IO}_3^- \rightarrow \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$ $3\text{Sn}^{2+} \rightarrow 3\text{Sn}^{4+} + 6e^-$
نجمع المعادلتين ونحذف الإلكترونات ونختصر ما يمكن اختصاره
$6\text{H}^+ + \text{IO}_3^- + 3\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{I}^- + 3\text{Sn}^{4+} + 3\text{H}_2\text{O}$

- 1 العامل المؤكسد: IO_3^- العامل المختزل: Sn^{2+}
- 2 عدد مولات جزيئات الماء في نصف تفاعل الاختزال الموزون = 3
- 3 عدد مولات الإلكترونات المفقودة في نصف تفاعل التأكسد الموزون = 2
- 4 عدد مولات الإلكترونات في المعادلة الكلية الموزونة = 6

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

تدريب (2): أوازن المعادلة الآتية بطريقة نصف التفاعل في الوسط الحمضي ثم:

- 1 أحدد العامل المؤكسد والعامل المختزل
 - 2 أحدد جزيئات الماء في المعادلة الكلية
 - 3 أحدد مولات أيونات الهيدروجين في المعادلة الكلية
- $$\text{NH}_3 + \text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2$$

$\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2$ $\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2$
نوازن الذرات عدا الأكسجين والهيدروجين $2\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2$ $2\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2$
فرق الأكسجين في الأولى عالطرفين 0، لا نضيف شيئاً $2\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2$
فرق الأكسجين في الثانية عالطرفين 4، نضيف 4 جزيئات ماء إلى النواتج $2\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
فرق الهيدروجين في الأولى عالطرفين 6، نضيف 6 أيون هيدروجين إلى النواتج $2\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 6\text{H}^+$
فرق الهيدروجين في الثانية عالطرفين 8، نضيف 8 أيون هيدروجين إلى المتفاعلات $8\text{H}^+ + 2\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
فرق الشحنات في الأولى بين الطرفين (6) إذًا نجمع $6e^-$ إلى النواتج $2\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 6\text{H}^+ + 6e^-$
فرق الشحنات في الثانية بين الطرفين (8) إذًا نجمع $8e^-$ إلى المتفاعلات $8e^- + 8\text{H}^+ + 2\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
الإلكترونات غير متساوية، المضاعف المشترك الأصغر 24، نضرب الأولى بـ4 ونضرب الثانية بـ3 $8\text{NH}_3 \rightarrow 4\text{N}_2 + 24\text{H}^+ + 24e^-$ $24e^- + 24\text{H}^+ + 6\text{NO}_2 \rightarrow 3\text{N}_2 + 12\text{H}_2\text{O}$
نجمع المعادلتين ونحذف الإلكترونات ونختصر ما يمكن اختصاره $8\text{NH}_3 + 6\text{NO}_2 \rightarrow 7\text{N}_2 + 12\text{H}_2\text{O}$

- 1 العامل المؤكسد: NO_2 العامل المختزل: NH_3
- 2 عدد مولات جزيئات الماء في المعادلة الكلية الموزونة = 12
- 3 عدد مولات أيونات الهيدروجين في المعادلة الكلية الموزونة = 0

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

تدريب (3): أوازن المعادلة الآتية بطريقة نصف التفاعل في الوسط الحمضي:
 $Pb + PbO_2 + H_2SO_4 \rightarrow PbSO_4$

$Pb + H_2SO_4 \rightarrow PbSO_4$ $PbO_2 + H_2SO_4 \rightarrow PbSO_4$
نوازن الذرات عدا الأكسجين والهيدروجين، وهي موزونة
فرق الأكسجين في الأولى عالطرفين 0، لا نضيف شيئاً $Pb + H_2SO_4 \rightarrow PbSO_4$
فرق الأكسجين في الثانية عالطرفين 2، نضيف 2 جزيئات ماء إلى النواتج $PbO_2 + H_2SO_4 \rightarrow PbSO_4 + 2H_2O$
فرق الهيدروجين في الأولى عالطرفين 2، نضيف 2 أيون هيدروجين إلى النواتج $Pb + H_2SO_4 \rightarrow PbSO_4 + 2H^+$
فرق الهيدروجين في الثانية عالطرفين 2، نضيف 2 أيون هيدروجين إلى المتفاعلات $2H^+ + PbO_2 + H_2SO_4 \rightarrow PbSO_4 + 2H_2O$
فرق الشحنات في الأولى بين الطرفين (2) إذًا نجمع $2e^-$ إلى النواتج $Pb + H_2SO_4 \rightarrow PbSO_4 + 2H^+ + 2e^-$
فرق الشحنات في الثانية بين الطرفين (2) إذًا نجمع $2e^-$ إلى المتفاعلات $2e^- + 2H^+ + PbO_2 + H_2SO_4 \rightarrow PbSO_4 + 2H_2O$
الإلكترونات متساوية
نجمع المعادلتين ونحذف الإلكترونات ونختصر ما يمكن اختصاره
$Pb + 2H_2SO_4 + PbO_2 \rightarrow 2PbSO_4 + 2H_2O$

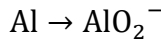
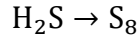
تدريب (4): أوازن نصف التفاعل في وسط حمضي وأحدّد هل يحتاج عامل مؤكسد أم مختزل؟ وكم عدد مولات الإلكترونات في نصف التفاعل؟

$N_2H_4 \rightarrow NO$
نوازن الذرات عدا الأكسجين والهيدروجين
$N_2H_4 \rightarrow 2NO$
فرق الأكسجين عالطرفين 2
$2H_2O + N_2H_4 \rightarrow 2NO$
فرق الهيدروجين عالطرفين 8
$2H_2O + N_2H_4 \rightarrow 2NO + 8H^+$
فرق الشحنات بين الطرفين (8) إذًا نجمع $8e^-$ إلى النواتج $2H_2O + N_2H_4 \rightarrow 2NO + 2H^+ + 8e^-$

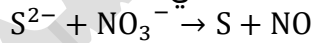
نصف تفاعل تأكسد يحتاج عامل مؤكسد، وعدد مولات الإلكترونات = 8

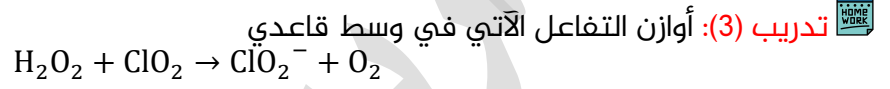
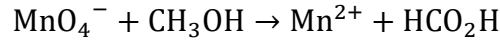
ورقة عمل (25): موازنة تفاعلات التأكسد والاختزال في وسط حمضي/ قاعدي

تدريب (1): أوازن أنصاف التفاعلات الآتية في وسط حمضي وأحدد هل الإلكترونات مكتسبة أم مفقودة وكم عددها؟



تدريب (2): أوازن التفاعلات الآتية في وسط حمضي





عصير الدرس الأول

بوکس المختصر المفيد:

- تفاعلات التأكسد والاختزال مهمة في العمليات الحيوية، وفي وسائل النقل
- مفهوم التأكسد والاختزال قديم وحديث، القديم يتعلق بالتفاعل مع الأكسجين، والحديث يتعلق بكل التفاعلات التي يحدث فيها تغير على الإلكترونات ومن ثم عدد التأكسد
- عدد التأكسد: شحنة فعلية للأيون داخل المركب الأيوني، وشحنة افتراضية للمادة داخل المركب التساهمي
- التأكسد: فقد الإلكترونات أو زيادة عدد التأكسد
- الاختزال: كسب الإلكترونات أو نقصان عدد التأكسد
- [زاد تأكسد، قل اختزل] سأذكر ذلك
- التغير في عدد التأكسد، إما زيادة فهذا معناه حدوث التأكسد، وإما النقصان فمعناه حدوث اختزال
- تطبق قواعد حساب أعداد التأكسد بمعرفة الأولويات، أي أيون أو مجموعة أيونية فعدد تأكسده نفس شحنته، أي عنصر حر أو مركب متعادل فإن عدد تأكسده = 0، الفلور دائماً -1، وفلزات المجموعة الأولى والثانية والألمنيوم دائماً عدد تأكسدها هو رقم مجموعتها على الترتيب: +1 و +2 و +3 ، الأكسجين في معظم المركبات -2 وفي فوق الأكاسيد -1 ومع الفلور سيكون موجباً، الهيدروجين في معظم مركباته +1 وفي هيدريد الفلزات -1، الهالوجينات إلا الفلور في معظم المركبات -1، إلا إذا جاءت مع الأعلى سالبية كهربائية منها مثل الفلور أو الأكسجين فستكون موجبة، وترتيبها حسب السالبة الكهربائية: الكلور أقوى من البروم أقوى من اليود
- العامل المؤكسد مادة متفاعلة تؤكسد غيرها ويحدث لها اختزال، ومن أشهر الأمثلة: جزيء الأكسجين، جزيء الفلور، بيرمنغنات البوتاسيوم، ديكرومات البوتاسيوم
- العامل المختزل: مادة متفاعلة تختزل غيرها ويحدث لها تأكسد، ومن أشهر الأمثلة: أول أكسيد الكربون، هيدريد الليثيوم والألمنيوم، بوروهيدريد الصوديوم
- [مؤكسد: موجب جزيء، مختزل: سالب فلز] سأذكر ذلك
- تفاعل التأكسد والاختزال الذاتي: العامل المؤكسد = العامل المختزل
- نصف تفاعل الاختزال يحتاج عامل مختزل، ونصف تفاعل التأكسد يحتاج عامل مؤكسد
- الموازنة في الوسط الحمضي: نبدأ بالذرات عدا الأكسجين والهيدروجين، ثم نوازن الأكسجين بإضافة الماء، ثم الهيدروجين بإضافة أيوناته، ثم نوازن الشحنات بإضافة الإلكترونات
- الموازنة في الوسط القاعدي، بإضافة أيونات الهيدروكسيد بعدد أيونات الهيدروجين للطرفين
- المعادلة الكلية لا بد أن تكون معاملاتها في أبسط صورة صحيحة

مراجعة الدرس الأول: التأكسد والاختزال

السؤال (1): تفاعلا التأكسد والاختزال متلازمان يحدثان دائماً معاً، أفسر ذلك لأنه حتى يحدث تفاعل تأكسد لا بد من وجود عامل مؤكسد يتسبب في حدوث عملية التأكسد ويكتسب الإلكترونات من العامل المختزل الذي يفقد الإلكترونات، فلا بد من كليهما في وقت واحد

السؤال (2): أوضح المقصود بكل من: عدد التأكسد، التأكسد والاختزال الذاتي مذكور في المحتوى

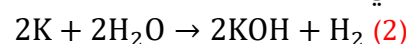
السؤال (3): أحسب عدد تأكسد العنصر الذي تحته خط:

المادة	أعداد التأكسد المعلومة	حساب عدد التأكسد لغير المعلوم
BaO ₂	الباريوم = +2 شحنة المركب = 0	$(+2 \times 1) + (O \times 2) = 0$ $O = -1$
H ₂ PO ₄ ⁻	الهيدروجين = +1 الأكسجين = -2 شحنة الأيون = -1	$(+1 \times 2) + (P \times 1) + (-2 \times 4) = -1$ $P = +5$
LiAlH ₄	الليثيوم = +1 الألمنيوم = +3 شحنة المركب = 0	$(+3 \times 1) + (+1 \times 1) + (H \times 4) = 0$ $H = -1$
K ₂ SnO ₂	البوتاسيوم = +1 الأكسجين = -2 شحنة المركب = 0	$(+1 \times 2) + (Sn \times 1) + (-2 \times 2) = 0$ $Sn = +2$
NaBiO ₃	الصوديوم = +1 الأكسجين = -2 شحنة المركب = 0	$(+1 \times 1) + (Bi \times 1) + (-2 \times 3) = 0$ $Bi = +5$
N ₂ O ₄	الأكسجين = -2 شحنة المركب = 0	$(N \times 2) + (-2 \times 4) = 0$ $N = +4$

السؤال (4): أحدد العناصر التي تأكسدت والعناصر التي اختزلت في التفاعلات الآتية:

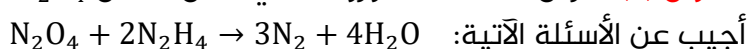


يقبل عدد تأكسد N من +5 في HNO₃ إلى +2 في NO / حدث اختزال لذرات النيتروجين
يزداد عدد تأكسد I من -1 في HI إلى 0 في I₂ / حدث تأكسد لأيونات اليود
ملاحظة: تستطيع تمييز الذرات من الأيونات في المركب إن كان المركب أيوني أو تساهمي، أو حمض وقاعدة يتأين في الماء



يقبل عدد تأكسد H من +1 في H₂O إلى 0 في H₂ / حدث اختزال لذرات الهيدروجين
يزداد عدد تأكسد K من 0 في K إلى +1 في KOH / حدث تأكسد لذرات البوتاسيوم

السؤال (5): أدرس المعادلة الموزونة التي تمثل تفاعل N₂O₄ مع N₂H₄ لتكوين غاز N₂ وبخار الماء، ثم



أجيب عن الأسئلة الآتية: أ- أحدد التغير في أعداد تأكسد ذرات النيتروجين في التفاعل

قل عدد تأكسد N من +4 في N₂O₄ إلى 0 في N₂ / اختزلت ذرات النيتروجين
زاد عدد تأكسد N من -2 في N₂H₄ إلى 0 في N₂ / تأكسدت ذرات النيتروجين

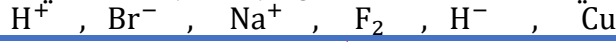
ب- هل تمثل المعادلة تفاعل تأكسد واختزال ذاتي؟

لا؛ لأن التأكسد والاختزال حدث لذرتي N في مركبين مختلفين لا نفس المركب

ج- أعدد العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل

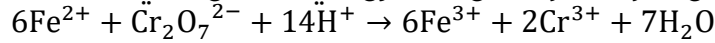


السؤال (6): أعدد المادة التي يمكن أن تسلك كعامل مؤكسد والمادة التي يمكن أن تسلك كعامل مختزل:



عامل مختزل	عامل مؤكسد
Br^- , H^- , Cu	H^+ , Na^+ , F_2

السؤال (7): حدد العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل الآتي:



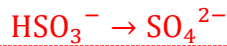
قل عدد تأكسد Cr من +6 في $Cr_2O_7^{2-}$ إلى +3 في Cr^{3+} / اختزلت ذرات Cr

زاد عدد تأكسد Fe من +2 في Fe^{2+} إلى +3 في Fe^{3+} / تأكسدت أيونات Fe



السؤال (8): أوازن أنصاف التفاعلات الآتية بطريقة نصف التفاعل، وأحدد ما إذا كانت المادة تمثل عاملاً

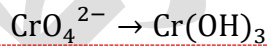
مؤكسداً أم مختزلاً:



(1) في الوسط الحمضي

الكبريت موزون
فرق الأكسجين عالطرفين 1
$H_2O + HSO_3^- \rightarrow SO_4^{2-}$
فرق الهيدروجين عالطرفين 3
$H_2O + HSO_3^- \rightarrow SO_4^{2-} + 3H^+$
فرق الشحنات بين الطرفين (2) إذًا نجمع $2e^-$ إلى النواتج
$H_2O + HSO_3^- \rightarrow SO_4^{2-} + 3H^+ + 2e^-$

HSO_3^- عامل مختزل

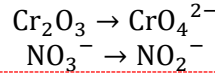
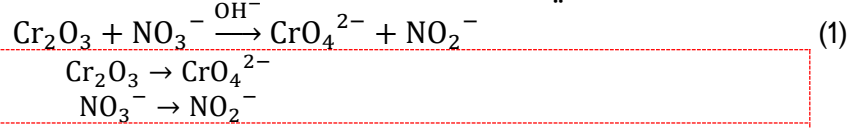


(2) في الوسط القاعدي:

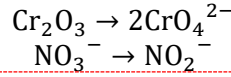
الكروم موزون
فرق الأكسجين عالطرفين 1
$CrO_4^{2-} \rightarrow Cr(OH)_3 + H_2O$
فرق الهيدروجين عالطرفين 5
$5H^+ + CrO_4^{2-} \rightarrow Cr(OH)_3 + H_2O$
فرق الشحنات بين الطرفين (3) إذًا نجمع $3e^-$ إلى المتفاعلات
$3e^- + 5H^+ + CrO_4^{2-} \rightarrow Cr(OH)_3 + H_2O$
نجمع $5OH^-$ لكلا الطرفين ونختصر الماء
$3e^- + 5H^+ + 5OH^- + CrO_4^{2-} \rightarrow Cr(OH)_3 + H_2O + 5OH^-$
$3e^- + 4H_2O + CrO_4^{2-} \rightarrow Cr(OH)_3 + 5OH^-$

CrO_4^{2-} عامل مؤكسد

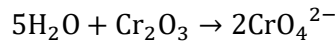
السؤال (9): أوازن معادلات التأكسد والاختزال الآتية بطريقة نصف التفاعل وأحدد العامل المؤكسد والعامل المختزل في كل منها:



نوازن الذرات عدا الأكسجين والهيدروجين



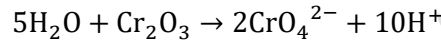
فرق الأكسجين في الأولى عالطرفين 5



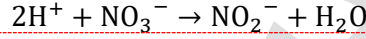
فرق الأكسجين في الثانية عالطرفين 1



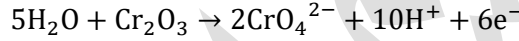
فرق الهيدروجين في الأولى عالطرفين 10



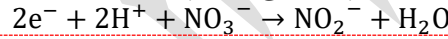
فرق الهيدروجين في الثانية عالطرفين 2



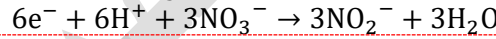
فرق الشحنات في الأولى بين الطرفين (6) إذاً نجمع $6e^-$ إلى النواتج



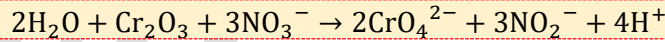
فرق الشحنات في الثانية بين الطرفين (2) إذاً نجمع $2e^-$ إلى المتفاعلات



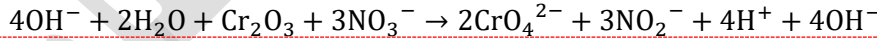
الإلكترونات غير متساوية، نضرب الثانية بـ3 والأولى تبقى كما هي



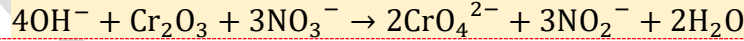
نجمع المعادلتين ونحذف الإلكترونات ونختصر ما يمكن اختصاره



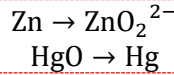
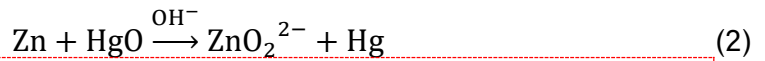
نضيف أيون الهيدروكسيد إلى الطرفين لأن التفاعل في وسط قاعدي



نختصر الماء لنخرج بالمعادلة الكلية في الوسط القاعدي

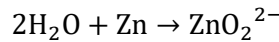


العامل المؤكسد: NO_3^- العامل المختزل: Cr_2O_3

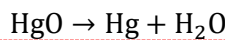


نوازن الذرات عدا الأكسجين والهيدروجين، موزونة

فرق الأكسجين في الأولى عالطرفين 2



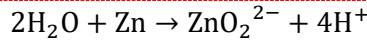
فرق الأكسجين في الثانية عالطرفين 1



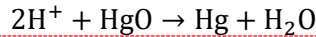
فرق الهيدروجين في الأولى عالطرفين 4

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي



فرق الهيدروجين في الثانية عالطرفين 2

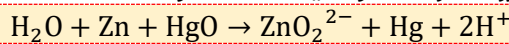


فرق الشحنات في الأولى بين الطرفين (2) إذًا نجمع $2e^-$ إلى النواتج
 $2\text{H}_2\text{O} + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnO}_2^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e^-$

فرق الشحنات في الثانية بين الطرفين (2) إذًا نجمع $2e^-$ إلى المتفاعلات
 $2e^- + 2\text{H}^+ + \text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + \text{H}_2\text{O}$

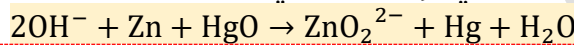
الإلكترونات متساوية

نجمع المعادلتين ونحذف الإلكترونات ونختصر ما يمكن اختصاره



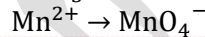
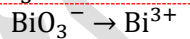
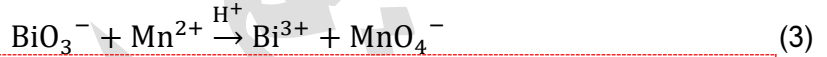
نضيف أيون الهيدروكسيد إلى الطرفين لأن التفاعل في وسط قاعدي
 $2\text{OH}^- + \text{H}_2\text{O} + \text{Zn} + \text{HgO} \rightarrow \text{ZnO}_2^{2-} + \text{Hg} + 2\text{H}^+ + 2\text{OH}^-$

نختصر الماء لنخرج بالمعادلة الكلية في الوسط القاعدي



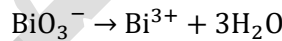
العامل المؤكسد: HgO العامل المختزل: Zn

سؤال وزارة 2014 شتوية وورد في منهاج الكيمياء 2007

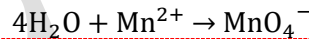


نوازن الذرات عدا الأكسجين والهيدروجين، موزونة

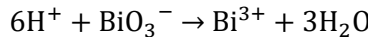
فرق الأكسجين في الأولى عالطرفين 3



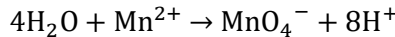
فرق الأكسجين في الثانية عالطرفين 4



فرق الهيدروجين في الأولى عالطرفين 6



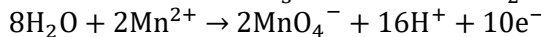
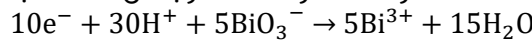
فرق الهيدروجين في الثانية عالطرفين 8



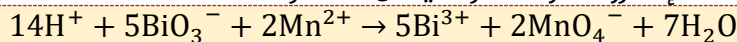
فرق الشحنات في الأولى بين الطرفين (2) إذًا نجمع $2e^-$ إلى المتفاعلات
 $2e^- + 6\text{H}^+ + \text{BiO}_3^- \rightarrow \text{Bi}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$

فرق الشحنات في الثانية بين الطرفين (5) إذًا نجمع $5e^-$ إلى النواتج
 $4\text{H}_2\text{O} + \text{Mn}^{2+} \rightarrow \text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^-$

الإلكترونات غير متساوية، المضاعف المشترك الأصغر 10، فنضرب كل معادلة بعكس عدد e

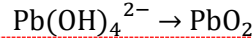
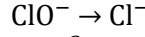
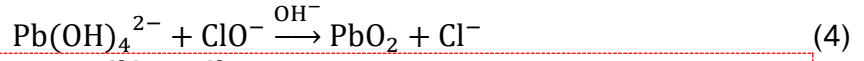


نجمع المعادلتين ونحذف الإلكترونات ونختصر ما يمكن اختصاره



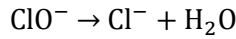
العامل المؤكسد: BiO_3^- العامل المختزل: Mn^{2+}

سؤال وزارة 2014 صيفية وورد في منهاج الكيمياء 2007

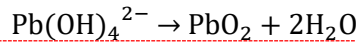


نوازن الذرات عدا الأكسجين والهيدروجين، موزونة

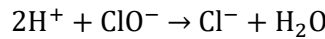
فرق الأكسجين في الأولى عالطرفين 1



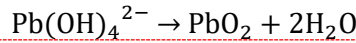
فرق الأكسجين في الثانية عالطرفين 2



فرق الهيدروجين في الأولى عالطرفين 2



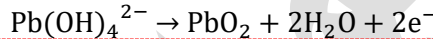
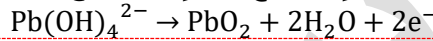
فرق الهيدروجين في الثانية عالطرفين 0



فرق الشحنات في الأولى بين الطرفين (2) إذًا نجمع $2e^-$ إلى المتفاعلات



فرق الشحنات في الثانية بين الطرفين (2) إذًا نجمع $2e^-$ إلى النواتج



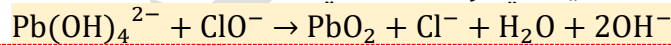
نجمع المعادلتين ونحذف الإلكترونات ونختصر ما يمكن اختصاره



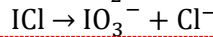
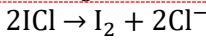
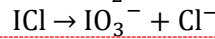
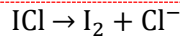
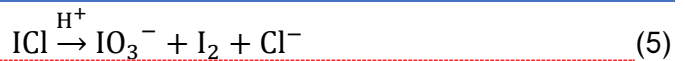
نضيف أيون الهيدروكسيد إلى الطرفين لأن التفاعل في وسط قاعدي



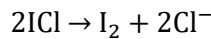
نختصر الماء لنخرج بالمعادلة الكلية في الوسط القاعدي



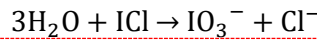
العامل المؤكسد: ClO^- العامل المختزل: Pb(OH)_4^{2-}



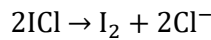
فرق الأكسجين في الأولى عالطرفين 0



فرق الأكسجين في الثانية عالطرفين 3



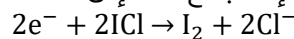
فرق الهيدروجين في الأولى عالطرفين 0



فرق الهيدروجين في الثانية عالطرفين 6



فرق الشحنات في الأولى بين الطرفين (2) إذًا نجمع $2e^-$ إلى المتفاعلات



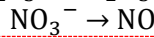
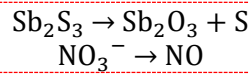
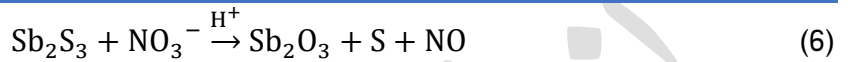
فرق الشحنات في الثانية بين الطرفين (4) إذًا نجمع $4e^-$ إلى النواتج
 $3H_2O + ICl \rightarrow IO_3^- + Cl^- + 6H^+ + 4e^-$

الإلكترونات غير متساوية، نضرب الأولى بـ 2 وتبقى الثانية كما هي
 $4e^- + 4ICl \rightarrow 2I_2 + 4Cl^-$
 $3H_2O + ICl \rightarrow IO_3^- + Cl^- + 6H^+ + 4e^-$

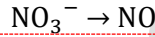
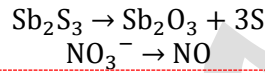
نجمع المعادلتين ونحذف الإلكترونات ونختصر ما يمكن اختصاره
 $3H_2O + 5ICl \rightarrow IO_3^- + 5Cl^- + 2I_2 + 6H^+$

العامل المؤكسد: ICl العامل المختزل: ICl

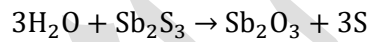
سؤال وزارة 2002 صيفية وورد في منهاج الكيمياء 2016



نوازن الذرات عدا الأكسجين والهيدروجين



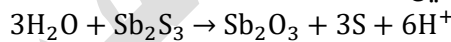
فرق الأكسجين في الأولى عالطرفين 3



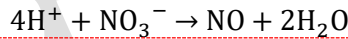
فرق الأكسجين في الثانية عالطرفين 2



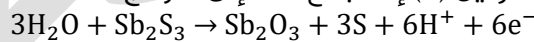
فرق الهيدروجين في الأولى عالطرفين 6



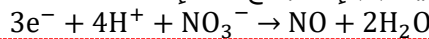
فرق الهيدروجين في الثانية عالطرفين 4



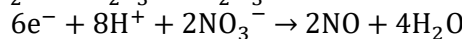
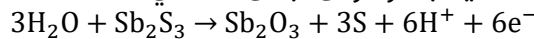
فرق الشحنات في الأولى بين الطرفين (6) إذًا نجمع $6e^-$ إلى النواتج



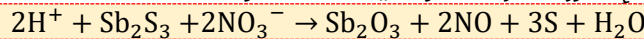
فرق الشحنات في الثانية بين الطرفين (3) إذًا نجمع $3e^-$ إلى المتفاعلات



الإلكترونات غير متساوية، نضرب الثانية بـ 2 والأولى تبقى كما هي



نجمع المعادلتين ونحذف الإلكترونات ونختصر ما يمكن اختصاره



العامل المؤكسد: NO_3^- العامل المختزل: Sb_2S_3



الدرس الثاني: الخلايا الجلفانية Galvanic Cells

تعريفات الدرس الثاني:

- **الخلايا الكهروكيميائية:** أجهزة أو أدوات تحدث فيها تفاعلات تأكسد واختزال منتجة للطاقة الكهربائية أو مستهلكة لها
- **الخلايا الجلفانية:** أجهزة أو أدوات يحدث فيها تفاعلات تأكسد واختزال تلقائية منتجة للطاقة الكهربائية (التيار الكهربائي)
- **نصف الخلية:** جزء من الخلية الجلفانية يحدث فيها نصف تفاعل تأكسد أو نصف تفاعل اختزال
- **القنطرة الملحية:** أنبوب زجاجي على شكل حرف U يحتوي على محلول مشبع لأحد الأملاح يصل بين نصفي الخلية ويحافظ على تعادل شحناتها الكهربائية
- **جهد الخلية المعياري:** مقياس لقدرة الخلية على إنتاج تيار كهربائي، وهو القوة الدافعة الكهربائية المتولدة بين قطبي الخلية بسبب فرق الجهد بينهما في الظروف المعيارية ويُقاس بالفولت
- **قطب الهيدروجين المعياري:** قطب مرجعي يُستخدم لقياس جهود الاختزال المعيارية لأقطاب الخلايا الجلفانية في الظروف المعيارية وهي: ضغط الغاز 1 atm ، ودرجة حرارة 25 °C ، وتركيز أيونات H^+ يساوي 1M.
- **جهد الاختزال المعياري:** مقياس لميل نصف تفاعل الاختزال للحدوث في الظروف المعيارية
- **تلقائية التفاعل:** حدوث التفاعل وتكوّن النواتج دون الحاجة إلى طاقة كهربائية لإحداثه
- **تآكل الفلزات:** تفاعلها مع الهواء الجوي والمواد في البيئة المحيطة؛ فتفقد العديد من خصائصها وتتحوّل إلى مواد جديدة أكثر ثباتاً كيميائياً، كأكاسيد الفلزات وهيدروكسيدات وكبريتيدات وكربوناتها
- **الحماية المهبطية:** من طرائق حماية الحديد من التآكل، يتم فيها تشكيل خلية جلفانية يكون فيها الحديد المهبط وأحد الفلزات النشطة (مغنيسيوم، خارصين) المصعد، أما التربة الرطبة أو مياه البحر فتمثل المحلول الإلكتروليتي

الفكرة الرئيسية:

تتحوّل الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية في الخلية الجلفانية عن طريق تفاعل تأكسد واختزال تلقائي الحدوث، ويعتمد فرق الجهد الناتج على جهود الاختزال المعيارية للأقطاب المكونة لها

تمهيد: ما هي الخلايا الجلفانية، وما أنواعها؟

لازم نعرف

قبل نبدأ

يختلف مبدأ عمل تلك الخلايا وسنتعلم ذلك بالتفصيل خلال درسين ، هذا الدرس سنتعلم فيه مبدأ عمل الخلية الجلفانية وتحول الطاقة من كيميائية إلى كهربائية ، وفي الدرس التالي سنتعلم مبدأ عمل خلية التحليل الكهربائي وتحول الطاقة من كهربائية إلى كيميائية

? ما المقصود بالخلايا الكهروكيميائية؟

أجهزة أو أدوات تحدث فيها تفاعلات تأكسد واختزال منتجة للطاقة الكهربائية أو مستهلكة لها

? ما أنواع الخلايا الكهروكيميائية؟

1- الخلايا الجلفانية

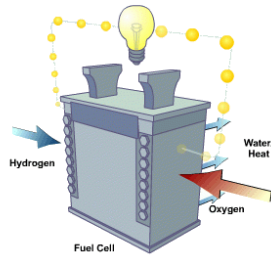
2- خلايا التحليل الكهربائي

? ما المقصود بالخلايا الجلفانية؟

أجهزة أو أدوات يحدث فيها تفاعلات تأكسد واختزال تلقائية منتجة للطاقة الكهربائية (التيار الكهربائي)

? اذكر أمثلة على خلايا جلفانية

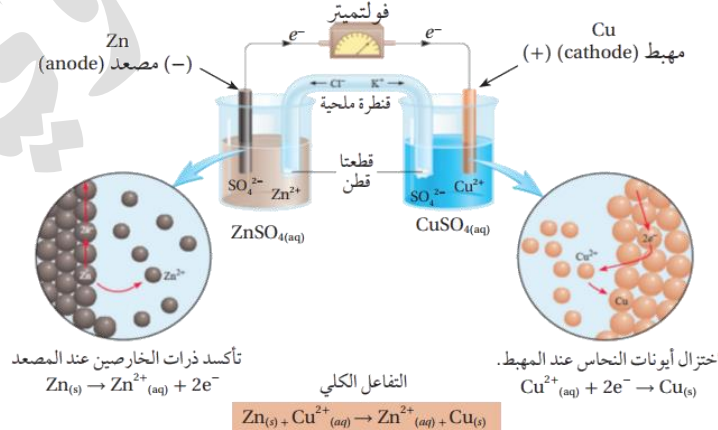
1- البطاريات بأنواعها: بطاريات (أولية) غير قابلة للشحن، بطاريات (ثانوية) قابلة للشحن كالتي تُستخدم في الهواتف الخلوية والحواسيب المحمولة (سيتم شرح ذلك لاحقاً)



2- خلايا الوقود

تعزيز خارجي: خلايا الوقود تتحول فيها الطاقة المخزنة داخل المواد الكيميائية المتفاعلة والتي منها نوع وقود مثل (الهيدروجين أو الميثانول والخب) إلى طاقة كهربائية وينتج تيار كهربائي

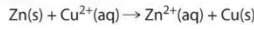
من الشكل التالي سنتعلم مكونات الخلية الجلفانية ومبدأ عملها



قبل الدخول في تفاصيل الخلية الجلفانية ومراجعة ما أخذناه في تاسع مع تفاصيل أكثر، علينا استذكار هذا التفاعل (الإحلال الأحادي) ونشاط الفلزات

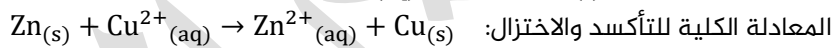
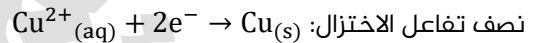
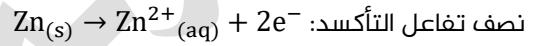
Na Mg Al **Zn** Fe H Cu Ag Au

← (زيادة النشاط الكيميائي)



ضوء اللبنة + تعزيز: تعلمنا سابقاً في الصف العاشر والأول ثانوي تفاعل الإحلال الأحادي: حيث يحل العنصر الأنشط محل العنصر الأقل نشاطاً في أحد مركباته، واعتمدنا على سلسلة النشاط الكيميائي، هذا الترتيب في السلسلة مستمد من قيم حقيقية حصل عليها العلماء من خلال تجارب التأكسد والاختزال في الخلية الجلفانية وسنتعلم ذلك في الدروس القادمة

حالياً لو اعتمدنا على سلسلة النشاط الكيميائي التي نعرفها وقارنًا بين الخارصين والنحاس، سنجد أن الخارصين Zn أنشط من النحاس Cu وبالتالي يحل محله في هذا التفاعل، حيث نضع صفيحة خارصين في محلول كبريتات النحاس، فيتأكسد الخارصين بفقد إلكتروناته لأنه الأنشط ويحل محل النحاس في المحلول على شكل أيونات خارصين، والنحاس يكتسب تلك الإلكترونات فيختزل ويترسب في المحلول وعلى الصفيحة



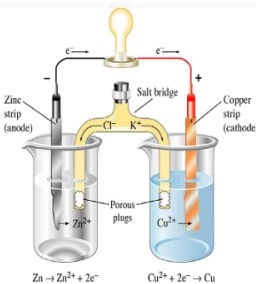
حتى نستفيد من هذه الإلكترونات التي سيفقدها الخارصين إذا واجه النحاس، نفضلها في وعاءين، فنتنقل بينهما الإلكترونات لنصنع بذلك دائرة كهربائية من هذا التفاعل الكيميائي

تركيب الخلايا الجلفانية ومبدأ عملها

ما هي مكونات الخلية الجلفانية؟ أو كيف نصنع خلية جلفانية؟

- 1- وعاءان يحتوي كل منهما على صفيحة فلزية مغموسة في محلول يحتوي على أيونات الفلز (كل وعاء يُسمى نصف خلية جلفانية)
- 2- أسلاك خارجية موصلة بين تلك الصفائح أو الأقطاب الموصلة
- 3- قنطرة ملحية موصلة بين المحاليل في الوعاءين
- 4- جهاز فولتميتر لقياس فرق الجهد بين قطبي الخلية (سنتعرف على جهد الخلية الجلفانية في الدروس القادمة)

وباختصار: الخلية الجلفانية: جزآن كل منهما نصف خلية بينهما أسلاك موصلة وقنطرة ملحية



تعزيز خارجي:

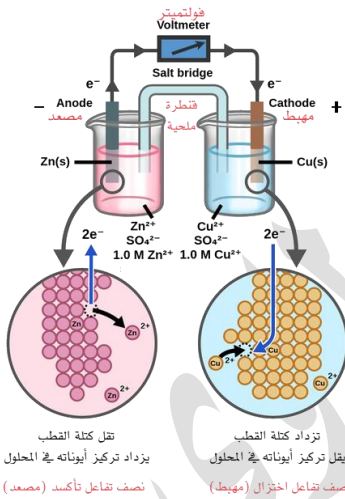
نستطيع تركيب مصدر كهربائي كمصباح موصول بالأسلاك الخارجية وسيضيء هذا المصباح، بسبب التيار الكهربائي الناتج من تفاعل التأكسد والاختزال في الخلية الجلفانية.



ما المقصود بالقنطرة الملحية؟ وما نوع محلول الملح فيها؟ وما وظيفتها؟
أنبوب زجاجي على شكل حرف U يحتوي على محلول مشبع لأحد الأملاح يصل بين نصفي الخلية ويحافظ على تعادل شحناتها الكهربائية
يشترط في ملح القنطرة: أن يكون مشبعاً وألاً تتفاعل أيونات الملح مع الأيونات الموجودة في نصفي الخلية الجلفانية أو مع الأقطاب فيها، مثال على أملاح توضع في القنطرة: KCl , $NaCl$, KNO_3 , Na_2SO_4 , $NaNO_3$
وظيفة القنطرة الملحية: تعادل الشحنات الكهربائية في نصفي الخلية الجلفانية، أي تحافظ على الاتزان الكهربائي فيستمر سريان التيار الكهربائي

تعزيز خارجي:

- الأسلاك الواصلة بين الأقطاب تغلق الدائرة الخارجية، والقنطرة الملحية تغلق الدائرة الداخلية فيستمر سريان التيار الكهربائي، ولو فقدنا أحدهما فلن يستمر ذلك ولن تكون هناك قراءة في الفولتميتر
- محلول الملح المشبع ينفذ من خلال القطن أو جل هلامي ونحو ذلك بحيث يغلق جزئياً أطراف القنطرة الملحية، ويبدأ بالنفاذ لإعادة الاتزان الكهربائي في الخلية الجلفانية
- يلزم ألا تتفاعل أيونات الملح في القنطرة مع أيونات محاليل الوعاء، مثال على التفاعل: الترسيب بحيث يتكون راسب نتيجة التفاعل، أيضاً أيونات القنطرة لا بد ألا تميل للتأكسد أو الاختزال في الوعاءين، وليس بشرط أن يكون المحلول في القنطرة ملح متعادل، بل الشرط ألا يتفاعل في الخلية الجلفانية



كيف يحدث تفاعل التأكسد والاختزال في الخلية الجلفانية السابقة؟
الفلز الأنشط هو الأكثر استعداداً لفقد إلكتروناته (يتأكسد) من على القطب وتنزل أيوناته في المحلول (نصف خلية التأكسد)، فهذا الفلز الأنشط فقد إلكتروناته فصعدت على القطب واتجهت في أسلاك الدارة الخارجية عبر الفولتميتر، ثم هبطت إلى القطب الآخر، وهو الفلز الأقل نشاطاً الذي لن يتأكسد بل يحدث عليه الاختزال، حيث تُختزل أيوناته التي في المحلول فور اكتسابها تلك الإلكترونات (نصف خلية الاختزال)

اشرح آلية عمل الخلية الجلفانية

1- نصف خلية التأكسد: تتأكسد ذرات الخارصين في نصف خلية التأكسد:
 $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^{-}$

وبسبب التأكسد تتحول ذرات Zn من على القطب إلى أيونات Zn^{2+} في محلوله فيزداد تركيزها، وتقل



كتلة قطب الخارصين Zn في نصف خلية الخارصين
2- حركة الإلكترونات في الخلية: تنتقل الإلكترونات e^{-} من قطب الخارصين Zn عبر الأسلاك في الدارة الخارجية إلى قطب النحاس Cu فنقول عن قطب الخارصين (مصعد Anode) تخيل صعود الإلكترونات، تصبح عليه شحنة سالبة (-) ويوصف أنه سالب بسبب تولد الإلكترونات عليه



ونقول عن قطب النحاس (مهبط Cathode) تخيل هبوط الإلكترونات، تصبح عليه شحنة موجبة (+)، ويوصف أنه موجب بسبب أن الأيونات الموجبة Cu^{2+} في المحلول اكتسبت الإلكترونات التي هبطت عليه، حيث تُختزل تلك الأيونات الموجبة على المهبط



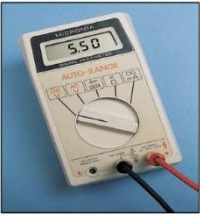
3- نصف خلية الاختزال: يتم اختزال أيونات Cu^{2+} على قطب Cu حسب المعادلة الآتية:

$$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$$

فتتحول إلى ذرات وتترسب على القطب وتزداد كتلته وبالمقابل يقل تركيز أيونات Cu^{2+} في نصف خلية النحاس



4- مؤشر الفولتميتر: ينحرف مؤشر الفولتميتر باتجاه قطب النحاس Cu والسبب هو حركة الإلكترونات في الدارة الخارجية من قطب الخارصين إلى قطب النحاس، ودائماً في الخلية الجلفانية حركة الإلكترونات في الدارة الخارجية من المصعد إلى المهبط، ومؤشر الفولتميتر ناحية المهبط



تعزير: عندما تطبق تجربة (1) وتركب الخلية الجلفانية ثم تقيس جهد الخلية ستعلم إذا كانت القراءة صحيحة أم لا، قراءة موجبة أعلى من الصفر معناه توصيلات الأسلاك صحيحة وستتعرف على المصعد والمهبط من خلال التوصيلات

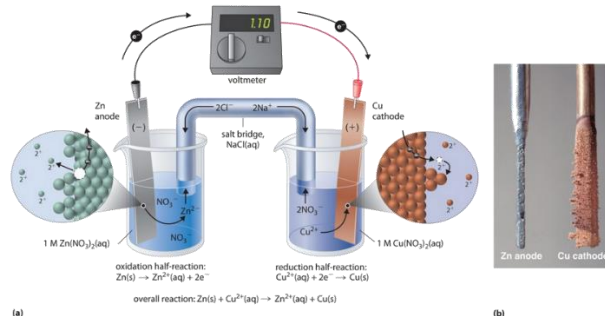
5- القنطرة الملحية:

- في نصف خلية المهبط: تتراكم ذرات النحاس Cu على قطب المهبط ويقل تركيز أيونات النحاس الموجبة Cu^{2+} في المحلول مقارنة بتركيز أيونات الكبريتات السالبة SO_4^{2-}
- في نصف خلية المصعد: يزداد تركيز أيونات الخارصين الموجبة Zn^{2+} في المحلول مقارنة بتركيز أيونات الكبريتات السالبة SO_4^{2-}
- سيحدث عدم اتزان كهربائي في الخلية، لكن بسبب وجود القنطرة الملحية فإن ذلك لا يحدث، لأن القنطرة الملحية تعادل الشحنات الكهربائية في نصفي الخلية الجلفانية، كالتالي:

(1) تتحرك الأيونات السالبة من القنطرة، مثال: Cl^- إلى نصف خلية الخارصين (المصعد) لمعادلة الزيادة في تركيز الأيونات الموجبة

(2) تتحرك الأيونات الموجبة من القنطرة، مثال: K^+ إلى نصف خلية النحاس (المهبط) لمعادلة الزيادة في تركيز أيونات الكبريتات

تعزير: انظر الصورة التالية، استخدمنا نفس الأقطاب، النحاس والخارصين، مع محاليل أملاحهما، نترات النحاس ونترات الخارصين، والملح المشبع في القنطرة كان كلوريد الصوديوم، حدث نفس الأمر من انتقال الإلكترونات ومؤشر الفولتميتر، ونفس القراءة، ومع الوقت واستمرار التيار الكهربائي في الخلية الجلفانية تآكل قطب الخارصين وقلت كتلته (المصعد) وزاد الترسيب على قطب النحاس (المهبط) وزادت كتلته

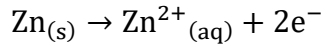


الرمز الاصطلاحي للخلايا الجلفانية

يعبر الرمز الاصطلاحي بإيجاز عن الخلية حيث يدل على تركيبها والتفاعلات التي تحدث فيها، والرمز طريقة مختصرة وسهلة لوصف الخلية الجلفانية

○ الوعاء الأول (المصعد): نصف خلية الخارصين:

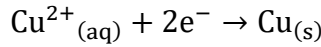
صفحة الخارصين مغموسة في محلول يحتوي على أيونات الخارصين Zn^{2+} مثل محلول كبريتات الخارصين $ZnSO_4$ ، يحدث فيها تفاعل التأكسد حسب المعادلة:



رمز نصف خلية الخارصين: $Zn^{2+}|Zn$ نكتب أيون المادة في المحلول ثم المادة جهة القطب

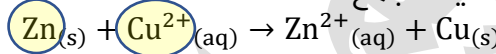
○ الوعاء الثاني (المهبط): نصف خلية النحاس:

صفحة النحاس مغموسة في محلول يحتوي على أيونات النحاس Cu^{2+} مثل محلول كبريتات النحاس $CuSO_4$ ، يحدث فيها تفاعل الاختزال حسب المعادلة:



نكتب أيون المادة في المحلول ثم المادة جهة القطب $Cu^{2+}|Cu$: رمز نصف خلية النحاس

التي تفاعل الكلي في الخلية الجلفانية: نجمع أنصاف التفاعلات

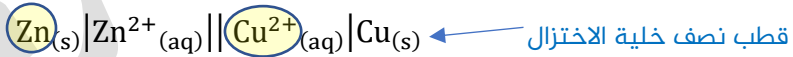


عامل مؤكسد **عامل مختزل**

ضوء اللمبة: تعلمنا في الدرس الأول أن الأيونات الأحادية الموجبة مثل Cu^{2+} تسلك سلوك العوامل المؤكسدة بينما الفلزات المتعادلة مثل Zn تسلك سلوك العوامل المختزلة، لذا يجب أن تعرف أن نصف خلية لتأكسد دائماً فيها عامل مختزل، ونصف خلية الاختزال دائماً فيها عامل مؤكسد

الرمز الاصطلاحي للخلية الجلفانية Zn – Cu :

قطب نصف خلية التأكسد

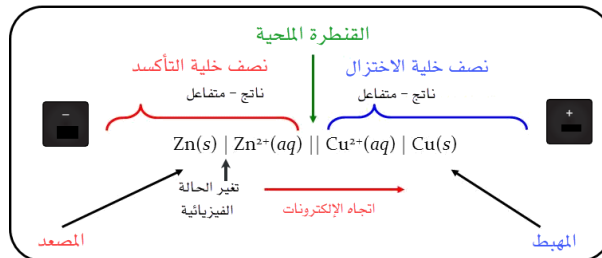


عامل مختزل

عامل مؤكسد

نكتب رمز الخلية الجلفانية بدءاً من اليسار:

- 1- مكونات نصف خلية التأكسد: العامل المختزل الذي حدث له تأكسد (متفاعل) ثم ناتج التأكسد وبينهما خط عمودي | لاختلاف الحالة الفيزيائية
- 2- خطان متوازيان || يرمزان للقنطرة الملحية
- 3- مكونات نصف خلية الاختزال: العامل المؤكسد الذي حدث له اختزال (متفاعل) ثم ناتج الاختزال وبينهما خط عمودي |



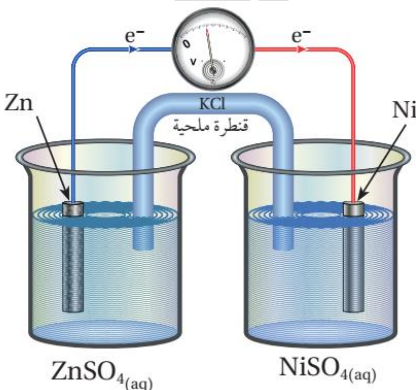
ولا بد أن تكون الأطراف أقطاب موصلة سواء كانت داخلية في تفاعل الخلية الجلفانية أو غير داخلية

تعزير: ستلاحظ أن الأقطاب الصلبة على الأطراف، وهذا الأصل في كتابة رمز الخلية الجلفانية، فقد نستعمل أقطاباً موصلة تتفاعل في المحاليل كما المثال السابق، وقد نستعمل أقطاباً لا تتفاعل في المحاليل كأنها خاملة مثل البلاتين Pt أو الجرافيت C وهذا نستخدمه في حال كانت المواد في الخلية الجلفانية أيونات محاليل فقط أو غازات (سيتم توضيحه في تدريبات محلولة)

بو كس المختصر المفيد:

- شحنة المصعد سالبة، شحنة المهبط موجبة (وليس بالضرورة أن يكون أحدهما يسار ويمين الرسم)
- التأكسد عند المصعد، الاختزال عند المهبط
- العامل المؤكسد يُختزل على المهبط، العامل المختزل يتأكسد على المصعد
- حركة الإلكترونات في الدارة الخارجية من المصعد إلى المهبط
- مؤشر الفولتميتر دائماً جهة المهبط
- تتحول الطاقة من كيميائية إلى كهربائية
- يزداد تركيز الأيونات الموجبة في نصف خلية المصعد وتقل كتلة المصعد (يتآكل)
- يقل تركيز الأيونات الموجبة في نصف خلية المهبط وتزداد كتلة المهبط (تترسب الذرات عليه)
- تتجه أيونات القنطرة الملحية السالبة إلى نصف خلية المصعد، والأيونات الموجبة إلى نصف خلية المهبط
- الإلكترونات تنتقل عبر الأسلاك الخارجية، والأيونات الموجبة والسالبة تنتقل عبر القنطرة الملحية
- دائماً هناك أقطاب موصلة (صلبة) للتيار الكهربائي في الخلية الجلفانية نعتبرها مصعد ومهبط، ومحاليل كهربية في الأوعية، وقد تكون الأقطاب متفاعلة أو غير متفاعلة

مثال (13) ص 98: أدرس الشكل المجاور الذي يمثل خلية جلفانية مكونة من نصف خلية الخارصين



ونصف خلية النيكل $Ni^{2+}|Ni$ ، ثم أجب عن الأسئلة

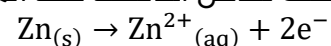
الآتية:

1- أحدد كلاً من المصعد والمهبط في الخلية

المصعد قطب الخارصين والمهبط هو قطب النيكل لأن الإلكترونات تتجه من الخارصين إلى النيكل

2- أكتب نصفي تفاعل التأكسد والاختزال

نصف تفاعل التأكسد عند المصعد:



نصف تفاعل الاختزال عند المهبط: $Ni^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightarrow Ni_{(s)}$

التفاعل الكلي في الخلية الجلفانية: $Zn_{(s)} + Ni^{2+}_{(aq)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + Ni_{(s)}$

رمز الخلية الجلفانية Zn – Ni: $Zn_{(s)} | Zn^{2+}_{(aq)} || Ni^{2+}_{(aq)} | Ni_{(s)}$

3- **أحدد اتجاه حركة الأيونات الموجبة والسالبة عبر القنطرة الملحية**

تتحرك الأيونات السالبة Cl^{-} من القنطرة إلى نصف خلية الخارصين $Zn^{2+} | Zn$ (المصعد) لمعادلة

الزيادة في تركيز الأيونات الموجبة Zn^{2+}

وتتحرك الأيونات الموجبة K^{+} من القنطرة إلى نصف خلية النيكل $Ni^{2+} | Ni$ (المهبط) لمعادلة الزيادة

في تركيز أيونات الكبريتات

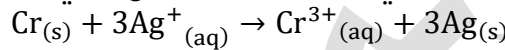
4- **ما التغيير في كتلة كل من قطبي النيكل والخارصين؟**

تقل كتلة قطب الخارصين (المصعد) نتيجة تأكسد ذراته Zn وتحولها إلى أيونات في محلوله Zn^{2+} .

وتزداد كتلة قطب النيكل (المهبط) نتيجة اختزال أيونات محلوله Ni^{2+} وترسلها على القطب على

شكل Ni

؟ أتتحقق ص98: في الخلية الجلفانية التي يحدث فيها التفاعل الآتي:



1- **أكتب نصفي تفاعل التأكسد والاختزال**

لاحظ من التفاعل من يتأكسد ومن يُختزل، الذي يتأكسد يتعلق بالمصعد، والذي اختزل يتعلق بالمهبط

نصف تفاعل التأكسد في نصف خلية $Cr_{(s)} | Cr^{3+}_{(aq)}$: $Cr_{(s)} \rightarrow Cr^{3+}_{(aq)} + 3e^{-}$

نصف تفاعل الاختزال في نصف خلية $Ag_{(s)} | Ag^{+}_{(aq)}$: $Ag^{+}_{(aq)} + e^{-} \rightarrow Ag_{(s)}$

2- **أحدد كلاً من المصعد والمهبط، واتجاه حركة الإلكترونات في الدارة الخارجية**

المصعد هو الكروم Cr والمهبط هو الفضة Ag

تتجه الإلكترونات في الدارة الخارجية من قطب الكروم إلى قطب الفضة

3- **أحدد اتجاه حركة الأيونات السالبة عبر القنطرة الملحية**

تتحرك الأيونات السالبة من القنطرة الملحية إلى نصف خلية الكروم (المصعد) $Cr^{3+}_{(aq)} | Cr_{(s)}$

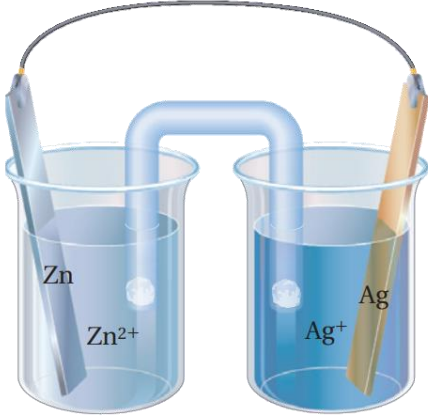
لمعادلة الزيادة في تركيز الأيونات الموجبة Cr^{3+}

4- **ما القطب الذي تزداد كتلته؟ ولماذا؟**

تزداد كتلة قطب الفضة (المهبط) بسبب اختزال أيونات الفضة Ag^{+} إلى ذرات وترسبها عليه

5- **أكتب رمز الخلية الجلفانية** $Cr_{(s)} | Cr^{3+}_{(aq)} || Ag^{+}_{(aq)} | Ag_{(s)}$

تدريبات محلولة



تدريب (1): في الشكل المرافق خلية جلفانية Zn – Ag

تتكون من صفيحة خارصين في محلول نترات الخارصين، وصفيحة فضة في محلول نترات الفضة، إذا علمت أن قطب الخارصين قلت كتلته بعد يومين من تشغيل الخلية الجلفانية، أجب عما يأتي:

1- حدّد المصعد

المصعد هو قطب الخارصين Zn لأن كتلته قلت

2- حدّد المهبط: هو قطب الفضة Ag

3- ما اتجاه حركة الإلكترونات خلال أسلاك التوصيل؟ تتجه من Zn

إلى Ag

4- أي القطبين ستزداد كتلته مع مرور الوقت؟ Ag

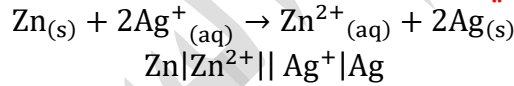
5- إذا علمت أن ملح KNO_3 هو المستخدم في القنطرة الملحية هو لأي الأيونات ستذهب إلى وعاء

المصعد، وأيها إلى وعاء المهبط؟

K^+ إلى وعاء المهبط، NO_3^- إلى وعاء المصعد

6- أي قطب فلزي سيزداد تركيز أيوناته الموجبة في محلوله؟ Zn

7- اكتب معادلة التفاعل الكلي ثم رمّز الخلية الجلفانية



حتى تكتب معادلة كلية موزونة بشكل صحيح، اكتب أنصاف التفاعلات ووازنها ثم اجمعها

تدريب (2): في الخلية الجلفانية الممثلة بالرموز الآتية: $Al|Al^{3+}||Cu^{2+}|Cu$

- ما الذي يتأكسد، وما الذي يُختزل؟

نصف خلية التأكسد على اليسار، يتأكسد الألمنيوم Al

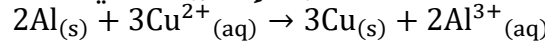
نصف خلية الاختزال على اليمين، تُختزل أيونات النحاس Cu^{2+}

- اكتب المعادلة الكلية، وحدد العامل المؤكسد والعامل المختزل

نصف تفاعل التأكسد عند المصعد: $Al_{(s)} \rightarrow Al^{3+}_{(aq)} + 3e^-$

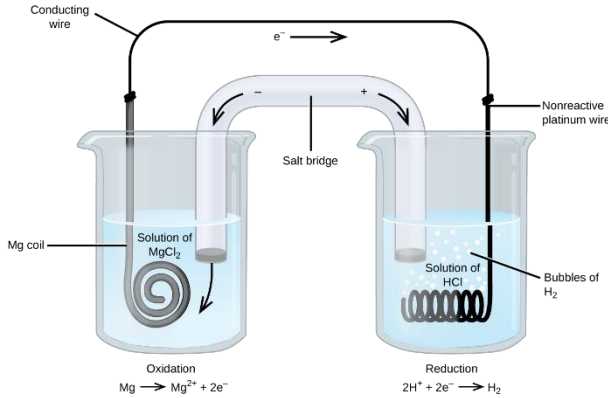
نصف تفاعل الاختزال عند المهبط: $Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$

التفاعل الكلي في الخلية الجلفانية بعد مساواة الإلكترونات في الأنصاف:



العامل المؤكسد: Cu^{2+} العامل المختزل: Al

تدريب (3) فكرة خارجية: اكتب رمز هذه الخلية الجلفانية الظاهرة في الصورة، إذا علمت أننا نستخدم



سلك ملفوف من المغنيسيوم في نصف خلية، وفي النصف الثاني قطب بلاتين لا يتفاعل مع محلول الحمض، و فقط تُختزل عليه أيونات الهيدروجين لتتحول إلى غاز الهيدروجين H_2 ويتصاعد

وتعلم: أن الأقطاب منها الذي يتفاعل وأيوناته موجودة في محلوله، وأقطاب لن تتفاعل مع المحلول فهي كالخاملة واستخدمناها لأن المادة التي ستتأكسد أو تُختزل في نصف الخلية أيونات أو غازات

الحل: نحدد المصعد والمهبط من خلال حركة

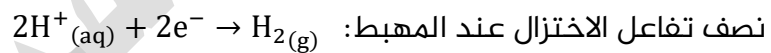
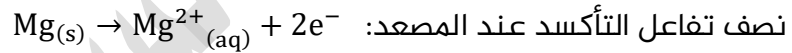
الإلكترونات في الدارة الخارجية أو من خلال أنصاف

التفاعلات المكتوبة في الصورة، المصعد هو قطب المغنيسيوم Mg

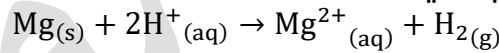
والمهبط هو قطب البلاتين لا يتفاعل، إنما يتم اختزال أيونات الهيدروجين H^+ عليه لتتحول بعدها إلى غاز ويتصاعد من نصف الخلية

لكن في الامتحان الوزاري عندما يسأل عن المهبط وكان هناك نصف خلية هيدروجين فسيكون الجواب:

المهبط: قطب الهيدروجين المعياري على اعتبار أنه يشمل قطب البلاتين، وستتعلم عن قطب الهيدروجين المعياري لاحقاً



التفاعل الكلي في الخلية الجلفانية:



رمز الخلية الجلفانية: $\text{Mg}|\text{Mg}^{2+}||2\text{H}^+|\text{H}_2|\text{Pt}$ لاحظ أننا فصلنا بخط بين أيونات الهيدروجين والناتج النقي

(سائل، غاز) وهو غاز الهيدروجين ثم خط لنضيف القطب غير المتفاعل، بينما لو كان المتفاعل والناتج أيونات فإننا

نضع فاصلة بينها لأنها في نفس المحلول (التدريب التالي سيوضح ذلك)

تعزيز: عند ترميز الخلية الجلفانية لا بد من كتابة أقطاب على الأطراف وإن لم تكن داخلية في التفاعلات، فهي

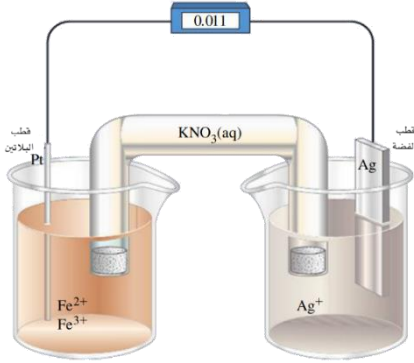
المصعد والمهبط، ونبدأ من اليسار بالمصعد، ثم المهبط، ولا نكتب معاملات المعادلة (المولات) ضمن رمز الخلية

لكن سنلتزم منهاج الكتاب في ترميزه لنصف خلية الهيدروجين بهذا الشكل $2\text{H}^+|\text{H}_2$ وستتعرف على قطب

الهيدروجين المعياري ونصف خليته في الدرس القادم، فلا بد من إتقان كتابة رمز الخلية الجلفانية

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي



تدريب (4) فكرة خارجية: في الخلية الجلفانية المبينة في الصورة، إذا علمت أن أيونات الحديد Fe^{2+} في المحلول يتم أكسدها إلى أيونات الحديد Fe^{3+} على قطب البلاتين Pt الذي لن يتفاعل مع تلك الأيونات وإنما مجرد ناقل للإلكترونات، بالمقابل فإن أيونات الفضة Ag^+ يتم اختزالها إلى Ag على قطب الفضة فأجب عما يأتي:

1- أيها المصعد وأيها المهبط، وما شحنة كل منهما؟

بما أن الذي تأكسد هو Fe^{2+} فإن نصف خلية التأكسد فيها أيونات الحديد وقطب البلاتين الذي لا يتفاعل وشحنته سالبة لأن عنده يحدث التأكسد وانتقال الإلكترونات فهو المصعد أما المهبط فهو قطب الفضة Ag وشحنته موجبة، لأن عليه يحدث الاختزال

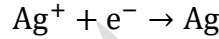
2- ما اتجاه حركة الإلكترونات في الدارة الخارجية؟ $Pt \rightarrow Ag$

3- حدد الأيونات التي ستتجه عبر القنطرة الملحية إلى الوعاء الذي فيه قطب الفضة ومحلولة؟

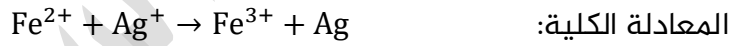
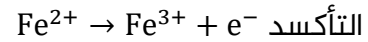
الأيونات الموجبة K^+ إلى نصف خلية الاختزال التي فيها أيونات الفضة

4- ماذا سيحدث للأقطاب الفلزية بعد زمن من تشغيل الخلية الجلفانية؟

تزداد كتلة قطب الفضة لحدوث الاختزال عليه



بينما يبقى قطب البلاتين كما هو رغم حدوث التأكسد عنده ورغم أنه لا يدخل في نصف تفاعل



المعادلة الكلية:

5- اكتب رمز نصف خلية التأكسد $Fe^{2+}, Fe^{3+} | Pt$

6- اكتب رمز نصف خلية الاختزال $Ag^+ | Ag$

7- اكتب رمز الخلية الجلفانية $Pt | Fe^{2+}, Fe^{3+} || Ag^+ | Ag$

لاحظ أن الأقطاب لا بد أن تكون موجودة في الترميز سواء تفاعلت أو لم تتفاعل

لأن الإلكترونات تنتقل بينها كمصعد ومهبط

تعزيز مهم: لو استخدمنا أقطاب خاملة بسبب استخدام غازات أو محاليل أيونات، مثال: غاز الفلور ومحلولة الذي يحتوي أيوناته، مع قطب خامل من البلاتين، واستخدمنا في الوعاء الآخر قطب فلز يميل إلى التأكسد

ونحن نعلم أن الفلور دائماً عامل مؤكسد لأنه الأعلى سالبية كهربائية في الجدول الدوري وتعلمنا ذلك من قواعد أعداد التأكسد، فهو دائماً في المركبات 1-

سيميل الفلور إلى الاختزال فتتحول جزيئات غاز الفلور إلى أيونات الفلور السالبة في المحلول في وعاء المهبط

سيميل الفلز إلى التأكسد ويتحول إلى أيونات موجبة في المحلول في وعاء المصعد

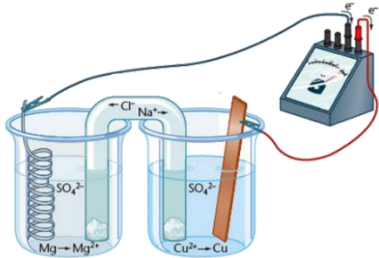
سنقول وقتها أن وعاء المصعد: زاد فيه تركيز الأيونات

ووعاء المهبط: أيضاً زاد فيه تركيز الأيونات

عزيزي الطالب أمثلة الكتاب كلها تدور على الأقطاب الفلزية لكن لا بد أيضاً أن تتعلم طبيعة الأيونات التي تزداد أو تقل في الأوعية، عموماً بإمكانك تمييز ذلك من خلال أنصاف التفاعل ومعادلة التفاعل الكلية بالنظر إلى النواتج

ورقة عمل (26): كيمياء الخلية الجلفانية، ورمز الخلية

تدريب (1): في الخلية الجلفانية Mg – Cu، حيث أن شريط المغنسيوم Mg مغموس في محلول كبريتات المغنيسيوم $MgSO_4$ وصفيحة النحاس Cu مغموسة في محلول كبريتات النحاس (II) $CuSO_4$ ، ادرس الشكل المجاور، ثم أجب عمّا يأتي:



1- أيها المصعد وأيها المهبط، وما شحنة كل منهما؟

2- ماذا يحدث لتركيز أيونات المغنيسيوم في المحلول (يزداد، يقل)؟

3- إلى أين يتجه مؤشر الفولتميتر؟

4- بالنظر إلى الشكل فسر: سبب اتجاه حركة الأيونات عبر القنطرة الملحية إلى الأوعية

5- ما القطب الذي تزداد كتلته في الخلية الجلفانية؟

6- اكتب نصف تفاعل التأكسد، ونصف تفاعل الاختزال

7- اكتب المعادلة الكلية للتفاعل الحاصل في الخلية مع رمزها

8- حدد العامل المؤكسد والعامل المختزل

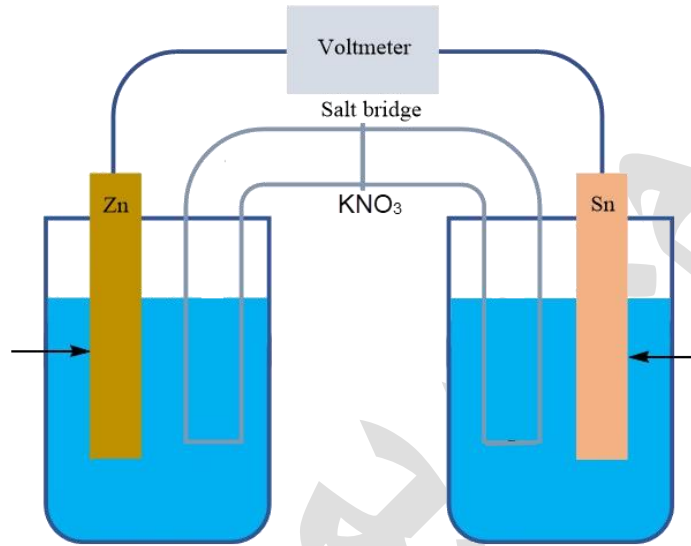
المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

تدريب (2): من خلال رمز الخلية الجلفانية الآتية والشكل المجاور،
 $Zn|Zn^{2+}||Sn^{2+}|Sn$

أجب عما يأتي:

1- حدد المصعد والمهبط على الشكل مع الشحنات



2- حدد على الشكل اتجاه حركة الأيونات السالبة والموجبة عبر القنطرة الملحية

3- اكتب أنصاف التفاعل، والمعادلة الكلية الموزونة وحدد عليها العامل المؤكسد والعامل المختزل



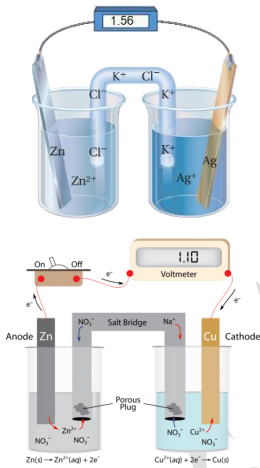
جهد الخلية الجلفانية/ جهد الخلية المعياري



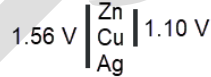
ما المقصود بجهد الخلية الجلفانية؟ E_{Cell}
مقياس لقدرة الخلية على إنتاج تيار كهربائي، وهو القوة الدافعة الكهربائية المتولدة بين قطبي الخلية بسبب فرق الجهد بينهما ويُقاس بالفولت V

تخيل ذلك من خلال صورة الشلال وطاقة وضعه العالية في الأعلى فيندفع بقوة بسبب فرق المسافة الكبيرة. نفس الحال مع المصعد فإن الإلكترونات تندفع منه بسبب فرق الجهد بين قطبي الخلية، فكلما زاد فرق الجهد بين القطبين زاد جهد الخلية الجلفانية ومعناه طاقة كهربائية أكبر

لاحظ الخلايا الجلفانية وقياس الفولتميتر للخلية، تأثرت القراءة عندما غيرنا قطب من الأقطاب، هذا القطب له ميل للاختزال أكبر فصار الفرق أكبر بين القطبين وارتفعت القراءة يزداد فرق الجهد بين القطبين كلما ازداد ميل كل من نصفي تفاعل التأكسد والاختزال للحدوث



القراءة هي فرق الجهد بين القطبين
الخلية (Zn-Ag) = 1.56 V
الخلية (Zn-Cu) = 1.10 V
المصعد مشترك بينهما وهو Zn وهو الأكثر نشاطاً، بينما المهبط اختلف فالقراءة الأكبر معناه أن المهبط Ag أكثر ميلاً للاختزال من Cu



سؤال من المنهاج القديم: إذا علمت أن جهد الخلية المكونة من الأقطاب $0.57 \text{ V} = (X-Y)$ وجهد الخلية المكونة من الأقطاب $0.78 \text{ V} = (X-W)$ وأن المادة X في الخليتين هي المهبط، فأين العنصرين أكثر ميلاً للتأكسد؟ الجواب هو W لأن القراءة في الخلية أكبر

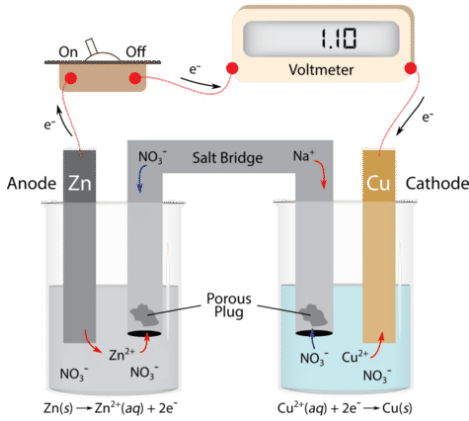


جهد القطب يُقسم إلى:

رمزه	معناه	المصطلح
$E_{Reduction}$	ميل نصف تفاعل الاختزال للحدوث	جهد اختزال
$E_{Oxidation}$	ميل نصف تفاعل التأكسد للحدوث	جهد تأكسد

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

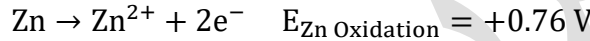


في مثال خلية Zn - Cu السابقة، لاحظنا ميل الخارصين للتأكسد أكثر من ميل النحاس بناء على سلسلة النشاط الكيميائي، أحدهما يميل للتأكسد وآخر يميل للاختزال فتتولد نتيجة ذلك قوة دافعة كهربائية تدفع الإلكترونات إلى الحركة من المصعد إلى المهبط، ولهذه القوة الدافعة قراءة تظهر على الفولتميتر كما في الصورة تدل على سريان التيار الكهربائي،

تعزير: تفصيل ذلك بمثال عددي وحسابي والأعداد اعتبرها

افتراضية

في ظروف معينة من درجة حرارة وغير ذلك ركبنا الخلية الجلفانية السابقة في خلية المصعد (الخارصين) هناك نصف تفاعل تأكسد لأنه أنشط، ففي حد غششنا أن جهد تأكسد الخارصين سيكون $+0.76 \text{ V}$



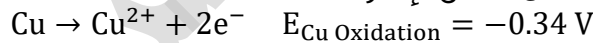
فهذا النصف سيميل إلى التأكسد بهذه القيمة أو الجهد، بينما لو كان سيميل إلى الاختزال فإننا نعكس الإشارة لأن نصف التفاعل سينعكس



أما في خلية المهبط فالميل للاختزال أكبر، وفي حد غششنا أن جهد القطب الذي يحدث عليه الاختزال سيكون كالتالي:



أما جهد تأكسده فنفس القيمة لكن عكس الإشارة



فلو قارنا الجهود

جهد تأكسد الخارصين < جهد تأكسد النحاس

جهد اختزال النحاس < جهد اختزال الخارصين

وبإمكاننا حساب فرق الجهد بين القطبين = الأكبر - الأصغر (سواء جهد تأكسد أو جهد اختزال)

جرب احسبها مع مراعاة الإشارات وسيكون الناتج نفس القراءة في الصورة 1.10 V

لكن اتفق العلماء على توحيد ذلك إلى جهود اختزال لكل من المصعد والمهبط

جهد الخلية الجلفانية = جهد اختزال (المهبط) - جهد اختزال (المصعد)

$$E_{\text{Cell}} = E_{\text{Reduction(Cathode)}} - E_{\text{Reduction(Anode)}}$$

لكن السؤال القوي:

من أين تأتي بقيمة جهد اختزال القطب سواء كان مصعد أو مهبط؟ هل يقيسها الفولتميتر؟ وهل دائماً جهد اختزال قطب قيمة ثابتة ولو تغيرت الظروف من تركيز محلول أيوناته أو درجة الحرارة وغير ذلك؟

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرتاوي

جهد الخلية الجلفانية E_{Cell} وجهد القطب يتأثر بالعوامل والظروف من درجة الحرارة، تركيز المحاليل، ضغط الغازات، لذا لا بد من توحيد تلك الظروف إلى ظروف معيارية:

- 1- ضغط غاز 1 atm للغازات المستخدمة في الخلية الجلفانية
- 2- درجة حرارة $25^\circ C$
- 3- تركيز أيونات محاليل الأوعية يساوي 1M

وقتها نسمي جهد الخلية (قراءة الفولتميتر) جهد الخلية المعياري، وجهد اختزال القطب بجهد الاختزال المعياري

ما المقصود بجهد الخلية المعياري؟ E°_{Cell}

مقياس لقدرة الخلية على إنتاج تيار كهربائي، وهو القوة الدافعة الكهربائية المتولدة بين قطبي الخلية بسبب فرق الجهد بينهما في الظروف المعيارية ويُقاس بالفولت V

تصبح معادلة حساب جهد الخلية المعياري مع استخدام جهود الاختزال المعيارية:

$$E^\circ_{Cell} = E^\circ_{Reduction(Cathode)} - E^\circ_{Reduction(Anode)}$$

ونختصرها: جهد الخلية المعياري = جهد المهبط المعياري - جهد المصعد المعياري

$$E^\circ_{Cell} = E^\circ_{Cathode} - E^\circ_{Anode}$$

ما المقصود بجهد الاختزال المعياري؟ $E^\circ_{Reduction}$

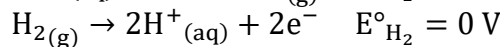
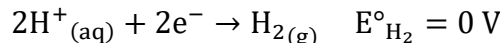
مقياس لميل نصف تفاعل الاختزال للحدوث في الظروف المعيارية

للأسف لا نستطيع قياس جهد الاختزال المعياري لأي قطب وهو نصف خلية جلفانية، لا بد من خلية جلفانية كاملة، فقال العلماء سنستخدم قطب مرجعي في نصف خلية سواء كان القطب المرجعي مهبطاً أو مصعداً لأننا سنعطيه قيمة صفر كجهد اختزال معياري وبهذا الشكل سنعرف جهد اختزال الآخر

ولا بد أن يكون القطب المرجعي مناسباً فلا ينفج أن يكون أنشط العناصر تأكسداً مثل الليثيوم، أو أنشطهم اختزالاً مثل الفلور، بل لا بد أن يكون متوسطاً بينهم، فهو يتصرف كمهبط أو مصعد حسب القطب الآخر الذي يشكل نصف الخلية الأخرى

تم اختيار قطب مرجعي: وهو قطب الهيدروجين المعياري، وسبب اختياره: لأن نشاطه الكيميائي متوسط بين العناصر، واصطاح العلماء على أن جهد الاختزال المعياري له $E^\circ_{H_2} = 0$ فيكون هو المرجع لباقي الأقطاب

وبما أن العلماء اتفقوا على اعتباره قطب مرجعي وأعطوه قيمة 0 كجهد اختزال معياري، فإن جهد تأكسده أيضاً صفر

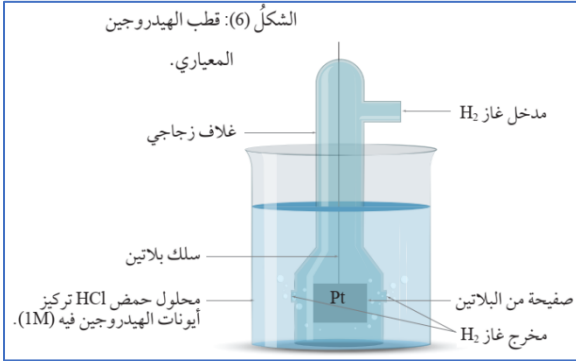


ما المقصود بقطب الهيدروجين المعياري؟

قطب مرجعي أستخدم لقياس جهود الاختزال المعيارية لأقطاب الخلايا الجلفانية في الظروف المعيارية وهي: ضغط الغاز 1 atm، ودرجة حرارة $25^\circ C$ ، وتركيز أيونات H^+ يساوي 1M.

م يتكون قطب الهيدروجين المعياري؟

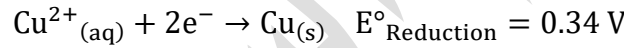
- 1- وعاء يحتوي على محلول حمض الهيدروكلوريك HCl تركيز أيونات الهيدروجين H^+ فيه 1 M
- 2- صفيحة من البلاتين مغموسة في ذلك المحلول: توفر سطح لحدوث التفاعل ((البلاتين قطب موصل لكن لن يتفاعل مع المحلول، واستعملناه لأن المادة المستخدمة في نصف الخلية: أيونات + غاز))
- 3- يُضخ غاز الهيدروجين إلى المحلول عند ضغط للغاز يساوي 1 atm يعني 1 ضغط جوي، ودرجة حرارة 25 °C



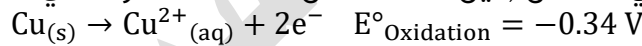
التفاعل الحاصل في نصف خلية الهيدروجين:
 $2H^+(aq) + 2e^- \rightleftharpoons H_2(g) \quad E^\circ = 0 V$

السهم المزدوج يدل على أن نصف التفاعل منعكس؛ إذ يمكن لأيونات الهيدروجين H^+ أن تُختزل إلى H_2 ، ويمكن لجزيئات غاز H_2 أن تتأكسد إلى H^+ ، حيث أن الهيدروجين يتوسط العناصر، ففي خلية جلفانية قد يُختزل وقد يتأكسد حسب الذي معه

أيضاً أي عنصر له جهد اختزال فإنه جهد تأكسده عند نفس الظروف = نفس القيمة لكن عكس الإشارة. مثال: لو عرفنا بالتجارب أن جهد الاختزال المعياري للنحاس (ميل نصف تفاعل الاختزال للحدوث في خلية المهبط)



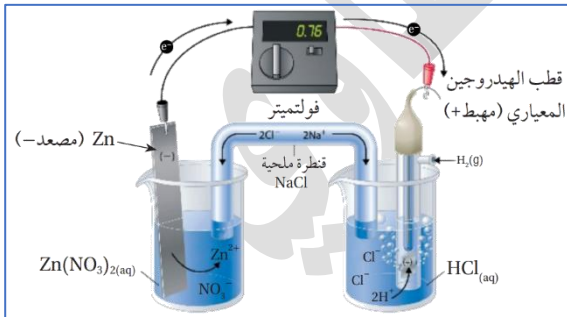
فإن جهد التأكسد المعياري للنحاس (ميل نصف تفاعل التأكسد للحدوث في خلية المهبط)



وهذا الجهد سنحسبه بعد قليل باستخدام قطب الهيدروجين المعياري

مثال ص100: خلية جلفانية من قطب الهيدروجين المعياري والخرصين المعياري كما في الشكل (أي أن

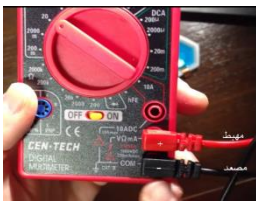
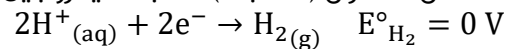
الخلية الجلفانية تحت الظروف المعيارية)

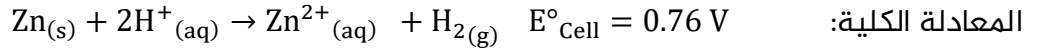


حتى نحدد جهد الاختزال المعياري للخرصين لا بد أن نميز هل هو مصعد أم مهبط في هذه الخلية الجلفانية؟ عند توصيل الأسلاك المتصلة بالأقطاب مع مدخل الفولتيميتر السالب والموجب كما في الصورة حصلنا على قراءة موجبة $E^\circ_{Cell} = 0.76 V$ وهذا دليل على أن قطب الخرصين فعليا هو المصعد في هذه الخلية الجلفانية وأن سريان الإلكترونات بالاتجاه الصحيح، بينما لو جربنا توصيل الأسلاك عكس المداخل، بحيث نعتبر نصف خلية

الهيدروجين هي المصعد، ونصف خلية الخرصين هي المهبط فإن القراءة في جهاز الفولتيميتر ستكون بالسالب وهذا دليل أن دفع الإلكترونات ليس بالاتجاه الصحيح، ولا بد أن يكون جهد الخلية الجلفانية بالموجب لنقول أن تفاعلا قد حدث وتم انتقال الإلكترونات من المصعد إلى المهبط

نصف تفاعل الاختزال (المهبط) قطب الهيدروجين المعياري:

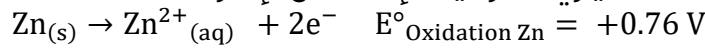




$$\begin{aligned} E^{\circ}_{\text{Cell}} &= E^{\circ}_{\text{Cathode}} - E^{\circ}_{\text{Anode}} \\ 0.76 &= 0 - E^{\circ}_{\text{Zn}} \\ E^{\circ}_{\text{Zn}} &= -0.76 \text{ V} \end{aligned}$$

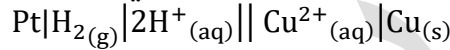
هذه القيمة السالبة تعني أن أيونات الخارصين أقل ميلاً للاختزال من أيونات الهيدروجين التي جهد اختزالها المعياري يساوي صفر، لذلك اختزلت أيونات الهيدروجين بينما تأكسدت ذرات الخارصين في التفاعل

ولو حسبنا جهد التأكسد المعياري للخارصين فإنه عكس الإشارة:



فنقول جهد التأكسد للخارصين أعلى من جهد التأكسد للهيدروجين، أي أن قطب الخارصين يميل إلى التأكسد أكثر من جزيئات الهيدروجين

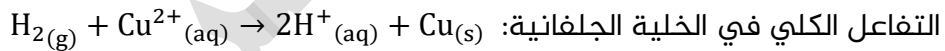
مثال (14) ص 102: في الخلية الجلفانية الممثلة بالرمز الآتي:



إذا علمت أن جهد الخلية المعياري $E^{\circ}_{\text{Cell}} = 0.34 \text{ V}$ فاحسب جهد الاختزال المعياري للنحاس

ملاحظة مهمة خلاها ببالك دائماً: جهد الاختزال المعياري لأي مادة ثابت عند الظروف المعيارية لأنه صفة خاصة لتلك المادة كالكتافة والحرارة النوعية وغير ذلك، وبالتالي لن يتأثر بموازنة نصف التفاعل

الحل: من خلال رمز الخلية نستطيع تمييز نصف خلية التأكسد ونصف خلية الاختزال



$$E^{\circ}_{\text{Cell}} = E^{\circ}_{\text{Cathode}} - E^{\circ}_{\text{Anode}}$$

$$0.34 = E^{\circ}_{\text{Cu}} - 0$$

$$E^{\circ}_{\text{Cu}} = 0.34 \text{ V}$$

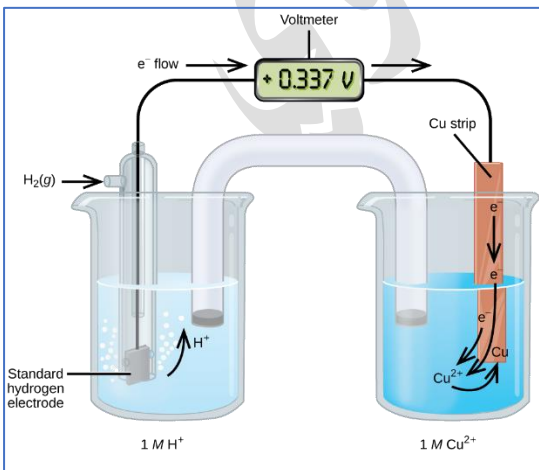
جهد الاختزال المعياري للنحاس أكبر منه للهيدروجين وهذا يعني أن أيونات النحاس تميل إلى الاختزال أكثر من أيونات الهيدروجين، لذلك تأكسدت جزيئات غاز الهيدروجين

واختزلت أيونات النحاس

تعزيز مهم:

إذا كان قطب الهيدروجين المعياري (خلية مهبط) والفلز الآخر A مصعد، فإن أيونات الهيدروجين تُختزل إلى غاز الهيدروجين ويتصاعد من المحلول، فنقول الفلز A يحرر غاز الهيدروجين من محلول الحمض المخفف، مثاله: قطب الخارصين

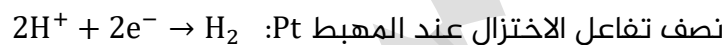
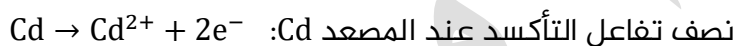
بينما إذا كان قطب الهيدروجين المعياري (خلية مصعد)، والفلز الآخر B خلية مهبط فإنه لن يتصاعد غاز الهيدروجين ووقتها نقول هذا الفلز B لن يحرر غاز الهيدروجين من محلول الحمض المخفف، مثاله: قطب النحاس



ونميز ذلك من جهد الاختزال المعياري، فالذي جهد اختزاله المعياري موجب لن يحرق غاز الهيدروجين لأنه سيكون مهبطاً، والذي جهد اختزاله المعياري سالب فسيحرق غاز الهيدروجين لأنه سيكون مصعداً وسنقدم ذلك بشكل أفضل إن شاء الله تعالى في جدول جهود الاختزال المعيارية

أتحقق ص102: خلية جلفانية مكونة من نصف خلية الهيدروجين $2H^+ | H_2 | Pt$

ونصف خلية الكاديوم $Cd^{2+} | Cd$ المعياريين، أحسب جهد الاختزال المعياري للكاديوم إذا علمت أن جهد الخلية المعياري يساوي $0.4 V$ ، ونقصت كتلة قطب الكاديوم بعد تشغيل الخلية لفترة من الزمن **الحل:** من خلال معلومة مهمة جداً في السؤال، نقصان كتلة قطب معناه أنه المصعد، ويميل إلى التأكسد أكثر من غاز الهيدروجين، وبالتالي تتأكسد ذرات الكاديوم وتختزل أيونات الهيدروجين في نصف خلية الاختزال



$$E^\circ_{\text{Cell}} = E^\circ_{\text{Cathode}} - E^\circ_{\text{Anode}}$$

$$0.4 = 0 - E^\circ_{\text{Cd}}$$

$$E^\circ_{\text{Cd}} = -0.4 V$$

كيمياشيك حاول تشغيل مخك فيه: إذا علمت أن:

- الخلية الجلفانية الأولى تتكون من قطب العنصر X وقطب الهيدروجين المعياري، ووجدنا أن جهد الاختزال المعياري للعنصر X يساوي $-0.76 V$
 - الخلية الجلفانية الثانية تتكون من قطب العنصر Y وقطب الهيدروجين المعياري ووجدنا أن جهد الاختزال المعياري للعنصر Y يساوي $+0.34 V$
- فأي الاختيارات الآتية يعتبر صحيحاً؟

a	العنصر X لا يستطيع تحرير غاز الهيدروجين من محلول الحمض المخفف
b	العنصر Y لا يستطيع تحرير غاز الهيدروجين من محلول الحمض المخفف
c	قطب العنصر X يحدث عليه اختزال
d	قطب العنصر Y يحدث عليه تأكسد

حل ال يكون في نفس الحصة على اليوتيوب

تعزيز خارجي لمن يستزيد بالعلم وإلا فهو غير مطلوب: حتى لا تتحير في قولنا قطب الهيدروجين المعياري

رغم أن الهيدروجين ليس بقطب صلب، فلا بد أن تعلم أن الأقطاب في الخلية الجلفانية إما قطب فلز وأيوناته وهذا الشائع في مسائلنا، قطب غازي مثل قطب الهيدروجين المعياري أو قطب الكلور والخب، فنستخدم غاز مع أيوناته مع قطب غير متفاعل كالبلاتين، وثالث نوع قطب تأكسد واختزال حيث نغمر قطب بلاتين أو جرافيت غير متفاعل في محلول له حالتين تأكسد مثل Fe^{2+}, Fe^{3+}

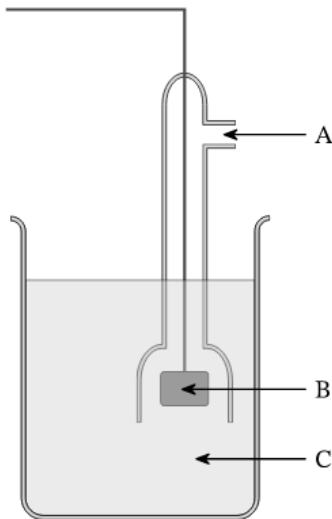
المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

ورقة عمل (27): قطب الهيدروجين المعياري وجهد الاختزال المعياري

تدريب (1): جهد الاختزال المعياري، تم قياسه في ظروف معيارية، أي من هذه الظروف ليس معيارياً؟

a	درجة حرارة 25°C والتي تساوي 298 K
b	تركيز المحلول في الوعاء يساوي 1 M
c	ضغط الغازات في حال كانت مستخدمة في الخلية الجلفانية يساوي 1 atm
d	تركيز المحلول الملحي في القنطرة الملحية يساوي 1 M



تدريب (2): في الشكل المجاور قطب الهيدروجين المعياري، حدّد

المكونات من خلال الرموز الموضحة

A	
B	
C	

تدريب (3): يُستخدم قطب الهيدروجين المعياري لقياس جهود الأقطاب المعيارية لعناصر مختلفة، فإن المصطلح المستخدم لوصف هذا النوع من الأقطاب هو:

A	قطب نصفى
B	قطب بلاتيني
C	قطب مرجعي

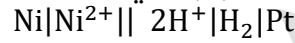
تدريب (4): الترميز الصحيح لنصف خلية قطب الهيدروجين المعياري:

A	$2H^+ H_2 Pt$
B	$2H^+ Pt$
C	$2H^+ H_2$

تدريب (5): في الخلية الجلفانية المكونة من قطب الهيدروجين المعياري و نصف خلية الفضة $Ag^+|Ag$ إذا علمت أن جهد الخلية المعياري $E^\circ_{cell} = 0.80 V$ وأن قطب الفضة ازدادت كتلته مع مرور الوقت، فاحسب جهد الاختزال المعياري للفضة ثم احسب جهد تأكسده المعياري



تدريب (6): في الخلية الجلفانية الممثلة بالرمز الآتي:



إذا علمت أن جهد الخلية المعياري $E^\circ_{cell} = 0.23 V$ فاحسب جهد الاختزال المعياري للنكل، ثم احسب جهد تأكسده المعياري



المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

جدول جهود الاختزال المعيارية

استخدم قطب الهيدروجين المعياري في بناء خلايا جلفانية متعددة ومن خلال قياس جهودها المعيارية حُسبت جهود الاختزال المعيارية للأقطاب المختلفة التي استخدمت فيها

اتفق الكيميائيون على كتابة أنصاف التفاعلات على شكل أنصاف تفاعل اختزال في الاتجاه الأمامي وتم ترتيبها وفقاً لتزايد جهود الاختزال المعيارية في جدول سُمي جدول جهود الاختزال المعيارية (الجدول 2): جهود الاختزال المعيارية عند درجة حرارة 25°C.

نصف تفاعل الاختزال				E° (V)	
Li ⁺ _(aq)	+	e ⁻	⇌	Li _(s)	-3.05
K ⁺ _(aq)	+	e ⁻	⇌	K _(s)	-2.92
Ca ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Ca _(s)	-2.76
Na ⁺ _(aq)	+	e ⁻	⇌	Na _(s)	-2.71
Mg ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Mg _(s)	-2.37
Al ³⁺ _(aq)	+	3e ⁻	⇌	Al _(s)	-1.66
Mn ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Mn _(s)	-1.18
2H ₂ O _(l)	+	2e ⁻	⇌	2OH ⁻ + H _{2(g)}	-0.83
Zn ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Zn _(s)	-0.76
Cr ³⁺ _(aq)	+	3e ⁻	⇌	Cr _(s)	-0.73
Fe ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Fe _(s)	-0.44
Cd ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Cd _(s)	-0.40
Co ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Co _(s)	-0.28
Ni ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Ni _(s)	-0.23
Sn ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Sn _(s)	-0.14
Pb ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Pb _(s)	-0.13
Fe ³⁺ _(aq)	+	3e ⁻	⇌	Fe _(s)	-0.04
2H ⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	H _{2(g)}	0.00
Cu ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Cu _(s)	0.34
I _{2(s)}	+	2e ⁻	⇌	2I ⁻ _(aq)	0.54
Fe ³⁺ _(aq)	+	e ⁻	⇌	Fe ²⁺ _(aq)	0.77
Ag ⁺ _(aq)	+	e ⁻	⇌	Ag _(s)	0.80
Hg ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Hg _(l)	0.85
Br _{2(l)}	+	2e ⁻	⇌	2Br ⁻ _(aq)	1.07
O _{2(g)}	+ 4H ⁺	+ 4e ⁻	⇌	2H ₂ O _(l)	1.23
Cr ₂ O ₇ ²⁻ _(aq)	+ 14H ⁺	+ 6e ⁻	⇌	7H ₂ O _(l) + 2Cr ³⁺ _(aq)	1.33
Cl _{2(g)}	+	2e ⁻	⇌	2Cl ⁻ _(aq)	1.36
Au ³⁺ _(aq)	+	3e ⁻	⇌	Au _(s)	1.50
MnO ₄ ⁻ _(aq)	+ 8H ⁺	+ 5e ⁻	⇌	4H ₂ O _(l) + Mn ²⁺ _(aq)	1.51
F _{2(g)}	+	2e ⁻	⇌	2F ⁻ _(aq)	2.87

* الجدول للاطلاع؛ ليس للحفظ.

أهمية جدول جهود الاختزال المعيارية:

- نحسب منه جهد الخلية المعيارية باستخدام جهود الاختزال المعيارية
- التنبؤ بتلقائية تفاعلات التأكسد والاختزال

- حدوث التفاعل في الخلية الجلفانية تلقائياً
- تفاعل الفلزات مع محلول الحمض المخفف، وانطلاق أو تحرر غاز الهيدروجين
- تفاعل الفلزات واللافلزات مع محاليل الأملاح: التحريك والحفظ والتحضير والترسيب ...
- مقارنة قوة العوامل المؤكسدة والمختزلة

- تترتب جهود الاختزال في الجدول، حيث تزداد من أعلى إلى أسفل، ويتوسطها الهيدروجين بقيمة 0

- يسار الجدول عوامل مؤكسدة تحدث لها عملية اختزال فهي تمثل نصف تفاعل الاختزال الذي يحدث في المهبط

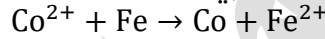
- يمين الجدول عوامل مختزلة تحدث لها عملية تأكسد فلو عكسنا نصف التفاعل سيكون نصف تفاعل تأكسد يحدث في المصعد

💡 **ضوء اللبنة:** تذكر أن العناصر والأيونات الأحادية: على يمين الجدول: الفلز والأيون السالب عامل مختزل، وعلى يسار الجدول: الجزيء الثنائي والأيون الموجب عامل مؤكسد

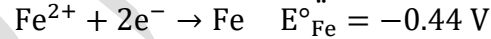
💡 **لحساب جهد الخلية المعياري:**

$$E^{\circ}_{\text{Cell}} = E^{\circ}_{\text{Cathode}} - E^{\circ}_{\text{Anode}}$$

❓ **مثال (15) ص 104:** أحسب جهد الخلية المعياري للخلية الجلفانية التي يحدث فيها التفاعل الآتي:



الحل: من خلال البيانات في الجدول لأنصاف تفاعلات الاختزال، رتبهم تصاعدياً:



من خلال المعادلة الكلية نلاحظ أن الذي تأكسد هو الحديد Fe فهو المصعد أما الكوبلت Co فهو المهبط لأن أيوناته Co^{2+} تُختزل عليه، أيضاً جهد اختزال الكوبلت (-0.28) أعلى من جهد اختزال الحديد (-0.44) فهذا يعني أنه سيكون المهبط والحديد هو المصعد ليحدث التفاعل في الخلية الجلفانية

$$E^{\circ}_{\text{Cell}} = E^{\circ}_{\text{Cathode}} - E^{\circ}_{\text{Anode}}$$

$$E^{\circ}_{\text{Cell}} = E^{\circ}_{\text{Co}} - E^{\circ}_{\text{Fe}} = -0.28 - (-0.44) = +0.16 \text{ V}$$

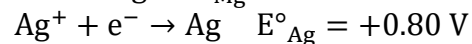
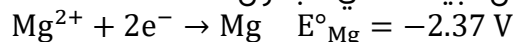
لاحظ الإشارة الموجبة لجهد الخلية: هذا دليل أن التفاعل تلقائي في الخلية الجلفانية، وهذا المفروض في الخلية الجلفانية

❓ **مثال (16) ص 104:** خلية جلفانية مكونة من نصف خلية الفضة $\text{Ag}^{+}|\text{Ag}$ ونصف خلية المغنيسيوم

$\text{Mg}^{2+}|\text{Mg}$ في الظروف المعيارية، بالرجوع إلى جهود الاختزال المعيارية لكل منهما في الجدول (2)

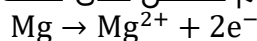
أكتب المعادلة الكلية الموزونة للتفاعل وأحسب جهد الخلية المعياري

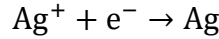
الحل: من خلال البيانات في الجدول لأنصاف تفاعلات الاختزال، رتب الأنصاف تصاعدياً:



نلاحظ أن المغنيسيوم جهد اختزاله المعياري أقل وبالتالي يتأكسد فهو المصعد والآخر الذي جهد اختزاله المعياري أكبر هو الذي تُختزل أيوناته عليه فالفضة هي المهبط

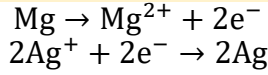
نعكس نصف تفاعل الاختزال للمغنيسيوم لنحصل على نصف تفاعل التأكسد



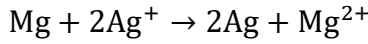


نساوي الإلكترونات بضرب نصف تفاعل الاختزال بـ2،

جهد الاختزال المعياري لأي مادة لا يتأثر بضرب نصف التفاعل بأي معامل، لأن جهد الاختزال يعتمد على النوع وليس الكمية (عدد المولات)



المعادلة الكلية للتأكسد والاختزال:

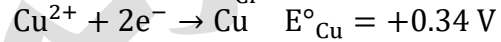
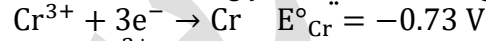


$$\begin{aligned} E^\circ_{\text{Cell}} &= E^\circ_{\text{Cathode}} - E^\circ_{\text{Anode}} \\ E^\circ_{\text{Cell}} &= E^\circ_{\text{Ag}} - E^\circ_{\text{Mg}} = +0.80 - (-2.37) = +3.17 \text{ V} \end{aligned}$$

مهم العناية بالإشارات لأنها تؤثر على الناتج النهائي

؟ أتحقق ص 105: خلية جلفانية مكونة من نصف خلية الكروم $\text{Cr}^{3+}|\text{Cr}$ ونصف خلية النحاس $\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$ المعياريين. بالرجوع إلى جهود الاختزال المعيارية لكل منهما في الجدول (2) أحسب جهد الخلية المعياري

الحل: من خلال البيانات في الجدول أنصاف تفاعلات الاختزال ورتبهم تصاعدياً:



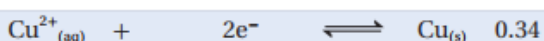
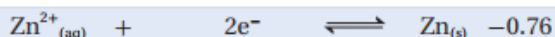
نلاحظ أن الكروم جهد اختزاله المعياري أقل وبالتالي يتأكسد فهو المصعد والآخر الذي جهد اختزاله المعياري أكبر هو الذي تُختزل أيوناته عليه فالنحاس هي المهبط

لا تهمنا موازنة المعادلة الكلية لحساب جهد الخلية إنما يهمنا فقط تحديد المهبط والمصعد

$$\begin{aligned} E^\circ_{\text{Cell}} &= E^\circ_{\text{Cathode}} - E^\circ_{\text{Anode}} \\ E^\circ_{\text{Cell}} &= E^\circ_{\text{Cu}} - E^\circ_{\text{Cr}} = +0.34 - (-0.73) = +1.07 \text{ V} \end{aligned}$$

التجربة 1: مقارنة جهود بعض الخلايا الجلفانية ص 106

إعداد خلايا جلفانية مختلفة لقياس جهد الخلية ثم مقارنة هذه الجهود
إذا تحرك المؤشر بالاتجاه السالب في الفولتميتر فلا
بد من عكس الأسلاك الموصولة به، لأن القراءة لا بد
أن تكون موجبة في الخلية الجلفانية



أحدد المصعد والمهبط في كل خلية جلفانية

إذا كانت التوصيلات صحيحة إلى مداخل الفولتميتر،
فالقراءة ستكون بالموجب ونميز وقتها المصعد
والمهبط، أما لو أردنا تحديد ذلك بدون تجربة فعلينا
بجدول جهود الاختزال، الأقل في الجهد مصعد،
والأعلى مهبط

أكتب التفاعل الكلي في كل خلية جلفانية

رمز الخلية الجلفانية	قراءة الفولتميتر E°_{Cell}	المعادلة الكلية الموزونة
Zn Zn ²⁺ Cu ²⁺ Cu	1.10	Zn + Cu ²⁺ → Zn ²⁺ + Cu
Al Al ³⁺ Cu ²⁺ Cu	2.00	2Al + 3Cu ²⁺ → 2Al ³⁺ + 3Cu
Pb Pb ²⁺ Cu ²⁺ Cu	0.47	Pb + Cu ²⁺ → Pb ²⁺ + Cu
Al Al ³⁺ Pb ²⁺ Pb	1.53	2Al + 3Pb ²⁺ → 2Al ³⁺ + 3Pb

أقارن بين جهود الخلايا الجلفانية الذي جرى قياسها وأفسر الاختلاف فيها

كلما زاد ميل كل من نصفي تفاعل التأكسد والاختزال للحدوث زاد جهد الخلية
لاحظ جهود الاختزال للأقطاب من خلال النظر إلى جدول جهود الاختزال المعيارية، الأقل جهد اختزال هو
الألمنيوم والأعلى جهد اختزال هو النحاس، الفرق بينهما يعطي أعلى جهد خلية جلفانية
 $E^{\circ}_{\text{Al-Cu}} > E^{\circ}_{\text{Al-Pb}} > E^{\circ}_{\text{Zn-Cu}} > E^{\circ}_{\text{Pb-Cu}}$

أتوقع ترتيب الفلزات وفق تزايد جهود اختزالها اعتماداً على قيم جهود الخلايا المقيسة

رمز الخلية الجلفانية	ترتيب الأقطاب من ناحية ازدياد جهد الاختزال
Zn Zn ²⁺ Cu ²⁺ Cu	Zn Cu
Al Al ³⁺ Cu ²⁺ Cu	Al Cu
Pb Pb ²⁺ Cu ²⁺ Cu	Pb Cu
Al Al ³⁺ Pb ²⁺ Pb	Al Pb

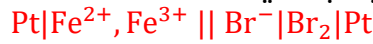
بما أن جهد خلية Al - Cu أعلى من Zn - Cu و أعلى من Pb - Cu والنحاس مهبط في الجميع وكأنه قطب
مرجعي لنقارن موضع كل مصعد بالنسبة له، فإن الألمنيوم فوقهم فهو الأقل جهد اختزال
 $\text{Al} < \text{Zn} < \text{Pb} < \text{Cu}$

ورقة عمل (28): جهد الخلية المعياري

تدريب (1): خلية جلفانية مكونة من قطب الكروم Cr المغموس في محلول نترات الكروم Cr^{3+} وقطب الكادميوم Cd المغموس في محلول نترات الكادميوم Cd^{2+} وكلا الوعائين في الظروف المعيارية، اكتب أنصاف التفاعلات والمعادلة الكلية ثم احسب جهد الخلية المعياري إذا علمت أن:

$$E^{\circ}_{Cr} = -0.74 \text{ V} \quad E^{\circ}_{Cd} = -0.40 \text{ V}$$

تدريب (2): التعبير الآتي هو رمز خلية جلفانية



أحسب جهد الخلية المعياري إذا علمت أن:

$$E^{\circ}_{Br_2} = +1.07 \text{ V}$$

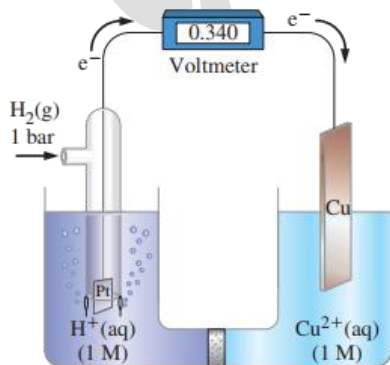
$$E^{\circ}_{Fe^{3+}|Fe^{2+}} = +0.77 \text{ V}$$

تدريب (3): التعبير الآتي هو رمز خلية جلفانية



إذا علمت أن جهد الخلية المعياري يساوي 1.26 V وجهد الاختزال المعياري للكادميوم يساوي -0.40 V فاحسب جهد الاختزال المعياري للألمنيوم

تدريب (4): بالنظر إلى الخلية الجلفانية المجاورة، احسب جهد التأكسد المعياري للنحاس، ثم اكتب الرمز الاصطلاحي للخلية، علماً أن جهد تأكسد الهيدروجين المعياري = 0

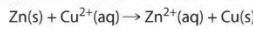
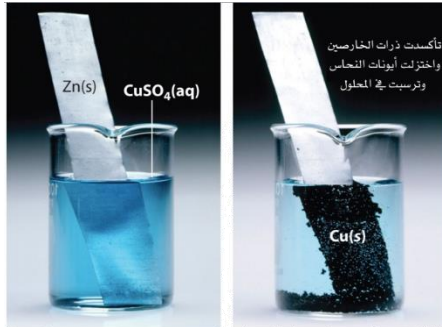


التنبؤ بتلقائية حدوث تفاعلات التأكسد والاختزال

من مراجعتنا السابقة لسلسلة النشاط الكيميائي، نتذكر أن فلزات محل فلزات في محلولها لأنها أنشط منها، وأيضا هناك فلزات محل محل الهيدروجين في محلول الحمض المخفف HCl فينتقل غاز الهيدروجين، بينما هناك فلزات لن محل محل الهيدروجين فلن ينطلق أو يتحرر غاز الهيدروجين

مثال: تفاعل الخارصين في محلول كبريتات النحاس، Na Mg Al Zn Fe H Cu Ag Au

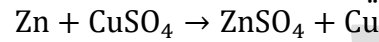
ازدياد النشاط الكيميائي ←



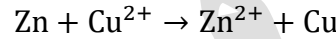
فالخارصين أنشط من النحاس لذا سيحدث التفاعل

ونقول عنه تفاعل تلقائي

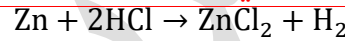
ومثله يحدث في الخلية الجلفانية



المعادلة الكلية للتأكسد والاختزال:



مثال: تفاعل الخارصين في محلول الحمض المخفف



أي أن الخارصين يتأكسد فهو المصعد والتفاعل تلقائي،

وعندما حسبنا جهد اختزال الخارصين كان بالسالب فقلنا هو أقل من جهد اختزال قطب الهيدروجين وبالتالي سيتأكسد الخارصين وتختزل أيونات الهيدروجين إلى جزيئات غاز الهيدروجين ويتصاعد الغاز بينما لو تفاعل النحاس واعتبرناه المصعد فلن يحدث التفاعل ولن ينطلق غاز الهيدروجين، فنقول

تفاعله غير تلقائي ويحتاج طاقة كهربائية حتى يحدث



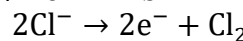
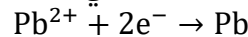
كيف نعلم أن التفاعل في الخلية الجلفانية تلقائي أم غير تلقائي؟

من خلال حساب جهد الخلية المعياري، فإن كان موجبا فالتفاعل تلقائي ولا يحتاج إلى طاقة كهربائية لإحداثه، وإذا كان سالبا فإن التفاعل غير تلقائي ولن يحدث إلا بطاقة كهربائية يعني من خلال خلية التحليل الكهربائي

مثال (17) ص 107: أتوقع بالاستعانة بالجدول (2) أي تفاعلات التأكسد والاختزال الممثلة بالمعادلات الآتية يحدث بشكل تلقائي وأفسر ذلك



الحل: الاستعانة بالمعادلة الكلية وكتابة أنصاف تفاعلي التأكسد والاختزال:



بالاستعانة بالجدول نستخرج جهود الاختزال للرصاص Pb وللكلور Cl₂

$$E^\circ_{\text{Pb}} = -0.13 \text{ V}$$

$$E^\circ_{\text{Cl}_2} = +1.36 \text{ V}$$

حسب المعادلة اختزلت أيونات الرصاص في خلية المهبط، وتأكسدت أيونات الكلور في خلية المصعد

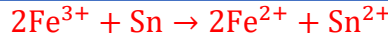
$$E^\circ_{\text{Cell}} = E^\circ_{\text{Cathode}} - E^\circ_{\text{Anode}}$$

$$E^\circ_{\text{Cell}} = E^\circ_{\text{Pb}} - E^\circ_{\text{Cl}_2} = -0.13 - (+1.36) = -1.49 \text{ V}$$

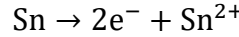
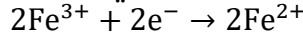
المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

جهد الخلية المعياري للتفاعل سالب، فالتفاعل غير تلقائي الحدوث، ولو قارنا جهود الاختزال فإن جهد اختزال الرصاص أقل فلا بد أن يكون المصعد والآخر المهبط حتى يتم التفاعل في الخلية الجلفانية



الحل: الاستعانة بالمعادلة الكلية وكتابة أنصاف تفاعلي التأكسد والاختزال:



بالاستعانة بالجدول نستخرج جهود الاختزال

$$E^\circ_{\text{Sn}} = -0.14 \text{ V}$$

$$E^\circ_{\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+}} = +0.77 \text{ V}$$

حسب المعادلة اختزلت أيونات الحديد في خلية المهبط، وتأكسدت ذرات القصدير في خلية المصعد

$$E^\circ_{\text{Cell}} = E^\circ_{\text{Cathode}} - E^\circ_{\text{Anode}}$$

$$E^\circ_{\text{Cell}} = E^\circ_{\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+}} - E^\circ_{\text{Sn}} = 0.77 - (-0.14) = +0.91 \text{ V}$$

جهد الخلية المعياري للتفاعل موجب، فالتفاعل تلقائي الحدوث

مثال (18) ص 108: أفسر يتفاعل فلز النيكل Ni مع محلول حمض الهيدروكلوريك HCl وينطلق غاز

الهيدروجين

الحل: نكتب معادلة التفاعل ثم نكتب المعادلة الأيونية:

عند تفاعل الفلز مع الحمض سيتكون ملح الفلز في المحلول و ينطلق غاز الهيدروجين، فنفترض حدوث التفاعل كالتالي:

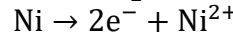
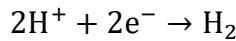


أيونات الكلور السالبة متفرجة فنحذفها



المعادلة الأيونية الكلية: $\text{Ni} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Ni}^{2+} + \text{H}_2$

أنصاف تفاعلات التأكسد والاختزال



بالاستعانة بالجدول نستخرج جهد اختزال النيكل

$$E^\circ_{\text{Ni}} = -0.23 \text{ V}$$

$$E^\circ_{\text{H}_2} = 0 \text{ V}$$

طالما كان جهد اختزال النيكل أقل من جهد اختزال الهيدروجين فإن النيكل يتأكسد وهذا هو الذي يحدث فعلاً في المعادلة الكلية، أي أن التفاعل تلقائي الحدوث

$$E^\circ_{\text{Cell}} = E^\circ_{\text{Cathode}} - E^\circ_{\text{Anode}}$$

$$E^\circ_{\text{Cell}} = E^\circ_{\text{H}_2} - E^\circ_{\text{Ni}} = 0 - (-0.23) = +0.23 \text{ V}$$

إذاً يتفاعل النيكل Ni مع حمض HCl ويتصاعد غاز الهيدروجين

مثال (19) ص 109: أفسر لا يتفاعل فلز النحاس Cu مع محلول حمض الهيدروكلوريك HCl ولا ينطلق غاز

الهيدروجين

الحل: نكتب معادلة التفاعل ثم نكتب المعادلة الأيونية:

عند تفاعل الفلز مع الحمض سيتكون ملح الفلز في المحلول و ينطلق غاز الهيدروجين، فنفترض حدوث التفاعل كالتالي:

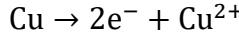
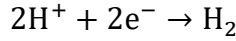


أيونات الكلور السالبة متفرجة فنحذفها



المعادلة الأيونية الكلية: $\text{Cu} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2$

أنصاف تفاعلات التأكسد والاختزال



بالاستعانة بالجدول نستخرج جهد اختزال النيكل

$$E^\circ_{\text{Cu}} = +0.34 \text{ V}$$

$$E^\circ_{\text{H}_2} = 0 \text{ V}$$

طالما كان جهد اختزال النحاس أكبر من جهد اختزال الهيدروجين فإن النحاس هو قطب المهبط وتُختزل أيوناته في خلية المهبط، وجهد اختزال الهيدروجين أقل إذا سيكون هو المصعد الذي تتأكسد جزيئاته إلى أيونات هيدروجين في المحلول، وهذا عكس الذي يحدث في أنصاف التفاعلات، سنقول التفاعل غير تلقائي الحدوث، وإذا حسبنا جهد الخلية المعياري على أساس التفاعل الافتراضي فسيكون سالباً.

$$E^\circ_{\text{Cell}} = E^\circ_{\text{Cathode}} - E^\circ_{\text{Anode}}$$

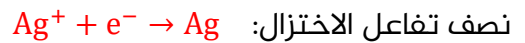
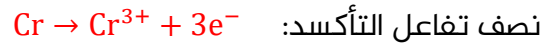
$$E^\circ_{\text{Cell}} = E^\circ_{\text{H}_2} - E^\circ_{\text{Cu}} = 0 - (+0.34) = -0.34 \text{ V}$$

إذا لا يتفاعل النحاس Cu مع حمض HCl ولا يتصاعد غاز الهيدروجين

مثال (20) ص 110: هل يمكن تحريك محلول نترات الفضة AgNO_3 بملقعة من الكروم Cr؟

الحل: حتى نستطيع التحريك بملقعة من الكروم فإنه يجب ألا تتفاعل مع أيونات المحلول، ولمعرفة ذلك نفترض التفاعل

تريك سريعة لكتابة التفاعل: نختار أيونات الفلز في المحلول فهي التي تُختزل في خلية المهبط، والملقعة هي الفلز الذي يتأكسد في خلية المصعد



المعادلة الكلية الموزونة



بالاستعانة بالجدول نستخرج جهد اختزال الكروم والفضة

$$E^\circ_{\text{Cr}} = -0.73 \text{ V}$$

$$E^\circ_{\text{Ag}} = +0.80 \text{ V}$$

جهد اختزال الكروم أقل من جهد اختزال الفضة وبالتالي الكروم هو المصعد يتأكسد، والفضة المهبط فيحدث عليه اختزال، وهذا الذي يحدث فعلياً في التفاعل

$$E^\circ_{\text{Cell}} = E^\circ_{\text{Cathode}} - E^\circ_{\text{Anode}}$$

$$E^\circ_{\text{Cell}} = E^\circ_{\text{Ag}} - E^\circ_{\text{Cr}} = +0.80 - (-0.73) = +1.53 \text{ V}$$

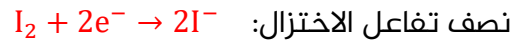
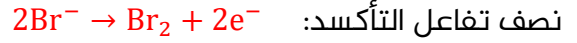
جهد الخلية المعياري موجب، فالتفاعل تلقائي الحدوث ولا يمكننا تحريك محلول نترات الفضة بملقعة من الكروم

مثال (21) ص 110: هل يمكن تحضير البروم Br_2 من محلول بروميد البوتاسيوم KBr باستخدام اليود I_2 ؟

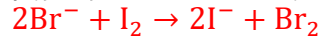
الحل: تحضير البروم يعني هو الناتج من تفاعل بروميد البوتاسيوم واليود، أو نقول هل ممكن أن يستخلص

اليود I_2 البروم Br_2 من بروميد البوتاسيوم KBr

تريك سريعة لكتابة أنصاف التفاعلات: نختار أيونات المحلول التي ستتحول إلى الناتج الذي نريد تحضيره ونختار المادة التي ستقوم بالتحضير ونحولها في الناتج إلى أيونات ثم نوازن الأنصاف حتى نميز نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال



المعادلة الكلية الموزونة المتوقعة حتى نحضر البروم من محلوله باستخدام اليود



بالاستعانة بالجدول نستخرج جهد اختزال البروم واليود

$$E^\circ_{\text{Br}_2} = +1.07 \text{ V}$$

$$E^\circ_{\text{I}_2} = +0.54 \text{ V}$$

جهد اختزال اليود أقل من جهد اختزال البروم فيفترض أن يكون في خلية المصعد يتأكسد، ويفترض بالبروم أن يكون في خلية المهبط تُختزل أيوناته، ولو حسبنا جهد الخلية المعياري على أساس التفاعل الذي افترضناه فسيعطي قيمة سالبة

$$E^\circ_{\text{Cell}} = E^\circ_{\text{Cathode}} - E^\circ_{\text{Anode}}$$

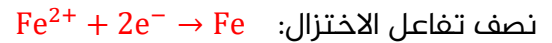
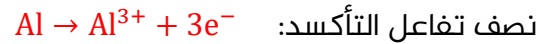
$$E^\circ_{\text{Cell}} = E^\circ_{\text{I}_2} - E^\circ_{\text{Br}_2} = +0.54 - (+1.07) = -0.53 \text{ V}$$

جهد الخلية المعياري سالب، فالتفاعل غير تلقائي الحدوث ولا يمكننا تحضير البروم من محلوله باستخدام اليود

🔍 **أتحقق ص111:**

(1) هل يمكن حفظ محلول كبريتات الحديد $\text{FeSO}_4 \cdot \text{II}$ في وعاء من الألمنيوم Al ؟

الحل: نختار أيونات الفلز في المحلول فهي التي تُختزل في خلية المهبط، وشحنة الحديد ثنائية موجبة كما هو واضح من رمز II ، والوعاء هو الفلز الذي يتأكسد في خلية المصعد، والألمنيوم شحنته ثابتة ثلاثية موجبة



المعادلة الكلية الموزونة



بالاستعانة بالجدول نستخرج جهد اختزال الحديد والألمنيوم

$$E^\circ_{\text{Fe}} = -0.44 \text{ V}$$

$$E^\circ_{\text{Al}} = -1.66 \text{ V}$$

جهد اختزال الألمنيوم أقل من جهد اختزال الحديد وبالتالي الألمنيوم كأنه المصعد الذي يتأكسد، والحديد المهبط الذي يحدث عليه اختزال أيوناته، وهذا الذي يحدث فعلياً في التفاعل

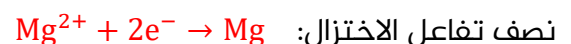
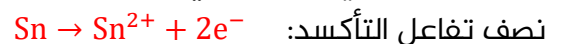
$$E^\circ_{\text{Cell}} = E^\circ_{\text{Cathode}} - E^\circ_{\text{Anode}}$$

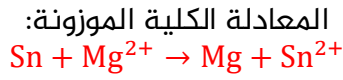
$$E^\circ_{\text{Cell}} = E^\circ_{\text{Fe}} - E^\circ_{\text{Al}} = -0.44 - (-1.66) = +1.22 \text{ V}$$

جهد الخلية المعياري موجب، فالتفاعل تلقائي الحدوث ولا يمكننا حفظ هذا المحلول في وعاء الألمنيوم

(2) هل يمكن حفظ محلول نترات المغنيسيوم $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ في وعاء من القصدير Sn ؟

الحل: نختار أيونات الفلز في المحلول وهي أيونات المغنيسيوم فهي التي تُختزل في خلية المهبط، والوعاء الفلز الذي يتأكسد في خلية المصعد / نكتب أنصاف التفاعلات ونوازن





بالاستعانة بالجدول نستخرج جهد اختزال المغنيسيوم والقصدير
 $E^\circ_{\text{Mg}} = -2.37 \text{ V}$ $E^\circ_{\text{Sn}} = -0.14 \text{ V}$

جهد اختزال المغنيسيوم أقل من جهد اختزال القصدير وبالتالي المغنيسيوم وكأنه المصعد يتأكسد، والقصدير هو المهبط الذي يحدث عليه اختزال، وهذا لا يحدث في التفاعل الموزون

$$E^\circ_{\text{Cell}} = E^\circ_{\text{Cathode}} - E^\circ_{\text{Anode}}$$


$$E^\circ_{\text{Cell}} = E^\circ_{\text{Mg}} - E^\circ_{\text{Sn}} = -2.37 - (-0.14) = -2.23 \text{ V}$$

جهد الخلية المعياري سالب، فالتفاعل غير تلقائي الحدوث وبالتالي يمكننا حفظ محلول نترات المغنيسيوم في وعاء من القصدير

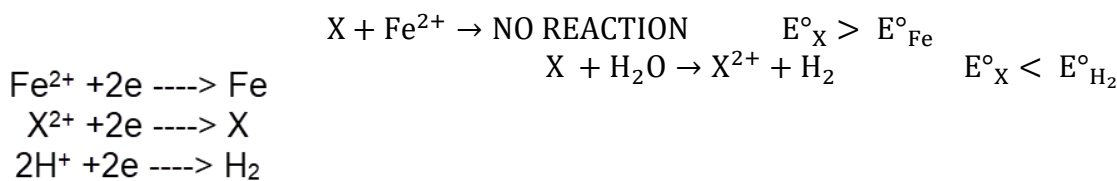
الربط مع الحياة

يحدث أحيانا انتفاخ للعلب الأغذية؛ أحد أسباب حدوثه تفاعل الأغذية الحامضية مع الفلز المكون للعلبة المحفوظة فيها، وينتج عن ذلك غاز الهيدروجين؛ مما يتسبب في انتفاخ العلب، وغالباً ما تكون هذه التفاعلات جزءاً من العوامل التي تُحدّد مدّة صلاحية هذه المنتجات.

تدريبات محلولة

تدريب (1): فلز X يتفاعل بشكل بطيء مع بخار الماء الساخن حيث يحل محل الهيدروجين في الماء فيتأكسد إلى X^{2+} مكوناً هيدروكسيد الفلز، وينطلق غاز الهيدروجين من هذا التفاعل، لكن هذا الفلز نفسه لا يظهر أي تغير عليه عند غمسه في محلول كبريتات الحديد الثنائي FeSO_2 . اقترح موضعاً لهذا الفلز في سلسلة النشاط الكيميائي 

الحل: هذا الفلز لن يتأكسد، وأيونات الحديد لن تُختزل في محلول كبريتات الحديد، فهذا يعني أن جهد اختزال الفلز أكبر من جهد اختزال الحديد أي أن الفلز لن يتصرف كمصعد والآخر كمهبط، بل العكس فالحديد مصعد و X مهبط، فالفلز X أقل نشاطاً من الحديد وتحتة في سلسلة النشاط الكيميائي، بينما يتأكسد الفلز في الماء يعني يحل محل الهيدروجين فهنا يتصرف كمصعد والهيدروجين سيتصرف كأنه مهبط حيث يختزل إلى غاز الهيدروجين، وبالتالي الفلز X أنشط من الهيدروجين وأعلى منه في سلسلة النشاط الكيميائي



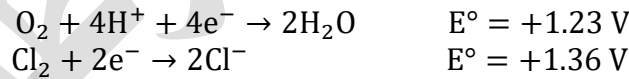
ورقة عمل (29): التنبؤ بتلقائية تفاعلات التأكسد والاختزال

تدريب (1): قطب خارصين غمس في محلول نترات الفضة، بالمقابل قطب فضة غمس في محلول كبريتات الخارصين، تنبأ في أي وعاء ستختزل أيونات الفلز في محلوله، إذا علمت أن جهود الاختزال المعيارية هي:

$$E^{\circ}_{Zn} = -0.76 \text{ V} \quad E^{\circ}_{Ag} = +0.80 \text{ V}$$



تدريب (2): تنبأ هل يمكن أن يؤكسد غاز الأكسجين أيونات الكلوريد إلى جزيئات غاز الكلور في وسط حمضي، إذا علمت أن أنصاف تفاعل الاختزال للمواد هي:



تأكد من ذلك بحساب جهد الخلية المعيارية، ورتب المهبط والمصعد حسب قيمة جهد الاختزال المعيارية

تدريب (3): تنبأ هل ممكن أن يستخلص اليود سائل البروم من محلوله بروميد البوتاسيوم؟ علماً أن:



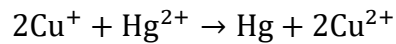
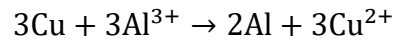
تأكد من ذلك بحساب جهد الخلية المعياري، ورتب جهود الاختزال المعيارية قبل ذلك

تدريب (4): فسر لماذا أيونات الكوبلت ثلاثية الشحنة Co^{3+} غير مستقرة في المحلول المائي، حيث تتحول إلى أيونات ثنائية Co^{2+} علماً أن أنصاف تفاعلات الاختزال كالتالي:



تدريب (5): بالاستعانة بالجدول المجاور، حدد هل التفاعلات المكتوبة أدناه تلقائية أم غير تلقائية؟

نصف التفاعل	E° (V)
$\text{Cu}^{2+} + e^- \rightarrow \text{Cu}^+$	+0.153
$\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$	+0.3419
$\text{Hg}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Hg}$	+0.851
$\text{Al}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Al}$	-1.662



مقارنة قوة العوامل المؤكسدة والمختزلة

من جدول جهود الاختزال المعيارية يتضح أن جهود الاختزال المعيارية تزداد من أعلى إلى أسفل في الجدول، أي يزداد ميل نصف تفاعل الاختزال للحدوث؛ وهذا يعني أن أقصى يسار الجدول قوة العامل المؤكسد تزداد كلما نزلنا إلى أسفل، أما أقصى يمين الجدول وكلما صعدنا إلى أعلى قل ميل نصف تفاعل الاختزال للحدوث وازداد ميل نصف تفاعل التأكسد للحدوث وهذا يعني قوة العامل المختزل تزداد كلما صعدنا إلى أعلى

أضعف عامل مؤكسد	نصف تفاعل الاختزال	E° (V)	أقوى عامل مختزل
	$\text{Li}^+_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Li}_{(\text{s})}$	-3.05	
	$\text{K}^+_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{K}_{(\text{s})}$	-2.92	
	$\text{Ca}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ca}_{(\text{s})}$	-2.76	
	$\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Na}_{(\text{s})}$	-2.71	
	$\text{Mg}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg}_{(\text{s})}$	-2.37	
	$\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}_{(\text{s})}$	-1.66	
	$\text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}_{(\text{s})}$	-1.18	
	$2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_{2(\text{g})}$	-0.83	
	$\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}_{(\text{s})}$	-0.76	
	$\text{Cr}^{3+}_{(\text{aq})} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}_{(\text{s})}$	-0.73	
	$\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}_{(\text{s})}$	-0.44	
	$\text{Cd}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cd}_{(\text{s})}$	-0.40	
	$\text{Co}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Co}_{(\text{s})}$	-0.28	
	$\text{Ni}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ni}_{(\text{s})}$	-0.23	
	$\text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}_{(\text{s})}$	-0.14	
	$\text{Pb}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}_{(\text{s})}$	-0.13	
	$\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}_{(\text{s})}$	-0.04	
	$2\text{H}^+_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_{2(\text{g})}$	0.00	
	$\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}_{(\text{s})}$	0.34	
	$\text{I}_{2(\text{s})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-_{(\text{aq})}$	0.54	
	$\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$	0.77	
	$\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}_{(\text{s})}$	0.80	
	$\text{Hg}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Hg}_{(\text{l})}$	0.85	
	$\text{Br}_{2(\text{l})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-_{(\text{aq})}$	1.07	
	$\text{O}_{2(\text{g})} + 4\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	1.23	
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{(\text{aq})} + 6\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+}_{(\text{aq})}$	1.33	
	$\text{Cl}_{2(\text{g})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$	1.36	
	$\text{Au}^{3+}_{(\text{aq})} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Au}_{(\text{s})}$	1.5	
	$\text{MnO}_4^-_{(\text{aq})} + 5\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})}$	1.51	
	$\text{F}_{2(\text{g})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{F}^-_{(\text{aq})}$	2.87	
أقوى عامل مؤكسد			أضعف عامل مختزل

أقوى عامل مؤكسد هو: F_2 وأضعف عامل مؤكسد هو Li^+

أقوى عامل مختزل هو: Li وأضعف عامل مختزل هو F^-

تعزيز: تذكر الرابط الذهني الذي تعلمناه في الدرس الأول: العامل المؤكسد: موجب جزئي، العامل المختزل: سالب

فلز

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

مثال (22) ص 111: أستعين بجدول جهود الاختزال المعيارية، وأرتب المواد الآتية تصاعدياً وفق قوتها

كعوامل مؤكسدة في الظروف المعيارية

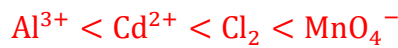


الحل: نستعين بالجدول فنختار أنصاف تفاعلات

الاختزال لتلك المواد ونرتبها وفق تزايد جهود الاختزال المعيارية

فأقوى عامل مؤكسد هو أسفل اليسار MnO_4^- له أعلى جهد اختزال معياري

وأضعف عامل مؤكسد هو أعلى اليسار Al^{3+} له أقل جهد اختزال معياري، والترتيب تصاعدياً:



نصف تفاعل الاختزال	E° (V)
$\text{Al}^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Al}$	-1.66
$\text{Cd}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cd}$	-0.40
$\text{Cl}_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	1.36
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1.51

مثال (23) ص 111: أستعين بجدول جهود الاختزال المعيارية ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

1- أرتب المواد الآتية تصاعدياً وفق قوتها كعوامل مختزلة في الظروف المعيارية
 $\text{Ag}, \text{K}, \text{I}^-, \text{Co}$

الحل: نستعين بالجدول فنختار أنصاف تفاعلات الاختزال لتلك المواد

ونرتبها وفق تزايد جهود الاختزال المعيارية

أقوى عامل مختزل هو أعلى اليمين K له أقل جهد اختزال معياري يعني أعلى جهد تأكسد معياري، يميل أكثر للتأكسد

(+2.92)

وأضعف عامل مختزل هو أسفل اليمين Ag له أعلى جهد اختزال معياري (أقل جهد تأكسد معياري فيميل أقل للتأكسد (-0.80)،

والترتيب تصاعدياً:



2- هل يمكن لأيونات الكوبلت أكسدة أيونات اليوديد؟ أفسر

إجابتي

جهد الاختزال المعياري لليود أعلى من جهد الاختزال المعياري

للكوبلت، فاليود أكثر ميلاً للاختزال، وبالتالي لن يتأكسد من خلال

أيونات الكوبلت

أقوى عامل مختزل

نصف تفاعل الاختزال	E° (V)
$\text{K}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{K}$	-2.92
$\text{Co}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Co}$	-0.28
$\text{I}_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-$	0.54
$\text{Ag}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	0.80

أضعف عامل مختزل

عامل مؤكسد	نصف تفاعل الاختزال	E° (V)	عامل مختزل
	$\text{K}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{K}$	-2.92	
	$\text{Co}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Co}$	-0.28	
	$\text{I}_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-$	0.54	
	$\text{Ag}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	0.80	

العامل المختزل يختزل اللي تحتة
والعامل المؤكسد يؤكسد اللي فوقه

تريك سريعة: الأعلى مصعد والأسفل مهبط، فالمصعد وهو الكوبلت يحدث فيه تأكسد ويختزل من تحتة،

والمهبط وهو اليود يحدث فيه اختزال ويؤكسد من فوقه، وتذكر أن العامل المختزل يختزل اللي تحتة، والعامل

المؤكسد يؤكسد اللي فوقه

مثال (24) ص 111: أدرس جهود الاختزال المعيارية في الجدول ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

نصف تفاعل الاختزال	E° (V)
$\text{Cr}^{3+} + 3e^{-} \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0.73
$\text{Cl}_2 + 2e^{-} \rightleftharpoons 2\text{Cl}^{-}$	+1.36
$\text{Ni}^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0.23
$\text{Pb}^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0.13

1- أحدد أقوى عامل مؤكسد

2- أحدد أقوى عامل مختزل

3- هل يستطيع النيكل Ni اختزال جزيئات الكلور Cl_2 ؟ أفسر إجابتي

4- هل تستطيع أيونات الكروم Cr^{3+} أكسدة الرصاص Pb؟ أفسر إجابتي

الحل: أول شيء ومهم جداً نرتب جهود الاختزال من الأقل إلى الأعلى

ثم نحدد الاتجاهات كما في الشكل الأقوى والأضعف، ثم نحدد كل مادة مطلوبة وهل هي عامل مختزل أم مؤكسد، فالعامل المختزل يختزل اللي تحته، والمؤكسد يؤكسد اللي فوقه

نصف تفاعل الاختزال	E° (V)
$\text{Cr}^{3+} + 3e^{-} \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0.73
$\text{Ni}^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0.23
$\text{Pb}^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0.13
$\text{Cl}_2 + 2e^{-} \rightleftharpoons 2\text{Cl}^{-}$	+1.36

أضعف ع. مؤكسد (أسفل) أقوى ع. مؤكسد (أعلى)

أضعف ع. مختزل (يمين) أقوى ع. مختزل (يسار)

1- أقوى عامل مؤكسد Cl_2 حيث له أعلى جهد اختزال معياري، له أكثر ميل للاختزال ويكون أقوى عاملاً مؤكسداً لغيره

2- أقوى عامل مختزل Cr هو الذي له أقل جهد اختزال فهو يميل بشكل أكبر للتأكسد ويكون أقوى عاملاً مختزلاً لغيره

3- النيكل عامل مختزل جهده اختزاله أقل من Cl_2 وبالتالي النيكل يتأكسد ويكون عاملاً مختزلاً للكلور Cl_2 ، تذكر العامل المختزل يختزل من تحته

ولو أردنا التأكد من حدوث التفاعل بحيث النيكل هو المصعد والكلور هو المهبط

$$E^{\circ}_{\text{Cell}} = E^{\circ}_{\text{Cl}_2} - E^{\circ}_{\text{Ni}} = +1.36 - (-0.23) = +1.59 \text{ V}$$

4- أيونات الكروم Cr^{3+} عامل مؤكسد جهده اختزالها أقل من الرصاص، فتميل للتأكسد وتختزل غيرها الذي هو أسفل منها لأنه أعلى جهد اختزال معياري، وبالتالي تختزل الرصاص ولا تؤكسده، فنقول أيونات الكروم لا تؤكسد الرصاص، تذكر العامل المؤكسد يؤكسد من فوقه

نتأكد بإجراء التفاعل وحساب جهد الخلية المعيارية، يعني حسب السؤال أيونات الكروم تؤكسد الرصاص، أي

أن الرصاص هو المصعد، والكروم هو المهبط

$$E^{\circ}_{\text{Cell}} = E^{\circ}_{\text{Cr}} - E^{\circ}_{\text{Pb}} = -0.73 - (-0.13) = -0.60 \text{ V}$$

تفاعل غير تلقائي الحدوث لأن الجهد بالسالب

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

❓ **أتحقق ص 113:** أدرس الجدول الآتي، الذي يتضمن جهود الاختزال المعيارية لبعض المواد ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

نصف تفاعل الاختزال	E° (V)
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1.33
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	0.80
$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}$	- 0.14
$\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Au}$	1.5

- 1- أحدد أقوى عامل مؤكسد وأقوى عامل مختزل
2- أستنتج، أي الفلزات تختزل أيونات $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ولا تختزل أيونات Sn^{2+} ؟
الحل: نرتب جهود الاختزال المعيارية من الأقل إلى الأكبر ونحدد المخططات أقوى أضعف

نصف تفاعل الاختزال	E° (V)
$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}$	- 0.14
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	0.80
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1.33
$\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Au}$	1.5

أضعف ع. مختزل (أسفل) ← أقوى ع. مؤكسد (أعلى)
أقوى ع. مؤكسد (أسفل) ← أضعف ع. مختزل (أعلى)

- 1- أقوى عامل مؤكسد Au^{3+} أقوى عامل مختزل Sn
2- Ag هو عامل مختزل سيختزل الأعلى جهد اختزال منه أي يختزل أيونات $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ، ولن يختزل الأقل جهد اختزال منه أي أنه لن يختزل أيونات Sn^{2+}

❓ **أفكر ص 113:** أرتب الفلزات ذوات الرموز الافتراضية X, Y, Z وفق قوتها كعوامل مختزلة إذا علمت أن الفلز X يختزل أيونات Z^{2+} ولا يختزل أيونات Y^{2+}

الحل: إذا كان X عامل مختزل فهو يختزل اللي تحته وبالتالي Z سيكون تحته ويختزل أيوناته Z^{2+} ، بينما Y فوقه وبالتالي لن يختزل أيونات Y^{2+}

فالترتيب حسب جهود الاختزال المعيارية $Y < X < Z$

والترتيب حسب قوتها كعوامل مختزلة سيكون بالعكس

$Y > X > Z$

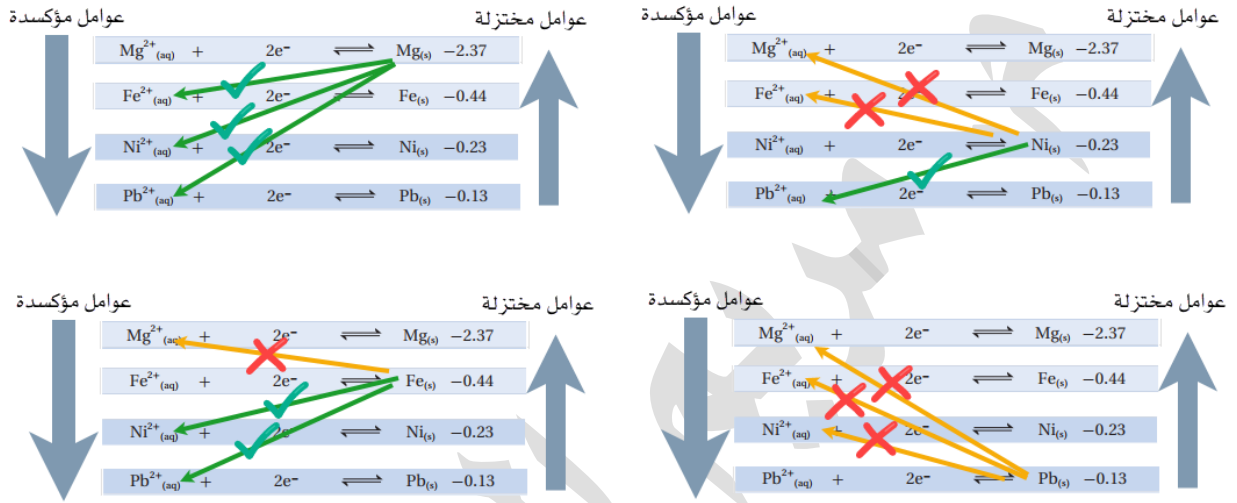
انتبه لأسلوب السؤال

بوکس المختصر المفيد:

- دائماً التفاعل في الخلية الجلفانية تلقائي وإشارة جهد الخلية المعياري موجبة، والسالبة معناها أن التفاعل غير تلقائي ويلزمه طاقة كهربائية للحدوث أو انعكس الأنصاف حتى تتفاعل
- أقوى عامل مختزل أعلى اليمين، وأقوى عامل مؤكسد أسفل يسار
- الفلز الذي يتفاعل مع الحمض فينتقل غاز الهيدروجين أو يحرره من المحلول تكون إشارة جهد اختزاله سالبة وموضعه في الجدول فوق الهيدروجين، والذي لا يتفاعل إشارة جهد اختزاله المعياري موجبة يعني تحت الهيدروجين
- الأقل جهد اختزال معياري هو المصعد والأعلى جهد اختزال معياري هو المهبط، يعني المصعد دائماً فوق والمهبط تحت في جدول جهود الاختزال المعيارية
- الأقل جهد اختزال معياري هو العامل المختزل، والأعلى جهد اختزال معياري هو العامل المؤكسد، ولا بد أن ننتبه لمواقع تلك العوامل يمين أو يسار الجدول
- الفلز الأقل جهد اختزال يحل محل أيونات الفلز في محلوله الذي له أعلى جهد اختزال
- الفلز الأنشط يعني الذي يميل للتأكسد سيحل محل الفلز الأقل نشاطاً في محلوله
- اللافلز الأنشط يعني الذي يميل إلى الاختزال سيحل محل اللافلز الأقل نشاطاً في محلوله، الفلور أنشط من الكلور، ثم البروم ثم اليود
- العامل المختزل يختزل من تحته يعني الأعلى جهد اختزال منه، والعامل المؤكسد يؤكسد من فوقه يعني الأقل جهد اختزال منه
- تفاعلات التحضير والترسيب والاستخلاص معناها تفاعل تلقائي
- كل فلز يحفظ محاليل الفلزات التي فوقه (لا يحدث تفاعل)
- حتى نحفظ محلول في وعاء فلزي أو نحرك بملعقة فلزية فلا بد ألا يحدث التفاعل، فالفلز يحفظ من فوقه ونستطيع التحريك به لأنه لا يتفاعل ولا يختزل من فوقه، لكنه لا يحفظ من تحته لأنه سيتفاعل معه ويختزله ويحدث ترسيب وتآكل
- في الحسابات عندما يتشابه قطب مع أكثر من خلية جلفانية، مثال: $A - B$ و $C - B$ وكان B مصعداً في الخليتين أو مهبطاً في الخليتين، فإننا نعتبره قطباً مرجعياً وكأنه صفر لكنه ليس بصفر، حتى نعرف موضع المواد الأخرى بالنسبة لبعضها. فالخلية الأعلى جهد معياري E°_{Cell} تكون مادتها سواء A أو C هي الأبعد عن القطب المرجعي B والأكثر ميلاً للتأكسد أو الاختزال حسب B هل هو مصعد أم مهبط

التجربة 2: مقارنة قوة بعض العوامل المختزلة ص 114

نستخدم محاليل مختلفة كل منها تركيزها 0.1 M نترات المغنيسيوم، نترات النيكل، نترات الرصاص، نترات الحديد
نستخدم حبيبات أو قطع من الفلزات الآتية: المغنيسيوم، النيكل، الرصاص، ومسامير حديد
أضع كل محلول في ثلاثة أنابيب اختبار، ثم أضع كل فلز ما عدا فلزه في الأنبوب وأسجل ملاحظاتي
فهل يتأكسد الفلز وتختزل أيونات الفلز في المحلول أم لا؟
انظر جهود الاختزال المعيارية بالترتيب ونحدد المخططات لنفهم تلك التجارب بشكل أفضل:



العنصر وتفاعله	Mg(NO ₃) ₂	Ni(NO ₃) ₂	Pb(NO ₃) ₂	Fe(NO ₃) ₂
Mg	-	يحدث التفاعل	يحدث التفاعل	يحدث التفاعل
Ni	لا يحدث التفاعل	-	يحدث التفاعل	لا يحدث التفاعل
Pb	لا يحدث التفاعل	لا يحدث التفاعل	-	لا يحدث التفاعل
Fe	لا يحدث التفاعل	يحدث التفاعل	يحدث التفاعل	-

أكتب معادلة كيميائية موزونة تمثل التفاعل الحادث في كل أنبوب ؟

العنصر	المعادلة الكلية الموزونة
Mg	$Mg + Fe^{2+} \rightarrow Mg^{2+} + Fe$
Mg	$Mg + Ni^{2+} \rightarrow Mg^{2+} + Ni$
Mg	$Mg + Pb^{2+} \rightarrow Mg^{2+} + Pb$
Fe	$Fe + Ni^{2+} \rightarrow Fe^{2+} + Ni$
Fe	$Fe + Pb^{2+} \rightarrow Fe^{2+} + Pb$
Ni	$Ni + Pb^{2+} \rightarrow Ni^{2+} + Pb$

أرتب الفلزات حسب قوتها عوامل مختزلة $Mg > Fe > Ni > Pb$ ؟

أفسر ترسب النيكل عند تفاعل المغنيسيوم مع نترات النيكل. لأن المغنيسيوم أقل جهد اختزال معياري من النيكل، فيحدث تأكسد للمغنيسيوم ويكون عاملاً مختزلاً لأيونات النيكل التي تختزل إلى ذرات النيكل وترسب ؟

أفسر لا يتفاعل الرصاص مع محلول نترات الحديد. لأن الرصاص أعلى جهد اختزال معياري من الحديد وبالتالي هو عامل مختزل أضعف من الحديد فلن يتأكسد ولن يختزل أيونات الحديد ؟

ورقة عمل (30): مقارنة قوة العوامل المؤكسدة والمختزلة

تدريب (1): بالاستعانة بجهود الاختزال المعيارية لأنصاف تفاعلات اختزال في الجدول الآتي، أي المواد الآتية سنستخدمها لأكسدة أيونات اليود إلى جزيئات اليود؟ وحدد قوته بالنسبة للعوامل المؤكسدة الأخرى في هذا الجدول

مساعدة: تذكر ترتيب جهود الاختزال المعيارية وموضع العامل المؤكسد على يسار الجدول واستخدم العلاقة العامل المؤكسد يؤكسد من فوقه

$\text{Br}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{Br}^-$	1.09
$\text{I}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{I}^-$	0.54
$\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$	0.34
$2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{H}_2$	0
$\text{Ni}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ni}$	-0.28

تدريب (2): بالاستعانة بجهود الاختزال المعيارية لأنصاف تفاعلات اختزال في الجدول الآتي، تم تعريض فلز الصوديوم للمواد الآتية:

1- محلول كلوريد الحديد FeCl_2

2- محلول بروميد النيكل NiBr_2

3- اليود السائل I_2

ستكون هناك أكثر من مادة تؤكسد فلز الصوديوم Na، فما أقوى عامل مؤكسد من بين تلك المواد التي استخدمناها في التجربة؟

مساعدة: انتبه لطبيعة المركب أو المادة التي ستفاعل حتى تختار نصف تفاعل صحيح من الجدول

$\text{Na}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Na}$	-2.71
$\text{Fe}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Fe}$	-0.44
$\text{Ni}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ni}$	-0.28
$\text{I}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{I}^-$	0.54
$\text{Br}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{Br}^-$	1.07
$\text{Cl}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$	1.36



تطبيقات عملية للخلية الجلفانية

- 1- البطاريات: أ- بطارية الرصاص للتخزين ب- بطارية أيون الليثيوم
- 2- تآكل الفلزات

البطاريات



لماذا تعد البطاريات من التطبيقات العملية المهمة

للخلايا الجلفانية؟

لأنه تحدث فيها تفاعلات التأكسد والاختزال التلقائية التي تتحول فيها الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية

فسر: تختلف الطاقة الكهربائية التي تولدها البطاريات

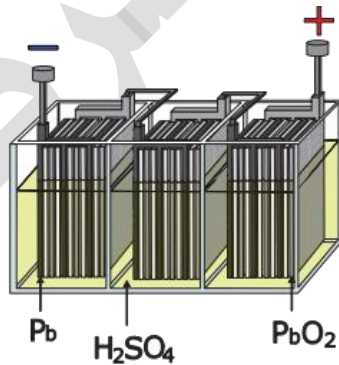
المختلفة

لأن البطاريات تختلف في مكوناتها ومن ثم تختلف تفاعلات التأكسد والاختزال التي تولد الطاقة الكهربائية فيها

اذكر أنواع البطاريات

- 1- بطاريات أولية: هي بطاريات تستخدم مرة واحدة ولا يمكن إعادة شحنها، مثال: البطاريات الجافة، البطاريات الجافة القلوية
- 2- بطاريات ثانوية: هي بطاريات قابلة لإعادة الشحن، مثال: بطاريات التخزين ومنها:
 - أ- المرهم الرصاصي (بطارية الرصاص الحمضية)
 - ب- بطارية أيون الليثيوم

الشكل (9): بطارية الرصاص الحمضية.

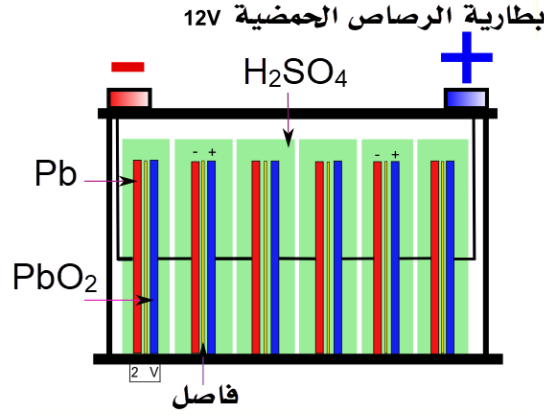


م تتكون بطارية الرصاص الحمضية (بطارية الرصاص للتخزين)؟

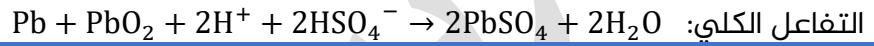
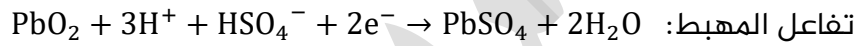
- 1- ست خلايا جلفانية تتكون كل منها من ألواح رصاص Pb تمثل المصعد، وألواح رصاص مغلف بأكسيد الرصاص PbO_2 IV تمثل المهبط
- 2- تُرتب الأقطاب (الخلايا) بوعاء بلاستيكي مقوّى بطريقة متبادلة تفصل بينها صفائح عازلة
- 3- تُغمّر في محلول حمض الكبريتيك H_2SO_4 الذي كثافته 1.28 g/cm^3 ، وتوصل الخلايا على التوالي

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي



بيّن أنصاف تفاعلات التأكسد والاختزال التي تحدث في بطارية الرصاص الحمضية. أو كيف تولّد خلايا بطارية الرصاص الحمضية الكهرباء؟



تعزير: حتى تحفظ كل المعادلات السابقة: احفظ فقط هذه المعادلة



ثم اعمل على موازنتها واستخرج بأنصاف التفاعلات الموزونة وبالتفاعل الكلي

ما جهد الخلية الواحدة من بطارية الرصاص الحمضية، وكم فرق الجهد الذي تعطيه البطارية؟

جهد الخلية الواحدة تقريباً: 2 V

فرق الجهد الذي تعطيه البطارية: 12 V

ما الطريقة لتحديد كفاءة بطارية الرصاص الحمضية؟

من خلال قياس كثافة حمض الكبريتيك H₂SO₄: حيث يتم استهلاكه نتيجة استخدام البطارية مما يؤدي إلى نقصان كثافته

كيف يُعاد استخدام بطارية الرصاص الحمضية عند توقف تفاعلها التلقائي؟ وما ميزاتها؟

تُشحن البطارية بواسطة تيار كهربائي، حيث يجري عكس تفاعلي التأكسد والاختزال ومن ثم التفاعل الكلي في البطارية

أما في السيارات فإن البطارية تُشحن بشكل تلقائي ومستمر بواسطة مولد التيار (الدينامو) المتصل بمحرك السيارة

كم عمر بطارية الرصاص الحمضية؟

يتراوح عمرها من 3-5 سنوات تقريباً

كيف تفقد بطارية الرصاص الحمضية صلاحيتها مع الوقت؟ أو كيف تُفقد مادة PbSO₄ التي هي جزء من مكوناتها؟

تفقد البطارية جزءاً من مكوناتها مثل PbSO₄ الذي يتكون نتيجة عمليتي التأكسد والاختزال اللتين تحدثان فيها، وأسباب فقدانه:

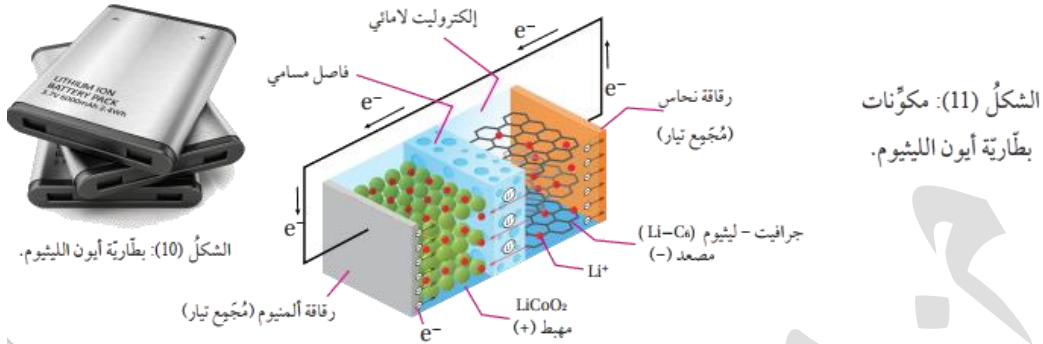
تتساقط مادة PbSO₄ عن ألواح الرصاص نتيجة الحركة المستمرة للمركبات على الطرق

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

ماذا يحدث لتفاعل التأكسد والاختزال في حال فقدان مادة $PbSO_4$ ؟

لا يُعاد شحن البطارية كما ينبغي، حيث مادة $PbSO_4$ غير موجودة في التفاعل العكسي



بين أهمية بطارية أيون الليثيوم

- 1- تعدد من أكثر أنواع البطاريات استخداماً في الوقت الحاضر
- 2- وهي مصدر الطاقة الرئيس للعديد من وسائل التكنولوجيا وأدواتها في المجالات المختلفة، مثال: 1- السيارات الكهربائية 2- الحواسيب والهواتف المحمولة 3- العديد من الأجهزة الكهربائية الاستهلاكية

متى أول مرة استخدمت فيها بطارية أيون الليثيوم؟

عام 1991

مما تتكوّن بطارية أيون الليثيوم؟

- تتكون من عدة خلايا متصلة ببعضها وكل منها تتكوّن من ثلاث مكونات رئيسية وهي:
- 1- المصعد (القطب السالب): يتكون عادة من الجرافيت C_6 ، الذي يتميز بقدرته على تخزين (استيعاب) ذرات الليثيوم وأيوناته دون التأثير فيها
 - 2- المهبط (القطب الموجب): يتكون من بلورات لأكسيد عنصر انتقالي، مثل: أكسيد الكوبلت CoO_2 IV الذي يمكنه أيضاً تخزين (استيعاب) أيونات الليثيوم، مثل الجرافيت
 - 3- المحلول الإلكتروليتي: يتكون من محلول لامائي لأحد أملاح الليثيوم ومذيب عضوي يذوب فيه الملح، وعادة يستخدم $LiPF_6$ مذاباً في كربونات الإيثيلين $CH_2CH_2CO_3$

بين أنصاف تفاعلات التأكسد والاختزال التي تحدث في بطارية أيون الليثيوم.

المصعد (نصف تفاعل التأكسد): $Li \rightarrow Li^+ + e^-$

المهبط (نصف تفاعل الاختزال): $Li^+ + CoO_2 + e^- \rightarrow LiCoO_2$

التفاعل الكلي: $Li + CoO_2 \rightarrow LiCoO_2$ $E^\circ_{cell} = 3.4 V$

كيف تولّد خلايا بطارية أيون الليثيوم الكهرباء؟

- 1- تتأكسد ذرات الليثيوم عند المصعد متحوّلة إلى أيونات Li^+
- 2- تنتقل عبر المحلول الإلكتروليتي باتجاه المهبط بينما تتحرك الإلكترونات عبر الدارة الخارجية من المصعد إلى المهبط
- 3- تُختزل أيونات الكوبلت من Co^{4+} في أكسيد الكوبلت CoO_2 إلى Co^{3+} في $LiCoO_2$

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

ما العملية التي تحدث في بطارية أيون الليثيوم حينما تُشحن بالكهرباء؟

ينعكس مسار العملية السابقة خلال شحن البطارية حيث:

1- يتأكسد LiCoO_2

2- تتحرك أيونات الليثيوم Li^+ عبر المحلول الإلكتروليتي باتجاه نصف خلية الجرافيت

حيث تُختزل

اذكر ميزات بطارية أيون الليثيوم

1- كثافة طاقة عالية للبطارية

2- يمكن إعادة شحنها مئات المرات؛ لأن الليثيوم أقل جهد اختزال معياري، فهو أقوى

عامل مختزل

3- البطارية خفيفة الوزن؛ لأن الليثيوم أخف عنصر فلزي، حيث أن 6.941 g منه كافية لإنتاج 1 mol من

الإلكترونات

3	2
Li	1
Lithium	
الكتلة المولية	
6.94 g/mol	



الربط مع الحياة

خلايا الوقود

هي خلايا جلفانية تنتج الطاقة الكهربائية من تفاعل غازي الأكسجين والهيدروجين وفق المعادلة الآتية: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ ، وتتميز عن البطاريات بأنها لا تنضب ولا تحتاج إلى شحن، وقد استخدمت هذه الخلايا في تزويد المركبات الفضائية بالطاقة، وتستخدمها المستشفيات في توليد الطاقة حال انقطاع التيار الكهربائي، وتستخدم في عدة دول في تشغيل بعض الحافلات والسيارات.

تآكل الفلزات

ما المقصود بتآكل الفلزات؟

تفاعلها مع الهواء الجوي والمواد في البيئة المحيطة؛ فتفقد العديد من خصائصها وتتحول إلى مواد جديدة أكثر ثباتاً كيميائياً، كأكاسيد الفلزات وهيدروكسيدات وكبريتيدات وكربوناتها

ما الأضرار الاقتصادية الكبيرة لتآكل الفلزات؟

يتآكل الحديد الذي يُصنع منه الهياكل الرئيسية للجسور والمباني والسيارات بفعل الهواء الجوي الرطب وينتج صدأ الحديد الصلب الهش فيحتاج تعويض خسائره إلى خمس كمية الحديد المستخرج سنوياً

كيف يتآكل الحديد؟

يتآكل الحديد بفعل تفاعل كهروكيميائي يحدث بوجود الأكسجين والماء معاً فيحدث التالي:

1- يتأكسد الحديد Fe عند تكشف سطحه بفعل شق أو كشط أو كسر إلى أيونات الحديد Fe^{2+} ويصبح

هذا الجزء مصعد الخلية

2- تتحرك الإلكترونات الناتجة عن تأكسده من منطقة الحديد المغطاة بقطرة الماء إلى حافتها حيث

يوجد الهواء والقليل من الماء، وهناك يُختزل أكسجين الهواء مكوناً أيونات الهيدروكسيد OH^- .

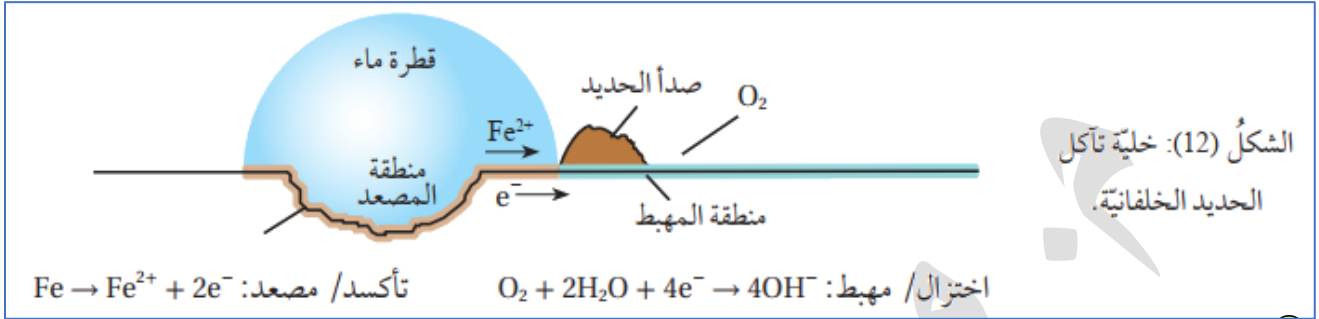
وتمثل هذه المنطقة مهبط الخلية

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

- 3- تتحرك أيونات الحديد Fe^{2+} من مركز القطرة باتجاه حافتها
- 4- تتحرك أيونات الهيدروكسيد OH^- بالاتجاه المعاكس
- 5- تتفاعلان معاً عند التقائهما وينتج هيدروكسيد الحديد $Fe(OH)_2$ الذي سرعان ما يتأكسد مكوناً الصدأ حسب المعادلة الكيميائية:

$$4Fe(OH)_2 + O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3 \cdot H_2O + 2H_2O$$



ما المقصود بصدأ الحديد؟

مادة صلبة هشة بنية اللون تتكون على الأشياء الحديدية وتتقشر بسهولة معرضة سطح الحديد أسفل منها لمزيد من التآكل

ما طرق حماية الحديد من الصدأ؟

الحماية المهبطية

ما المقصود بالحماية المهبطية؟

من طرائق حماية الحديد من التآكل، يتم فيها تشكيل خلية جلفانية يكون فيها الحديد المهبط وأحد الفلزات النشطة (مغنيسيوم، خارصين) المصعد، أما التربة الرطبة أو مياه البحر فتمثل المحلول الإلكتروليتي

فيم تُستخدم الحماية المهبطية؟ أو ما أهمية هذه الطريقة؟

1- حماية خطوط الأنابيب الحديدية المدفونة في الأرض (الغاز أو النفط)

2- أجسام السفن

علام تعتمد طريقة الحماية المهبطية؟ أو كيف تشبه الخلية الجلفانية؟

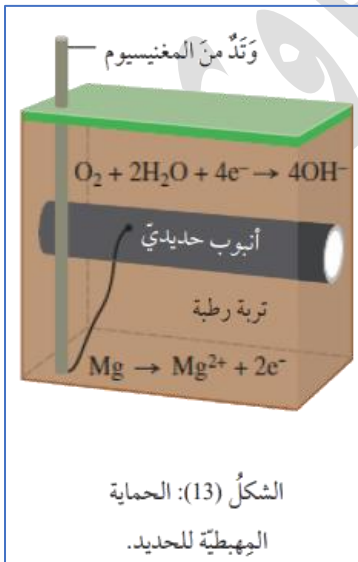
تعتمد الطريقة على تشكيل خلية جلفانية يكون فيها الحديد المهبط، وأحد الفلزات النشطة (مغنيسيوم، خارصين) المصعد، أما التربة الرطبة أو مياه البحر فتمثل المحلول الإلكتروليتي

وضّح آلية عمل الحماية المهبطية بالنسبة لأنابيب الحديد

1- توصل الأنابيب الحديدية بأوتاد من المغنيسيوم

2- يتأكسد المغنيسيوم (المصعد) وتنتقل الإلكترونات عبر السلك المعزول إلى الأنابيب الفولاذي (المهبط)

3- تُختزل جزيئات الأكسجين وبذلك يتأكسد المغنيسيوم ويحمي الحديد من التآكل





❓ وضح آلية عمل الحماية المهبطية بالنسبة للسفن

توصل أقطاب من المغنيسيوم بهيكل السفينة لتجري حمايتها بالطريقة السابقة نفسها

❓ ما الحل مع أقطاب المغنيسيوم المتآكلة؟

يتم استبدالها بأقطاب أخرى بشكل دوري

❓ أفكر ص 118: أفسر استخدام المغنيسيوم أو الخارصين في

الحماية المهبطية للحديد

لأن كل من المغنيسيوم والخارصين أكثر نشاطاً من الحديد ولهما جهد اختزال معياري أقل منه لذلك تتأكسد هذه الفلزات، وتنتقل الإلكترونات الناتجة منها إلى المهبط حيث يُختزل الأكسجين، وبالمقابل لا يتأكسد الحديد ولا يحدث الصدأ

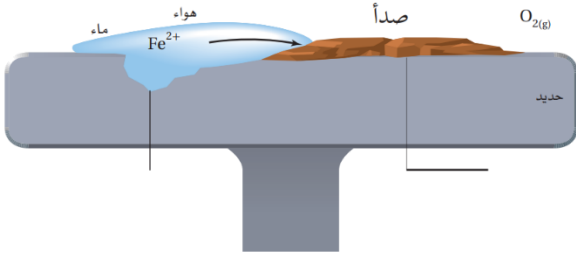
❓ أتتحقق ص 118: أفسر: يعد تآكل الحديد خلية جلفانية

يتأكسد الحديد Fe عند تكشف سطحه بفعل شق أو كشط أو كسر إلى أيونات الحديد Fe^{2+} ويصبح هذا الجزء مصعد الخلية

تتحرك الإلكترونات الناتجة عن تأكسده من منطقة الحديد المغطاة بقطرة الماء إلى حافتها حيث يوجد الهواء والقليل من الماء، وهناك يُختزل أكسجين الهواء مكوناً أيونات الهيدروكسيد OH^- ، وتمثل هذه المنطقة مهبط الخلية

ورقة عمل (31): تطبيقات الخلية الجلفانية

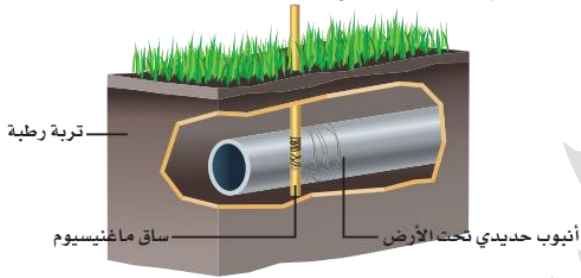
تدريب (1): حدد منطقة المصعد والمهبط على الشكل ثم اكتب نصفي تفاعل التأكسد والاختزال الحاصل في خلية تآكل الحديد الجلفانية



تدريب (2): من خلال الشكل الآتي لخلية جلفانية لمنع تآكل الحديد

- ما اسم العملية التي من خلالها يتم حماية تلك الأنابيب المدفونة من التآكل؟

- ما هو المصعد والمهبط في هذه العملية؟

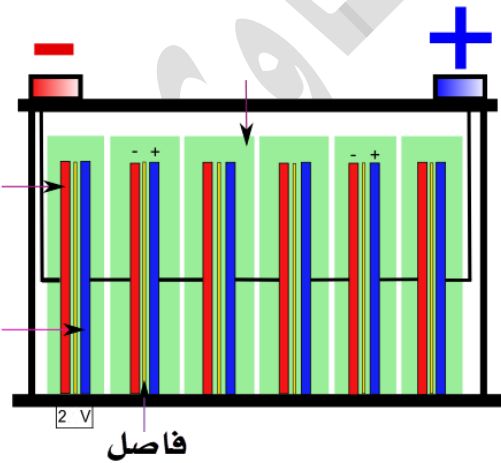


- فسر: كيف يعمل الماغنيسيوم على حماية الحديد؟

تدريب (3): الشكل الآتي يمثل بطارية الرصاص الحمضية:

- حدد على الشكل المكونات الرئيسية من محلول الحمض ومادة المهبط والمصعد في البطارية

- كم عدد الخلايا الجلفانية في البطارية، وكيف تُرتب الخلايا في البطارية؟



- وضع كيف نحدد كفاءة البطارية مع مرور الوقت؟

تدريب (4): أكمل الفراغ بالمعلومات الصحيحة:

- 1- البطارية هي التي تستخدم مرة واحدة ولا يمكن إعادة شحنها، ومثال عليها: البطارية
- 2- بطارية أيون الليثيوم تعدّ نوعاً من البطاريات
- 3- كثافة محلول حمض الكبريتيك الموجود في بطارية الرصاص للتخزين هي
- 4- جهد الخلية الواحدة في بطارية الرصاص الحمضية يساوي تقريباً، فتعطي البطارية فرق جهد يساوي
- 5- نتيجة الحركة المستمرة للمركبات على الطرق تتساقط مادة عن ألواح الرصاص وبالتالي لا نستطيع إعادة شحن بطارية الرصاص الحمضية
- 6- استخدمت بطارية أيون الليثيوم لأول مرة عام وتستخدم في السيارات
- 7- يتكون المصعد في بطارية أيون الليثيوم من الذي يعمل على تخزين وأيوناته
- 8- المهبط في بطارية أيون الليثيوم من بلورات أكسيد عنصر انتقالي، الذي يعمل على تخزين
- 9- في بطارية أيون الليثيوم تتأكسد عند المصعد
- 10- بطارية أيون الليثيوم تتميز ب: 1- 2- و3-
- 11- عبارة عن مادة هشة صلبة بنية اللون تتكون على الأشياء الحديدية وتتقشر بسهولة
- 12- نحمي السفن والأنابيب الحديدية المدفونة تحت الأرض من التآكل باستخدام طريقة
- 13- يُستخدم فلز نشاطاً من الحديد في حمايته من التآكل (أكثر، أقل)



عصير الدرس الثاني

بوكس المختصر المفيد:

- الخلايا الكهروكيميائية نوعان: خلايا جلفانية فيها تفاعل تلقائي وتنتج طاقة كهربائية، وخلايا تحليل كهربائي فيها تفاعل غير تلقائي وتستهلك طاقة كهربائية
- الخلايا الجلفانية تتكون من وعاءين وأقطاب موصلة وأسلاك توصيل وقنطرة ملحية
- عند استخدام أقطاب فلزية متفاعلة في الخلية الجلفانية فإن:
 - 1- مؤشر الفولتميتر ينحرف من المصعد إلى المهبط لأن الإلكترونات تتجه في الدارة الخارجية من المصعد إلى المهبط
 - 2- يحدث تأكسد على المصعد ويحمل شحنة سالبة، ويحدث اختزال على المهبط ويحمل شحنة موجبة
 - 3- يزداد تركيز الأيونات الموجبة في وعاء المصعد، ويقل تركيز الأيونات الموجبة في وعاء المهبط
 - 4- تتجه الأيونات السالبة عبر القنطرة الملحية إلى وعاء المصعد، وتتجه الأيونات الموجبة عبر القنطرة الملحية إلى وعاء المهبط
 - 5- تقل كتلة المصعد وتزداد كتلة المهبط
- القطب المرجعي المستخدم في جدول جهود الاختزال المعيارية هو قطب الهيدروجين المعياري
- الظروف المعيارية: درجة حرارة 25 C وتركيز المحاليل في الأوعية 1 M وضغط الغازات 1 atm
- رمز الخلية الجلفانية: وعاء المصعد على اليسار ووعاء المهبط على اليمين
- العامل المؤكسد يؤكسد اللي فوقه والعامل المختزل يختزل اللي تحته [سأذكر ذلك]
- كل فلز يحفظ محاليل الفلزات التي فوقه [تفاعل غير تلقائي]
- الترسيب والتحضير والتآكل والإحلال معناه تفاعل تلقائي
- الحفظ والتحريك معناه تفاعل غير تلقائي
- من أشهر تطبيقات الخلية الجلفانية: البطاريات - تآكل الفلزات
- البطاريات أولية وثانوية، الثانوية تقبل الشحن ومنها بطارية الرصاص الحمضية وبطارية أيون الليثيوم
- من طرق حماية الحديد من التآكل الحماية المهبطية، نستخدم فلز أنشط مثل الخارصين، أو المغنيسيوم

مراجعة الدرس الثاني: الخلايا الجلفانية

السؤال (1): كيف تنتج الخلية الجلفانية الطاقة الكهربائية؟
من خلال تفاعل التأكسد والاختزال تلقائي الحدوث، يحدث التأكسد عند المصعد وتنتقل الإلكترونات عبر الأسلاك إلى المهبط لتحديث عنده عملية الاختزال

السؤال (2): أوضح المقصود بكل من: القنطرة الملحية، جهد الاختزال المعياري
مذكور في المحتوى

السؤال (3): خلية جلفانية يحدث فيها التفاعل الآتي: $\text{Co} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Co}^{2+} + \text{Cu}$
أ- أعدد فيها المصعد والمهبط

حدث تأكسد لـ Co فالمصعد Co وحدث اختزال لأيونات النحاس فالمهبط Cu

ب- أكتب نصفي تفاعل التأكسد والاختزال

نصف تفاعل التأكسد: $\text{Co} \rightarrow \text{Co}^{2+} + 2e^{-}$

نصف تفاعل الاختزال: $\text{Cu}^{2+} + 2e^{-} \rightarrow \text{Cu}$

ج- أحسب جهد الخلية المعياري وأكتب تعبيراً رمزياً للخلية الجلفانية

من جدول جهود الاختزال المعيارية: $E^{\circ}_{\text{Cu}} = +0.34 \text{ V}$ $E^{\circ}_{\text{Co}} = -0.28 \text{ V}$

$E^{\circ}_{\text{Cell}} = +0.34 - (-0.28) = +0.62 \text{ V}$

رمز الخلية الجلفانية: $\text{Co}|\text{Co}^{2+}||\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$

د- ما التغير الذي يحدث لكتلة كلا القطبين

تقل كتلة قطب الكوبلت Co وتزداد كتلة قطب النحاس Cu

السؤال (4): نصف التفاعل الآتيان يشكلان خلية جلفانية في الظروف المعيارية:

$\text{I}_2 + 2e^{-} \rightarrow 2\text{I}^{-}$ $E^{\circ} = +0.54 \text{ V}$

$\text{Fe}^{2+} + 2e^{-} \rightarrow \text{Fe}$ $E^{\circ} = -0.44 \text{ V}$

أجب عن الأسئلة الآتية المتعلقة بهما:

أ- أكتب معادلة التفاعل الكلي في الخلية

بما أن جهد الاختزال المعياري أقل للحديد من اليود فإن الحديد هو المصعد يتأكسد فنعكس نصف

تفاعله الاختزال $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2e^{-}$ ويكون اليود هو المهبط

الإلكترونات متساوية، فنجمع الأنصاف: $\text{I}_2 + \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{I}^{-}$

ب- أحسب جهد الخلية المعياري

$E^{\circ}_{\text{Cell}} = +0.54 - (-0.44) = +0.98 \text{ V}$

ج- ما التغير الذي يحدث لتركيز أيونات كل من Fe^{2+} و I^{-} ؟

يزداد تركيز أيونات I^{-} ويزداد تركيز Fe^{2+} (لاحظ ذلك من نواتج المعادلة الكلية)

السؤال (5): أدرس الجدول الآتي يوضح جهد الخلية المعياري لعدد من الخلايا الجلفانية المكونة من

الفلزات ذوات الرموز الافتراضية وجميعها تكون أيونات ثنائية موجبة، ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

الحل: نرتب كل خلية / المصعد أقل جهد اختزال معياري من المهبط، ثم نرتب تلك الفلزات الافتراضية

حسب تزداد جهود الاختزال المعيارية، ونلاحظ أن B قطب مشترك بين خليتين B - D و E - B فنعتبر B

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

قطب مرجعي ونقارن وقتها بين الأعلى جهد خلية 1.5 فنقول E قبل D ثم نجد أن C أقل من E فنرتبها فوقها، أما E فهو أكبر من السابقين فيكون تحتهم وفي النهاية نضع A لأنه الأكبر

$E^{\circ}_{\text{Cell}} (v)$	المصعد	قطبا الخلية	
1.3	D	D-B	D<B
1.5	E	E-B	E<B
0.4	C	C-E	C<E
0.3	B	A-B	B<A

أ- أعدد الفلز الذي له أعلى جهد اختزال معياري D أم C ؟ D

C
E
D
B
A

ب- أعدد أقوى عامل مؤكسد ننظر أسفل يسار ونختار أيونات الفلز فأقوى عامل مؤكسد: A^{2+}

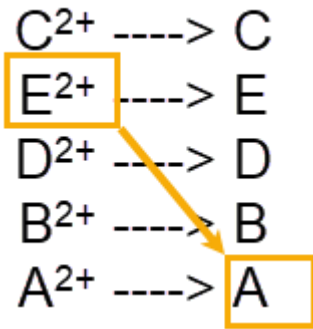
ج- أتنبأ: هل يمكن تحريك محلول نترات E بمعلقة من A ؟ أفسر إجابتي
الفلز A لن يختزل من فوقه لأن جهد اختزاله أكبر فهو الذي سيختزل فهو مهبط والآخر يتأكسد لأنه مصعد وبالتالي لن يحدث التفاعل، وبالتالي ممكن تحريك محلول نترات E بمعلقة من A

د- أعدد اتجاه حركة الإلكترونات عبر الأسلاك في الخلية الجلفانية المكونة من نصف خلية $E^{2+}|E$ ونصف خلية $D^{2+}|D$

المصعد هو E والمهبط هو D ، تتجه الإلكترونات من E إلى D
هـ- أحسب جهد الخلية المعياري للخلية الجلفانية المكونة من نصف خلية $C^{2+}|C$ ونصف خلية $B^{2+}|B$

$$E^{\circ}_{C-B} = 0.4 + 1.5 = +1.9 V$$

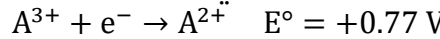
مع ترتيب الفلزات نحدد جهد كل خليتين فنعرف باقي الخلايا المجهولة على الترتيب



السؤال (6): فلزان أعطيا الرموز الافتراضية A و B ، حيث أيوناتهما

A^{3+} و B^{+} قيست جهود الاختزال المعياري لنصفي تفاعل

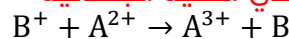
الاختزال المعياريين للمكونين لخلية جلفانية كالآتي:



الحل: الأنصاف مرتبة بشكل صحيح لأن الجهود من الأقل للأكبر، بحيث الأول مصعد والثاني مهبط، فنعكس

نصف التفاعل الأول ليكون نصف تفاعل التأكسد: $A^{2+} \rightarrow A^{3+} + e^{-}$

أ- أكتب معادلة كيميائية للتفاعل الكلي في الخلية الجلفانية



ب- أحسب E° للتفاعل الكلي

$$E^{\circ}_{\text{Cell}} = +0.80 - (+0.77) = +0.03 V$$

ج- أعدد العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل [انتبه: انظر للمتفاعلات]

العامل المؤكسد في التفاعل: B^{+}

العامل المختزل في التفاعل: A^{2+}

السؤال (7): أدرس الجدول المجاور الذي يمثل جهود الاختزال المعيارية لبعض المواد، ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

المادة	E° (V)
Co^{2+}	-0.28
Br_2	1.07
Pb^{2+}	-0.13
Ag^+	0.80
Mn^{2+}	-1.18
Cd^{2+}	-0.40

الحل: نرتب جهود الاختزال من الأقل إلى الأكبر ونحاول رسم مخطط جدول لأنصاف تفاعلات الاختزال لتلك المواد

المادة	E° (V)	أقوى ع. مختزل	أضعف ع. مؤكسد
$\text{Mn}^{2+} \rightarrow \text{Mn}$	-1.18		
$\text{Cd}^{2+} \rightarrow \text{Cd}$	-0.40		
$\text{Co}^{2+} \rightarrow \text{Co}$	-0.28		
$\text{Pb}^{2+} \rightarrow \text{Pb}$	-0.13		
$\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag}$	0.80		
$\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{Br}^-$	1.07		

أكبر جهد خلية جلفانية لفلزان

$E^{\circ}_{\text{H}_2} = 0$

أقوى ع. مؤكسد

أضعف ع. مختزل

أ- أعدد أقوى عامل مؤكسد وأقوى عامل مختزل

أقوى عامل مؤكسد: Br_2 أقوى عامل مختزل: Mn

ب- أستنتج: هل يمكن حفظ البروم في وعاء من الفضة Ag ؟ أفسر إجابتي

البروم جهد اختزاله أكبر وبالتالي سيحدث له الاختزال ويؤكسد الآخر أي الفضة يعني يحدث التفاعل ويكون تلقائياً، لذا لا يمكن حفظ البروم في وعاء من الفضة

ج- أقران: ما الفلزان اللذان يكونان خلية جلفانية لها أكبر جهد خلية معياري؟

انتبه: سنختار من السلسلة المرتبة فلزان فقط ونستثني البروم لأنه ليس فلز، ولا بد أن تكون المسافة بينهما أكبر ما يمكن حتى يكون جهد الخلية أكبر ما يمكن، الفلزان هما Ag و Mn

د- أستنتج: المادة التي تستطيع أكسدة Cd ولا تؤكسد Pb

من المخطط الذي حددناه يظهر أنها أيونات الكوبلت Co^{2+} حيث هذا العامل المؤكسد سيؤكسد من جهد اختزاله أقل منه، وبالتالي يؤكسد فقط Cd

هـ- أعدد القطب الذي تزداد كتلته في الخلية الجلفانية $\text{Pb} - \text{Cd}$

Cd جهد اختزاله أقل فهو المصعد و Pb هو المهبط، إذاً الذي تزداد كتلته هو Pb

و- أعدد الفلز الذي لا يحرر غاز الهيدروجين من محلول حمض المخفف

يكون جهد اختزاله موجب وهو Ag

ز- في الخلية الجلفانية التي أعطيت الرمز الآتي:



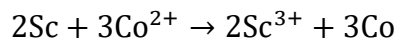
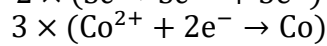
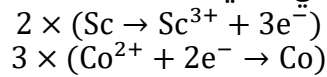
إذا علمت أن جهد الخلية المعياري $E^{\circ}_{\text{Cell}} = 1.8 \text{ V}$ فأجب عن الأسئلة الآتية:

1- أعدد اتجاه حركة الإلكترونات عبر الأسلاك في الخلية

من المصعد Sc إلى المهبط Co

-2- أحسب جهد الاختزال المعياري لقطب السكانديوم Sc
 $E^{\circ}_{\text{Cell}} = 1.8 \text{ V}$ $E^{\circ}_{\text{Co}} = -0.28 \text{ V}$ $E^{\circ}_{\text{Sc}} = ? \text{ V}$
 $E^{\circ}_{\text{Cell}} = E^{\circ}_{\text{Co}} - E^{\circ}_{\text{Sc}}$
 $+1.8 = -0.28 - E^{\circ}_{\text{Sc}}$
 $E^{\circ}_{\text{Sc}} = -2.08 \text{ V}$

-3- أكتب معادلة التفاعل الكلي في الخلية



الدرس الثالث: خلايا التحليل الكهربائي

تعريفات الدرس الثالث:

- **خلايا التحليل الكهربائي:** خلية كهروكيميائية يحدث فيها تفاعل تأكسد واختزال غير تلقائي بفعل الطاقة الكهربائية
- **التحليل الكهربائي:** عملية إمرار تيار كهربائي في مصهور أو محلول مادة كهربية مما يسبب حدوث تفاعل تأكسد واختزال غير تلقائي

الفكرة الرئيسية:

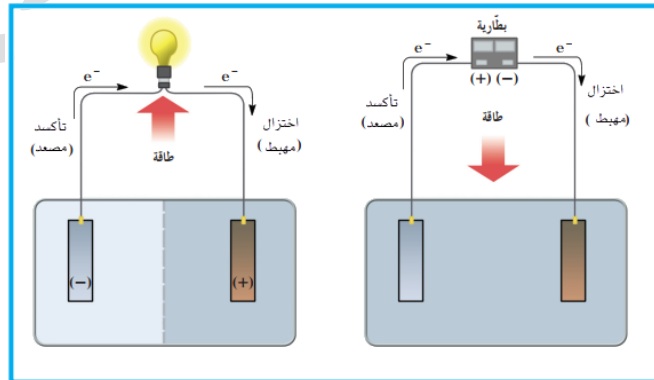
تستخدم الطاقة الكهربائية لإحداث تفاعل تأكسد واختزال غير تلقائي في خلايا التحليل الكهربائي

تمهيد: مقارنة سريعة بين الخلايا الكهروكيميائية

قبل تعرفنا على خلية التحليل الكهربائي بالتفصيل سنتعرف على الفرق بينها وبين الخلية الجلفانية

وجه المقارنة	الخلية الجلفانية	خلية التحليل الكهربائي
حدوث التفاعل	تلقائي	غير تلقائي
تحول الطاقة	من كيميائية إلى كهربائية	من كهربائية إلى كيميائية
شحنات المصعد والمهبط	المصعد (-) والمهبط (+)	المصعد (+) والمهبط (-)
إشارة جهد الخلية المعياري	(+)	(-)
حدوث عملية الاختزال عند	المهبط	المهبط
حدوث عملية التأكسد عند	المصعد	المصعد

تعزيز خارجي: تسير الإلكترونات في كل من الخلية الجلفانية و خلية التحليل الكهربائي من المصعد إلى المهبط، ويحدث الاختزال فيهما في المهبط، والتأكسد في المصعد، ولكنهما يختلفان من حيث نوع الشحنات على المصعد والمهبط، ونوع التفاعل تلقائي وغير تلقائي وتحول الطاقة، تندفع الإلكترونات في الخلية الجلفانية بفعل فرق الجهد بين القطبين، بينما في الخلية الثانية تندفع الإلكترونات بفعل الطاقة الكهربائية (مصدر الطاقة مثل: البطارية) وتذكر أن البطارية في أصلها خلية جلفانية



ما الطريقة لجعل تفاعلات التأكسد والاختزال غير تلقائية تحدث؟

حتى تحدث تلك التفاعلات لا بد من تزويدها بطاقة كهربائية من مصدر خارجي، وهذا يحدث في خلايا التحليل الكهربائي ولهذا السبب يكون جهد الخلية سالب الإشارة

تعزيز: انظر إلى جهود الاختزال المعياري:

$Zn^{2+}_{(aq)}$	$+ 2e^-$	\rightleftharpoons	$Zn_{(s)}$	-0.76
$Cr^{3+}_{(aq)}$	$+ 3e^-$	\rightleftharpoons	$Cr_{(s)}$	-0.73
$Fe^{2+}_{(aq)}$	$+ 2e^-$	\rightleftharpoons	$Fe_{(s)}$	-0.44
$Cd^{2+}_{(aq)}$	$+ 2e^-$	\rightleftharpoons	$Cd_{(s)}$	-0.40
$Co^{2+}_{(aq)}$	$+ 2e^-$	\rightleftharpoons	$Co_{(s)}$	-0.28
$Ni^{2+}_{(aq)}$	$+ 2e^-$	\rightleftharpoons	$Ni_{(s)}$	-0.23
$Sn^{2+}_{(aq)}$	$+ 2e^-$	\rightleftharpoons	$Sn_{(s)}$	-0.14
$Pb^{2+}_{(aq)}$	$+ 2e^-$	\rightleftharpoons	$Pb_{(s)}$	-0.13
$Fe^{3+}_{(aq)}$	$+ 3e^-$	\rightleftharpoons	$Fe_{(s)}$	-0.04
$2H^+_{(aq)}$	$+ 2e^-$	\rightleftharpoons	$H_{2(g)}$	0.00
$Cu^{2+}_{(aq)}$	$+ 2e^-$	\rightleftharpoons	$Cu_{(s)}$	0.34
$I_{2(s)}$	$+ 2e^-$	\rightleftharpoons	$2I^-_{(aq)}$	0.54
$Fe^{3+}_{(aq)}$	$+ e^-$	\rightleftharpoons	$Fe^{2+}_{(aq)}$	0.77
$Ag^+_{(aq)}$	$+ e^-$	\rightleftharpoons	$Ag_{(s)}$	0.80

هل يحدث التفاعل بين ملعقة النحاس ومحلول كبريتات الخارصين؟

لو افترضنا حدوث تفاعل أي يترسب الخارصين من محلوله ويتحول النحاس إلى أيونات



الجهد المعياري لهذا التفاعل:

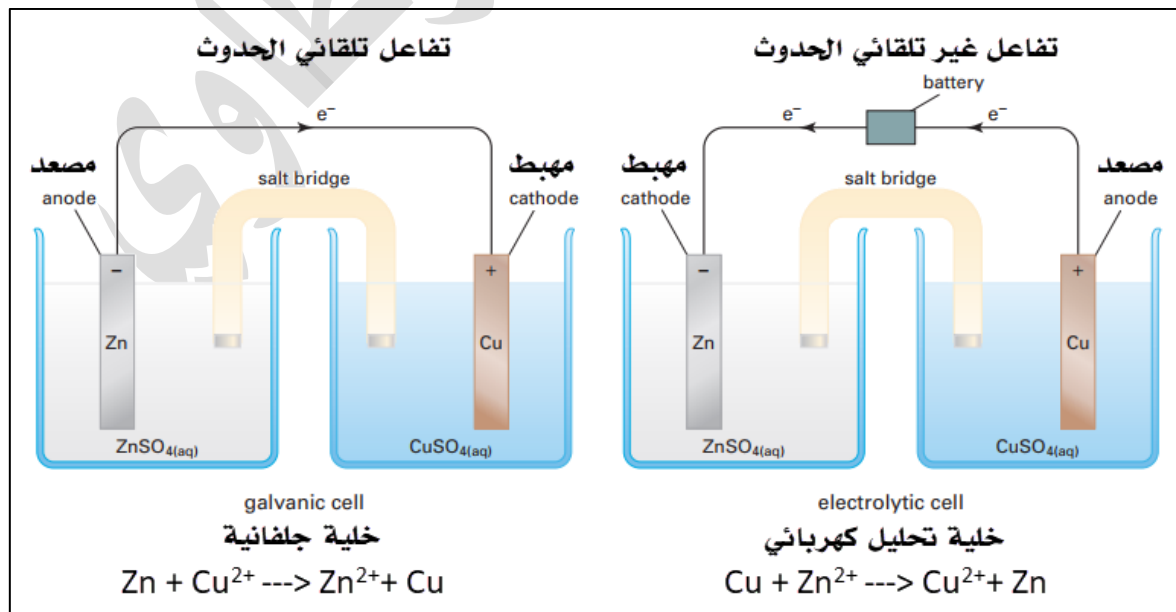
$$E^{\circ} = -0.76 - 0.34 = -1.10 V$$

الإشارة السالبة للجهد تعني أن التفاعل غير تلقائي ولن تنتقل الإلكترونات إلا لو حدث دفع إجباري ويحدث ذلك الدفع الإجباري بتزويد التفاعل بمصدر طاقة كالبطارية

جهدا أكبر من جهد الخلية (1.10) فتضخ الإلكترونات

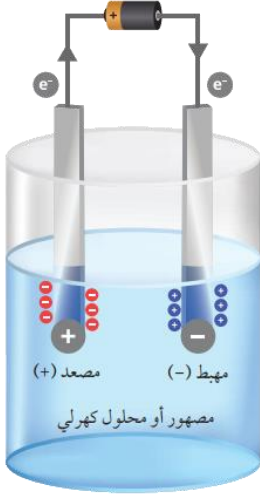
وبالتالي ستكسب مادة وبشكل إجباري الإلكترونات وبشكل إجباري تضطر الأخرى إلى فقد إلكتروناتها وهذا يحدث في خلية التحليل الكهربائي

ضوء اللمبة: تعلمنا سابقاً أن التفاعلات في الخلية الجلفانية تلقائية كتفاعل قطبي النحاس والخارصين بحيث يكون الخارصين هو المصعد، والنحاس هو المهبط، فلو عكسنا تفاعل الأقطاب بحيث يحدث التأكسد في النحاس وهو الأقل نشاطاً، ويحدث الاختزال على الخارصين وهو الأنشط والأقل جهد اختزال فإن التفاعل لن يحدث في الخلية الجلفانية لأنه تفاعل غير تلقائي، بينما لو وصلنا بطارية لتلك الخلية فإن التفاعل غير التلقائي سيحدث ونعتبر تلك الخلية خلية تحليل كهربائي



المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي



? ما المقصود بخلية التحليل الكهربائي؟

خلية كهروكيميائية يحدث فيها تفاعل تأكسد واختزال غير تلقائي بفعل الطاقة الكهربائية

? ما أهمية خلايا التحليل الكهربائي؟

- 1- تستعمل في شحن البطاريات
- 2- تستعمل في استخلاص العديد من الفلزات النشطة من مصاهيرها كالصوديوم والألمنيوم
- 3- تستعمل في تنقية الفلزات والطلاء الكهربائي لبعضها سواء لحمايتها من التآكل أو لإكسابها مظهراً جميلاً

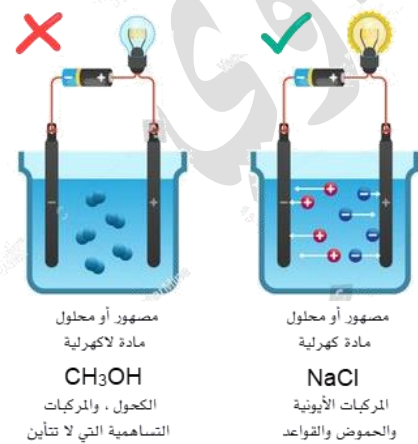
? اذكر أنواع التحليل الكهربائي

- 1- التحليل الكهربائي لمصهور مادة كهربية
- 2- التحليل الكهربائي لمحلول مادة كهربية

? مم تتكوّن خلية التحليل الكهربائي

- 1- وعاء يحتوي مصهور أو محلول مادة أيونية
- 2- أقطاب خاملة من الجرافيت أو البلاتين، أما في تطبيقات خلية التحليل الكهربائي من الطلاء الكهربائي وتنقية الفلزات فإننا نستخدم أقطاب فعالة
- 3- بطارية (وهي بالأصل خلية جلفانية)
- 4- أسلاك توصيل

تعزيز خارجي وقد درسناه في الصف العاشر وأول ثانوي: المركبات الأيونية في الحالة الصلبة لا توصل التيار الكهربائي لأن أيوناتها مقيدة الحركة داخل المركب، في حالة صهرها أو إذابتها في الماء لتكوين محلول فإنها تصبح موصلة للكهرباء لأن الأيونات تصبح حرة الحركة وهي في الحالة السائلة، وبالتالي تتحرك في خلية التحليل الكهربائي نحو الأقطاب المشحونة ويحدث التفاعل المطلوب من التأكسد والاختزال



المادة التي ينفع تحليلها كهربائياً لا بد أن تكون متفككة إلى أيونات حرة، ولن تكون متفككة إلا في حالة المصهور أو المحلول ولنوع معين من المركبات نسميها كهربية أو إلكتروليتيّة

? ما آلية عمل خلية التحليل الكهربائي؟

- 1- يتم توصيل أحد الأقطاب الخاملة بقطب البطارية السالب ويسمى المهبط، ويتصل القطب الآخر بقطبها الموجب ويسمى المصعد أي أن شحنات المصعد والمهبط تكتسبها الخلية التحليلية من البطارية نفسها
- 2- تقوم البطارية بدفع الإلكترونات إلى المحلول عن طريق القطب السالب

- 3- تتحرك الأيونات المختلفة في المصهور أو المحلول نحو الأقطاب المخالفة لها في الشحنة
- 4- يحدث اختزال للأيون الموجب أو الماء على المهبط
- 5- يحدث تأكسد للأيون السالب أو الماء على المصعد
- 6- تخرج الإلكترونات من المصعد ثم تعود إلى البطارية مرة ثانية لتكمل دورتها

علل: جهد البطارية المستخدمة لإحداث التفاعل في خلية التحليل الكهربائي أكبر من جهد الخلية.

لأن التفاعل الذي يحدث في الخلية تفاعل غير تلقائي

تعزيز خارجي: خلايا التحليل الكهربائي تتنوع بين أوعية منفصلة أو وعاء واحد يحدث فيه التفاعل

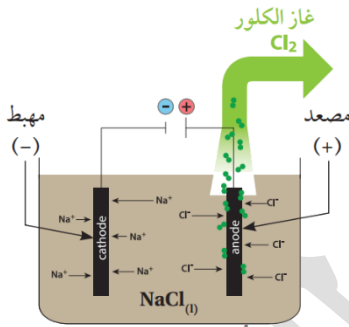
التحليل الكهربائي لمصاهير مواد كهربية

ما أهمية التحليل الكهربائي لمصاهير المواد الكهربية؟

لاستخلاص الفلزات النشطة كالصوديوم والليثيوم والبوتاسيوم من مصاهير كلوريداتها.

ما نواتج التحليل الكهربائي لمصهور كلوريد الصوديوم NaCl؟ مع توضيح ذلك بالتفصيل

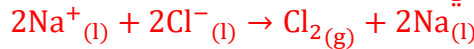
- 1- يحتوي المصهور على أيونات الصوديوم Na^+ وأيونات الكلوريد Cl^-
- 2- عند إغلاق الدارة الكهربائية ومرور تيار كهربائي عبر الأسلاك تتحرك أيونات Na^+ باتجاه المهبط (-) وتحدث لها عملية اختزال مكونة ذرات الصوديوم السائلة كما يلي:
نصف تفاعل الاختزال/المهبط:
 $Na^+_{(l)} + e^- \rightarrow Na_{(l)}$
- 3- تتحرك أيونات Cl^- باتجاه المصعد (+) وتحدث لها عملية تأكسد مكونة غاز الكلور كما يلي:
نصف تفاعل التأكسد/المصعد:
 $2Cl^-_{(l)} \rightarrow Cl_{2(g)} + 2e^-$



الشكل (16): التحليل الكهربائي

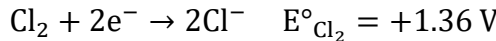
لمصهور NaCl.

التفاعل الكلي:



جهد الخلية المعياري نحسبه بالاستعانة بجهود اختزال تلك المواد من

جدول جهود الاختزال المعيارية



جهد الخلية المعياري: $E^\circ_{Cell} = E^\circ_{Na} - E^\circ_{Cl_2} = -2.71 - (+1.36) = -4.07 V$

وهذا دليل أن التفاعل غير تلقائي الحدوث ويحتاج طاقة كهربائية

النواتج: الصوديوم Na عند المهبط، وغاز الكلور Cl_2 عند المصعد

تذكر: أن البطارية هي بنك الإلكترونات، وأن كل من المهبط والمصعد يملك شحنات البطارية

أتحقق ص123: أجب عن الأسئلة الآتية المتعلقة بالتحليل الكهربائي لمصهور بروميد الكالسيوم $CaBr_2$

1- أكتب نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال في خلية التحليل الكهربائي

تتحرك أيونات Ca^{2+} باتجاه المهبط (-) وتحدث لها عملية اختزال مكونة ذرات الكالسيوم السائلة كما يلي:



تتحرك أيونات Br^- باتجاه المصعد (+) وتحدث لها عملية تأكسد مكونة سائل البروم كما يلي:

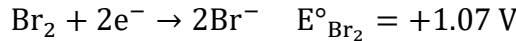
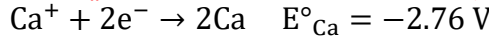
نصف تفاعل التأكسد/المصعد: $2\text{Br}^-_{(l)} \rightarrow \text{Br}_{2(l)} + 2e^-$

التفاعل الكلي: $\text{Ca}^{2+}_{(l)} + 2\text{Br}^-_{(l)} \rightarrow \text{Br}_{2(l)} + \text{Ca}_{(l)}$

2- أستنتج نواتج التحليل الكهربائي للمصهور

النواتج: الكالسيوم Ca عند المهبط، وسائل البروم Br_2 عند المصعد

3- أتوقع جهد البطارية اللازم لإحداث تفاعل التحليل الكهربائي للمصهور



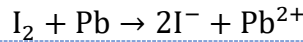
$$E^\circ_{\text{Cell}} = E^\circ_{\text{Ca}} - E^\circ_{\text{Br}_2} = -2.76 - (+1.07) = -3.83 \text{ V} \quad \text{جهد الخلية المعياري:}$$

جهد البطارية لا بد أن يكون أكبر من 3.83 V

(تدريب محلول ورد في المنهاج القديم 2007): إذا علمت أن المعادلة الآتية تمثل تفاعلاً تلقائياً



الحدوث في الظروف المعيارية فإن:



I_2 عامل مؤكسد أقوى من Pb^{2+}	a
Pb عامل مؤكسد	b
I_2 عامل مختزل	c
I^- عامل مختزل أقوى من Pb	d

الخيار الصحيح (a) فإن التفاعل التلقائي تكون العوامل المختزلة والمؤكسدة في المتفاعلات هي الأقوى،

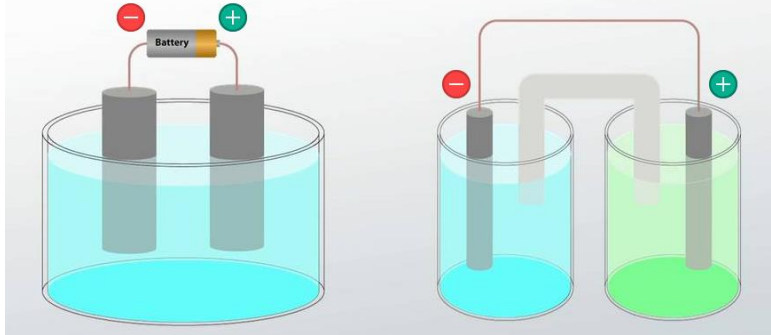
بينما لو سار التفاعل العكسي أي التفاعل غير التلقائي فإن العوامل المتفاعلة أضعف (توضيحه في الحصة)

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

ورقة عمل (32): التمهيد + التحليل الكهربائي لمصاهير المواد الكهربية

تدريب (1): من خلال النظر إلى الخلايا الكهروكيميائية الآتية، املأ الجدول بالبيانات المناسبة لكل نوع خلية، ثم اكتب على الشكل اسم الخلية وأقسامها واتجاه الإلكترونات وشحنات الأقطاب:

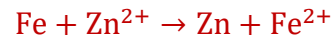
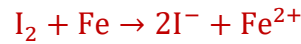
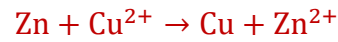


خلية التحليل الكهربائي	الخلية الجلفانية	وجه المقارنة
		حدوث التفاعل
		تحول الطاقة
		شحنات المصعد والمهبط
		إشارة جهد الخلية المعياري
		القطب الذي يحدث عنده الاختزال
		القطب الذي يحدث عنده التأكسد

تدريب (2): بالنظر إلى جدول جهود الاختزال احسب جهود الخلايا في التفاعلات الآتية، وأي تفاعل من

$Zn^{2+}_{(aq)}$	$+ 2e^-$	\rightleftharpoons	$Zn_{(s)}$	-0.76
$Cr^{3+}_{(aq)}$	$+ 3e^-$	\rightleftharpoons	$Cr_{(s)}$	-0.73
$Fe^{2+}_{(aq)}$	$+ 2e^-$	\rightleftharpoons	$Fe_{(s)}$	-0.44
$Cd^{2+}_{(aq)}$	$+ 2e^-$	\rightleftharpoons	$Cd_{(s)}$	-0.40
$Co^{2+}_{(aq)}$	$+ 2e^-$	\rightleftharpoons	$Co_{(s)}$	-0.28
$Ni^{2+}_{(aq)}$	$+ 2e^-$	\rightleftharpoons	$Ni_{(s)}$	-0.23
$Sn^{2+}_{(aq)}$	$+ 2e^-$	\rightleftharpoons	$Sn_{(s)}$	-0.14
$Pb^{2+}_{(aq)}$	$+ 2e^-$	\rightleftharpoons	$Pb_{(s)}$	-0.13
$Fe^{3+}_{(aq)}$	$+ 3e^-$	\rightleftharpoons	$Fe_{(s)}$	-0.04
$2H^{+}_{(aq)}$	$+ 2e^-$	\rightleftharpoons	$H_{2(g)}$	0.00
$Cu^{2+}_{(aq)}$	$+ 2e^-$	\rightleftharpoons	$Cu_{(s)}$	0.34
$I_{2(s)}$	$+ 2e^-$	\rightleftharpoons	$2I^{-}_{(aq)}$	0.54
$Fe^{3+}_{(aq)}$	$+ e^-$	\rightleftharpoons	$Fe^{2+}_{(aq)}$	0.77
$Ag^{+}_{(aq)}$	$+ e^-$	\rightleftharpoons	$Ag_{(s)}$	0.80

التفاعلات الآتية سنحصل على نواتج باستخدام التحليل الكهربائي وبيّن سبب ذلك



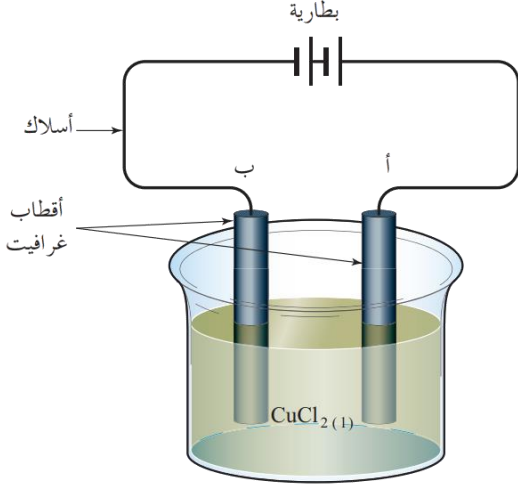
المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

تدريب (3): يبين الشكل المجاور خلية التحليل الكهربائي لمصهور كلوريد النحاس (II) CuCl_2 ادرس

الشكل ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

- ما الدقائق الموجودة في الوعاء؟



- أي القطبين (أ) أم (ب) يشكّل المصعد وأيُّهما يشكّل المهبط؟

- وضح بالأسهم اتجاه حركة الأيونات في الوعاء
- وضح بالأسهم حركة الإلكترونات في الدارة الخارجية
- بيّن بالمعادلات التفاعلات التي تحدث عند كل قطب،
والمعادلة الكلية للتفاعل

- احسب E°_{Cell} لخلية التحليل إذا علمت أن جهود الاختزال مبينة في الشكل المجاور:

$\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}_{(\text{s})}$	0.34
$\text{Cl}_{2(\text{g})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$	1.36

- ماذا تعني إشارة E°_{Cell} لهذه الخلية؟

- كم جهد البطارية اللازم لتحليل هذا المصهور كهربائياً؟

تدريب (4): ما نواتج التحليل الكهربائي لمصهور كل من:

- يوديد الكالسيوم CaI_2

- بروميد الخارصين ZnBr_2

- كلوريد البوتاسيوم KCl

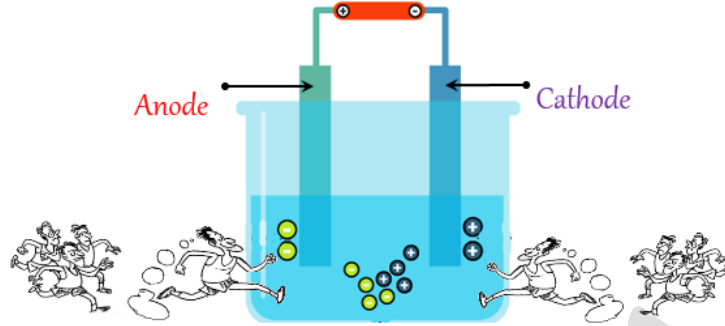
- هيدريد الصوديوم NaH

مساعدة: أيون الهيدريد سيتحول إلى جزيء متعادل



التحليل الكهربائي لمحاليل المواد الكهربية

الفرق بين المصهور والمحلول، أن المحلول فيه ماء كونه المذاب، فستحدث عملية سباق بين الأيونات وجزيئات الماء في كل من المصعد والمهبط

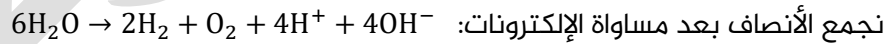
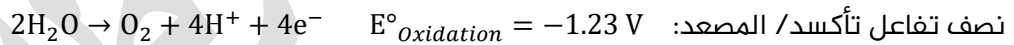
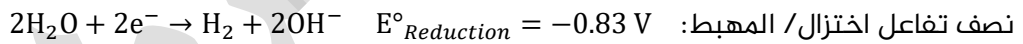


- يحدث على المصعد تفاعل التأكسد الذي يمتلك جهد تأكسد أكبر (جهد اختزال أقل)
 - يحدث على المهبط تفاعل الاختزال الذي يمتلك جهد اختزال أكبر
- قد تخالف التجربة العملية أحياناً الذي قد يحدث نظرياً من خلال قيم جهود الاختزال

تمهيد قبل أن نبدأ بتحليل المحاليل كهربائياً

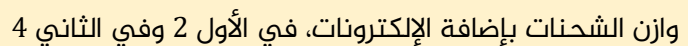
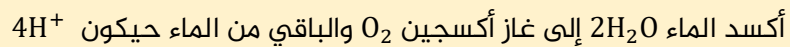
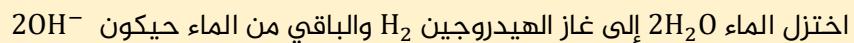
تعزيز خارجي (1)

من تجارب العلماء على تحليل الماء كهربائياً لم يكن ليتحلل وهو ماء نقي بسبب تركيز أيوناته القليل جداً، فتم تحليله كهربائياً مع إضافة مادة كهربية لا تتدخل في التفاعل، فيتحلل الماء منتجاً غاز الهيدروجين مع وسط قاعدي في المهبط وغاز الأكسجين مع وسط حمضي في المصعد، فإذا جمعنا أنصاف التفاعلات كانت المعادلة الكلية موازنة هي نفسها تفكك الماء إلى مكوناته، أما الوسط الحمضي والقاعدي فإنه سيتعادل في المعادلة الكلية



احفظ معادلات تأكسد واختزال الماء لأنها مهمة في تحليل نواتج أي خلية تحليل كهربائي فيها محلول مائي، سنقارن جهود اختزال سواء في المهبط أو المصعد في حال كتبنا أنصاف تفاعلات اختزال. ونقارن جهود تأكسد في حال كتبنا أنصاف تفاعلات تأكسد،

يمكن عمل رابط ذهني تحليلي بدون كتابة معادلات تفكك الماء وموازنتها والخ:



تعزيز خارجي (2) مهم:

في حال عدم ورود معلومات عن جهود الاختزال المعياري للمواد سنطبق قواعد معينة نحفظها لتوقع نواتج التحليل الكهربائي:

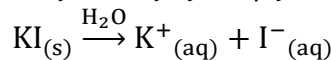
- **أيون فلز من المجموعة الأولى والثانية بالإضافة للألمنيوم** ($Li^+, Na^+, K^+, Mg^{2+}, Ca^{2+}, Ba^{2+}, Al^{3+}$) سيبقى كما هو في المحلول، ولن يُختزل على المهبط، وسيُختزل الماء لينتج غاز الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد فنقول **نواتج اختزال الماء: 1- تصاعد غاز الهيدروجين 2- تكوّن وسط قاعدي** ونطبق هذه المعادلة $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$
- **أيون فلز انتقالي** باستثناء أيون المنغنيز Mn^{2+} ، فإن باقي الفلزات الانتقالية ستأخذ دور الاختزال ويتكوّن منها راسب عند المهبط، والماء يعتزل دوره، مثال: Ag^+, Cu^{2+}, Fe^{2+} ، إلا إذا أعطاني جهود اختزال تلك الفلزات الانتقالية وقتها ممكن أقرن قبل أقرر
- **الهالوجينات باستثناء الفلور**، كأيونات سالبة (Cl, Br, I, \dots) تتأكسد على المصعد والماء يعتزل دوره، ورغم أن أيون الكلور أعلى جهد اختزال من الماء يعني جهد تأكسده أقل، إلا أن التجارب العملية أثبتت أن Cl^- يتأكسد في الظروف الطبيعية وينطلق غاز الكلور (وهذا غير مطلوب منا في منهاجنا الجديد) أما أيون البروميد عندما يتأكسد يتكون منه سائل البروم، وأيون اليوديد يتكوّن منه اليود الصلب الذي يذوب في الماء بنسبة بسيطة
- **أيون الهيدريد H^-** له جهد اختزال أقل من الماء وبالتالي جهد تأكسده أعلى، وفي المحلول يتجه ناحية المصعد ليتأكسد ويتصاعد غاز الهيدروجين $2H^- \rightarrow H_2 + 2e^-$ ، أما الماء فيعتزل دوره
- **بعض المجموعات الأيونية** كالكبريتات SO_4^{2-} والنترات NO_3^- لن تتأكسد عند المصعد ولا تتأثر عند تحليل محاليلها كهربائياً، وسيتأكسد الماء وقتها، لأن على ذرتها المركزية أعلى عدد تأكسد لها فلن ينفذ أن تفقد من إلكترونات المستويات الداخلية، يعني في الظروف الطبيعية لن تتأكسد فنقول: **نواتج تأكسد الماء: 1- تصاعد غاز الأكسجين 2- تكوّن وسط حمضي** ونطبق هذه المعادلة $2H_2O \rightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$

وأخيراً وفي إعادة للأساسيات إفادة: تذكر عائلة *Two* ولا تنسى أنها متعادلة وهي ثنائية الذرة $H_2, O_2, N_2, F_2, Br_2, I_2, F_2$
بخلاف الفلزات فنكتبها وهي متعادلة أحادية الذرة Cu, Fe, Ag, Ni

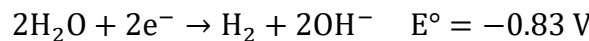
انتبه في أغلب المسائل المطلوبة منا عند كتابة نواتج التحليل الكهربائي: فالنواتج عناصر أو مركبات متعادلة، وهناك وسط حمضي أو قاعدي أو متعادل، وبإمكاننا تمييزه من المعادلة الكلية ومن الأيونات المتفرجة التي لا تتفاعل

؟ ما نواتج التحليل الكهربائي لمحلول يوديد البوتاسيوم KI؟ مع توضيح ذلك بالتفصيل

1- يتفكك KI في الماء إلى أيونات البوتاسيوم K^+ وأيونات اليوديد I^-



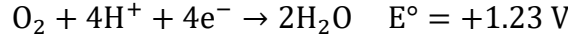
2- عند إغلاق الدارة الكهربائية ومرور تيار كهربائي عبر الأسلاك تتحرك أيونات K^+ وجزيئات الماء باتجاه المهبط (-) وهنا احتمالية اختزال أحدهما حسب جهود الاختزال المعيارية لكل من البوتاسيوم والماء، فالأعلى جهد اختزال هو الذي يتم اختزاله عند المهبط:



الماء أعلى جهد اختزال وبالتالي هو الذي سيختزل عند المهبط مطلقاً غاز الهيدروجين



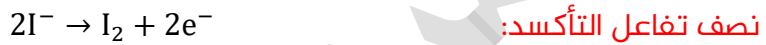
3- تتحرك أيونات I^- وجزيئات الماء باتجاه المصعد (+)، وهنا احتمالية تأكسد أحدهما حسب جهود الاختزال المعيارية، فالأقل جهد اختزال معياري هو الذي يتم تأكسده عند المصعد لأنه الأعلى جهد تأكسد يعني تأكسده أسهل:



اليود أقل جهد اختزال وبالتالي يتأكسد عند المصعد مكوناً جزيئات اليود



ولو قارنا جهد التأكسد المعياري لكل منهما لوجدنا أن جهد تأكسد الماء يساوي $E^\circ = -1.23 \text{ V}$ أما جهد تأكسد اليود $E^\circ = -0.54 \text{ V}$ فجهدهم تأكسده أعلى من جهد تأكسد الماء وبالتالي هو أسهل تأكسداً من الماء، فتتأكسد أيونات اليود مكونة اليود I_2 عند المصعد

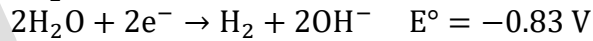


نوع الوسط في المحلول الناتج: قاعدي لتكوّن KOH

النتائج العملية: وافقت النتائج النظرية، تكوّن اليود I_2 في المحلول عند المصعد وتصاد غاز الهيدروجين

H_2 عند المهبط وتكوّن محلول هيدروكسيد البوتاسيوم KOH

نحسب جهد الخلية المعياري نحسبه بالاستعانة بجهود اختزال تلك المواد من جدول جهود الاختزال المعيارية



جهد الخلية المعيارية:

$$E^\circ_{\text{Cell}} = E^\circ_{\text{H}_2\text{O}} - E^\circ_{\text{I}_2} = -0.83 - (+0.54) = -1.37 \text{ V}$$

جهد البطارية اللازم لإحداث التفاعل يزيد على 1.37 V

نواتج هذا التحليل الكهربائي: اليود عند المصعد، وغاز الهيدروجين عند

المهبط مع تكوّن محلول هيدروكسيد البوتاسيوم KOH

لو نظرنا إلى التعزيز وطبقنا بدون معلومات:

أيون البوتاسيوم لن يُختزل، إذاً يُختزل الماء مطلقاً غاز الهيدروجين H_2 ومكوناً وسطاً قاعدياً من أيونات الهيدروكسيد التي تكوّن مع البوتاسيوم

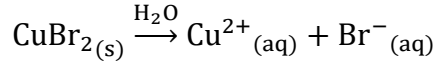
مادة هيدروكسيد البوتاسيوم في المحلول، بينما أيون اليود سيتأكسد إلى مادة اليود I_2

تعزيز: اللون الوردي بسبب أيونات الهيدروكسيد ولوجود كاشف تم إضافته للمحلول قبل التفاعل، أما اللون البنّي

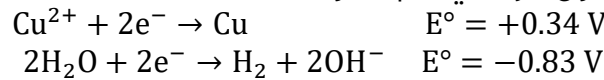
فهو بسبب عنصر اليود

ما نواتج التحليل الكهربائي لمحلول بروميد النحاس CuBr_2 ؟ مع توضيح ذلك بالتفصيل

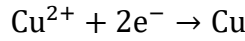
1- يتفكك CuBr_2 في الماء إلى أيونات النحاس Cu^{2+} وأيونات البروميد Br^-



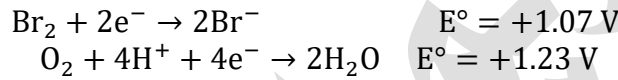
2- عند إغلاق الدارة الكهربائية ومرور تيار كهربائي عبر الأسلاك تتحرك أيونات Cu^{2+} وجزيئات الماء باتجاه المهبط (-) وهنا احتمالية اختزال أحدهما حسب جهود الاختزال المعيارية لكل من النحاس والماء، فالأعلى جهد اختزال هو الذي يتم اختزاله عند المهبط:



النحاس له جهد اختزال أعلى وبالتالي سيكون أسهل اختزال أيوناته عند المهبط فيتكوّن النحاس نصف تفاعل الاختزال/المهبط:



3- تتحرك أيونات Br^- وجزيئات الماء باتجاه المصعد (+)، وهنا احتمالية تأكسد أحدهما حسب جهود الاختزال المعيارية، فالأقل جهد اختزال معياري هو الذي يتم تأكسده عند المصعد لأنه الأعلى جهد تأكسد يعني تأكسده أسهل:



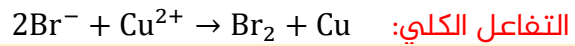
البروم أقل جهد اختزال وبالتالي يتأكسد عند المصعد مكوناً جزيئات البروم



ولو قارنا جهد التأكسد المعياري لكل منهما لوجدنا أن جهد تأكسد الماء يساوي

$E^\circ = -1.23 \text{ V}$ أما جهد تأكسد البروم $E^\circ = -1.07 \text{ V}$ فجهد تأكسده أعلى من جهد تأكسد الماء

وبالتالي هو أسهل تأكسداً من الماء، فتتأكسد أيونات البروميد مكونة البروم Br_2 عند المصعد



نواتج هذا التحليل الكهربائي: يتكوّن البروم عند المصعد، ويتكوّن النحاس عند المهبط

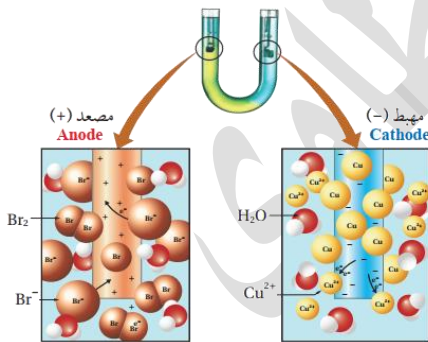
النتائج العملية: وافقت النتائج النظرية، تكوّن البروم Br_2 عند المصعد وتكوّن النحاس (مادة صلبة) Cu عند المهبط

نوع الوسط في المحلول الناتج: متعادل حيث لم تنتج أيونات هيدروجين أو هيدروكسيد مولات النحاس الناتجة بالنسبة لمولات البروم الناتج = 1

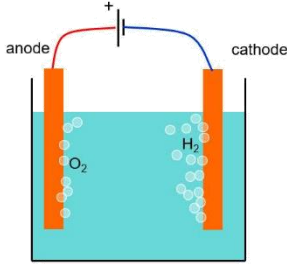
جهد الخلية المعياري: $E^\circ_{\text{Cell}} = E^\circ_{\text{Cu}} - E^\circ_{\text{Br}_2} = +0.34 - (+1.07) = -0.73 \text{ V}$

جهد البطارية اللازم لإحداث التفاعل يزيد على 0.73 V

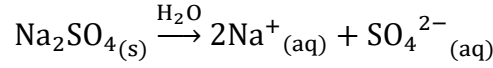
تعزيز: يخف اللون الأزرق جهة المهبط لأن أيونات النحاس التي تعطي ذلك اللون تحولت إلى ذرات نحاس، بينما عند المصعد يظهر اللون البني المحمر بسبب تكون جزيئات البروم



ما نواتج التحليل الكهربائي لمحلول كبريتات الصوديوم Na_2SO_4 ؟ مع توضيح ذلك بالتفصيل



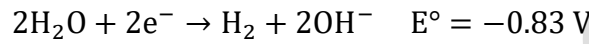
1- يتفكك Na_2SO_4 في الماء إلى أيونات الصوديوم Na^+ وأيونات الكبريتات SO_4^{2-}



2- عند إغلاق الدارة الكهربائية ومرور تيار كهربائي عبر الأسلاك تتحرك أيونات Na^+ وجزيئات الماء باتجاه المهبط (-) وهنا احتمالية اختزال أحدهما

حسب جهود الاختزال المعيارية لكل من الصوديوم والماء، فالأعلى جهد

اختزال هو الذي يتم اختزاله عند المهبط:



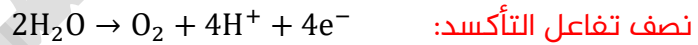
الماء له جهد اختزال أعلى وبالتالي سيكون أسهل اختزاله عند المهبط وتصاد غاز الهيدروجين وتكوّن أيونات الهيدروكسيد



3- تتحرك أيونات SO_4^{2-} وجزيئات الماء باتجاه المصعد (+)، وهنا احتمالية تأكسد أحدهما حسب جهود

الاختزال المعيارية، فالأقل جهد اختزال معياري (أعلى جهد تأكسد) هو الذي يتم تأكسده عند المصعد، ولوحظ عدم تأكسد أيونات SO_4^{2-}

4- **النتائج العملية:** لوحظ عملياً تصاعد غاز الأكسجين O_2 عند المصعد وتصاد غاز الهيدروجين H_2 عند المهبط



نوع الوسط في المحلول الناتج: متعادل حيث تعادلت أيونات الهيدروجين والهيدروكسيد

مولات غاز الهيدروجين بالنسبة لمولات غاز الأكسجين = 2

يعني التحليل الكهربائي لكبريتات الصوديوم كأنه تحليل كهربائي لجزيئات الماء، حيث تأكسدت جزيئات الماء واختزلت مكونة غازي الأكسجين والهيدروجين

الخلاصة:

- في التحليل الكهربائي لمحاليل المركبات الأيونية، الأيونات الموجبة وجزيئات الماء يُحتمل أن تُختزل عند المهبط، والأيونات السالبة وجزيئات الماء يُحتمل أن تتأكسد عند المصعد **وكل ذلك حسب الأفضلية**

- التفاعل في المصعد والمهبط يعتمد بشكل عام على جهود الاختزال المعيارية لكل من الأيونات وجزيئات الماء

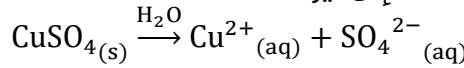
- سلوك أيون معيّن هو نفسه خلال عملية التحليل الكهربائي بغض النظر عن مصدره، فالصوديوم لن يُختزل في محلول كلوريد الصوديوم NaCl وأيضاً لن يُختزل في محلول كبريتات الصوديوم Na_2SO_4

- بعض الأيونات متعددة الذرات مثل: SO_4^{2-} و NO_3^- لا تتأثر عند تحليل محاليلها كهربائياً
- قد يظهر في التجارب ما يخالف التوقعات النظرية

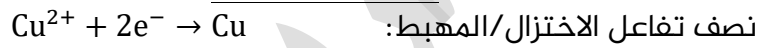
أفكر: ص125: أفسر: دور كبريتات الصوديوم Na_2SO_4 في عملية التحليل الكهربائي للماء
الماء النقي غير موصل للكهرباء نظراً للتركيز المنخفض لأيونات H^+ و OH^- فيه، لذلك يُستخدم كبريتات الصوديوم لتكوين محلول كهربائي، فيسمح وقتها بمرور التيار الكهربائي، وبالتالي إحداث تفاعلي تأكسد واختزال غير تلقائيين تتنافس فيه الأيونات وجزيئات الماء على التأكسد والاختزال

أفكر: ص126: أفسر: مستعياً بالمعادلات عند تحليل محلول $CuSO_4$ كهربائياً يتحول تدريجياً إلى محلول H_2SO_4

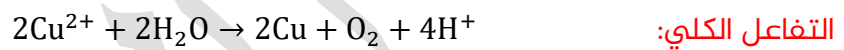
هذا المحلول الكهربائي يتفكك في الماء إلى أيوناته:



- يتحرك باتجاه المهبط (-): أيونات Cu^{2+} وجزيئات الماء، لكن الذي يُختزل هو أيون الفلز الانتقالي ويترسب عند المهبط فيقل تركيز أيوناته في المحلول ويخف لون المحلول الأزرق



- يتحرك باتجاه المصعد (+) أيونات SO_4^{2-} وجزيئات الماء، لكن الذي يتأكسد هو جزيئات الماء مطلقاً غاز الأكسجين ومكوّناً وسط حمضي من أيونات الهيدروجين H^+ :



وبما أن أيونات الكبريتات موجودة في المحلول ولم تتأثر بالتحليل الكهربائي فإنها مع أيونات

الهيدروجين ستكوّن محلول H_2SO_4

إذاً نواتج هذا التحليل الكهربائي:

ذرات نحاس Cu تترسب عند المهبط

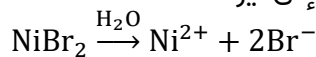
غاز الأكسجين O_2 يتصاعد عند المصعد

أيونات الهيدروجين H^+ عند المصعد أو H_2SO_4 في المحلول

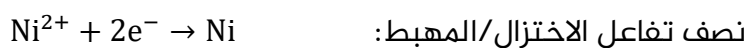
نوع الوسط في المحلول الناتج: حمضي لتكوّن H_2SO_4

أتحقق: ص126: أكتب تفاعلي المصعد والمهبط اللذين يحدثان عند تحليل محلول $NiBr_2$ كهربائياً باستخدام أقطاب من الجرافيت

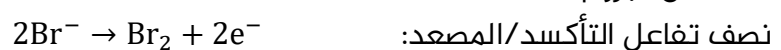
هذا المحلول الكهربائي يتفكك في الماء إلى أيوناته:



- يتحرك باتجاه المهبط (-): أيونات Ni^{2+} وجزيئات الماء، لكن الذي يُختزل هو أيون الفلز الانتقالي النيكل ويترسب عند المهبط



- يتحرك باتجاه المصعد (+) أيونات Br^- وجزيئات الماء، لكن الذي يتأكسد هو أيونات البروميد منتجة سائل البروم عند المصعد:



المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

تعزيز: بما أن الفلزات النشطة من المجموعة الأولى والثانية والألمنيوم لن نستطيع الحصول عليها متعادلة عن طريق محاليلها، فإن الطريقة الأنسب هي الحصول عليها عن طريق مصاهيرها، وهذا الذي سنتعلمه لاحقاً في استخلاص الفلزات

حاول تفكر فيه، ورد مثله في الأسئلة الوزارية وكان ضمن المناهج القديمة): تم تحليل خليط مصاهير من

بروميد الصوديوم NaBr و NaCl كهربائياً في خلية واحدة، إذا علمت أن جهد اختزال البروم $E^{\circ}_{Br_2} = 1.07 V$ وجهد اختزال الكلور $E^{\circ}_{Cl_2} = 1.36 V$ وجهد اختزال الصوديوم $E^{\circ}_{Na} = -2.71 V$ ، فإن نواتج التحليل الكهربائي عند المهبط والمصعد هي:

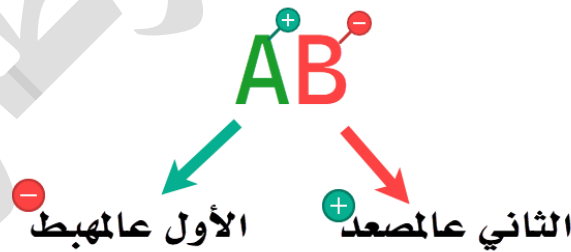
Na وعند المهبط و Br_2 عند المصعد	a
Na وعند المهبط و Cl_2 عند المصعد	b
Br_2 وعند المهبط و Na عند المصعد	c
Cl_2 وعند المهبط و Na عند المصعد	d

توضيح الحل في حصة شرح الدرس على اليوتيوب

(الجواب: a)

أيضاً ورد سؤال وزارة 2023 فيه سياق أيونات فلزات في المحلول المائي، فانتبه لذلك الموضوع وتمكن منه انظر ملف دوسية الوزارة للفصل الأول في حقيبة كيمياء التوجيهي - مجلد ملفات 2006

الطريقة السريعة لنشر الأيونات على الأقطاب:



ورقة عمل (33): التحليل الكهربائي لمحاليل المواد الكهربية

تدريب (1): ما نواتج التحليل الكهربائي **والمعادلة الكلية**، ونوع الوسط الناتج (متعادل، قاعدي، حمضي)؟ إذا علمت أننا نستخدم أقطاب خاملة للمحاليل الآتية، وبلاستعانة بجدول جهود الاختزال حيثما لزم ذلك:

نصف تفاعل الاختزال				E^* (V)	
$K^+_{(aq)}$	+	e^-	\rightleftharpoons	$K_{(s)}$	-2.92
$Na^+_{(aq)}$	+	e^-	\rightleftharpoons	$Na_{(s)}$	-2.71
$2H_2O_{(l)}$	+	$2e^-$	\rightleftharpoons	$2OH^- + H_{2(g)}$	-0.83
$Zn^{2+}_{(aq)}$	+	$2e^-$	\rightleftharpoons	$Zn_{(s)}$	-0.76
$Ni^{2+}_{(aq)}$	+	$2e^-$	\rightleftharpoons	$Ni_{(s)}$	-0.23
$Ag^+_{(aq)}$	+	e^-	\rightleftharpoons	$Ag_{(s)}$	0.80
$Hg^{2+}_{(aq)}$	+	$2e^-$	\rightleftharpoons	$Hg_{(l)}$	0.85
$O_{2(g)} + 4H^+$	+	$4e^-$	\rightleftharpoons	$2H_2O_{(l)}$	1.23
$Cl_{2(g)}$	+	$2e^-$	\rightleftharpoons	$2Cl^-_{(aq)}$	1.36
$F_{2(g)}$	+	$2e^-$	\rightleftharpoons	$2F^-_{(aq)}$	2.87

- كلوريد الصوديوم NaCl
تذكر: في الظروف الطبيعية للمحاليل المستخدمة فإن أيون الكلوريد له الأفضلية على الماء [الكلور غير مطلوب دراسته في مناهجنا] حدد نواتج المهبط فقط لهذا الفرع

- نترات الرصاص $Pb(NO_3)_2$

- فلوريد البوتاسيوم KF

- كبريتات الزنك $ZnSO_4$

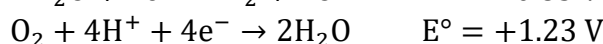
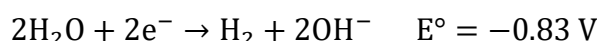
المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

تدريب (2): محلول عبارة عن مزيج من محلول نترات النحاس $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ومحلول كبريتات الخارصين

ZnSO_4 عند تحليله كهربائياً باستخدام أقطاب بلاتين (خاملة). فإن النواتج ستكون:

مع الأخذ بعين الاعتبار بالمعلومات الآتية



المهبط	المصعد	
H_2	O_2	a
Cu	Zn	b
Zn	O_2	c
Cu	O_2	d

تدريب (3): عند إمرار تيار كهربائي في محلول مادة مجهولة باستخدام أقطاب بلاتين، لوحظ تصاعد غاز

الهيدروجين عند المهبط، وغاز الأكسجين عند المصعد، فإن المادة المجهولة هي:

NaNO_3	-2	AgNO_3	-1
ZnBr_2	-4	CuCl_2	-3

مساعدة: استعن بالقواعد السريعة من خلال النظر لكل أيون والماء دون اللجوء إلى جهود الاختزال

تدريب (4): عند تحليل محلول يوديد البوتاسيوم KI كهربائياً باستخدام أقطاب جرافيت تكون نواتج

التحليل كما يأتي :

اليود والأكسجين	-2	اليود والبوتاسيوم	-1
الهيدروجين والأكسجين	-4	اليود والهيدروجين	-3

مساعدة: استعن بالقواعد السريعة من خلال النظر لكل أيون والماء دون اللجوء إلى جهود الاختزال

تدريب (5): أي تحول قد يحدث عند المصعد في خلية تحليل كهربائي؟

$\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2$	-2	$\text{Mn}^{2+} \rightarrow \text{Mn}$	-1
$\text{Br}_2 \rightarrow \text{Br}^-$	-4	$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	-3

مساعدة: تذكر الأيونات السالبة والموجبة وجزيئات الماء وأيها يتأكسد عند المصعد



التطبيقات العملية للتحليل الكهربائي

- تعمل خلايا التحليل الكهربائي على تحويل الطاقة الكهربائية إلى طاقة كيميائية من خلال استخدام تيار كهربائي يُجبر تفاعل تأكسد واختزال غير تلقائي على الحدوث
- اذكر تطبيقات عملية مهمة لخلايا التحليل الكهربائي في مجال الصناعة
- 1- استخراج الفلزات النشطة من مصاهير خاماتها
 - 2- تنقية الفلزات لاستخدامها في المجالات التي تحتاج إلى فلزات نقية بدرجة كبيرة

استخلاص الألمنيوم

لماذا يتم استخراج الألمنيوم من خاماته؟

لأنه من الفلزات النشطة ولا يتوفر إلا من خلال خاماته، وهو من أكثر الفلزات انتشاراً في القشرة الأرضية



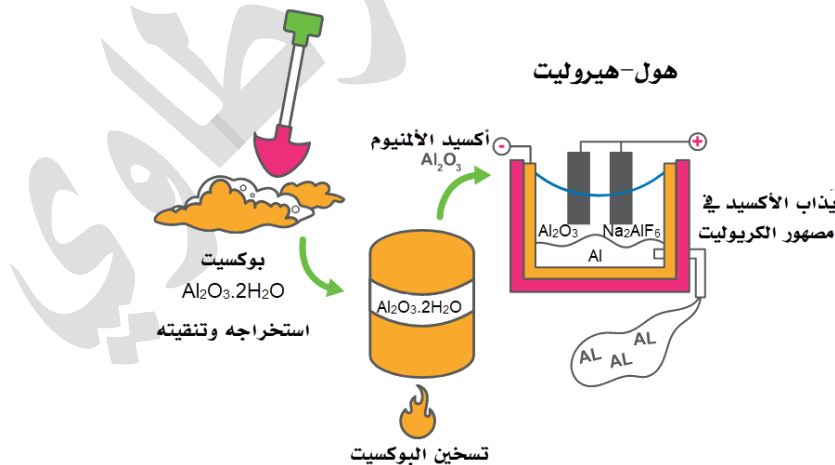
ما المادة الخام التي يُستخلص منها الألمنيوم وما اسم الطريقة التي يُستخلص بها؟
يُستخلص من خام البوكسيت $Al_2O_3 \cdot 2H_2O$ وبطريقة هول-هيروليت

ما الخطوات اللازمة قبل استخراج الألمنيوم بطريقة هول-هيروليت؟



- 1- يُخَلَّص خام البوكسيت من الشوائب
- 2- ثم يُسَخَّن لتحويله إلى أكسيد الألمنيوم Al_2O_3
- 3- ثم يُذاب أكسيد الألمنيوم في مصهور الكريوليت Na_3AlF_6 حتى تنخفض درجة انصهاره نحو $1000^\circ C$

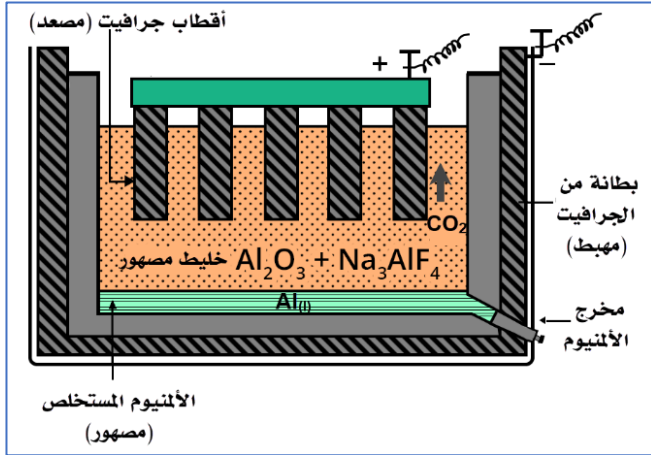
تعزيز خارجي: درجة انصهار أكسيد الألمنيوم عالية جداً أكثر من $2000^\circ C$ ولتوفير الطاقة يتم خفضها بإضافة مصهور الكريوليت حيث درجة انصهار الكريوليت قريبة من $1000^\circ C$ فيذيب أكسيد الألمنيوم في خلية هول-هيروليت



ماذا تُسمى خلية التحليل الكهربائي لمصهور Al_2O_3 ؟ خلية هول-هيروليت

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي



مّم تتكوّن خلية هول-هيرووليت؟ انظر الصورة

لتفهم الأجزاء

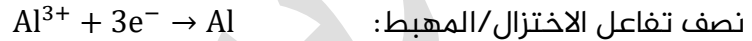
- 1- المهبط (طبقة داخلية من الجرافيت) مثل البطانة الداخلية للخلية
- 2- المصعد (سلسلة من أقطاب الجرافيت) مغموسة في المصهور
- 3- خليط مصهور من أكسيد الألمنيوم Al_2O_3 والكريوليت Na_3AlF_6

بين طريقة التحليل الكهربائي "هول-هيرووليت"

لاستخلاص الألمنيوم

1- عند المهبط: يحدث اختزال لأيونات الألمنيوم في أكسيد الألمنيوم Al_2O_3 ويتكون الألمنيوم السائل

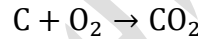
Al الذي يتجمع أسفل الخلية؛ حيث يُسحب من مخرج خاص



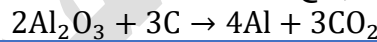
2- عند المصعد: تتأكسد أيونات الأكسجين مكونة غاز الأكسجين:



3- يتفاعل الأكسجين الناتج مع أقطاب المصعد "الجرافيت" مكونًا غاز ثاني أكسيد الكربون



ملخص التفاعل الموزون [المتفاعلات والنواتج]:



فسّر: تغيير أقطاب المصعد بشكل دوري في خلية هول-هيرووليت لاستخلاص الألمنيوم

لأن أقطاب الجرافيت تتفاعل مع غاز الأكسجين O_2 الناتج من تفاعل التأكسد فينتج غاز ثاني أكسيد

الكربون CO_2 وهذا يؤدي لتآكل الأقطاب

من عيوب عملية استخلاص الألمنيوم أنها تستهلك كميات هائلة من الطاقة، فما الحلول لتوفير تلك

الطاقة؟

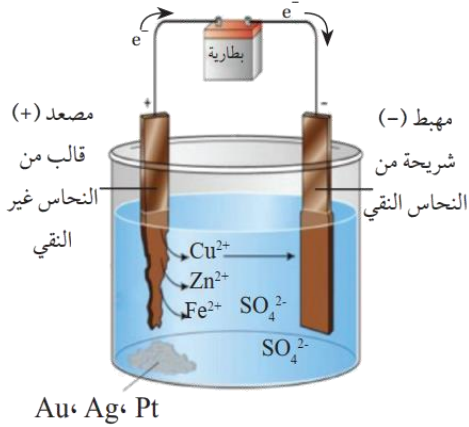
1- تُقام مصانع إنتاج الألمنيوم قريباً من محطات الطاقة الكهربائية لتوفير كلفة نقل الطاقة

2- إعادة تدوير عبوات الألمنيوم، فالطاقة اللازمة للتدوير أقل بكثير من الطاقة اللازمة لاستخلاصه من خام

البوكسيت، طاقة التدوير تساوي 5%

تعزير: يُطلق على أكسيد الألمنيوم مصطلح ألومينا

تنقية الفلزات



تحتاج بعض استخدامات الفلزات إلى أن تكون نقية تماماً أي تخلو من الشوائب

نستخدم نحاس نقي تماماً في التمديدات الكهربائية

نستخدم التحليل الكهربائي في تنقية الفلزات

ما الشوائب المحتمل وجودها في النحاس بعد استخلاصه

من خاماته؟

1- الخارصين 2- الحديد 3- الذهب

4- الفضة 5- البلاتين

وضح مكونات وتفاعلات خلية التحليل الكهربائي لتنقية

النحاس

1- المصعد: قوالب مشكّلة من النحاس غير النقي: حيث تتأكسد

ذرات النحاس التي على المصعد إلى أيونات في المحلول ثم

تنتقل إلى المهبط

نصف تفاعل التأكسد/المصعد: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^{-}$

2- المهبط: شريحة رقيقة من النحاس النقي، حيث تختزل عليه أيونات النحاس متحوّلة إلى ذرات تترسب

عليه

نصف تفاعل الاختزال/المهبط: $Cu^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Cu$

3- المحلول الإلكتروليتي في الخلية: كبريتات النحاس $CuSO_4$

بيّن ماذا يحدث في خلية التحليل الكهربائي للشوائب المتواجدة في المصعد

- الخارصين والحديد: تتأكسد ذراتهما لأن لهما جهد اختزال أقل من النحاس، وتنزل أيوناتهما ذائبة في المحلول

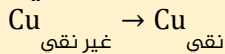
- الذهب والفضة والبلاتين: لا تتأكسد ذراتها لأن جهد الاختزال لها أعلى من جهد الخلية المستخدم، فتتجمع في قاع الخلية مترسبة

كم درجة نقاوة النحاس الناتج من خلية التحليل الكهربائي؟

99.9%

تعزير: في حال استخدمنا جهد بطارية عال فإن الشوائب قد تتأكسد كلها وتختزل وهذا لا نريده، لذا يتم استخدام جهد بطارية مناسب لتنقية النحاس

تعزير: التفاعل الكلي في تفاعل تنقية النحاس سيكون كالتالي: (غير مطلوب)

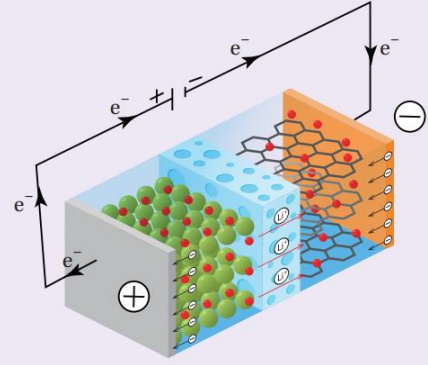


من ناحية نظرية قد تظن أن جهد البطارية = 0، لكن الحقيقة أنه قريب إلى جهد اختزال النحاس لأن القطبين أحدهما نقي والآخر غير نقي (فيه شوائب)

الربط مع الحياة شحن البطارية



تَجْمَعُ البَطَّارِيَاتُ القَابِلَةُ لِإِعَادَةِ الشَّحْنِ بَيْنَ كِيمِيَاءِ كُلِّ مِنَ الخَلَايَا الجَلْفَانِيَّةِ وَخَلَايَا التَّحْلِيلِ الكَهْرَبَائِيِّ. فَعِنْدَ اسْتِخْدَامِ الأَجْهَازَةِ المَحْتَوِيَةِ عَلَيْهَا، كَالهَاتِفِ الخَلَوِيِّ أَوِ السَّيَّارَةِ الكَهْرَبَائِيَّةِ، تُحَوَّلُ الطَّاقَةُ الكِيمِيَائِيَّةُ إِلَى كَهْرَبَائِيَّةٍ؛ أَي تَعْمَلُ كَخَلِيَّةِ جَلْفَانِيَّةٍ، أَمَّا عِنْدَ شَحْنِ البَطَّارِيَّةِ فَيَنْعَمَلُ كَخَلِيَّةِ تَحْلِيلِ كَهْرَبَائِيِّ تُحَوَّلُ الطَّاقَةُ الكَهْرَبَائِيَّةِ، الَّتِي تَزُودُ بِهَا، إِلَى كِيمِيَائِيَّةٍ؛ حَيْثُ يَنْعَكِسُ اتِّجَاهُ حَرَكَةِ الإِلِكْتْرُونَاتِ فِيهَا، وَيَحْدُثُ التَّفَاعُلُ العَكْسِيُّ لِلتَّفَاعُلِ المُنْتِجِ لِلتَّيَّارِ الكَهْرَبَائِيِّ فِي البَطَّارِيَّةِ.



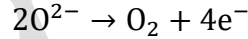
أتحقق: ص128: ?

(1) أفسر: لا تُخْتَزَلُ أيونات Fe^{2+} و Zn^{2+} الَّتِي تَوْجَدُ ذَرَاتُهَا عَلَى شَكْلِ شَوَائِبٍ مَعَ النِّحَاسِ. خِلَالَ عَمَلِيَّةِ تَنْقِيَّتِهِ بِالتَّحْلِيلِ الكَهْرَبَائِيِّ

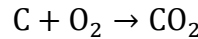
لأن جهد اختزال كل من الحديد ($-0.44 V$) والخاصين ($-0.76 V$) أقل بكثير من جهد اختزال النحاس ($+0.34V$) لذلك يكون جهد البطارية المستخدمة في خلية تنقية النحاس أقل من جهد البطارية اللازمة لاختزال أيونات Zn^{2+} و Fe^{2+} لذلك لا تُخْتَزَلُ الأيونات على المهبط.

(2) أفسر: مستعيناً بمعادلات كيميائية، استبدال أقطاب الجرافيت المستخدمة في خلية هول-هيراوليت بشكل دوري

تتأكسد أيونات الأكسجين على المصعد المكوّن من أقطاب جرافيت مكونة غاز الأكسجين:



فيتفاعل الأكسجين الناتج مكوناً غاز ثاني أكسيد الكربون

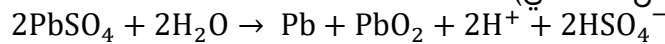


مما يؤدي إلى تآكل الأقطاب وبالتالي تغييرها بشكل دوري.

(3) أكتب معادلة التفاعل الكلي الذي يحدث في بطارية الرصاص الحمضية خلال شحنها التفاعل التلقائي:

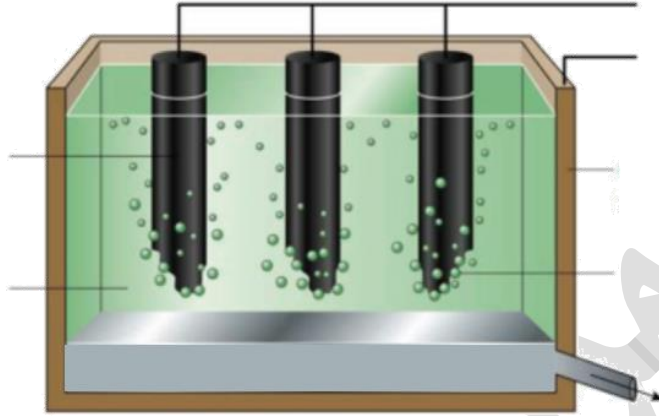


تفاعل الشحن (عكس التفاعل التلقائي)



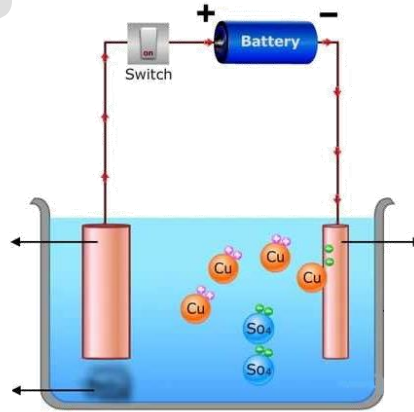
ورقة عمل (34): تطبيقات خلية التحليل الكهربائي

تدريب (1): حدد على الرسم أجزاء خلية هول- هيروليت لاستخلاص الألمنيوم مع توضيح المركبات والعناصر بالصيغ الكيميائية، بالإضافة إلى شحنات المصعد والمهبط



تدريب (2): اكتب معادلات تفاعل المصعد والمهبط في خلية التحليل الكهربائي لمصهور أكسيد الألمنيوم Al_2O_3 ثم اكتب التفاعل الكلي الذي يحدث في الخلية

تدريب (3): في الشكل المجاور لخلية تنقية النحاس من شوائبه حدد مكان المهبط وماهيته، ومكان المصعد وماهيته، ونوعية الشوائب المترسبة في قاع الخلية، والشوائب الذائبة في المحلول



المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

التجربة 3: التحليل الكهربائي لمحاليل بعض المركبات الأيونية ص 129

المواد المستخدمة:

- أنابيب زجاجية على شكل حرف U
 - أقطاب جرافيت وكاشف الفينولفثالين، أسلاك توصيل وبطارية (3V)
 - محاليل كل منها تركيزها 0.5 M يوديد البوتاسيوم KI، كبريتات النحاس CuSO_4
- بعد توصيل الخلية بالتيار الكهربائي لمدة 15 دقيقة، نفضل التيار ونسجل الملاحظات لكل محلول

أصف التغيرات التي حدثت عند تحليل محلول كل من يوديد البوتاسيوم وكبريتات النحاس كهربائياً عند كل من

المصعد والمهبط

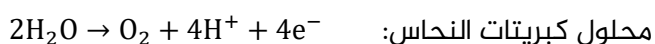
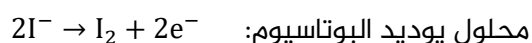
المهبط		المصعد		المحلول مع التغير ومكان حدوثه
تصاعد غاز	تغير اللون	تصاعد غاز	تغير اللون	
الهيدروجين H_2	إلى الوردي بسبب تكوّن الوسط القاعدي الذي كشف عنه كاشف الفينولفثالين	-	إلى البني نتيجة تكوّن جزيئات اليود I_2	KI
-	ترسب ذرات النحاس وتكوّن الوسط الحمضي ويخف اللون الأزرق	الأكسجين O_2 وتكوّن وسط حمضي	-	CuSO_4

ما نواتج تحليل كل من محلول يوديد البوتاسيوم وكبريتات النحاس كهربائياً؟

نواتج تحليل محلول يوديد البوتاسيوم: جزيئات I_2 عند المصعد وغاز H_2 عند المهبط مع محلول KOH
نواتج تحليل محلول كبريتات النحاس: غاز O_2 عند المصعد وترسب النحاس Cu عند المهبط مع محلول H_2SO_4

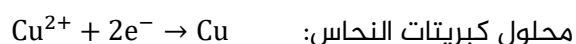
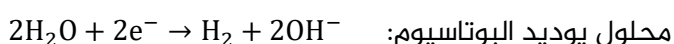
أكتب معادلة كيميائية تمثل التفاعل الذي حدث عند المصعد لكل محلول

نصف تفاعل التأكسد/المصعد



أكتب معادلة كيميائية تمثل التفاعل الذي حدث عند المهبط لكل محلول

نصف تفاعل الاختزال/المهبط



أستنتج نواتج التحليل الكهربائي لمحلول CuI_2

عند المصعد: تكوّن جزيئات I_2

عند المهبط: ترسب النحاس Cu

عصير الدرس الثالث

بوكس المختصر المفيد:

- خلية التحليل الكهربائي تفاعلها غير تلقائي، تستهلك الطاقة الكهربائية حتى يحدث التفاعل الكيميائي
- نستفيد من خلية التحليل الكهربائي في استخلاص بعض الفلزات النشطة من مصاهيرها، ونستخدمها في تنقية الفلزات والطلاء الكهربائي
- تتكون خلية التحليل الكهربائي من وعاء وبطارية وأسلاك توصيل، وأقطاب خاملة كالبلاتين أو الجرافيت، وأحياناً نستخدم الأقطاب الفعالة في تطبيقات خلية التحليل الكهربائي مثل خلية تنقية الفلزات
- المصعد في خلية التحليل شحنته موجبة والمهبط شحنته سالبة
- يحدث التأكسد على المصعد، ويحدث الاختزال على المهبط
- تنجذب الأيونات نحو الأقطاب المخالفة لها في الشحنة، الأيونات الموجبة نحو المهبط، والسالبة نحو المصعد
- المحاليل المستخدمة في خلية التحليل الكهربائي كهربية سواء مصاهير أو محاليل مائية
- في حالة المصاهير، الأيون الموجب يختزل عند المهبط وتتكون مادة متعادلة، والأيون السالب يتأكسد عند المصعد وتتكون مادة متعادلة
- في حالة المحاليل: يحدث سباق أيونات مع الماء، الأكبر جهد اختزال يحدث له اختزال عند المهبط ويتحول إلى متعادل، والأكبر جهد تأكسد (أقل اختزال) يحدث له تأكسد عند المصعد ويتحول إلى متعادل
- معادلات الماء أذكرها كاملة مع القيم، الماء يُختزل إلى هيدروجين، ويتأكسد إلى أكسجين
- أيونات الفلزات النشطة من المجموعة الأولى والثانية والألمنيوم وأيون المنغنيز يعترض دوره في المحلول ولا يحدث له اختزال والماء له أولوية فيتصاعد الهيدروجين
- أيونات الهالوجينات ما عدا الفلور (وما علينا من الكلور لأنه مش معنا) يحدث لها تأكسد عند المصعد والماء يعترض دوره ولا يتدخل
- أيونات الفلزات الانتقالية ما عدا المنغنيز يحدث لها اختزال عند المهبط، والماء لا يتدخل
- من تطبيقات خلية التحليل الكهربائي: استخلاص الألمنيوم وتنقية الفلزات
- جهد البطارية اللازم أكبر من الجهد المحسوب في خلية التحليل الكهربائي

مراجعة الدرس الثالث: خلايا التحليل الكهربائي

السؤال (1): أوضح مبدأ عمل خلية التحليل الكهربائي
تحوّل خلية التحليل الكهربائي الطاقة الكهربائية إلى طاقة كيميائية من خلال إمرار التيار الكهربائي في
محلول أو مصهور مادة كهربية مما يؤدي إلى حدوث تفاعل التأكسد والاختزال غير تلقائي الحدوث

السؤال (2): أفسر:

(1) لا يمكن تحضير غاز الفلور بالتحليل الكهربائي لمحلول NaF
لأن الماء أسهل تأكسداً من أيونات الفلوريد F^- إذ أن جهد اختزال الأكسجين إلى الماء (+1.23V) أقل من
جهد اختزال الفلور (+2.87 V) أو نقول جهد تأكسد الماء -1.23 V أعلى من جهد تأكسد الفلور
-2.87 V وبالتالي يتأكسد الماء ويتصاعد غاز الأكسجين ولا تتأكسد أيونات الفلوريد
(2) تكون الكلفة الاقتصادية لإعادة تدوير الألمنيوم أقل من كلفة استخراجها من خام البوكسيت
نظراً للارتفاع الكبير لدرجة انصهار أكسيد الألمنيوم مما يتطلب إذابته في مصهور مادة الكريوليت لخفض
درجة انصهاره، ويبقى أيضاً مكلفاً من ناحية الطاقة ولذا كان التدوير لعبوات الألمنيوم أقل كلفة من
استخراجها والحصول عليه من خاماته

السؤال (3): بالرجوع إلى جدول جهود الاختزال المعيارية، أتوقع نواتج التحليل الكهربائي لمحاليل الأملاح
الآتية

أ- يوديد المغنيسيوم MgI_2

اليود I_2 عند المصعد وغاز الهيدروجين H_2 عند المهبط وتكوّن محلول $Mg(OH)_2$

$Mg^{2+}_{(aq)}$	+	$2e^-$	\rightleftharpoons	$Mg_{(s)}$	-2.37
$2H_2O_{(l)}$	+	$2e^-$	\rightleftharpoons	$2OH^- + H_{2(g)}$	-0.83
$I_{2(s)}$	+	$2e^-$	\rightleftharpoons	$2I^-_{(aq)}$	0.54
$O_{2(g)}$	+ $4H^+$	+	$4e^-$	$2H_2O_{(l)}$	1.23

ب- نترات الرصاص $Pb(NO_3)_2$

الأكسجين O_2 عند المصعد وترسب الرصاص Pb عند المهبط وتكوّن محلول HNO_3

نصف تفاعل الاختزال					E° (V)
$2H_2O_{(l)}$	+	$2e^-$	\rightleftharpoons	$2OH^- + H_{2(g)}$	-0.83
$Pb^{2+}_{(aq)}$	+	$2e^-$	\rightleftharpoons	$Pb_{(s)}$	-0.13
$O_{2(g)}$	+ $4H^+$	+	$4e^-$	$2H_2O_{(l)}$	1.23

تذكر: النترات لن تتأثر بالتحليل الكهربائي فلن تهمنا قيمة جهد اختزالها المعياري

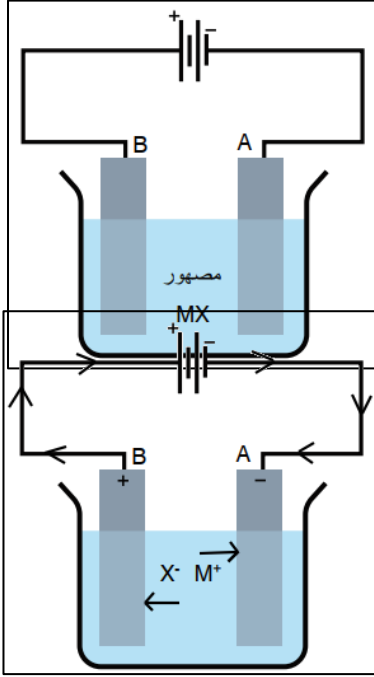
ج- كبريتات الكوبلت $CoSO_4$

الأكسجين O_2 عند المصعد وترسب الكوبلت Co عند المهبط وتكوّن محلول H_2SO_4

نصف تفاعل الاختزال					E° (V)
$2H_2O_{(l)}$	+	$2e^-$	\rightleftharpoons	$2OH^- + H_{2(g)}$	-0.83
$Co^{2+}_{(aq)}$	+	$2e^-$	\rightleftharpoons	$Co_{(s)}$	-0.28
$O_{2(g)}$	+ $4H^+$	+	$4e^-$	$2H_2O_{(l)}$	1.23

تذكر: الكبريتات لن تتأثر بالتحليل الكهربائي فلن تهمنا قيمة جهد اختزالها المعياري

السؤال (4): أدرس الشكل المجاور الذي يمثل خلية تحليل كهربائي لمصهور المركب الأيوني MX ?



باستخدام أقطاب من الجرافيت أعطيت الرموز A و B ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

أ- أحدد المصعد والمهبط في الخلية

المصعد B والمهبط A

ب- أحدد اتجاه حركة الإلكترونات عبر الأسلاك باستخدام الأسهم، واتجاه حركة الأيونات الموجبة والسالبة داخل المصهور باستخدام الأسهم

حركة الإلكترونات من المصعد B إلى المهبط A

تتحرك أيونات X^- باتجاه القطب الموجب B

و تتحرك أيونات M^+ باتجاه القطب السالب A

ج- أحدد القطب الذي تحدث عنده عملية التأكسد

المصعد B

د- أحدد القطب الذي تتكون عنده ذرات العنصر M

المهبط A

السؤال (5): يُراد تنقية قوالب من النيكل باستخدام عملية التحليل الكهربائي ?

الكهربائي

أ- ما القطب الذي يجب أن تمثله القوالب غير النقية؟ المصعد

ب- ما المادة المستخدمة في القطب الآخر؟ قطب نقي من النيكل

ج- اقترح محلولاً يمكن استخدامه في هذه الخلية

نترات النيكل أو كبريتات النيكل

انتبه ورد سؤال وزارة 2023 عن خلية تنقية النيكل، فلا بد من تثبيت أفكار تلك الخلية، انظر السؤال في دوسية الوزارة في الحقيبة مجلد 2006



الإثراء والتوسع

إعادة تدوير البطاريات Recycling Batteries

تُستخدمُ البطارياتُ لتزويد أجهزة مختلفة بالطاقة؛ تشمل السيارات والهواتف وأجهزة الحاسوب وغيرها، وعندما تنفذ البطارية أو تتلف تُرمى (يُستغنى عنها)، ويؤدي ذلك إلى تراكم كميات كبيرة من النفايات الخطرة؛ إذ تحتوي البطاريات على مواد كيميائية سامة وفلزات ثقيلة، ينتج عن تراكمها ودفنها مخاطر بيئية؛ فقد تسبب تلوث المياه والتربة، ومن هنا جاءت فكرة إعادة تدوير البطاريات.

تدوير البطاريات يعني معالجة نفاياتها؛ بهدف التقليل منها بوصفها نفايات صلبة، وإعادة استخدام مكوناتها مرة أخرى.

إعادة تدوير بطارية الرصاص الحمضية

تعدُّ بطاريات الرصاص الحمضية من أقدم أنواع البطاريات القابلة لإعادة الشحن في العالم، ولإعادة تدويرها أهمية كبيرة في صناعة الرصاص في الوقت الحاضر؛ حيث يمثل الرصاص المُعاد استخدامه نحو 47% من إجمالي الرصاص المُستخدم عالمياً.

وتشمل عملية إعادة تدوير بطاريات الرصاص الحمضية المُستخدمة مراحل عدّة، هي:



التجميع: يُقصد به تجميع بطاريات الرصاص المُستخدمة، وغالباً ما يكون ذلك لدى باعة البطاريات، حيث تجمعها الشركات التي تُعيد تدويرها.

التكسير: تُفكَّك البطارية في منشأة إعادة التدوير، وتُسحق مكوناتها باستخدام أدوات خاصة، فتحوّل إلى شظايا.

الفرز: تتضمن هذه العملية فصل أجزاء بطارية الرصاص الحمضية بفرز المكونات البلاستيكية والورقية عن الرصاص والفلزات الثقيلة،

وسحب السائل الموجود فيها، يتبع ذلك سبر كل مادة في رحلة تدوير خاصة بها؛ إذ تُغسل القطع البلاستيكية وتُجفف ثم تُرسل إلى وحدة تدوير البلاستيك، حيث تُصهر وتُشكّل آلياً على شكل كرات من مادة البولي بروبيلين، وتُستخدم مرة أخرى لإنتاج صناديق بطاريات الرصاص الحمضية، ويمكن استخدامها في صناعة منتجات أخرى. أما ألواح الرصاص وأكسيد ومركباته الأخرى فتصهر معاً في أفران الصهر، ثم تُصب في قالب وتزال الشوائب المعروفة باسم الحَبث من فوق سطح مصهور الرصاص، وتترك السبائك لتبرد وتتصلب، ثم تُرسل إلى الشركات المُصنعة للبطاريات، حيث تُستخدم في إنتاج ألواح جديدة من الرصاص وأكسيده.

أما حمض الكبريتيك، وهو المكوّن السائل في البطارية؛ فيجري التعامل معه بطريقتين، أولاًهما: مفاعلة الحمض مع مركب كيميائي قاعدي؛ فينتج الملح والماء، ثم يجري تجميع المياه الناتجة ومعالجتها ضمن مواصفات محددة والتخلص من الماء في شبكة الصرف الصحي، أما الطريقة الثانية؛ فيجري فيها تحويل الحمض إلى كبريتات الصوديوم Na_2SO_4 ، ثم استخدامه في صناعة منظّفات الغسيل والزجاج والمنسوجات.

مراجعة الوحدة الثانية: الكيمياء الكهربائية

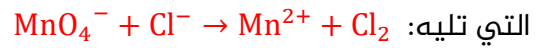
السؤال (1): أقرن بين الخلية الجلفانية و خلية التحليل الكهربائي، من حيث:
أ- تحويلات الطاقة في كل منهما ب- شحنة كل من المصعد والمهبط
ج- تلقائية تفاعل التأكسد والاختزال د- إشارة جهد الخلية المعياري E°_{Cell}

وجه المقارنة	الخلية الجلفانية	خلية التحليل الكهربائي
تحويل الطاقة	من كيميائية إلى كهربائية	من كهربائية إلى كيميائية
شحنات المصعد والمهبط	المصعد (-) والمهبط (+)	المصعد (+) والمهبط (-)
تلقائية التفاعل	تلقائي الحدوث	غير تلقائي الحدوث
إشارة جهد الخلية المعياري	موجبة (+)	سالبة (-)

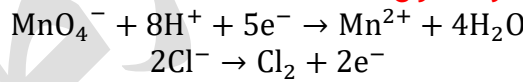
السؤال (2): أفسر:

- (1) يُخلط أكسيد الألمنيوم Al_2O_3 بالكربوليت خلال عملية استخلاص الألمنيوم بطريقة هول- هيروليت لخفض درجة انصهار أكسيد الألمنيوم وبالتالي تخفيض الطاقة اللازمة لاستخلاص الألمنيوم
- (2) تفقد بطارية السيارة صلاحيتها بعد بضع سنوات من استخدامها رغم إمكانية إعادة شحنها نظرياً عدداً لا نهائياً من المرات لفقدان البطارية جزءاً من مكوناتها وهو $PbSO_4$ وبالتالي هو غير متوفر للدخول في التفاعل العكسي الذي يؤدي إلى إعادة شحن البطارية

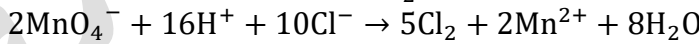
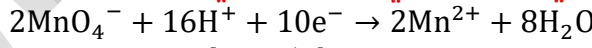
السؤال (3): تمثل المعادلة الكيميائية الآتية تفاعل تأكسد واختزال، أدرسه جيداً ثم أجب عن الأسئلة



أ- أكتب نصفي تفاعل التأكسد والاختزال



ب- أكتب معادلة التفاعل الكلي الموزونة في وسط حمضي



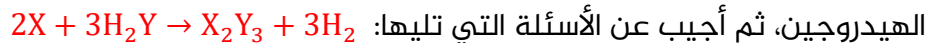
ج- هل يحدث هذا التفاعل تلقائياً؟ (أستعين بجدول جهود الاختزال المعيارية)

$Cl_{2(g)}$	+	$2e^-$	\rightleftharpoons	$2Cl^-_{(aq)}$	1.36
$MnO_4^-_{(aq)}$	+	$5e^-$	\rightleftharpoons	$Mn^{2+}_{(aq)}$	1.51

$$E^{\circ}_{Cell} = E^{\circ}_{MnO_4^-} - E^{\circ}_{Cl_2} = 1.51 - 1.36 = +0.15 V$$

يحدث التفاعل بشكل تلقائي لأن إشارة جهد الخلية المعياري موجبة

السؤال (4): أدرس معادلة التفاعل الكيميائي، التي تتضمن رموزاً افتراضية للفلز X واللافلز Y وعنصر



أ- أحدد التغير في عدد تأكسد X

نلاحظ أن الفلز X حل محل H في محلوله وتصادم غاز H_2 أي أن X تأكسدت واختزل H

وبالتالي سنعلم أن Y لم يتغير عليها شيء

فعدد تأكسد Y هو نفسه في H_2Y وفي X_2Y_3

$$H_2Y = 2(+1) + Y = 0 \Rightarrow Y = -2$$

$$X_2Y_3 = 2(X) + 3(-2) = 0 \Rightarrow X = +3$$

إذا ارتفع عدد تأكسد من 0 في X إلى +3 في X_2Y_3 ، فالتغير في عدد التأكسد يساوي 3

ب- أحدد التغير في عدد تأكسد H [تصحيح وزاري H بدل Y]

نقص عدد تأكسد الهيدروجين من +1 في H_2Y إلى 0 في H_2 ، فالتغير في عدد التأكسد يساوي 1

ج- أحدد العامل المؤكسد

العامل المؤكسد هو الذي تم اختزال ذراته أو أيوناته وهو H_2Y

السؤال (5): أوازن معادلات التأكسد والاختزال الآتية بطريقة نصف التفاعل، وأحدد العامل المؤكسد

والعامل المختزل:

أ- (وسط قاعدي) $MnO_4^{2-} \rightarrow MnO_4^- + MnO_2$

$$2 \times (MnO_4^{2-} \rightarrow MnO_4^- + e^-)$$

$$2e^- + 4H^+ + MnO_4^{2-} \rightarrow MnO_2 + 2H_2O$$

$$4H^+ + 3MnO_4^{2-} \rightarrow 2MnO_4^- + MnO_2 + 2H_2O$$

التفاعل الكلي في الوسط القاعدي:

$$4H^+ + 4OH^- + 3MnO_4^{2-} \rightarrow 2MnO_4^- + MnO_2 + 2H_2O + 4OH^-$$

$$2H_2O + 3MnO_4^{2-} \rightarrow 2MnO_4^- + MnO_2 + 4OH^-$$

العامل المختزل: MnO_4^{2-}

العامل المؤكسد: MnO_4^{2-}

ب- (وسط حمضي) $S_2O_3^{2-} + IO_3^- + Cl^- \rightarrow ICl_2^- + SO_4^{2-}$

$$5H_2O + S_2O_3^{2-} \rightarrow 2SO_4^{2-} + 10H^+ + 8e^-$$

$$2 \times (4e^- + 6H^+ + IO_3^- + 2Cl^- \rightarrow ICl_2^- + 3H_2O)$$

$$S_2O_3^{2-} + 2IO_3^- + 4Cl^- + 2H^+ \rightarrow 2ICl_2^- + 2SO_4^{2-} + H_2O$$

العامل المختزل: $S_2O_3^{2-}$

العامل المؤكسد: IO_3^-

السؤال (6): خلية جلفانية مكونة من نصف خلية الرصاص $Pb^{2+}|Pb$ ونصف خلية الكروم $Cr^{3+}|Cr$ ، إذا

علمت أن تركيز أيونات Cr^{3+} يزداد عند تشغيل الخلية، فأجيب عما يأتي:

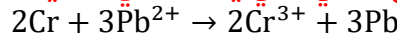
أ- أحدد المصعد والمهبط في الخلية الجلفانية

زاد تركيز أيونات Cr^{3+} وهذا معناه تأكسد Cr فهو المصعد، والمهبط هو Pb

ب- أتوقع التغير على كتلة قطب الرصاص مع استمرار تشغيل الخلية

تزداد كتلة قطب الرصاص

ج- أكتب معادلة موزونة تمثل التفاعل الكلي الذي يحدث في الخلية

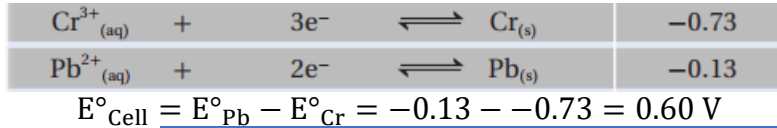


د- أحسب مستعياً بجدول جهود الاختزال المعيارية، جهد الخلية المعيارية E°_{cell}



المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي



نصف تفاعل الاختزال	$ E^\circ \text{ V}$
$\text{A}^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons \text{A}_{(s)}$	0.80
$\text{B}^{3+}_{(aq)} + 3e^- \rightleftharpoons \text{B}_{(s)}$	1.66
$\text{C}^{3+}_{(aq)} + 3e^- \rightleftharpoons \text{C}_{(s)}$	1.5
$\text{D}^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons \text{D}_{(s)}$	2.71
$\text{M}^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons \text{M}_{(s)}$	0.28

نصف تفاعل الاختزال	$E^\circ \text{ V}$
$\text{D}^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons \text{D}_{(s)}$	-2.71
$\text{B}^{3+}_{(aq)} + 3e^- \rightleftharpoons \text{B}_{(s)}$	-1.66
$\text{M}^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons \text{M}_{(s)}$	-0.28
$\text{A}^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons \text{A}_{(s)}$	+0.80
$\text{C}^{3+}_{(aq)} + 3e^- \rightleftharpoons \text{C}_{(s)}$	+1.5

نصف تفاعل الاختزال	$E^\circ \text{ V}$
$\text{D}^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons \text{D}_{(s)}$	-2.71
$\text{B}^{3+}_{(aq)} + 3e^- \rightleftharpoons \text{B}_{(s)}$	-1.66
$\text{M}^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons \text{M}_{(s)}$	-0.28
$\text{A}^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons \text{A}_{(s)}$	+0.80
$\text{C}^{3+}_{(aq)} + 3e^- \rightleftharpoons \text{C}_{(s)}$	+1.5

السؤال (7): يبين الجدول المجاور القيم المطلقة لجهود الاختزال

المعيارية للعناصر A, B, C, D, M

إذا علمت أن ترتيب العناصر حسب قوتها كعوامل مختزلة هو: $D > B > M > A > C$ تتحرك الإلكترونات من M إلى قطب الهيدروجين، فأجب مستعيناً بالمعلومات السابقة عن الأسئلة الآتية:

أ- أكتب إشارة قيم جهود الاختزال المعيارية للعناصر A, B, C, D, M من ترتيب قوة العوامل المختزلة سيكون D أقوى عامل مختزل وله أقل جهد اختزال

ومن معلومات السؤال عن M فإنه المصعد وقطب الهيدروجين هو المهبط أي ترتيبه بين M و A فكل العناصر B, D, M سالبة الإشارة بالنسبة لجهد الاختزال، أما A, C فموجب الإشارة وتحت الهيدروجين

ب- ما العنصر الذي يمكن استخدام وعاء مصنوع منه لحفظ محلول يحتوي على أيونات A^+ ؟ العنصر C لأن التفاعل بينه وبين أيونات A^+ غير تلقائي

ج- ما العامل المؤكسد الذي يؤكسد D ولا يؤكسد M؟ B^{3+}

السؤال (8): أدرس المعادلات والمعلومات المبينة في الجدول، ثم

أجب عن الأسئلة التي تليها:

أ- أحدد أقوى عامل مؤكسد

من النظر إلى التفاعلات فإن التفاعل التلقائي معناه الذي تأكسد هو المصعد والذي اختزل هو المهبط،

بينما في التفاعل غير التلقائي فإن الترتيب معكوس وبخلاف ترتيب

جهود الاختزال في جدول جهود الاختزال المعياري، فنعكس التفاعل حتى نحدد من التفاعل التلقائي من المصعد (الأنشط) ومن المهبط، فنلاحظ من التفاعل العكسي أن القصدير أنشط من البروم

إذا الكالسيوم فوق الكاديوم، والكاديوم فوق القصدير، والقصدير فوق البروم أقوى عامل مؤكسد Br_2

ب- أرتب العوامل المختزلة تصاعدياً حسب قوتها $\text{Br}^- < \text{Sn} < \text{Cd} < \text{Ca}$

ج- هل تؤكسد أيونات الكاديوم Cd^{2+} أيونات البروم Br_2 ؟ لا، حدد أماكنهم على الجدول وستعلم أنها لن تؤكسده

د- ما العنصران اللذان يكونان خلية جلفانية لها أعلى جهد خلية معياري؟ Ca, Br_2

المعلومات	المعادلة
تفاعل تلقائي	$\text{Ca} + \text{Cd}^{2+} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{Cd}$
تفاعل غير تلقائي	$2\text{Br}^- + \text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Br}_2 + \text{Sn}$
تفاعل تلقائي	$\text{Cd} + \text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + \text{Sn}$

أقوى	ع. مختزل
$\text{Ca}^{2+} \rightarrow \text{Ca}$	
$\text{Cd}^{2+} \rightarrow \text{Cd}$	
$\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Sn}$	
$\text{Br}_2 \rightarrow \text{Br}^-$	
أقوى	ع. مؤكسد

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

السؤال (9): خلية تحليل كهربائي تحتوي على محلول بروميد الليثيوم LiBr . بالرجوع إلى جدول جهود الاختزال المعيارية، أجب عن الأسئلة الآتية:

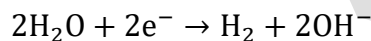
$\text{Li}^+_{(aq)}$	+	e^-	\rightleftharpoons	$\text{Li}_{(s)}$	-3.05		
$2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	+	$2e^-$	\rightleftharpoons	$2\text{OH}^- + \text{H}_{2(g)}$	-0.83		
$\text{Br}_{2(l)}$	+	$2e^-$	\rightleftharpoons	$2\text{Br}^-_{(aq)}$	1.07		
$\text{O}_{2(g)}$	+	4H^+	+	$4e^-$	\rightleftharpoons	$2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	1.23

أ- أكتب معادلة التفاعل الذي يحدث عند المصعد

لأن جهد اختزال البروم أقل عند المصعد فإن أيونات البروم تتأكسد، أو نقول لأن جهد تأكسد البروم (-1.07 V) أعلى من جهد تأكسد الماء (-1.23 V)
 $2\text{Br}^- \rightarrow \text{Br}_2 + 2e^-$

ب- ما ناتج التحليل الكهربائي عند المهبط؟

لأن جهد اختزال الماء أكبر من جهد اختزال الليثيوم عند المهبط فالماء يُختزل وينطلق غاز الهيدروجين ويتكوّن وسط قاعدي



ج- ما مقدار جهد البطارية اللازم لإحداث عملية التحليل الكهربائي؟

$$E^\circ_{\text{Cell}} = E^\circ_{\text{H}_2\text{O}} - E^\circ_{\text{Br}_2} = -0.83 - 1.07 = -1.90 \text{ V}$$

جهد البطارية اللازم أكبر من 1.90 V

السؤال (10): عند استخدام آلة تصوير ذات بطارية قابلة لإعادة الشحن، أجب عن الأسئلة الآتية:

أ- أقرن تحولات الطاقة خلال عمليتي الاستخدام والشحن

خلال الاستخدام تتحول الطاقة من كيميائية إلى كهربائية، وخلال الشحن تتحول من كهربائية إلى كيميائية

ب- أفسر: تعمل هذه البطارية كخلية جلفانية وخلية تحليل كهربائي

تكون خلية جلفانية خلال الاستخدام لأن تفاعل التأكسد والاختزال تلقائي الحدوث لا يحتاج طاقة بل ينتج تيار كهربائي، أما عند الشحن فهي خلية تحليل كهربائي لأن التيار الكهربائي سيحدث تفاعل تأكسد واختزال غير تلقائي أي أنه سيعكس تفاعل الاستخدام

السؤال (11): أدرس المعلومات الآتية المتعلقة بالفلزات ذات الرموز الافتراضية الآتية: C, Z, B, X, A, Y ثم أجب عن الأسئلة التي تليها:

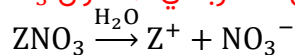
- الفلز A يختزل أيونات X^{2+} ولا يختزل أيونات Y^{2+} [A فوق X, A تحت Y]
 - عند مفاعلية الفلزين X, B مع محلول حمض الهيدروكلوريك المخفف، يتفاعل X وينطلق غاز الهيدروجين أما B فلا يتفاعل [X فوق H_2 , B تحت H_2]
 - عند تكوين خلية جلفانية من الفلزين Y, C تتحرك الأيونات السالبة من القطر الملحية باتجاه نصف خلية C [C فوق Y]
 - يمكن استخلاص الفلز Z من محاليل أملاحه باستخدام الفلز B [B فوق Z]
- $\text{C}^{2+} \text{-----} > \text{C}$
 $\text{Y}^{2+} \text{-----} > \text{Y}$
 $\text{A}^{2+} \text{-----} > \text{A}$
 $\text{X}^{2+} \text{-----} > \text{X}$
 $2\text{H}^{2+} \text{-----} > \text{H}_2$
 $\text{B}^{2+} \text{-----} > \text{B}$
 $\text{Z}^+ \text{-----} > \text{Z}$

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

نرتبهم في علاقة واحدة، ننظر إلى الأكثرهم تكراراً في العلاقات ثم نكتب نموذج افتراضي لجدول جهود اختزال مع افتراض أن أيونات الفلزات ثنائية موجبة إلا إذا ذكر خلاف ذلك في الأسئلة فنصححه على النموذج، في فرع 3 يتضح أن شحنة Z أحادية، وفي فرع 6 يتضح أن شحنة Y ثنائية

- (1) أستنتج حركة الإلكترونات في الخلية المكونة من القطبين X, C. من C إلى X
- (2) أستنتج القطب الذي تزداد كتلته في الخلية المكونة من القطبين A, B. تزداد كتلة B
- (3) أقارن: ما القطبان اللذين يشكلان خلية جلفانية لها أعلى جهد خلية معياري؟ C, Z
- (4) أتنبأ: هل يمكن تحضير الفلز Z بالتحليل الكهربائي لمحلول ZNO_3 ؟ أفسر إجابتي



الأيون الموجب يتجه ناحية المهبط مع جزيئات الماء، جهد اختزال الماء هو (-0.83 V) بما أن جهد اختزال Z يقع تحت الهيدروجين فهو موجب القيمة، وبالتالي هو أكبر من قيمة جهد اختزال الماء فيُختزل الأيون الموجب ويتكون Z فنقول يمكن تحضير هذا الفلز بالتحليل الكهربائي لمحلول أحد أملاحه

- (5) أستنتج: هل يتفاعل الفلز A مع محلول حمض الهيدروكلوريك وينطلق غاز الهيدروجين؟ أفسر إجابتي

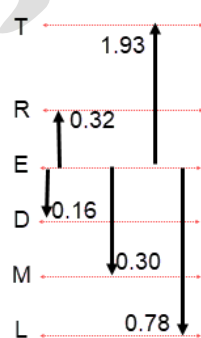
نعم يتفاعل، فهو فوق الهيدروجين أي أن جهد اختزاله أقل فهو الذي يتأكسد ويحدث اختزال لأيونات الهيدروجين وينطلق غاز H_2

- (6) أتنبأ: هل يمكن تحريك محلول نترات الفلز $Y(NO_3)_2$ بمعلقة من الفلز B؟ نعم

ملاحظة: لم يطلب تفسير ذلك فنكتفي بنعم أو لا، ولو أردت تفسير ذلك فانظر إلى جهود الاختزال فإن Y فوق B في النموذج أي أن B أقل نشاطاً منه ولن يحل محله فلن يحدث تفاعل تلقائي، أيضاً جهد اختزال Y أقل فيفترض أن يميل إلى التأكسد لا أن تؤكسد أيوناته الفلز الذي تحته وهو B الذي له جهد اختزال أعلى

المصعد	E'_{cell} V	الخلية الجلفانية
E	0.16	E-D
E	0.78	E-L
T	1.93	T-E
E	0.30	E-M
R	0.32	R-E

E E T E R
D L E M E



السؤال (12): استخدمت أنصاف الخلايا المعيارية للفلزات ذات

الرموز الافتراضية الآتية: T, R, D, M, L مع نصف خلية الفلز E المعيارية لتكوين خلايا جلفانية وكانت النتائج كما في الجدول الآتي. أدرسه جيداً ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

طريقة الحل: لدي طريقتان كلاهما يعطي نفس النتيجة:

1- إما أرتب الفلزات من الأقل جهد اختزال إلى الأعلى على أساس المصعد والمهبط، ثم نرتبهم من خلال علاقة واحدة مع اعتبار قيمة جهود الخلايا فكلما كانت أكبر معناها أبعد عن القطب المعياري E سواء للأعلى أو للأسفل، وهكذا نحل باقي الأسئلة، حتى حساب جهد الخلية لأي قطبين فنحسبه من خلال علاقة رياضية حسب هذا الشكل المرسوم

2- وإما أحسب جهود اختزال تلك الفلزات مع اعتبار أن الفلز E هو القطب المعياري الذي جهد اختزاله صفر يعني نحن نصره كما صرّ العلماء قطب الهيدروجين المعياري، ونلاحظ أن القطب E موجود في كل خلية فالأنسب فعلياً

اعتباره قطب مرجعي وتصفيره لحساب جهود الاختزال بالنسبة له فإن كان القطب E مصعداً فجهود اختزال

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

الذي معه سيكون موجباً، وإن كان القطب E مهبطاً فسيكون جهد اختزال الذي معه سالباً، ثم نرتب الفلزات

$$E^{\circ}_E = 0 \quad E^{\circ}_D = +0.16 \text{ V} \quad E^{\circ}_L = +0.78 \text{ V} \quad E^{\circ}_T = -1.93 \text{ V} \quad E^{\circ}_M = +0.30 \text{ V} \quad E^{\circ}_R = -0.32 \text{ V}$$

أ- أرتب الفلزات متضمنة الفلز E حسب قوتها كعوامل مختزلة

كعوامل مختزلة أي يمين الجدول وهي فلزات متعادلة، الأقوى هو الأقل جهد اختزال
 $T > R > E > D > M > L$

ب- أحسب جهد الخلية المعياري للخلية المكونة من الفلزين T, R

إما نحسبه من الشكل المرسوم بشكل رياضي فنقول: $E^{\circ}_{\text{Cell}} = 1.93 - 0.32 = 1.61 \text{ V}$
أو نحسبه باستخدام جهود الاختزال المحسوبة بالنسبة للقطب المعياري E حيث T مصعد و R مهبط

$$E^{\circ}_T = -1.93 \text{ V} \quad E^{\circ}_R = -0.32 \text{ V}$$
$$E^{\circ}_{\text{Cell}} = -0.32 - (-1.93) = 1.61 \text{ V}$$

ج- ما الفلزان اللذان يشكلان خلية جلفانية لها أعلى جهد خلية معياري؟

نختار أكبر جهد وأقل جهد وهما T, L

د- هل يمكن حفظ محلول أحد أملاح الفلز D في وعاء من الفلز R؟ أفسر إجابتي

نسأل أنفسنا هل R أعلى من D في الجدول، يعني هل هو أنشط حتى يحل محل أيونات D في

المحلول، الجواب: نعم هو أنشط منه ويحل محله وبالتالي لا يمكن الحفظ

أو نقول R عامل مختزل أقوى من D لأن جهد اختزال R أقل وبالتالي سيتأكسد R وتُختزل أيونات D فلا يمكن الحفظ

السؤال (13): أختار الإجابة الصحيحة لكل فقرة في ما يأتي:

1- المادة التي اختزلت في التفاعل الآتي $\text{TiO}_2 + 2\text{Cl}_2 + \text{C} \rightarrow \text{TiCl}_4 + \text{CO}_2$ هي:

(أ) C

(ب) Cl_2

(ج) TiO_2

(د) TiCl_4

الإجابة الصحيحة: ب

2- عدد تأكسد البورون B في المركب NaBH_4 هي::

(أ) +3

(ب) +5

(ج) -5

(د) -3

الإجابة الصحيحة: أ

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

3- إحدى العبارات الآتية صحيحة:

- (أ) العامل المختزل يكتسب إلكترونات في التفاعل الكيميائي
(ب) العامل المؤكسد يفقد إلكترونات في التفاعل الكيميائي
(ج) تحتوي تفاعلات التأكسد والاختزال جميعها على عامل مؤكسد وعامل مختزل
(د) يحتوي تفاعل التأكسد والاختزال على عامل مؤكسد أو عامل مختزل

الإجابة الصحيحة: ج

4- العبارة الصحيحة في المعادلة التفاعل الموزونة الآتية: $IO_3^- + 5I^- + 6H^+ \rightarrow 3I_2 + 3H_2O$

- (أ) عدد تأكسد اليود في IO_3^- يساوي +7
(ب) العامل المؤكسد في التفاعل هو I^-
(ج) يعد التفاعل تأكسداً واختزالاً ذاتياً
(د) تأكسدت ذرات اليود أو أيوناته واختزلت في التفاعل

الإجابة الصحيحة: د

5- التفاعل الذي يسلك فيه الهيدروجين كعامل مؤكسد هو:

- (أ) $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$
(ب) $Cu^{2+} + 2H_2 \rightarrow Cu + 2H^+$
(ج) $H_2 + 2Na \rightarrow 2NaH$
(د) $HCHO + H_2 \xrightarrow{Ni} CH_3OH$

الإجابة الصحيحة: ج

6- مقدار التغير في عدد تأكسد ذرة الكربون C عند تحول الأيون $C_2O_4^{2-}$ إلى جزيء CO_2 هي:

- (أ) 0
(ب) 1
(ج) 2
(د) 4

الإجابة الصحيحة: ب

7- أحد التغيرات الآتية يحتاج إلى عامل مؤكسد:

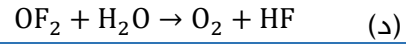
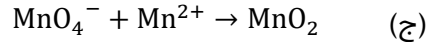
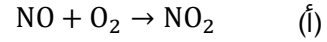
- (أ) $PbO_2 \rightarrow Pb^{2+}$
(ب) $CrO_4^{2-} \rightarrow Cr(OH)_4^-$
(ج) $BiO_3^+ \rightarrow Bi$
(د) $H_2O_2 \rightarrow O_2$

الإجابة الصحيحة: د

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرتاوي

8- أحد التفاعلات غير الموزونة الآتية يمثل تفاعل تأكسد واختزال ذاتي:



الإجابة الصحيحة: ب

9- عدد مولات الإلكترونات اللازمة لموازنة نصف التفاعل الآتي في وسط حمضي: $\text{FeO}_4^{2-} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$

(أ) 2

(ب) 4

(ج) 3

(د) 1

الإجابة الصحيحة: ج

10- عدد مولات أيونات الهيدروكسيد OH^- اللازم إضافتها إلى طرفي المعادلة لموازنة التفاعل الآتي في وسط قاعدي: $\text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{O}_2$

(أ) 8OH^-

(ب) 6OH^-

(ج) 4OH^-

(د) 2OH^-

الإجابة الصحيحة: د

11- إذا كان التفاعل الآتي يحدث في إحدى الخلايا الجلفانية فإن: $\text{A} + \text{B}^{2+} \rightarrow \text{A}^{2+} + \text{B}$

(أ) القطب السالب هو B

(ب) كتلة القطب A تزداد

(ج) تركيز أيونات A^{2+} يزداد

(د) الإلكترونات تتحرك من القطب B إلى القطب A

الإجابة الصحيحة: ج

E_{cell}° V	القطب الذي يُشكّلُه الفلزّ X	قطب الخلية
0.78	مهبط	M-X
0.15	مصعد	X-N
0.74	مصعد	X-L

- يتضمن الجدول المجاور ثلاث خلايا جلفانية يشكل الفلز X أحد أقطابها مع أحد الفلزات ذات الرموز الافتراضية M, N, L ومعلومات عنها، أدرسه ثم أجب عن 12,13,14:

طريقة الحل السريعة: ترتيب الفلزات مصعد ومهبط وحسب جهود الخلايا أو اعتبار الفلز X قطب مرجعي وجهد اختزاله صفر ثم حساب جهود اختزال باقي الفلزات، وترتيبهم من الأقل جهد اختزال إلى الأكبر $M < X < N < L$

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

12- أرتب الفلزات X, L, N, M حسب قوتها كعوامل مختزلة:

(أ) $X > L > M > N$

(ب) $M > X > N > L$

(ج) $M > N > L > X$

(د) $L > N > X > M$

الإجابة الصحيحة: ب

13- جهد الخلية M – N المعياري E°_{Cell} بالفولت يساوي:

(أ) 0.63

(ب) 0.93

(ج) 0.04

(د) 0.59

الإجابة الصحيحة: ب

14- الفلز الذي يمكن حفظ محلول أحد أملاحه في وعاء مصنوع من أي من الفلزات الثلاث المتبقية:

(أ) X

(ب) L

(ج) N

(د) M

الإجابة الصحيحة: د

15- الفلز الذي يوفر لجسر حديدي أفضل حماية مهبطية من التآكل:

(أ) Au

(ب) Sn

(ج) Mg

(د) Cu

الإجابة الصحيحة: ج



المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

نصف تفاعل الاختزال	E° V
$Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag$	0.80
$Cu^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu$	0.34
$Zn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Zn$	-0.76
$2H_2O + 2e^- \rightleftharpoons H_2 + 2OH^-$	-0.83
$Br_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2Br^-$	1.07

- أدرس الجدول المجاور الذي يتضمن بعض أنصاف تفاعلات الاختزال المعيارية وجهودها، وأستخدمه للإجابة عن الأسئلة 16 و17:

16- عند التحليل الكهربائي لمحلول بروميد الخارصين فإن الناتج

عند المهبط هو:

(أ) Zn

(ب) H₂

(ج) Cl₂

(د) OH⁻

الإجابة الصحيحة: أ

17- عند التحليل الكهربائي لمحلول يحتوي على الأيونات Cu²⁺, Zn²⁺, Ag⁺ فإن ذراتها تبدأ بالترسب عند

المهبط حسب الترتيب الآتي:

(أ) Zn, Ag, Cu

(ب) Cu, Ag, Zn

(ج) Ag, Cu, Zn

(د) Ag, Zn, Cu

الإجابة الصحيحة: ج

انتبه لصيغة السؤال وطبيعة الخيارات، وتذكر أنه طلب ترتيب الترسيب لهم أي قصده أن جهد الخلية يسمح لجميعهم بالترسب لكن هناك سباق ترتيب حسب جهد الاختزال، ولو طلب من يترسب عند المهبط من الثلاث فكأنه يقصد أن جهد الخلية يسمح لواحد فقط بالترسب فإنك ستبحث في الأفضلية وتهمل الباقي

جاء شبيهه هذا النمط بالرموز في امتحان وزارة 2023

18- عندما يُعاد شحن بطارية قابلة لإعادة الشحن تعمل الخلية كخلية:

(أ) حمضية

(ب) قلوية

(ج) جلفانية

(د) تحليل كهربائي

الإجابة الصحيحة: د

19- جميع العبارات الآتية صحيحة، بالنسبة إلى الخلية الجلفانية $Ba|Ba^{2+}||Ni^{2+}|Ni$ عدا:

- (أ) Ni^{2+} أقوى عامل مؤكسد
(ب) Ba أقوى عامل مختزل
(ج) تزداد كتلة قطب Ni
(د) $Ba|Ba^{2+}$ تمثل نصف خلية الاختزال

الإجابة الصحيحة: د

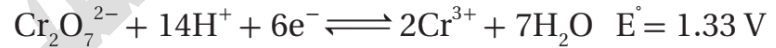
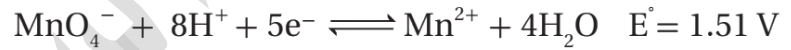
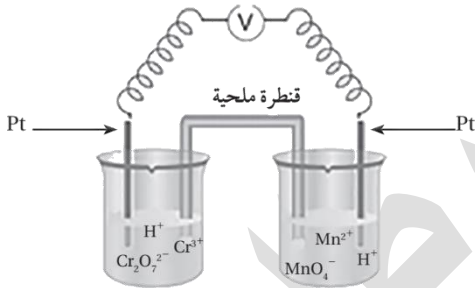
20- العبارة غير الصحيحة من العبارات الآتية تصف ما يحدث في بطارية أيون الليثيوم خلال عملية شحن البطارية هي:

- (أ) تتأكسد أيونات الكوبلت Co^{3+} إلى Co^{4+}
(ب) يمثل أكسيد الكوبلت CoO_2 قطب المهبط في أثناء الشحن
(ج) تختزل أيونات الليثيوم Li^+
(د) تتحرك أيونات الليثيوم Li^+ باتجاه نصف خلية الجرافيت

الإجابة الصحيحة: ب

أسئلة التفكير: كتاب الأنشطة

السؤال الأول: مستعيناً بأنصاف تفاعلات الاختزال وجهودها المعيارية الآتية:

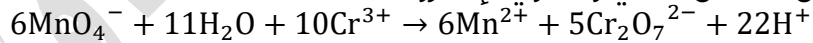


أجب عن الأسئلة الآتية:

1- أكتب معادلة كيميائية للتفاعل الكلي المتوقع بينهما

يحدث اختزال للذي جهد اختزاله أكبر، وتأكسد للذي جهد

اختزاله أقل فنعكس التفاعل الثاني ونساوي الإلكترونات



2- أحدد العامل المختزل Cr^{3+}

3- أحدد العامل المؤكسد MnO_4^-

4- أحدد التغير الذي يحدث في تركيز أيونات كل من Mn^{2+} و Cr^{3+}

Cr^{3+} يقل تركيزه لأنه يُستهلك فهو متفاعل، أما Mn^{2+} فيزداد التركيز لأن الأيونات ظهرت في

النواتج

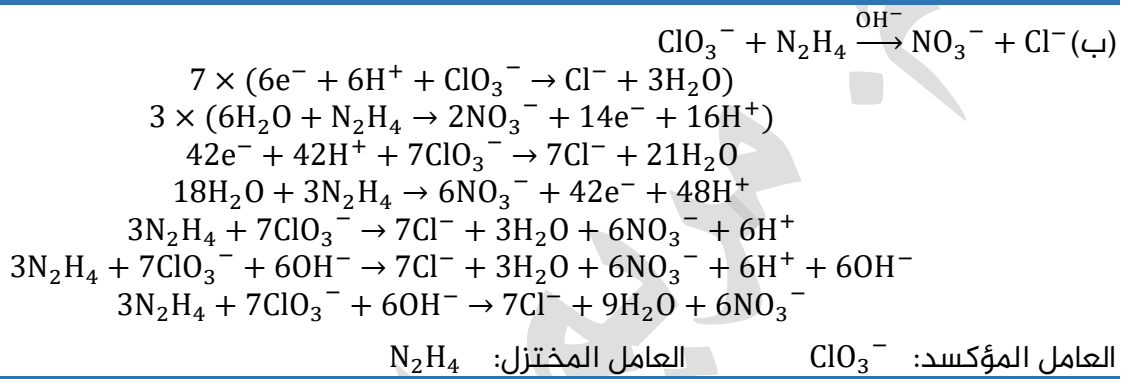
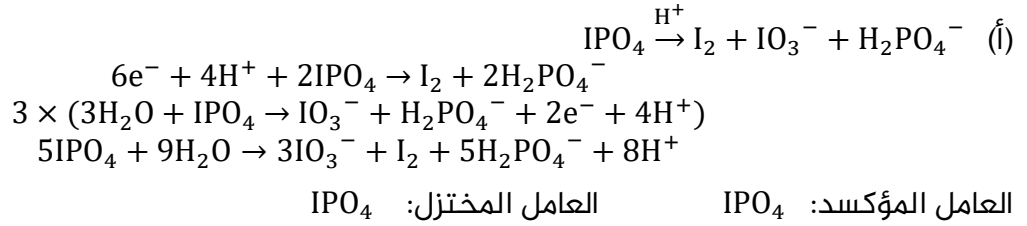
5- أحسب جهد الخلية المعياري

$$E^\circ_{Cell} = E^\circ_{Cathode} - E^\circ_{Anode} = 1.51 - 1.33 = +0.18 V$$

المهوض والقواعد الكيمياء الكهربائية

إعداد: م. مريم السرطاوي

السؤال الثاني: أوازن معادلات التفاعل الآتية بطريقة نصف التفاعل، وأبين العامل المؤكسد والعامل المختزل:



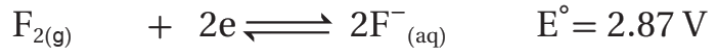
السؤال الثالث: المعلومات الآتية تتعلق بالعناصر ذات الرموز الافتراضية A, B, C, D وجميعها تكون أيونات ثنائية موجبة في محاليلها:

- لا يمكن تحريك محلول $\text{A}(\text{NO}_3)_2$ بملعقة من C C أنشط وفوق A
 - جهد الخلية المعياري للخلية الجلفانية المكونة من C و B أقل من جهد الخلية المعياري للخلية الجلفانية المكونة من D و B وقد لوحظ في الخليتين نقص في كتلة القطب B B أنشط وفوق كل من C و D لكن D أبعد لأن الجهد أكبر
 - لوحظ عند تحليل محلول كل من ABr_2 و DBr_2 كهربائياً تصاعد غاز H_2 عند المهبط في المحلول الأول وترسب D عند المهبط في المحلول الثاني
 - A فلز نشط بينما D فلز انتقالي، إذاً A فوق D
- أدرسها جيداً ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

- 1- أرتب العناصر حسب قوتها كعوامل مختزلة $B > C > A > D$
 - 2- أحدد أقوى عامل مؤكسد D^{2+}
 - 3- أتنبأ هل يمكن حفظ محلول $\text{B}(\text{NO}_3)_2$ في وعاء مصنوع من الفلز A ؟ أفسر إجابتي
- انظر إلى الترتيب هل يحل A محل B في محلوله؟ طبعاً لن يحل لأنه أقل نشاطاً من B أي أن جهد اختزال A أعلى لذلك لن يتأكسد A ولن تُختزل أيونات B^{2+} وبالتالي يمكن الحفاظ
- 4- أحدد الفلزين اللذين يكونان خلية جلفانية لها أعلى جهد خلية معياري B – D

نمط السؤال مشابه لسؤال وزارة 2023 مع تعديلات في شكل المركبات الافتراضية وفي صياغة بعض المعلومات

السؤال الرابع: مُرر غاز الكلور Cl_2 بضغط يساوي 1 atm في محلول يحتوي على أيونات الفلوريد F^- وأيونات البروميد Br^- تركيز كل منهما 1M وعند درجة حرارة $25^\circ C$ ، مستعيناً بأنصاف تفاعلات الاختزال وجهودها المعيارية الآتية، اكتب المعادلة الكلية الموزونة للتفاعل المتوقع. أبرر إجابتي



طريقة الحل: الترتيب حسب جهود الاختزال من الأقل إلى الأكبر $Br_2 < Cl_2 < F_2$ إذًا غاز الكلور كعامل مؤكسد يُؤكسد الذي أقل جهد اختزال منه يعني يُؤكسد أيونات البروم



والتفسير: الكلور عامل مؤكسد أقوى من البروم لأن جهد اختزاله المعياري أعلى منه فيؤكسد الكلور أيونات البروميد أما الفلور فهو عامل مؤكسد أقوى من الكلور وبالتالي لن يُؤكسد الكلور أيونات الفلوريد

السؤال الخامس: أدرس الشكل المجاور، الذي يمثل الخلية الجلفانية الممثلة بالرمز الآتي في الظروف



أ- ما تركيز أيونات Zn^{2+} المستخدمة في نصف

خلية الخارصين المعيارية؟
 $[Zn^{2+}] = 1M$

ب- هل يمكن استخدام محلول مشبع من

كبريتات النحاس $CuSO_4$ في القنطرة

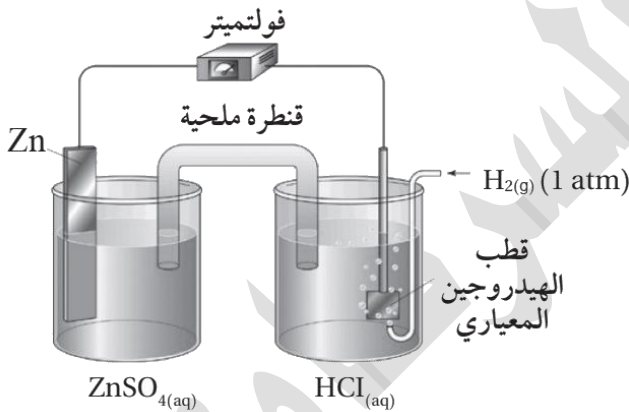
الملحية المستخدمة في الخلية الجلفانية؟

أفسر إجابتي. جهد الاختزال المعياري

للنحاس (E°_{cell})

لا يمكن لأن أيونات Cu^{2+} ستتحرك باتجاه نصف

خلية الهيدروجين ولأن جهد اختزال النحاس أعلى من الهيدروجين وبالتالي أيونات النحاس ستختزل بدلاً من أيونات الهيدروجين H^+ وترسب فيصبح جهد الخلية المعياري المقاس لا يمثل جهد الخلية المطلوبة



السؤال السادس: أدرس الجدول المجاور الذي يتضمن بعض أنصاف تفاعلات الاختزال وجهودها المعيارية ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

نصف تفاعل الاختزال	$E^\circ V$
$Mn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Mn$	-1.18
$Fe^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Fe$	-0.44
$2H_2O + 2e^- \rightleftharpoons H_2 + 2OH^-$	-0.83
$I_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-$	0.54
$O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightleftharpoons 4OH^-$	0.40
$O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightleftharpoons 2H_2O$	1.23
$Na^+ + e^- \rightarrow Na$	-2.71

6- هل يمكن تحضير المنغنيز بالتحليل الكهربائي لمحلول MnI_2 ؟ أفسر إجابتي

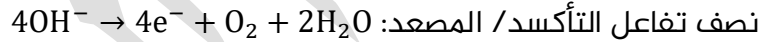
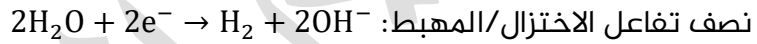
أيون المنغنيز والماء يتجهان إلى المهبط حتى يحدث اختزال للأعلى جهد اختزال، ولأن الماء أعلى جهد اختزال من المنغنيز فالماء أسهل اختزالاً وبالتالي لا يمكن تحضير المنغنيز من محاليله

7- أكتب معادلة كيميائية موزونة تمثل نصف تفاعل الاختزال في



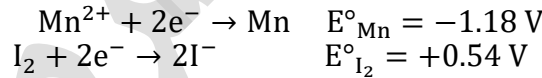
8- أكتب معادلة كيميائية كلية موزونة تمثل نواتج التحليل الكهربائي لمحلول $NaOH$
 $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$

تتجه أيونات الصوديوم والماء إلى المهبط، تختزل جزيئات الماء لأنه أكبر في جهد الاختزال، تتجه أيونات الهيدروكسيد والماء إلى المصعد، تتأكسد أيونات الهيدروكسيد لأنها أكبر في جهد التأكسد (أسهل تأكسداً)



المعادلة الكلية بعد ضرب النصف الأول في 2 ثم جمع الأنصاف: $2H_2O \rightarrow H_2 + O_2$

9- هل يحدث تفاعل التأكسد والاختزال في خلية التحليل الكهربائي لمصهور MnI_2 ، إذا زودت بجهد مقداره 1.5 V؟ أبرر إجابتي



جهد الخلية المعياري: $E^\circ_{Cell} = E^\circ_{Mn} - E^\circ_{I_2} = -1.18 - 0.54 = -1.72 V$

جهد البطارية لا بد أن يكون أكبر من 1.72 V وبالتالي لن يحدث التفاعل لأن جهد البطارية المتصلة يساوي 1.5 V وهو أقل من الجهد اللازم لحدوث التفاعل

تم بحمد الله وشكره وتوفيقه

فما كان من صواب فالحمد لله ومن فضل الله وتوفيقه

وما كان من خطأ فممن نفسي وتقصيري

أسأل الله أن يرفع بهذا العمل

ويتقبله قبولاً مباركاً كما يليق بجلال وجهه وعظيم سلطانه



مع كل الحب لطلابي

مريم السرطاوي