الوحدة الثالثة 3

تعيين كمية المادة بواسطة المعايرة (تحول كيميائي)

الكفاءات المستهدفة :

- يتعرف على طريقة المعايرات اللونية.
- يكون قادرا على تحديد كمية المادة عن طريق قياس الناقليات الكهربائية.
- يكون قادرا على إستغلال التكافؤ من أجل حساب كمية المادة.

- كيف نحدد كمية المادة في المواد الحمضية والأساسية ؟
- كيف نستغل جدول التقدم لتحديد كمية المادة ؟

تعيين كمية المادة بواسطة المعايرة

1 – التفاعل بين المحاليل الحمضية والأساسية

مقدمة:

عرفت بعض أسماء المواد في القديم مثل الماء، الملح والسكر، وقد صنف الكيميائيون الأوائل المواد تبعا لصفاتها، فقد عرفوا أن للخل وعصير الليمون طعما حامضيا (أخذت كلمة acide من كلمة acidus اللاتينية التي تعني الحمض)، كما وجدوا أيضا أن هذه المواد تغير لون بعض الأصبغة الطبيعية، فمثلا عصير الليمون يغير لون الشاي إلى اللون الأصفر الفاتح.

كما كان يعتقد أن الأحماض جميعها تحتوي الأكسجين في بنيتها (كلمة الأكسجين باللاتينية تعني مولد الحموضة وهي مشتقة من شقين باليونانية oxus وتعني الحموضة، gennae وتعني مولد).

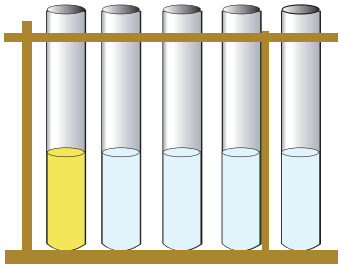
عرف الكيميائيون أن بعض المواد لها طعم مر وملمس زلق مثل الصابون، وتغير لون عباد الشمس إلى اللون الأزرق، وقد سميت بالأسس bases أو قلويات (المشتقة من كلمة القلي في العربية وهي رماد النبات الذي استعمل شرابه في تعديل حموضة المعدة).

وفي أواخر القرن التاسع عشر بدأ الكيميائيون بالتساؤل عن الأسباب البنيوية التي تقف وراء هذه الصفات. حيث اقترح أرهينيوس Arrhenius عام 1887م مقاربته التي ترجع الصفات الحمضية إلى ذرة الهيدروجين التي يحتويها الحمض، وفي عام 1923 اقترح الكيميائي جوهان برونشتد J.Brönsted تعريفا آخرا.

1 – المحاليل الحمضية والأساسية

نشاط1 : تصنيف المحاليل إلى حمضية وأساسية.

الأدوات : 5 أنابيب اختبار، ليمون، خل، محلول صابون، بيكربونات الصوديوم، ملح الطعام، كاشف الهيليانتين.



التجربة

ضع في كل أنبوب اختبار محلولا مائيا للمواد : (ليمون، خل، محلول صابون، NaCl ، Na_2CO_3)، وأضف لها بضع قطرات من كاشف الهيليانتين.

– ما هو لون كاشف الهيليانتين؟

– ماذا تلاحظ بعد إضافة الكاشف إلى المحاليل؟

– املأ الجدول المقابل.

– رتب المحاليل حسب تماثل ألوانها بوجود الكاشف.

– يتميز الليمون بطعم شائع ؟ أذكره.

المواد	اللون الطبيعي	اللون مع الكاشف
ليمون		
خل		
محلول صابون		
بيكربونات		
مشروب غازي		

استنتج بإكمال العبارات التالية

نسمي محلولا حمضيا كل محلول يأخذ فيه ..... اللون ..... الذي يأخذه مع لون عصير الليمون.

ونسمي محلولا أساسيا كل محلول يأخذ فيه الهيليانتين اللون ..... الذي يأخذه مع البيكربونات.

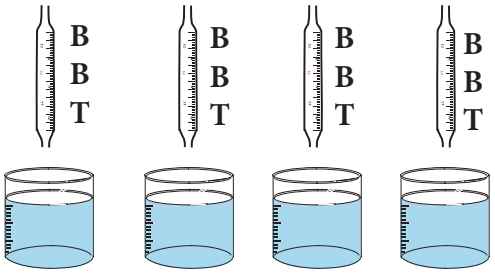
تعيين كمية المادة بواسطة المعايرة

نشاط 2 : تصنيف المحاليل الكيميائية إلى حمضية وأساسية بواسطة كاشف أزرق البروموتيمول (BBT)

الأدوات : ماصة، كؤوس، مواد H_2SO_4، HCl، NaOH, KOH، أزرق بروموتيمول.

التجربة

ضع محاليل مخففة من H_2SO_4، HCl، NaOH، KOH وعصير الليمون في كؤوس وقطر بضع قطرات من (BBT) في كل كأس.



محاليل كيميائية	اللون مع الكاشف BBT
H_2SO_4	
HCl	
NaOH	
عصير الليمون	
KOH	

– ماذا تلاحظ بعد إضافة الكاشف إلى المحاليل؟

– رتب المحاليل حسب تماثل ألوانها بوجود الكاشف.

– ما لون كاشف BBT مع عصير الليمون؟

– املأ الجدول المقابل.

– صنف المحاليل السابقة إلى حمضية وأخرى أساسية.

استنتج بإكمال العبارات التالية :

– النوع الكيميائي H_2SO_4 محلوله المائي ..... يغير لون الكاشف الملون BBT إلى.....

– النوع الكيميائي HCl محلوله المائي ..... يغير لون الكاشف الملون BBT إلى.....

– النوع الكيميائي NaOH محلوله المائي ..... يغير لون الكاشف الملون BBT إلى.....

– النوع الكيميائي KOH ..... المائي..... يغير لون الكاشف الملون BBT إلى.....

2 – مفهوم الحمض والأساس حسب برونشتد– لوري

أ – مفهوم برونشتد – لوري للحمض :

الحمض هو كل مركب كيميائي جزيء أو شاردة يفقد H^+ أو أكثر أثناء تفاعل كيميائي.

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

$$CH_3COOH + H_2O \longrightarrow CH_3COO^- + H_3O^+$$

ب – مفهوم برونشتد – لوري للأساس :

الأساس هو كل فرد كيميائي يكتسب H^+ أو أكثر أثناء تفاعل كيميائي.

انحلال غاز النشادر في الماء هو تحول كيميائي تنمذجه معادلة التفاعل التالية :

$$NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4^+ + OH^-$$

جزيء النشادر NH_3 اكتسب H^+ أثناء التفاعل الكيميائي، فهو أساس.

$$CH_3COO^- + H_2O = CH_3COOH + OH^-$$

شاردة الإيثانوات أساس لأنها اكتسبت H^+ أثناء تفاعل كيميائي.

تعيين كمية المادة بواسطة المعايرة

نشاط1 : مفهوم الحمض يتعلق بفقد H^+ أثناء تفاعل كيميائي.

الأدوات : أنبوب اختبار، HCl، ماء.

التجربة

خذ كمية من غاز HCl بواسطة حوجلة تضعها فوق فوهة قارورة محلول مركز لغاز HCl حيث يتصاعد غاز HCl الذي تستقبله في الحوجلة.

– أنكس الحوجلة فوق حوض مائي.

– ماذا تلاحظ؟

– ما هو المحلول الذي حصلت عليه؟

– ما نوع الرابطة الكيميائية الموجودة في جزيئه ؟

– كيف نسمي الفرد H^+ الناتج من تفكك جزيء HCl؟

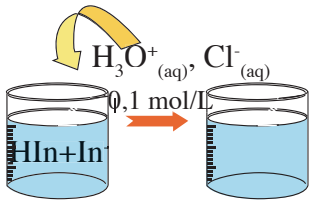
– أكتب معادلة التفاعل المنمذج للتحول الكيميائي الحادث بين غاز كلور الهيدروجين والماء.

– استنتج معادلة التفاعل المنمذج للتحول الكيميائي الحادث أثناء انحلال H_2SO_4 في الماء.

النتيجة

الحمض HCl فقد H^+ أثناء تفاعله مع الماء، بينما الحمض H_2SO_4 فقد $2H^+$ أثناء تفاعله مع الماء.

نشاط2 : (BBT) نوع كيميائي يمكن أن يوجد على شكلين يمثلان بـ HIn عندما يكون له بنية جزيئية تلون المحلول بالأصفر. و In^- عندما يكون له بنية شاردية، تلون المحلول بالأزرق.



الأدوات : بيشر، محلول BBT ، محلول NaCl ، HCl

التجربة

أ– حضر كمية من محلول BBT في بيشر، ولاحظ اللون الأخضر للمحلول.

– كيف يمكنك شرح ظهور هذا اللون اعتمادا على لون HIn ولون In^-؟

ب – ضف حجم من محلول $(H_3O^+ + Cl^-)$، تركيزه $C= 0.1mol.L^{-1}$ بحذر إلى محلول BBT. ثم اكتب ملاحظاتك وأكمل الرسم مستخدما الألوان المناسبة.

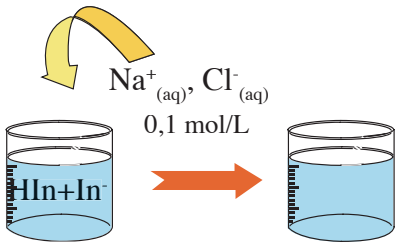
– ما هو الفرد الكيميائي من بين $(H_3O^+ ، Cl^-)$ المسبب للتحول المشاهد في هذه التجربة؟

ج – أضف كمية من ملح كلور الصوديوم $(Na^+ ، Cl^-)$ إلى كأس فيه محلول BBT.

– اكتب ملاحظاتك المشاهدة بعد الإضافة وأكمل الرسم مستخدما الألوان المناسبة.

– هل يمكنك الآن تعيين الشاردة المسببة للتغير المشاهد في التجربة الأولى (ب) من بين الشاردتين H_3O^+ ، Cl^-.

– اكتب معادلة التفاعل الكيميائي المنمذج لهذا التحول.



أكمل العبارات التالية :

إن اختفاء اللون الأخضر وظهور اللون الأصفر يدل على اختفاء شوارد ..... وظهور جزيئات HIn حيث فقدت H_3O^+aq شاردة H^+ التي ..... In^- لتتحول إلى HIn الذي يلون المحلول ..... ونسمي الشاردة H_3O^+aq حمضا لأنها ..... أن تفقد H^+ أثناء تحول كيميائي.

تمرين تطبيقي :

عيّن الحمض في كل تحول كيميائي تنمذجه المعادلات التالية، وما هو عدد H^+ المفقودة في كل حمض؟

$$HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + NO_3^-$$
$$H_2SO_4 + H_2O \longrightarrow 2\,H_3O^+ + SO^{2-}_4$$
$$NH_4^+ + H_2O \longrightarrow NH_3 + H_3O^+$$
$$H_2O + NH_3 \longrightarrow NH_4^+ + OH^-$$

نشاط3 : يتعرف على مفهوم الأساس

الأدوات : كأسين، محلول BBT ، محلول NaOH.

التجربة

ضع كمية من محلول BBT في بيشر وأضف إليه حجما من محلول NaOH.

– أكتب ملاحظاتك بعد الإضافة وأكمل الرسم مستخدما الألوان المناسبة.

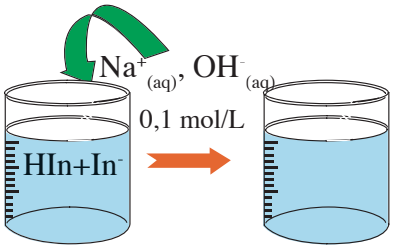
– أعد التجربة مع محلول كلور الصوديوم NaCl.

– هل يحدث تغير في اللون؟

– هل هذا التحول يمكن أن تسببه الشاردة Na^+ ؟ علّل.

– ما هو الفرد الكيميائي المسؤول عن هذا التحول؟

– اكتب معادلة التفاعل الكيميائي المنمذج لهذا التحول.



أكمل العبارات التالية :

اللون ..... لمحلول أزرق البروموتيمول تحول إلى اللون ..... بعد إضافة محلول NaOH، نستنتج أنه تم ظهور شوارد In^- التي تجعل لون المحلول ..... واختفاء HIn الذي فقد ..... الذي اكتسبته شاردة OH^- لتصبح جزيء H_2O . نسمي الشاردة OH^- ..... لأنها تستطيع أن ..... H^+_{aq} أثناء تحول كيميائي.

تمرين تطبيقي :

اعتمادا على مفهوم الأساس عند برونشتد ولوري عيّن الأساس في كل تحول كيميائي تنمذجه المعادلات الآتية، وما هو عدد شوارد H^+ المثبتة في كل أساس.

$$CO_3^{2-} + 2H_3O^+ \longrightarrow H_2CO_3 + 2H_2O$$
$$NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4^+ + OH^-$$
$$OH^- + H_3O^+ \longrightarrow H_2O + H_2O$$
$$CH_3NH_2 + H_2O \longrightarrow CH_3NH_3^+ + OH^-$$

3 – مفهوم الثنائية : حمض / أساس (Acide/Base)

خلال النشاطات السابقة عرفنا الحمض بأنه كل جسم يفقد H^+ أو أكثر أثناء تفاعل كيميائي وفق المعادلة.

$$AH \longrightarrow A^- + H^+$$

والأساس هو كل جسم يكتسب H^+ أو أكثر أثناء تفاعل كيميائي وفق المعادلة.

$$H^+ + A^- \longrightarrow AH$$

حيث يمكن حسب الشروط التجريبية المرور من AH إلى A^- أو العكس وفق المعادلة.

$$AH = A^- + H^+$$

تعيين كمية المادة بواسطة المعايرة

نعرف الثنائية حمض/أساس بأنها جملة متكونة من الحمض AH والأساس A^- الذي تربطهما المعادلة التي نسميها المعادلة النصفية حمض– أساس $AH \rightleftharpoons A^- + H^+$

ونكتب الثنائية حمض/أساس بالشكل: AH / A^- ، حيث نكتب الحمض دائما على يسار الخط المائل والأساس على يمين الخط المائل.

عندما يفقد الحمض شارة H^+ فإنه يعطي أساسا نسميه أساس مرافق.

عنما يكتسب الأساس شاردة H^+ فإنه يعطي حمضا نسميه حمض مرافق.

مثال:

	الحمض	الأساس المرافق	
كلور الهيدروجين	HCl	Cl^-	$HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$
حمض الإيثانويك	$CH_3\text{-}COOH$	$CH_3\text{-}COO^-$	$CH_3\text{-}COOH \rightarrow CH_3\text{-}COO^- + H^+$
شاردة الأمونيوم	NH_4^+	NH_3	$NH_4^+ \longrightarrow NH_3 + H^+$
شاردة الهيدرونيوم	H_3O^+	H_2O	$H_3O^+ \longrightarrow H_2O + H^+$
الماء	H_2O	OH^-	$H_2O \longrightarrow OH^- + H^+$
شاردة كربونات الهيدروجينية	HCO_3^-	CO_3^{2-}	$HCO_3^- \longrightarrow CO_3^{2-} + H^+$

4 – تفاعلات حمض– أساس

يتفاعل حمض الإيثانويك مع الماء وفق المعادلة التالية:

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CH_3COO^-$$

– جزيء CH_3COOH فقد H^+ وتحول إلى شاردة الإيثانوات CH_3COO^- ومنه نقول أن CH_3COOH حمض ونتج منه أساس مرافق هو شاردة الإيثانوات CH_3COO^-

– الجزيء CH_3COOH والشاردة CH_3COO^- يشكلان ثنائية: حمض/أساس. نمثلها:

CH_3COOH / CH_3COO^-

– جزيء H_2O اكتسب H^+ وتحول إلى شاردة الهيدرونيوم H_3O^+ ومنه نقول أن H_2O أساس ونتج منه حمض مرافق هو شاردة الهيدرونيوم H_3O^+

– الجزيء H_2O والشاردة H_3O^+ يشكلان ثنائية: حمض/أساس. نمثلها: H_3O^+ / H_2O ومنه يكون التمثيل:

$$CH_3COOH + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + CH_3COO^-$$

حمض $_1$ أساس $_2$ حمض $_2$ أساس $_1$ مرافق مرافق

– التفاعل حمض/أساس ناتج من إنتقال شاردة H^+ من الحمض CH_3COOH لثنائية حمض $_1$/أساس $_1$ إلى الأساس H_2O لثنائية حمض $_2$/أساس $_2$

– التفاعلات حمض – أساس ناتجة عن إنتقال H^+ أو أكثر من الحمض لثنائية حمض $_1$/أساس $_1$ إلى الأساس في ثنائية حمض $_2$/أساس $_2$

المعايرة اللونية حمض – أساس

القيام بتجربة المعايرة يهدف إلى البحث عن كمية المادة لنوع كيميائي في محلول مائي. يسمى المحلول المعايَر (réactif titré) الذي يحدث له تفاعل كلي وآني .مع نوع كيميائي في محلول آخر تركيزه معلوم نسميه محلول معايِر (réactif titrant). إن استعمال هذه الطريقة في تحديد كمية المادة لابد أن تتوفر فيها بعض الشروط. مثل الآنية في التفاعل عند مزج المحلولين أي أن التفاعل يجب أن يحدث بسرعة بمجرد التقاء المتفاعلين. والشرط الثاني أن يكون التفاعل تام وكلي أي أن كل أفراد المتفاعلات تشارك في التفاعل ولا تبقى كميات أخرى في حالة توازن (غير متفاعلة) .

الأهداف :

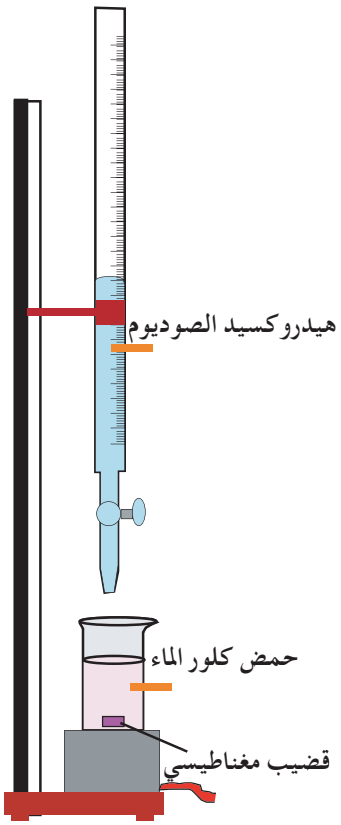
– فهم مبدأ المعايرة حمض – أساس اعتمادا على خاصية تغير لون كاشف.

– فهم مدلول نقطة التكافؤ.

– حساب تركيز مجهول (C_a) لمحلول HCl بواسطة معايرته بمحلول NaOH تركيزه C_b معلوم.

الأدوات :

سحاحة مدرجة، بيشر حجمه 100mL، ماصة، محلولHCl، محلولNaOH، كاشف BBT، مخلط مغناطيسي، محرك مغناطيسي.



التجربة

– ضع Va = 20 mL من محلول HCl في بيشر سعته 100mL مع قضيب مغناطيسي وضف قطرتين من محلول (BBT)، قم بتحضير محلول NaOH تركيزه معلوم $C_b=10^{-2}\ mol.L^{-1}$،

– املأ السحاحة بالمحلول المحضر من NaOH.

– اضبط سطح المحلول داخل السحاحة على إشارة الصفر.

– شغل المحرك المغناطيسي، ثم ابدأ في إضافة قطرات من محلول NaOH بواسطة السحاحة.

– ما هي الأدوات الزجاجية اللازمة لأخذ 20mL من محلول HCl.

– ما هو لون المحلول في البيشر عند إضافة كاشف BBT؟ (قبل إضافة المحلول الأساسي من السحاحة)

– عند إضافة الأساس على الحمض فإنه يحدث تفاعل يسمى تفاعل حمض–أساس بواسطة الثنائية حمض / أساس لكل محلول وهو سريع وتام.

– ما هي الثنائيتين أساس / حمض الداخلتين في التفاعل؟

– اكتب معادلة التفاعل الكيميائي الحادث بينهما؟

أ – **بداية المعايرة :** في بداية المعايرة نبدأ بإضافة قطرات من محلول NaOH الموجود في السحاحة على محلول HCl الموجود في البيشر.

– هل يحدث تغير في لون المحلول؟ علّل إجابتك.

المعايرة اللونية حمض – أساس

– ما هو المتفاعل المحد للتفاعل حمض – أساس الحادث في بداية المعايرة ؟

– حدد المتفاعل الموجود بزيادة واملأ جدول تقدم التفاعل من أجل حجم مضاف من الأساس قدره V_b

الحالة	التقدم (x) مول	$(H_{aq}^+ + Cl_{aq}^-) + (Na_{aq}^+ + OH_{aq}^-) \longrightarrow H_2O + (Na_{aq}^+ + Cl_{aq}^-)$			
الحالة الابتدائية	0	$n_a = C_a V_a$	$n_b = C_b V_b$	0	0
الحالة الوسطية	x	$C_a V_a - x$	$C_b V_b - x$	x	x
الحالة النهائية	$x_{max} = C_b V_b$	$C_a V_a - x_{max}$	0	x_{max}	x_{max}

C_a : تركيز محلول الحمض.

C_b : تركيز محلول الأساس.

V_b : حجم المحلول الأساسي المضاف من السحاحة إلى البيشر.

ب – نقطة التكافؤ : أكمل إضافة قطرات من محلول NaOH حتى تلاحظ تغير في اللون ولا يزول بالتحريك، عندها توقف عن الإضافة.

– ما هو اللون الجديد للمحلول في البيشر ؟ اشرح لماذا تحدث هذه الظاهرة.

– احسب التقدم x باستخدام جدول تقدم التفاعل السابق. بدلالة V_a ، C_a ثم بدلالة $C_b V_b$ إذا علمت أنه في هذه الحالة المتفاعلات تفاعلت كلية.

– ارمز لـ V_b بالرمز V_{beq} وأوجد العلاقة بين C_b ، V_{beq} ، V_a ، C_a حيث $C_a V_a = C_b V_{beq}$

– احسب التركيز C_a لمحلول HCl ؟

– احسب النسبة بين كمية مادة المتفاعلين عند نقطة التكافؤ وقارنها مع النسبة بين الأعداد الستوكيومترية

ج – بعد التكافؤ : استمر في إضافة الأساس.

– هل يتغير اللون ؟ علّل إجابتك ؟

– ما هو المتفاعل المحد الآن ؟

استنتج بإكمال العبارات التالية :

محلول HCl يتلون..... مع BBT وعند إضافة حجوم من الأساس له، يتفاعل الحمض والأساس فتنقص شدة اللون ..... الذي يتحول تدريجيا إلى ..... وعند نقطة التكافؤ التي تتميز بأن كمية المواد المتفاعلة تكون بنسب الأعداد ..... لمعادلة التفاعل الحادث . في هذه النقطة تكون المتفاعلات قد تفاعلت ..... قبل نقطة التكافؤ كان المتفاعل المحد هو .... وبعد نقطة التكافؤ أصبح المتفاعل المحد هو .... إذن نقطة التكافؤ هي النقطة التي يتغير فيها المتفاعل المحد.

عمل تطبيقي معلم

المعايرة عن طريق قياس الناقلية في التفاعلات حمض / أساس

الأهداف

– فهم مبدأ المعايرة حمض – أساس اعتمادا على قياس ناقلية محلول.

– فهم مدلول نقطة التكافؤ،

– تحديد نقطة التكافؤ على البيان G=F(V) وحساب تركيز محلول مجهول.

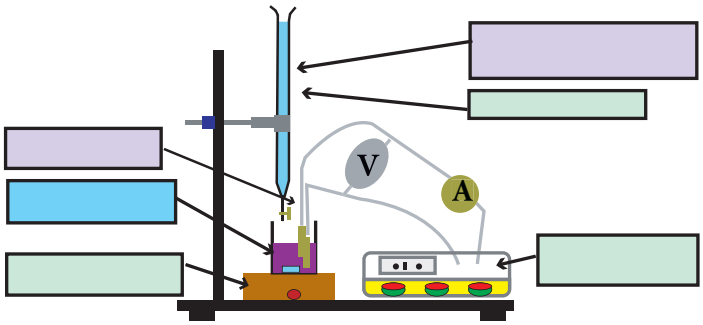
الأدوات :

بيشر، محلول HCl، محلول NaOH، سحاحة، GBF، خلية قياس الناقلية، حامل، مخلط مغناطيسي.

التجربة

حضر 250mL من محلول HCl بتركيز $Ca= 5.10^{-2}$ mol/L، خذ منه بواسطة ماصة 20mL وأفرغها في بيشر آخر سعته 250mL، ثم ضف إليها ماء مقطر حجمه 180mL، واغمس فيه لبوسي خلية قياس الناقلية المغذاة بواسطة GBF.

أملا السحاحة بمحلول NaOH تركيزه $C_b= 0.1$ mol.L^{-1} ثم اربط على التسلسل مع خلية قياس الناقلية أمبير متر واربط على التفرع معها فولط متر كما في الشكل.



– أضف الآن حجما V_b من محلول NaOH بواسطة السحاحة، وبعد الخلط سجل U، I.

– كرر التجربة بحجوم مختلفة كما في الجدول وفي كل مرة سجل U، I.

V_b(mL)	0	1	3	5	7	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
I(mA)																	
U(volte)																	
G(mS)																	

1 – املأ البيانات على المخطط التجريبي.

2 – إذا ضبطنا U_{eff}=1V على الفولط متر فما هو مدلول القراءة على الأمبيرمتر؟، ما هي شدة التيار؟

3 – املأ الجدول.

4 – ارسم البيان $G=f(V_b)$ و اشرح في فقرة صغيرة تغيرات G بدلالة V_b ؟

5 – عين النقطة التي لها ناقلية أصغر في هذا المنحني ثم سم $V_b=V_{beq}$

6 – اكتب معادلة التفاعل الكيميائي التي تنمذج هذا التحول الكيميائي.

7 – حدد الثنائيتين حمض/أساس في هذا التفاعل.

8 – احسب كمية المادة لشوارد الهيدرونيوم H_3O^+ وشوارد الكلور Cl^- الموجودة في البيشر قبل التحول.

9 – بالاستعانة بجدول تقدم التفاعل احسب كمية المادة للأفراد الكيميائية الموجودة أثناء التحول الكيميائي من أجل $V_b = 13mL$ ، $V_b = 7mL$، وعيّن العامل (المتفاعل) المحد للتفاعل في كل حالة .

10 – أجب على نفس السؤال السابق من أجل $V = V_{beq}$.

11 – ارسم في بيان تغيرات عدد مولات H_3O^+ و OH^- في البيشر بدلالة عدد مولات OH^- المضافة من السحاحة.

$$n(H_3O^+) = f(OH^-)_{\text{مضاف}}$$

$$n(OH^-) = f(OH^-)_{\text{مضاف}}$$

12 – ما هي العلاقة بين $n(H_3O^+)_{\text{إبتدائي}}$ و $n(OH^-)$ في النقطة الموافقة لـ V_{beq}

13 – استنتج العلاقة بين V_a ، C_a ، V_{beq} ، C_b واحسب C_a.

14 – حسب رأيك ما هي التطبيقات العملية لهذه القياسات؟

أكمل العبارات التالية

نسمي النقطة التي تكون عندها الناقلية أصغر ما يمكن نقطة .....، وفيها يحدث تغير في المتفاعل ..... وتكون النسبة بين .... المتفاعلين مساوية للنسبة بين ..... الستوكيومترية لهما في معادلة التفاعل.

عمل تطبيقي معلول

المعايرة عن طريق قياس الناقلية في التفاعلات حمض / أساس

الهدف :

معايرة محلول أساسي تجاري لهيدروكسيد الصوديوم (يستعمل لتنظيف الأفران وقنوات صرف للمياه).

الأدوات :

محلول تجاري لهيدروكسيد الصوديوم (منظف)، ماصة، ماء مقطر، بيشرين، سحاحة ، أمبير متر، فولط متر، خلية قياس الناقلية، مولد GBF .

التجربة

– خذ 2mL من المحلول التجاري لهيدروكسيد الصوديوم بواسطة ماصة، وأضف إليها ماء مقطر حتى يصبح الحجم 500mL ثم خذ من المحلول الناتج 100mL و أفرغها في بيشر.

– أضف إلى المحلول قطرتين من أزرق البروموتيمول (BBT) .

– املأ السحاحة بمحلول HCl ($H_3O^+ + Cl^-$) تركيزه 0.1 mol/L .

ركب الدارة كما في النشاط السابق،أدخل خلية القياس في البيشر الذي يحتوي محلول NaOH (100mL). وقس شدة التيار I وفرق الكمون بين طرفي الخلية U، سجل لون كاشف أزرق البروموتيمول. أضف حجما V من المحلول الحمضي في السحاحة و في كل مرة قس U، I وسجل لون المحلول في البيشر. كما في الجدول :

V(mL)	0	4	8	12	16	20	22	23	24	25	27	35
U(V)	6.5	6.45	6.48	6.55	6.55	6.56	6.5	6.52	6.48	6.49	6.49	6.45
I(mA)	92.5	82.7	71.7	59.7	49.3	41.4	40.6	42.1	44	45.1	51.3	103
G(mS)												
لون الكاشف												

1 – اكتب معادلة التفاعل الحادث بعد مزج المحلولين. ما هو نوع هذا التفاعل ؟

2 – احسب قيم الناقلية G(m.S) للجزء من المحلول المحصور بين لبوسي خلية قياس الناقلية، املأ الجدول ثم ارسم G = f(V) واشرح البيان.

3 – اشرح تغيرات لون الكاشف (BBT) .

4 – أنشئ جدول تقدم التفاعل من أجل $V < V_{eq}$، V_{eq} : (الحجم عند نقطة التكافؤ)، ثم من أجل $V > V_{eq}$.

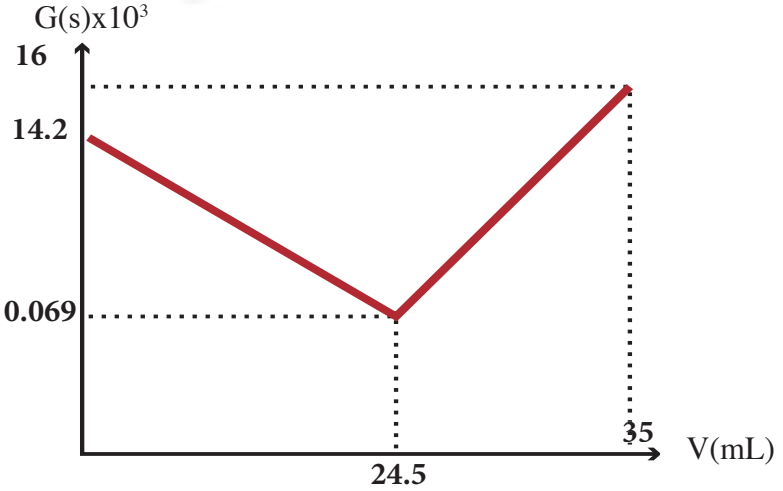
5 – كيف نميز نقطة التكافؤ في البيان G = f(V) .

6 – عين نقطة التكافؤ واحسب $[OH^-_{aq}]$ في المحلول المعاير، ثم $[OH^-_{aq}]$ في المحلول التجاري (المنظف).

الحل :

1 – معادلة التفاعل الحادث هي $H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O$ و هو تفاعل حمض– أساس.

2 –كانت نتائج القياس لقيم G(s) من العلاقة G = I /U كما يلي :



$G(S)x10^3$	14.2	12.8	11.0	9.1	7.5	6.3	6.2	6.5	6.8	6.95	7.9	16
V(mL)	0	4	8	12	16	20	22	23	24	25	27	35

3 – البيان $G = f(V)$

– شرح البيان : نميز في البيان ثلاثة مراحل

أ – قبل التكافؤ : عند إضافة الحمض تتفاعل شوارد الهيدرونيوم مع شوارد الهيدروكسيد لتعطي الماء، فيتناقص تركيز شوارد الهيدروكسيد، ومنه تتناقص الناقلية G لجزء من المحلول في البيشر، وبما أن عدد مولات الهيدروكسيد أكبر من عدد مولات الهيدرونيوم المضافة من السحاحة إذن تبقى شوارد الهيدروكسيد في البيشر بعد تفاعل حمض– أساس ، ولذلك المحلول الناتج أساسي، فيكون لون الكاشف أزرق في المحلول.

ب – نقطة التكافؤ : يكون عندها كل الشوارد OH^- قد تفاعلت مع الشوارد H_3O^+ وينتج الماء لذلك الناقلية تكون لها أدنى قيمة لأن عدد الشوارد أقل ما يمكن. تعني نقط التكافؤ نقطة تقاطع المستقمين الناتجين من البيان $G = f(v)$ قبل التكافؤ وبعد التكافؤ . كما في البيان

ج – بعد نقطة التكافؤ : نضيف محلول الحمض فتضاف شوارد H_3O^+ في الكأس و تبقى في المحلول إلا أنها لا تتفاعل مع OH^- التي تفاعلت كلية عند نقط التكافؤ . فتزداد الناقلية للمحلول بسرعة لأن شوارد H_3O^+ ذات ناقلية نوعية مولية عالية . وعليه يكون المحلول في الكأس حمضي ولذلك فإن لون الكاشف أصفر.

	عدد مولات الحمض المضاف	عدد مولات المحلول الأساسي التجاري
المرحلة الإبتدائية	0	0.1 . C
قبل التكافؤ	0.1 . V	0.1 .C – 0.1 V
نقطة التكافؤ	$0.1V_{eq}=0.1*0.0245=2.45*10^{-3}$mol	0.1 .C – 0.1 .V_{eq}=0
بعد نقطة التكافؤ	0.1 (V-0.0245) mol	0

4 – جدول تقدم التفاعل :

5 – عند نقطة التكافؤ تكون كمية مادة الحمض وكمية مادة الأساس في المنظف في تناسب مع الأعداد الستوكيومترية $0.1 .C = 0.1 V_{eq}=2.45.10^{-3}$ mol ومنه $C =2.45 .10^{-2}$ mol / L

6 – حساب تركيز المحلول المنظف : بما أننا عايرنا محلول مخفف من المنظف ووجدنا تركيزه المولي $C_1 =2.45 .10^{-2}$ mol/L ، باستخدام قانون التخفيف $C_1 V_1 = C_2 V_2$ نجد $C_2 = V_2 / C_1 V_1$ ينتج

$$C_2 = 2.45 .10^{-2} *500/2 = 6.12 \text{ mol/L}$$

عمل تطبيقي محلول

2 – تفاعلات الأكسدة الإرجاعية

1 – الأكسدة والإرجاع

نشاط1 : التعرف على مفهوم المؤكسد والمرجع.

الأدوات : محلول نترات الفضة، قطعة نحاس، بيشر.

التجربة

– ضع كمية من محلول $AgNO_3$ في كأس وضع فيه قطعة نحاس.

– انتظر 10 دقائق وارسم التجهيز التجريبي (الكأس والمحلول وقطعة النحاس) مستعملا الألوان المناسبة في التجربة مبينا التغيرات التي حدثت في المحلول وقطعة النحاس.

– سجل ملاحظاتك حول : المحلول وقطعة النحاس .

– هل حدث تحول كيميائي ؟ برر إجابتك.

– ماهو اللون الجديد الظاهر في المحلول؟

– ماهي الشاردة التي لونت المحلول ؟

– اكتب معادلة تفاعل تنمذج التحول الكيميائي الذي حدث لذرة النحاس وحولتها إلى Cu^{++}.

– هل ظهر جسم جديد ؟ ما لونه ؟ برر إجابتك .

– اكتب معادلة تفاعل كيميائي تنمذج التحول الحاصل لشاردة الفضة Ag^+ إلى Ag .

أكمل العبارات التالية :

عند إدخال قطعة النحاس في محلول نترات الفضة ($Ag^+ + NO_3^-$) ذي اللون ..... وبعد 10 دقائق نلاحظ ظهور اللون..... في المحلول الذي يدل على وجود ..... Cu^{++} فيه فنستنتج أن ذرة .... تحولت إلى..... ..... بفقدها ..... .كما نلاحظ ترسب معدن أبيض هومعدن ..... فنستنتج أن الشاردة Ag^+ تحولت إلى ذرة ..... وترسبت على قطعة ..... التي تآكلت.

– نقول عن الجسم الذي فقد إلكترون أو أكثر أنه **تأكسد** ونسميه **مرجع**.

– نقول عن الجسم الذي اكتسب إلكترون أو أكثر أنه **أُرجِع** ونسميه **مؤكسد**.

نشاط 2 : تحديد المؤكسد والمرجع خلال تحول كيميائي.

الأدوات : محلول كبريتات النحاس، زنك ، كأس.

التجربة

– ضع في كأس محلول $CuSO_4$ ثم أضف إليه كمية من قطع معدن الزنك Zn. انتظر 10 دقائق.

– ماذا تلاحظ؟

– أكمل الرسم مستعملا الألوان المناسبة عند انتهاء التفاعل.

– هل حدث تحول كيميائي ؟ برر إجابتك .

تعيين كمية المادة بواسطة المعايرة

– ما هو اللون المختفي ؟ اشرح سبب هذه الظاهرة.
– ما هو الجسم الجديد الظاهر ؟
– اكتب معادلة تنمذج التحول الذي حدث لشاردة النحاس Cu^{++} إلى Cu؟
– اكتب معادلة تنمذج التحول الكيميائي الحادث للزنك Zn وتحولها إلى شاردة الزنك Zn^{++}.
– حدد المؤكسد والمرجع في هذا التحول الكيميائي.

2 – الثنائية مؤكسد / مرجع :

عندما يحدث تفاعل كيميائي أكسدة يتم فيه فقد ne حيث n هو عدد الإلكترونات المفقودة من طرف فرد كيميائي A فيتحول إلى فرد كيميائي آخر A^{n+} وفق المعادلةالنصفية الآتية :

$$A \longrightarrow A^{n+} + ne$$

يستطيع الفرد A^{n+} بتفاعل عكسي وهو الإرجاع في شروط مناسبة أن يكتسب نفس العدد من الإلكترونات ne ليصبح A وفق المعادلة النصفية $A^{n+} + ne^- \longrightarrow A$

نسمي الجملة المتشكلة من الفرد الكيميائي في شكله المرجع A وشكله المؤكسد A^{n+} الثنائية مؤكسد مرجع ونمثلها اصطلاحا كما يلي : مؤكسد / مرجع (ox/red) ونكتب : A^{n+} /A للمعادلة النصفية $A \rightleftharpoons A^{n+} + ne$

– **المرجع** : هو الفرد الكيميائي الذي يمكن أن يعطي إلكترون أو أكثر.
مثل : أكسدة الزنك Zn ($Zn \rightleftharpoons Zn^{2+} + 2e^-$). أي $red \rightleftharpoons Ox + n\,e^-$

– **المؤكسد** : هو الفرد الكيميائي الذي يمكن أن يكسب إلكترون أو أكثر.
مثل : إرجاع شاردة البرمنغنات $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$ أي $ox + n\,e^- \rightleftharpoons red$

مثال :

المعادلة النصفية	المرجع	المؤكسد	الثنائية ox / red
$2\,H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2$	H_2	H^+	H^+ / H_2
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$	Mn^{2+}	MnO_4^-	MnO_4^- / Mn^{2+}
$Fe^{3+} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}$	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Fe^{3+} / Fe^{2+}
$I_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2\,I^-$	I^-	I_2	I_2 / I^-
$S_4O_6^{2-} + 2e^- \rightleftharpoons 2\,S_2O_3^{2-}$	$S_2O_3^{2-}$	$S_4O_6^{2-}$	$S_4O_6^{2-} / S_2O_3^{2-}$

تمرين تطبيقي :

حدد الثنائية مؤكسد/مرجع في التحولات المنمذجة بالمعادلات النصفية أكسدة – إرجاع محددا المؤكسد والمرجع في الجدول التالي :

$Cu^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu$
$Zn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Zn$
$Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag$
$2H^+_{aq} + 2e^- \rightleftharpoons H_2$
$Fe^{3+} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}$
$MnO_4^- + 8H^+_{aq} + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+_{aq} + 6\,e^- \rightleftharpoons 2Cr^{3+} + 7H_2O$

الثنائية مؤكسد / مرجع	المعادلة النصفية	المرجع	المؤكسد

معايرة محلول ثنائي اليود (I_2) بواسطة محلول ثيوكبريتات الصوديوم $Na_2S_2O_3$

الهدف :

– تحديد تركيز محلول ثنائي اليود بواسطة معايرته بمحلول ثيوكبريتات الصوديوم معلوم التركيز.

– التعرف على نقطة التكافؤ اعتمادا على تغير اللون.

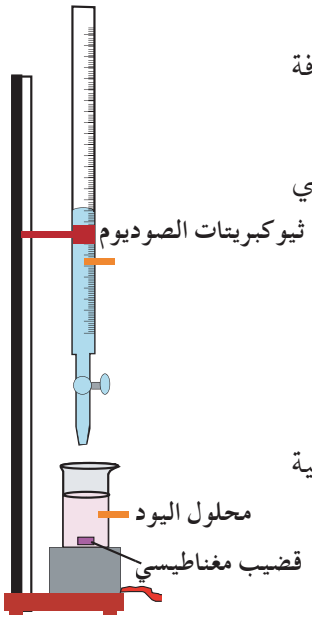
الأدوات : محلول ثنائي اليود I_2 مجهول التركيز، محلول $Na_2S_2O_3$، بيشر، سحاحة مدرجة، حامل، مخلط مغناطيسي، (قاعدة تحتوي محرك كهربائي).

التجربة

– ضع $V_0 = 10mL$ من محلول ثنائي اليود I_2 تركيزه مجهول في بيشر حجمه 100mL.

– املأ السحاحة المدرجة بمحلول $Na_2S_2O_3$ تركيزه $C_r = 0.010\ mol.L^{-1}$

– ضع أسفل السحاحة البيشر الذي يحتوي على محلول ثنائي اليود I_2 وابدأ بإضافة قطرات من محلول $Na_2S_2O_3$ من السحاحة.



– ما هي الأدوات الزجاجية المستخدمة في أخذ $V_0 = 10mL$ من محلول ثنائي اليود ؟ ما هو لون محلول ثنائي اليود ؟

– ما هو لون محلول ثيوكبريتات الصوديوم؟

– إن هذا التفاعل تام وسريع حيث الثنائيتين مر/مؤ ox/red الداخلة في التفاعل هي :

I_2/I^- ، $S_2O_3^{2-} / S_4O_6^{2}$

– اكتب المعادلة النصف الإلكترونية للأكسدة، والمعادلة النصف الإلكترونية للإرجاع ومنه الإجمالية

– حدد المؤكسدة والمرجع في هذا التفاعل مع التعليل؟

أ – بداية المعايرة

أضف قطرات من محلول $Na_2S_2O_3$ من السحاحة إلى محلول I_2 في البيشر.

لاحظ أن المتفاعل المحد (le réactif limitant) هو شاردة الثيوكبريتات $S_2O_3^{2-}$ (المتفاعل المعايِر) والمتفاعل الموجود بزيادة هو ثنائي اليود I_2 (المتفاعل المعايَر).

نعتبر V_0 : الحجم الإبتدائي لمحلول اليود I_2 و C_0 : تركيز محلول ثنائي اليود.

Vr : حجم المحلول الذي يحتوي الشوارد $S_2O_3^{2-}$ المضاف من السحاحة Cr : تركيز محلول شوارد $S_2O_3^{2-}$

– املأ جدول تقدم التفاعل.

الحالة	التقدم x	$I_{2\,(aq)}$ + $2S_2O_3^{2-}{}_{(aq)}$	$2I^-\,(aq)$ + $S_4O_6^{2-}{}_{(aq)}$	
الحالة الإبتدائية x(mol)	0	$n_o = C_0V_0$	$n_r = Cr.Vr$	....	....
الحالة الوسطية x(mol)	x	$C_0V_0 - x$	....	2x.	.....
الحالة النهائية x(mol)	$x_{max} = CrVr/2$	.....	.....	.....	x_{max}.

ب – نقطة التكافؤ

عند نقطة التكافؤ المتفاعلات تكون كمية مادتها في الجملة الكيميائية بالنسب الستوكيومترية في معادلة التفاعل الحادث في المعايرة. ومنه الأفراد المتفاعلة تكون قد تفاعلت كلية. ونقوم بإضافة محلول ثيوكبريتات من السحاحة على بيشر الذي يحتوي محلول اليود.

– نوقف إضافة محلول ثيوكبريتات الصوديوم من السحاحة عندما نلاحظ ظهور لون جديد ثابت.

– ما هو اللون الجديد الظاهر في هذا التجربة؟

– ظهور اللون الجديد على ماذا يدل؟

– ما هي هذه الحالة المميزة للتفاعل؟

أكمل العبارات التالية :

لون محلول ثيوكبريتات في السحاحة ..... ولون محلول اليود في البيشر ..... وبعد إضافة محلول ثيوكبريتات الصوديوم إلى اليود يبدأ اللون البني يتلاشى وبعد إضافة حجم مناسب يظهر لون ..... في الخليط الموجود في البيشر ولا يزول بالتحريك. نقول في هذه الحالة أننا بلغنا نقطة ..... وتكون كمية المادة للمتفاعلات موجودة بنسب الأعداد الستوكيومترية.

– املأ الجدول الذي يصف الجملة الكيميائية في نقطة التكافؤ.

الحالة	التقدم x	$I_{2\,(aq)}$ + $2S_2O_3^{2-}{}_{(aq)}$	$2I^-_{(aq)}$ + $S_4O_6^{2-}{}_{(aq)}$
الحالة الإبتدائية (mol)	..... = x	.....	.....	$n_o = C_0V_0$ $n_r = C_r.V_{re}$
الحالة الوسطية (mol)	x	$C_0V_0 - x$	$C_rV_{re} - 2x$	.....	x
الحالة النهائية (mol)	..... = x_e	X_e.	.....	0	0

– ما هو عدد مولات اليود I_2 عند نقطة التكافؤ ؟

– استنتج x_e التقدم عند نقطة التكافؤ بدلالة V_0 ،C_0

– ما هو عدد مولات شوارد ثيوكبريتات $S_2O_3^{2-}$ عند نقطة التكافؤ؟

– استنتج x_e التقدم بدلالة V_{re} ،C_r

– استنتج العلاقة $C_0V_0 = C_rV_{re}/2$ عند نقطة التكافؤ.ثم احسب C_0 تركيز محلول اليود.

– بعد نقطة التكافؤ إذا أضفنا حجما Vr من محلول ثيوكبريتات الصوديوم. ما هو التفاعل المحد الآن.

استنتج بإكمال العبارات التالية :

قبل نقطة التكافؤ المتفاعل المحد هو المتفاعل ..... أي المتفاعل المعايِر، وبعد نقطة التكافؤ، المتفاعل المحـد (limitant) هو المتفاعل المعايَر الموجود في .....

تعميم :

إذا حدث تفاعل تام بين متفاعلين A، B حيث معادلة التفاعل هي : $aA + bB \longrightarrow cC + dD$

و a,b,c,d هي الأعداد الستوكيومترية لمعادلة التفاعل.

يكون عند نقطة التكافؤ : $b/n_b = a/n_a$ (n_a عدد مولات A و n_b عدد مولات B).

و بما أن $n = CV$ إذن نكتب $C_aV_a/a = C_bV_b/b$

عمل تطبيقي

الهدف :

– معايرة محلول حمض الأكساليك بواسطة محلول $KMnO_4$.

– استعمال خصائص تغير اللون أثناء تفاعل الأكسدة الارجاعية لتعيين نقطة التكافؤ وحساب تركيز وكتلة حمض الأكساليك في عينة.

الأدوات : محلول $H_2C_2O_4$ ، محلول $KMnO_4$ محمض بحمض الكبريت، كأس، سحاحة، ماصة.

التجربة

– خذ بواسطة ماصة حجما $V_2 = 25\ mL$ من محلول $H_2C_2O_4$ تركيزه مجهول C_1 وضعها في بيشر.

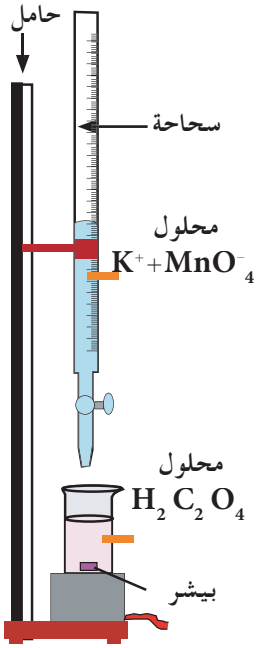
– املأ سحاحة بواسطة محلول $KMnO_4$ تركيزه $C_2 = 0.1\ mol/L$.

– أفرغ من السحاحة بقطرات على محلول $H_2C_2O_4$ مع التحريك.

– لاحظ زوال اللون البنفسجي المميز للبرمنغنات، واصل الإضافة حتى تحصل على لون بنفسجي لا يزول مع التحريك، حينها أوقف سكب محلول البرمنغنات من السحاحة وأقرأ الحجم منها $V_1 = 10\ mL$

1– اشرح لماذا يزول لون البرمنغنات عند إضافة محلول حمض الأكساليك قبل التكافؤ.

2– ماذا يعني إضافة قطرة من محلول $KMnO_4$ وعدم زوال اللون البنفسجي.



3 – اكتب معادلة التفاعل الحادث.

- المعادلة النصفية للأكسدة.
- المعادلة النصفية للإرجاع.
- المعادلة الأكسدة الإرجاعية.

4 – علما أن الثنائيتين مرجع/مؤكسد هما :

MnO_4^-/Mn^{+2} و $H_2C_2O_4/H_2O$ ، CO_2

كيف نحدد حجم محلول البرمنغنات عند نقطة التكافؤ؟

5 – اكتب جدول يوضح تقدم التفاعل عند التكافؤ. احسب كمية المادة للحمض في البيشر.

6 – ما هو تركيز محلول حمض الأكساليك في البيشر قبل التفاعل.

7 – إن محلول حمض الأكساليك حصلنا عليه بإذابة كتلة m منه في 100mL من الماء المقطر، احسب m .

الحل :

1 – عند إضافة قطرات من محلول $KMnO_4$ المميز باللون البنفسجي للشاردة MnO_4^- نلاحظ زوال اللون بعد المزج مع محلول $H_2C_2O_4$ ، نستنتج أنه حدث تفاعل أدى إلى اختفاء شاردة MnO_4^- ولذلك زال اللون المميز لها.

2 – عند إضافة حجم كاف من محلول البرمنغنات بزيادة حوالي قطرة، نلاحظ عدم زوال اللون البنفسجي وهذا يدل أن شوارد البرمنغنات MnO_4^- لم تتفاعل مع محلول حمض الأكساليك تفاعل كليا وهكذا نقول أننا وصلنا إلى نقطة التكافؤ، والمتفاعلات كمية مادتهما متناسبة مع الأعداد الستوكيومترية.

3 – معادلة التفاعل الحادث تتمثل في :

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5\,e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4\,H_2O$$

$$MnO_4^- + 8H_3O^+ + 5\,e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 12\,H_2O$$

$$H_2C_2O_4 \longrightarrow 2CO_2 + 2H^+ + 2e$$

$$H_2C_2O_4 + 2H_2O \longrightarrow 2CO_2 + 2H_3O^+ + 2e$$

ومنه يكون

$$(MnO_4^- + 8H_3O^+ + 5\,e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 12\,H_2O)\ 2$$

$$(H_2C_2O_4 + 2H_2O \longrightarrow 2CO_2 + 2H_3O^+ + 2e)\ 5$$

$$2MnO_4^- + 5\,H_2C_2O_4 + 6H_3O^+ \longrightarrow 2\,Mn^{2+} + 10\,CO_2 + 14\,H_2O$$

4 – عند تغير اللون من الشفاف الدائم إلى أول ظهور اللون البنفسجي الذي لا يزول بالتحريك، نستنتج أن البرمنغنات لم تتفاعل، إذن حمض الأكساليك تفاعل كليا، وهنا هي نقطة التكافؤ لأن كمية مادة المتفاعلين متناسبة مع الأعداد الستوكيومترية لمعادلة التفاعل.

$$n(MnO_4^-)/2 = n(H_2C_2O_4)/5$$

5 – جدول تقدم التفاعل عند نقطة التكافؤ.

	شاردة البرمنغنات MnO_4^-	حمض الأكساليك $H_2C_2O_4$
بداية	0	$0.025 \cdot C$
قبل التكافؤ	$0.1 \cdot V$	$0.025\,C - 0.1 \cdot V \cdot 5/2$
عند نقطة التكافؤ	$0.1 \cdot V_{eq} = 0.1 * 0.01 = 10^{-3}$ mol	$0.025\,C - 0.25 \cdot V_{eq} = 0$

6 – تركيز حمض الأكساليك قبل التفاعل : لدينا عند نقطة التكافؤ من الجدول $0.025\,C - 0.25\,V_{eq} = 0$

و منه $C = 0.1$ mol/L

7 – حساب كتلة حمض الأكساليك m :

$C = m/MV$ ومنه $m = C*M*V$ وبالتعويض نجد $m_0 = 0.1 * 90 * 0.1 = 0.9$g

ملاحظة الكتلة المولية لحمض الأكساليك تساوي $M = 90$ g/mol

عمل تطبيقي محلول

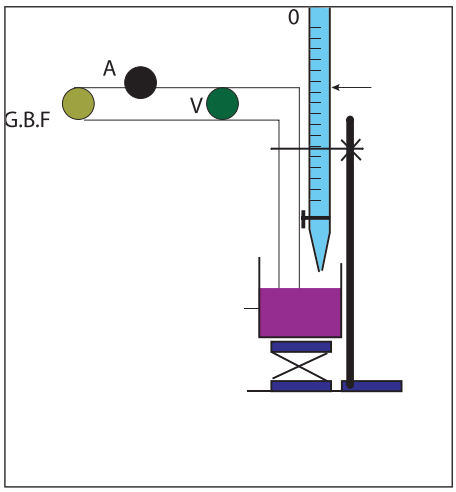
معايرة محلول اليود $I_{2\,(aq)}$ بواسطة محلول $Na_2S_2O_3$ بواسطة قياس الناقلية

الهدف :

– التعرف على نقطة التكافؤ في تفاعل الأكسدة – إرجاع عن طريق قياس الناقلية.

– حساب تركيز محلول I_2 بواسطة معايرته بمحلول $Na_2S_2O_3$ معلوم التركيز.

الأدوات : بيشر، ماصة، سحاحة، خلية قياس الناقلية، GBF، أمبيرمتر، فولط متر، محلول اليود مخفف، محلول $Na_2S_2O_3$ مخفف.



التجربة

– خذ حجما V_0=10mL من محلول ثنائي اليود $I_{2\,(aq)}$ تركيزه مجهول، ضعه في بيشر سعته 100mL.

– املأ السحاحة بواسطة محلول $Na_2S_2O_3$ تركيزه معلوم $C = 0.01\ mol.L^{-1}$.

– ضع أسفل السحاحة البيشر الذي يحتوي على محلول I_2 واسكب تدريجيا من السحاحة محلول $Na_2S_2O_3$ بقطرات مع التحريك، وفي كل إضافة اقرأ شدة التيار I المار في الدارة. اجعل فرق الكمون U= 1 V بين طرفي الخلية، وسجل الحجم Vr المسكوب من السحاحة.

– املأ الجدول التالي :

Vr(mL)	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	12
I(mA)												
G(ms)												

– أكمل بيانات الرسم.

– ما هو لون محلول اليود قبل المعايرة؟ – ما لون محلول ثيوكبريتات الصوديوم؟

– علما أن الثنائيتين مؤكسد / مرجع الداخلة في التفاعل هي $S_2O_3^{2-}/S_4O_6^{2-}$ ، I_2/I^-

– اكتب نصف المعادلة الإلكترونية للأكسدة.

– اكتب نصف المعادلة الإلكترونية للإرجاع.

– اكتب معادلة الأكسدة الإرجاعية.

– اكتب المعادلة الإجمالية للأكسدة الإرجاعية.

– حدد المؤكسد و المرجع في هذا التفاعل.

– احسب كمية المادة لثنائي اليود قبل المعايرة ؟

– باستعانتك بجدول تقدم التفاعل، احسب كمية المادة للأجسام الداخلة في التفاعل والناتجة منه لكل حجم Vr مضاف من محلول $Na_2S_2O_3$ بواسطة السحاحة عندما V_r يأخذ القيم التالية : V_r=5mL، V_r=12mL.

عمل تطبيقي محلول

$Vr = 5ml$

	التقدم (x) مول	$I_{2(aq)} + 2\,S_2O^{2-}_{3(aq)} \longrightarrow 2I^-_{(aq)} + S_4O_6^{2-}_{(aq)}$			
الحالة الإبتدائية	0	$N_0 = C_0V_0$	$Nr = CrVr$	0	0
الحالة الوسطية	x	$C_0V_0 - x$	$CrVr - 2x$	$2x$	x
الحالة النهائية	$X_{max} = CrVr/2$	$C_0V_0 - X_{max}$	0	$2X_{max}$	X_{max}

– ما هو المتفاعل المحد للتفاعل ؟

– أعد نفس الجدول وقم بالحساب من أجل محلول $Na_2S_2O_3$ $V_r = 12ml$

	التقدم (x) مول	$I_{2(aq)} + 2\,S_2O^{2-}_{3(aq)} \longrightarrow 2I^-_{(aq)} + S_4O_6^{2-}_{(aq)}$			
الحالة الإبتدائية	0	$N_0 = C_0V_0$	$Nr = CrVr$	0	0
الحالة الوسطية	x	$C_0V_0 - x$	$CrVr - 2x$	$2x$	x
الحالة النهائية	$X_{max} = CrVr/2$	0	$CrVr - 2C_0V_0$	$2C_0V_0$	C_0V_0

– ما هو المتفاعل المحد في هذه الحالة؟ هل تغير المتفاعل المحد ؟

– ارسم البيان $G=f(v)$ وحدد فيه النقطة التي حدث فيها انقلاب إشارة تغير الناقلية.

– اشرح البيان في فقرة صغيرة.

– نسمي النقطة المحددة بنقطة التكافؤ ونرمز للحجم عند هذه النقطة بـ V_{re}.

استنتج بإكمال العبارات :

نسمي النقطة التي حدث فيها ..... في إشارة تغير الناقلية G نقطة ..... وفيها يحدث تغير للمتفاعل ..... للتفاعل.

– املأ الجدول عند $V_r = V_{re}$ أي في نقطة التكافؤ.

الحالة	التقدم (x) مول	$I_{2(aq)} + 2\,S_2O^{-2}_{3(aq)} \longrightarrow 2I^-_{(aq)} + S_4O_6^{-2}_{(aq)}$			
الحالة الإبتدائية	x	$N_0 = C_0V_0$	$Nr = CrVr$	.....	.....
الحالة الوسطية	x	$C_0V_0 - x$	$CrVr - 2x$	.....	x
الحالة النهائية	Xe =	0	0	.....	Xe

عمل تطبيقي محلول

– ما هي كمية المادة $I_{2(aq)}$ في نقطة التكافؤ.

– ما هي كمية المادة $S_2O^{2-}_{3(aq)}$ في نقطة التكافؤ.

– احسب التقدم x_e بدلالة V_{re} , C_r.

– احسب التقدم X_e بدلالة V_0 , C_0 .

– استنتج العلاقة $C_0 V_0 = CrV_{re}/2$ عند نقطة التكافؤ واحسب C_0 تركيز محلول اليود $I_{2(aq)}$.

– هل يمكن استخدام قياس الناقلية لتحديد كمية مادة في محلول؟

دراسة المعايرة بواسطة المحاكاة

قم بالبحث في شبكة الانترنت، أواستعن بأستاذك لكي تحصل على برنامج معلوماتي يقوم بمحاكاة التجربة الحقيقية للمعايرة في الأحماض والأسس، والأكسدة الإرجاعية.

– هل النتائج المعطاة بواسطة تجربة المحاكاة مطابقة للنتائج التي حصلت عليها في تجربتك الحقيقية أثناء الدرس؟ ماذا يمكنك قوله حول استخدام وسائل تكنولوجيا المعلومات والاتصال في تنمية معارفك الدراسية؟

أحتفظ بالأهم

– هناك ثلاث نظريات لتعريف الحمض والأساس، هي نظرية أرهينيوس ونظرية برونشتد – لوري ونظرية لويس. ويمكن المقارنة بين النظريات الثلاث لتعريف الأحماض والأسس في الجدول التالي :

	تعريف الأساس	تعريف الحمض
أرهينيوس	مادة تذوب في الماء وتتفكك معطية أيون هيدروكسيد	مادة تذوب في الماء وتعطي أيون الهيدروجين (بروتون)
برونشتد – لوري	مادة تستقبل بروتون أو أكثر	مادة تمنح بروتون أو أكثر
لويس	مادة تمنح زوج أو أكثر من الإلكترونات	مادة تستقبل زوج أو أكثر من الإلكترونات

خواص الأحماض والأسس :

– معظم الأحماض تذوب في الماء.

– بعض الأحماض خصوصاً المركزة مثل حمض الكبريتيك تأثر على جلد الإنسان.

– تتفاعل الأحماض مع المعادن وينتج ملح الحمض ويتصاعد غاز الهيدروجين.

– تتفاعل الأحماض مع الأسس في الماء وينتج ملح الحمض والماء .

– تتفاعل محاليل الأحماض مع أملاح الكربونات والكربونات الهيدروجينية وينتج ملح الحمض وماء وغاز ثاني أكسيد الكربون.

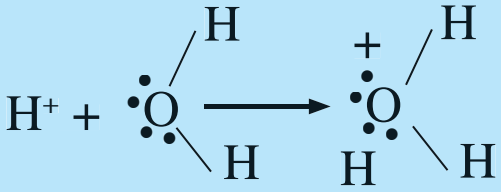
– تتفاعل محاليل الأسس القوية مع ملح الأمونيوم وينتج ملح وماء وغاز الأمونيا ذو الرائحة المميزة.

– تتفاعل محاليل الأسس مع الأملاح وينتج هيدروكسيد المعدن وملح.

– مفهوم برونشتد – لوري للأحماض والأسس Bronsted – Lowry

بما أن البروتون صغير الحجم، فإن كثافة الشحنة عالية جداً، لذلك يوجد البروتون في الوسط المائي مرتبطاً برابطة تساندية بعدد من جزيئات الماء أقلها جزيء واحد، ويكتب على الشكل H_3O^+ ويسمى شاردة الهيدرونيوم. كما أن الماء يسلك سلوكاً حمضياً وسلوكاً قاعدياً.

$$H^+ + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + \text{طاقة}$$



أحتفظ بالأهم

أحتفظ بالأهم

أ – الحمض :

– مادة لها القدرة على منح بروتون (proton) لمادة أخرى. ويجب أن يحتوي الحمض على هيدروجين (بروتون) حسب تعريف برونستد – لوري.

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

$HCN + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + CN^-$

$NH^+_4 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + NH_3$

$HSO^-_4 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + SO^{2-}_4$

ب – الأساس :

مادة لها القابلية على اكتساب بروتون (proton) من مادة أخـرى.

مثـل NaOH ، KOH.

أو جزيئـات متعـادلـة (NH_3، CH_3NH_2، $C_6H_5NH_2$).

أو أيونات سالبة (S^{2-} ، HS^- ، HSO^-_4 ، OH^- ، CH_3COO^-).

$NaOH + H_2O \longrightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

$OH^- + H_3O^+ \longrightarrow 2H_2O$

$NH_3 + H_2O \longrightarrow OH^- + NH^+_4$

$S^{2-} + H_2O \longrightarrow OH^- + HS^-$

– إن تعريف **برونستد – لوري** للأحماض و الأسس هي نفس التي فسرها أرهينيوس، فحمض وأساس أرهينيوس هي أيضاً أحماض وأسس برونشتد – لوري.

– تعريف **برونشتد – لوري** تمكن من تفسير الأسس التي لا تحتوي على OH^- مثل الأمونياك NH_3 ، أو الشوارد CO^{2-}_3 ، HS^-.

– لا يشترط التعريف توفر الوسط المائي في قاعدة برونشتد – لوري.

– يمكن لتعريف **برونشتد – لوري** أن يفسر الخواص الحمضية والأساسية للأملاح بعد تفككها في الماء.

أحتفظ بالأهم

أحتفظ بالأهم

الأكسدة الإرجاعية

الأكسدة: هي عبارة عن تغير كيميائي يصحبه فقدان في الإلكترونات من ذرة أو من مجموعة من الذرات.

و نقول عن الجسم الذي فقد إلكترون أو أكثر أنه **تأكسد** ونسميه **مرجع**.

الإرجاع: هو عبارة عن تغير كيميائي يصحبه اكتساب للإلكترونات من طرف ذرات أو مجموعات من الذرات. و نقول عن الجسم الذي اكتسب إلكترون أو أكثر أنه **أُرجِع** ونسميه **مؤكسد**

– المؤكسدات:

هي أفراد كيميائية تتشكل من الذرات أو الجزيئات أو من الشوارد مثل: MnO_4^- ، SO_4^{2-} ، H_2O ، O_2 ، S ، C ، Fe^{2+} . فالمؤكسد هو الفرد الكيميائي (ذرة – شاردة – جزيء) الذي يمكن أن يكتسب إلكترون أو أكثر.

مثل:

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$$

$$\mathbf{ox + ne^- \rightleftharpoons red}$$

– المرجعات:

هي أفراد كيميائية تتشكل من الذرات أو الجزيئات أو من الشوارد مثل: Cu^+ ، SO_2 ، H_2O ، H_2 ، S ، C ، Fe^{2+} ، . فالمرجع هو الفرد الكيميائي (ذرة – شاردة – جزيء) الذي يمكن أن يعطي إلكترون أو أكثر.

مثل:

$$Zn \rightleftharpoons Zn^{2+} + 2e^-$$.

$$\mathbf{red \rightleftharpoons ox + ne^-}$$

بعض الأفراد الكيميائية تلعب دور المؤكسد في بعض التفاعلات الكيميائية ودور المرجع في تفاعلات كيميائية أخرى، وهذا يتوقف على قوة المؤكسد أو المرجع لكل من الفردين الكيميائيين المتفاعلين.

– الثنائية مؤكسد / مرجع:

عندما يحدث تفاعل كيميائي أكسدة يتم فيه فقد ne^- حيث n عدد الإلكترونات المفقودة من طرف فرد كيميائي A فيتحول إلى فرد كيميائي آخر A^{n+} وفق المعادلة النصفية $A \rightleftharpoons A^{n+}+ne^-$.

يستطيع الفرد A^{n+} بتفاعل عكسي وهو الإرجاع في شروط مناسبة أن يكتسب نفس العدد من الإلكترونات ne ليصبح A وفق المعادلة النصفية $A^{n+} + ne^- \rightleftharpoons A$.

نسمي الجملة المتشكلة من الفرد الكيميائي في شكله المرجع A وشكله المؤكسد A^{n+} الثنائية مؤكسد مرجع ونمثلها اصطلاحا كما يلي:

مؤكسد / مرجع (ox/red)

ونكتب: A^{n+}/A للمعادلة النصفية $A \rightleftharpoons A^{n+}+ne^-$

أحتفظ بالأهم

تمارين... تمارين..

1 أكمل العبارات التالية :

– البروتون (H^+) لا يوجد..... في الطبيعة، بل يتواجد مع ..... و.....

– في غاز HCl الهيدروجين ..... برابطة ..... مع الكلور.

– شارد الهيدروجين تشترك ..... إلكتروني مع أكسجين جزيئة ..... مشكلا شاردة الهيرونيوم ....

– تفاعل حمض أساس يستلزم ..... البروتون من الحمض إلى .....

– الأسس هي ..... أو شوارد التي ..... البروتونات.

– الحمض هو فرد كيميائي ..... أو شاردي يمكن أن ..... بروتون H^+

– التعديل هو تفاعل بين..... قوي و ..... قوي، مشكلا محلولا.....

– نقول أنه حدث تعديل عندما نحصل على.....

– المعايرة هي طريقة تسمح بمعرفة..... جسم في محلول، فهي طريقة ..... تستعمل في محاليل معلومة التركيز (محلول شاهد) لتوصل لتركيز محلول .....

2 ضع إشارة X للإجابة الصحيحة

– الحمض المرافق للأيون HPO_4^{2-} هو : PO_4^{3-} ، H_3PO_4 ، $H_2PO_4^-$ ، $H_2PO_2^-$

– الأساس المرافق للحمض NH_4^+ هي : NH_2^-، NH_5^+، N_2 ، NH_3

3 ضع إشارة X للإجابة الصحيحة.

– أحد الأنواع التالية يسلك سلوك القاعدة فقط، هو : CO_3^{2-} ، Al^{3+} ، NH_4^+ ، H_3O^+

– أحد الأنواع التالية يسلك كحمض وكقاعدة، هو : NH_4^+، CO_3^{2-} ، HSO_3^- ، PO_4^{3-}

–تُقاس قوة الأساس وفق مفهوم برونشتد – لوري بقدرتها على :

استقبال زوج أو أكثر من الالكترونات، إعطاء البروتونات بسهولة، إعطاء زوج أو أكثرمن الالكترونات، استقبال البروتونات بسهولة.

4 في التفاعل : $HCl + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + Cl^-$ يعتبر أيون الهيدرونيوم H_3O^+ :

قاعدة مرافقة H_2O ، حمضاً مرافقاً HCl، حمضاً مرافقاً H_2O، قاعدة مرافقة HCl.

5 المعادلة التي تمثل تفاعل قاعدة مع حمض لتكوين الملح والماء هي :

$$NaCO_3 + HCl \longrightarrow NaCl + CO_2 + H_2O$$

$$NH_4Cl + KOH \longrightarrow KCl + NH_3 + H_2O$$

$$Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2$$

$$CuO + H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + H_2O$$

تمارين... تمارين...

6 أكتب صيغة الحمض المرافق لكل من أسس برونشتد – لوري الآتية :

أساس	OH^-	NH_4^+	SO_4^{2-}	CH_3COO^-	PO_4^{3-}
حمض مرافق					

7 أكمل الجدول التالي :

حمض	HNO_3	$HCOOH$	CH_3CH_2OH	$CH_3\text{-}NH_3^+$	HSO_4^-	H_3PO_4	NH_4^+	H_2O
أساس مرافق								

8 عين التفاعلات حمض – أساس ضمن التفاعلات التالية :

التفاعل	نعم أم لا	ما هو الحمض؟	الماء حمض أم أساس؟
$NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4^+ + OH^-$			
$HCl_{(g)} + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$			
$H_2O + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + OH^-$			
$C_2H_5OH + Na \longrightarrow C_2H_5O^- + Na^+ + 1/2H_2$			

أجب بنعم إذا كان التفاعل حمض – أساس.

- إذا كان التفاعل حمض – أساس، عين الحمض المرافق.
- الماء له دور (مذيب، حمض، أو أساس).

9 عين العبارة الصحيحة في العبارات التالية :

أ – H_2O / H_3O^+ هي الثنائية (أساس / حمض). (Acide/Base)

ب – H_2O / OH^- هي الثنائية (حمض / أساس). (Base/Acide)

ج – H_3O^+ / OH^- هي الثنائية (أساس / حمض). (Acide/Base)

د – H_3O^+ / OH^- هي الثنائية (حمض / أساس). (Base/Acide)

10 نسكب في بيشر 100mL من محلول مائي 0.2mol/L HCl، ونضيف 0.5g من NaOH الصلب.

– ما هي الثنائية حمض / أساس (Acide/Base) الموجودة؟

– اكتب معادلة التفاعل.

– ما هي كمية المادة لكل الشوارد الموجودة في المحلول في الحالة الأصلية.

– حدد خاصية الحمضية أو الأساسية للمحلول.

– ما هو لون المحلول عندما نضيف بضع قطرات من كاشف البروموتيمول.

المعطيات : الكتلة الذرية المولارية (g/mole) H =1 ; Na =23 ; O=16 ; Cl =35,5

11 إذا علمت أن 30mL من محلول H_2SO_4 تركيزه 0.5mol / L. أحسب تركيز NaOH اللازم لكي يتعادل تماما مع الحمض، علما أن حجم NaOH يساوي 60mL.

12 لدينا المعادلة الكيميائية التالية : $H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$

– احسب كمية مادة H_2 وكمية مادة Cl_2 في 3mol من HCl .

– احسب كمية مادة H_2 وكمية مادة HCl في 6mol من Cl_2 .

– احسب كمية مادة HCl وكمية مادة Cl_2 في 5mol من H_2.

13 لدينا المعادلة الكيميائية التالية $3Fe + 2O_2 \longrightarrow Fe_3O_4$

– احسب كمية مادة Fe وكمية مادة O_2 في 5mol من Fe_3O_4 .

– احسب كمية مادة Fe_3O_4 وكمية مادة O_2 في 3mol من Fe.

– احسب كمية مادة Fe وكمية مادة Fe_3O_4 في 2mol من O_2.

14 تتفاعل المعادن النشطة مثل (Mg) مع محاليل الأحماض المخففة وينطلق غاز الهيدروجين وفق المعادلة الآتية : $Mg_{(s)} + 2H^+_{(aq)} \longrightarrow Mg^{2+}_{(aq)} + H_{2(g)}$

– حدد أي الذرات (أو الشوارد) التي تأكسدت وأيها أرجعت؟

– أكتب نصفي معادلة التفاعل للأكسدة الإرجاعية.

15 نضع في قارورة سعتها 50mL كتلة من كربونات الهيدروجين الصلبة ($NaHCO_3$) مقدارها m=0.5g، نضيف حجم V = 45 mL من حمض كلور الماء ($H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$) ذو تركيز المولي الحجمي $[H_3O^+]$=0.6mol/L .

– من معادلة التفاعل استنتج الثنائية حمض أساس.

– عين كمية المادة في الحالة الإبتدائية؟

البدائية $n(HCO_3^-)$

البدائية $n(H_3O^+_{(aq)})$.

– ضع الحالات الثلاثة (البدائية والمتوسطة والنهائية) في جدول.

ما هو المتفاعل المحد.

عين التقدم الأعظمي.

ما هو الحجم المتحصل عليه من التفاعل؟

معطيات : $M(NaHCO_3) = 84.0g/mol$ ، الحجم المولي $V_M = 24.0L/mol$

16 لدينا محلول تجاري من حمض البروم HBr بنسبة كتلية 47%، وكثافة d = 1.47، وحضر هذا المحلول بإذابة حمض البروم HBr (حمض قوي) في كمية من الماء.

اشرح كيف يمكنك تحضير v=200ml محلول حمض البروم بتركيز C = 0.2mol/L انطلاقا من المحلول التجاري.

معطيات : M(HBr)=81g/mol