الجمهورية الجزائرية الديمقراطية الشعبية

وزارة التربية الوطنية

مديرية التربية لولاية سطيف ثانوية الـ 45 مهدوما بوسلام

منهاج العلوم الفيزيائية للسنة الثانية

الوحدة 3: تعيين كمية المادة بالمعايرة

الوحدة 3: تعيين كمية المادة بالمعايرة		
مؤشرات الكفاءة	أمثلة عن النشاطات	المحتوى المفاهيمي
ـ يميز بين الحمض والأساس ـ يعين نقطة التكافؤ ثم ويوظفها لتعيين كمية المادة خلال المعايرة ـ يفسر تفاعل حمض-أساس على أساس انتقال البروتونات من الحمض إلى الأساس ـ يميز بين المؤكسد والمرجع ـ يوظف الجدول الدوري لتحديد وضع العناصر المؤكسدة والمرجعة ـ يتوقع حدوث تفاعل أكسدة إرجاعية ـ يوظف نقطة التكافؤ لتعيين كمية المادة خلال تفاعل الأكسدة الإرجاعية ـ يفسر تفاعل الأكسدة الإرجاعية على أساس انتقال الالكترونات من المرجع إلى المؤكسد	ـ تحقيق تجربة تبرز المرور من الحمض إلى الأساس (والعكس في الكواشف الملونة مثلا) ـ التمرن على كتابة معادلات بعض الثنائيات ـ تحقيق معايرة حمض كلور الماء بواسطة محلول الصود باستعمال كاشف ملون (ع م) ـ تحقيق نفس التجربة، متابعة ناقلية المحلول، رسم المنحنى $G= f(V_B)$ تعيين نقطة التكافؤ واستنتاج التركيز المولي للمحلول المعاير ـ تحقيق تجارب مختارة تبرز مفهومي المؤكسد والمرجع (استعمال شوارد ملونة) ـ التمرن على كتابة معادلات بعض الثنائيات مع مقارنة القوة الإرجاعية للمعادن ـ تحقيق معايرة محلول كبريتات الحديد الثنائي بواسطة محلول برمنغنات البوتاسيوم ـ تحقيق معايرة محلول بواسطة محلول ثيوكبريتات الصوديوم، متابعة ناقلية المحلول ثم رسم البيان $G=f(V)$ تعيين نقطة التكافؤ في التجربتين واستنتاج التركيز المولي للمحلول المعاير	**1. التفاعل بين المحاليل الحمضية والأساسية** ـ مفهوما الحمض والأساس حسب برونشتد ـ مفهوم الثنائية أساس/حمض (حالة خاصة لثنائيتي الماء) أمثلة لبعض الثنائيات ـ المعايرة اللونية ـ المعايرة عن طريق قياس الناقلية ـ مفهوم نقطة التكافؤ **2. تفاعل الأكسدة الإرجاعية** ـ مفهوما المؤكسد والمرجع ـ مفهوم الثنائية مر/مؤ ـ أمثلة لبعض الثنائيات (حالة خاصة للمعادن) ـ المعايرة اللونية المعايرة عن طريق الناقلية

ـ بطاقة تربوية(03- أ-)ـ

المستوى : 2 علوم تجريبية + رياضي المجال : المادة وتحولاتها الوحدة(3) تعيين كمية المادة بالمعايرة	الرقم : 1 نوع النشاط : درس نظري + عمل مخبري المدة : دقيقة

الموضوع	
الكفاءات المستهدفة	ـ يميز بين الحمض والأساس ـ يعين نقطة التكافؤ ثم ويوظفها لتعيين كمية المادة خلال المعايرة ـ يفسر تفاعل حمض-أساس على أساس انتقال البروتونات من الحمض إلى الأساس ـ يميز بين المؤكسد والمرجع ـ يوظف الجدول الدوري لتحديد وضع العناصر المؤكسدة والمرجعة ـ يتوقع حدوث تفاعل أكسدة إرجاعية ـ يوظف نقطة التكافؤ لتعيين كمية المادة خلال تفاعل الأكسدة الإرجاعية ـ يفسر تفاعل الأكسدة الإرجاعية على أساس انتقال الالكترونات من المرجع إلى المؤكسد
النشاطات المقترحة	ـ موضحة في العرض النظري
الوسائل و المراجع التعليمية	

مراحل النشاط	التوقيت
تفاعلات حمض-أساس 1. الكشف عن المحاليل الحمضية والأساسية: نشاط 1 : تصنيف المحاليل إلى حمضية وأساسية نشاط 2 : التعرف على مفهوم الحمض نشاط 3 : التعرف على مفهوم الأساس 2. مفهوما الحمض والأساس حسب برونشتد 1.2. مفهوم الحمض 2.2. مفهوم الأساس 3. مفهوم الثنائية أساس/حمض 1.3. تعريف 2.3. أمثلة عن الثنائيتان أساس/حمض 3.3. الثنائيتان أساس/حمض للماء 4. تفاعلات حمض – أساس المعايرة اللونية حمض- أساس – عمل مخبري – المعايرة عن طريق قياس الناقلية – عمل مخبري –	

ملاحظات :	

العرض النظري

تفاعلات حمض-أساس Réactions acido-basiques

1. الكشف عن المحاليل الحمضية والأساسية:

نشاط 1 : تصنيف المحاليل إلى حمضية وأساسية

ـ نضع في خمسة أنابيب اختبار المحاليل المائية التالية:

الأنبوب 1: عصير الليمون ،الأنبوب 2: الخل ،الأنبوب 3 : محلول صابون ،الأنبوب 4: محلول كلور الصوديوم

الأنبوب 5: محلول بيكربونات الصوديوم

ـ نضيف بعض قطرات من كاشف الهليانتين (Hélianthine) إلى كل أنبوب.

1) ماهو لون كاشف الهليانتين؟ 2) ماهو لون المحلول في كل أنبوب بعد إضافة الكاشف؟

3) يتميز الليمون بطعم شائع؟ أذكره . 4) صنف المحاليل السابقة إلى حمضية أو أساسية أو معتدلة؟

الإجابة:

1) لون كاشف الهليانتين الأصلي هو برتقالي

2) المحاليل: عصير الليمون، الخل تتلون بالأحمر

المحاليل: محلول الصابون، محلول بيكربونات الصوديوم تتلون بالأصفر

محلول كلور الصوديوم يتلون بنفس لون الكاشف (برتقالي).

3) طعم الليمون حامضي.

4) المحاليل التي تتلون بنفس لون عصير الليمون عند إضافة كاشف الهليانتين أي اللون الأحمر نسميها محاليل حمضية (محلول الخل).

المحاليل التي تتلون بنفس لون بيكربونات الصوديوم عند إضافة كاشف الهليانتين أي اللون الأصفر نسميها محاليل أساسية (محلول الصابون).

المحاليل التي لايتغير فيها لون كاشف الهليانتين نسميها محاليل معتدلة (محلول كلور الصوديوم)

نشاط 2 : التعرف على مفهوم الحمض

الهليانتين نوع كيميائي عضوي ملون، له شكلين ، الشكل HIn لونه أحمر و الشكل In^- لونه أصفر .

1ـ نأخذ أنبوب اختبار ثم نضع فيه 1ml من الماء المقطر.

نضيف بعد ذلك 3 قطرات من الهليانتين. نسد الأنبوب ونقوم بعملية الرج.

أ) ما هو اللون الملاحظ ؟ ماذا تستنتج؟

ب) أكتب معادلة التفاعل الحادث.

الإجابة:

أ) اللون برتقالي . المحلول يحتوي على الجزيئات HIn والشوارد In^-بشكل متساوي (لون المحلول هو مزيج اللونين).

ب) $HIn + H_2O = In^-_{(aq)} + H_3O^+$

2 – نضيف إلى محتوى الأنبوب 5ml من محلول حمض كلور الماء ($H_3O^+ + Cl^-$) تركيزه المولي $C_1=10^{-2}mol.\ L^{-1}$،

نسد الأنبوب ونقوم بعملية الرج.

أ) ما هو لون المزيج ؟ ماذا تستنتج؟ ب) أكتب معادلة التفاعل الحادث.

الإجابة:

أ) لون المزيج أحمر. اختفاء اللون البرتقالي وظهور اللون الأحمر يدل على اختفاء الشوارد In^- وظهور الجزيئات HIn .

حيث فقدت $H_3O^+_{(aq)}$ الشاردة H^+ التي تكتسبها In^- لتتحول الى Hin التي تلون المحلول باللون الأحمر.

ب) $HIn + H_2O \quad In^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)} \rightarrow$

الشاردة $H_3O^+_{(aq)}$ هي المسؤولة عن تغير لون الكاشف فهي حمض.(Cl^- لاتشارك في التفاعل)

نشاط 3 : التعرف على مفهوم الأساس

1ـ نأخذ أنبوب اختبار ثم نضع فيه 1ml من الماء المقطر.نضيف بعد ذلك 3 قطرات من الهليانتين. نسد الأنبوب ونقوم بعملية الرج.

2 – نضيف إلى محتوى الأنبوب 5ml من محلول الصود ($NaOH$) (بحذر) تركيزه المولي $C_1=10^{-2}mol.\ L^{-1}$،

نسد الأنبوب ونقوم بعملية الرج. أ) ما هو لون المزيج ؟ ماذا تستنتج؟ ب) أكتب معادلة التفاعل الحادث.

الإجابة:

أ) لون المزيج أصفر. اختفاء اللون البرتقالي وظهور اللون الأصفر يدل على اختفاء الجزيئات Hin وظهور الشوارد In^- .

حيث Hin تفقد H^+ التي تكتسبها $OH^-_{(aq)}$ لتتحول الى In^- التي تلون المحلول باللون الأصفر.

ب) $HIn + OH^-_{(aq)} \longrightarrow In^- + H_2O$

الشاردة $OH^-_{(aq)}$ هي المسؤولة عن تغير لون الكاشف فهي أساس ، إذن محلول الصود أساسي

2. مفهوما الحمض والأساس حسب برونشتد Brönsted:

1.2. مفهوم الحمض Acide:

الحمض هو كل فرد كيميائي (جزيء أو شاردة) قادر على فقد بروتون H^+ أو أكثر أثناء تفاعل كيميائي.

نرمز للحمض بـ AH : $AH \longrightarrow A^- + H^+$

$$HCl \longrightarrow Cl^- + H^+$$
$$H_2SO_4 \longrightarrow SO_4^{2-} + 2\,H^+$$
$$H_3O^+ \longrightarrow H_2O + H^+$$
$$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$
(H^+ فوق السهم)

أمثلة عن الأحماض:

صيغته	اسم الحمض
$H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$	حمض كلور الماء (Acide chlorhydrique)
HNO_3	حمض الآزوت (Acide nitrique)
H_2SO_4	حمض الكبريت (Acide sulfurique)
CH_3- COOH	حمض الإيثانويك (الخل) Acide éthanoïque
C_6H_5-COOH	حمض البنزويك (Acide benzoïque)
$C_9H_8O_4$	حمض أسيتيل ساليسيليك (Aspirine) (Acide acétylsalicylique)

- المحاليل المائية لكل هذه الأحماض تحتوي على الشوارد $H_3O^+_{(aq)}$

2.2. مفهوم الأساس Base:

الأساس هو كل فرد كيميائي (جزيء أو شاردة) قادر على اكتساب بروتون H^+ أو أكثر في تفاعل كيميائي.
نرمز للأساس بـ B أو A^- : $B + H^+ \longrightarrow BH^+$

$$A^- + H^+ \longrightarrow AH$$
$$NH_3 + H^+ \longrightarrow NH_4^+$$
$$OH^- + H^+ \longrightarrow H_2O$$

$$NH_3 + H_2O \xrightarrow{H^+} NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

أمثلة عن بعض الأسس:

صيغته	اسم الأساس
NaOH	الصود أو هيدروكسيد الصوديوم (Hydroxyde de sodium)
KOH	البوتاس أو هيدروكسيد البوتاسيوم (Hydroxyde de potassium)
NH_3	النشادر أو الأمونياك (Ammoniac)
$NaHCO_3$	هيدروجينوكربونات الصوديوم (Hydrogénocarbonate de sodium)

- المحاليل المائية لكل هذه الأسس تحتوي على الشوارد $OH^-_{(aq)}$

ملاحظة: الماء المقطر ، محلول سكري (محضر بالغلوكوز) ، كحول الإيثانول كلها محاليل معتدلة

3. مفهوم الثنائية أساس/حمض:

1.3. تعريف:

حسب تعريف برونشتد للحمض والأساس، فان هناك تبادل بروتوني بين الحمض AH والأساس A^- حسب المعادلات:

$AH \longrightarrow A^- + H^+$ نسمي A^- الأساس المرافق للحمض AH

$A^- + H^+ \longrightarrow AH$ نسمي AH الحمض المرافق للأساس A^-

ومنه نكتب: $AH = A^- + H^+$

نسمي الثنائية AH / A^- (أو BH^+/B) بالثنائية أساس / حمض.

2.3. أمثلة عن الثنائيتان أساس/حمض:

المعادلة النصفية حمض-أساس	الأساس المرافق	الحمض	الثنائية أساس/حمض
$NH_4^+ = H^+ + NH_3$	النشادر	شاردة الأمونيوم	NH_4^+ / NH_3
$HCl = H^+ + Cl^-$	شاردة الكلور	كلور الهيدروجين	HCl / Cl^-
$CH_3-COOH = H^+ + CH_3-COO^-$	شاردة الإيثانوات	حمض الإيثانويك	CH_3-COOH / CH_3-COO^-
$C_6H_5-COOH = H^+ + C_6H_5-COO^-$	شاردة البنزوات	حمض البنزويك	$C_6H_5-COOH / C_6H_5-COO^-$

3.3. الثنائيتان أساس/حمض للماء:

للماء ثنائيتان أساس / حمض:

الثنائية H_3O^+/H_2O : $H_2O_{(l)} + H^+ = H_3O^+_{(aq)}$

الثنائية H_2O/OH^- : $H_2O_{(l)} = OH^-_{(aq)} + H^+$

4. تفاعلات حمض – أساس:

تفاعل حمض الإيثانويك مع الماء يكون وفق المعادلة:

$$CH_3\text{-}COOH_{(l)} + H_2O_{(l)} = CH_3\text{-}COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

الجزيء $CH_3\text{-}COOH$ يفقد H^+ ليتحول الى شاردة $CH_3\text{-}COO^-$ وفق المعادلة:

$$CH_3\text{-}COOH_{(l)} = H^+ + CH_3\text{-}COO^-_{(aq)}$$

الثنائية المتفاعلة $CH_3\text{-}COOH/\ CH_3\text{-}COO^-$ نرمز لها بـ (أساس 1/ حمض1)

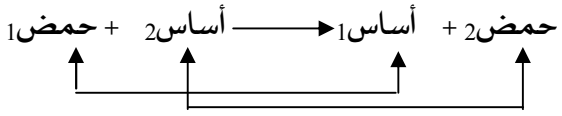
الجزيء H_2O يكتسب H^+ ليتحول الى شاردة H_3O^+ وفق المعادلة:

$$H_2O_{(l)} + H^+ = H_3O^+_{(aq)}$$

الثنائية المتفاعلة H_3O^+/H_2O نرمز لها بـ (أساس 2/ حمض2)

إذن في تفاعل حمض-أساس يحدث انتقال H^+ واحد أو أكثر من ثنائية(أساس 1/ حمض1) إلى ثنائية (أساس 2/ حمض2)

في الحالة العامة نكتب المعادلة بالشكل:



المعايرة اللونية حمض-أساس

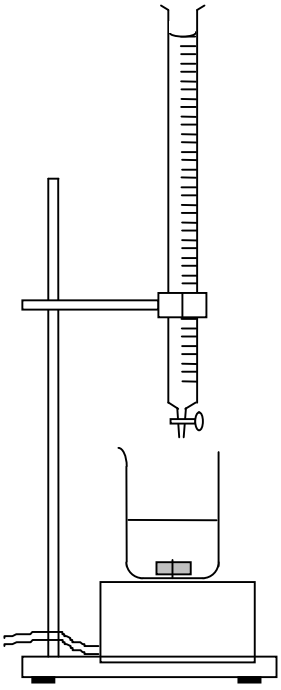
عمل مخبري

1. الأهداف:

- فهم مبدأ المعايرة حمض- أساس اعتمادا على خاصية تغير لون الكاشف.
- فهم مدلول نقطة التكافؤ.
- حساب تركيز مجهول C_aلمحلول HCl بواسطة معايرته بمحلول NaOHتركيزه معلومC_b.

2. الأدوات والمواد المستعملة:

سحاحة مدرجة، كأس بيشر حجمه 100mL ، ماصة، مخلط مغناطيسي، حامل.
محلولHCl ، محلولNaOH ، كاشف أزرق البروموتيمول (BBT).



3. التجربة:

- ضع في كأس بيشر حجما $V_a = 20mL$ من محلول حمض كلور الماء ($H_3O^+ + Cl^-$) تركيزه المولي C_a مجهول مع قضيب مغناطيسي ثم ضف قطرتين من كاشف(BBT) .
- املأ السحاحة بمحلول الصود (NaOH) ذي التركيز المولي $C_b = 10^{-1}\ mol/L$.
- شغل المخلاط المغناطيسي، ثم اسكب تدريجيا محلول الصود على المحلول الحمضي.

الأسئلة:

1. ما لون المحلول في البيشر قبل سكب المحلول الأساسي ؟
2. عند سكب المحلول الأساسي تدريجيا تابع تغير لون المزيج في البيشر. كيف تفسر هذا التغير؟
3. عند سكب حجم V_b نلاحظ ظهور لون جديد ما هو هذا اللون ؟
4. التفاعل الحادث بين المحلول الحمضي والمحلول الأساسي يسمى تفاعل حمض – أساس .
   أ) حدد الثنائيتين أساس / حمض الداخلتين في التفاعل.
   ب) أكتب معادلة التفاعل الكيميائي الحادث بينهما.
5. يسمى الحجم المسكوب V_{beq} عند تغير اللون، الحجم المسكوب عند التكافؤ (equivalence).
   أ) ماذا يمكن القول عن المزيج عند التكافؤ.
   ب) استنتج التركيز المولي C_a.بالاستعانة بجدول التقدم من أجل حجم V_b مسكوب .

الإجابة:

1ـ لون المحلول أصفر

2ـ يتغير لون المحلول من الأصفر في اتجاه اللون الأخضر. بسبب تغير طبيعة المحلول (اختفاء الشوارد H_3O^+ التي تفاعلت مع OH^-).

3. يتلون المحلول بالأخضر.

4. أ) الثنائيتين المتفاعلتين: H_3O^+/H_2O ، H_2O/OH^-.

ب) معادلة التفاعل: $H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2\ H_2O$

الشاردتان Cl^- , Na^+ لاتشاركان في التفاعل.

5. الحجم المسكوب عند نقطة التكافؤ $V_b = V_{beq} = 20\ mL$

أ) عند نقطة التكافؤ يصبح المحلول معتدل (لون الكاشف أخضر).

ب) جدول تقدم التفاعل من أجل حجم الأساس المضاف $V_b < V_{beq}$.

معادلة التفاعل	$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2\ H_2O$			
حالة الجملة	التقدم(mol)	$n_{H_3O^+}$ (mol)	n_{OH^-} (mol)	n_{H_2O} (mol)
الحالة الابتدائية	$X = 0$	$n_a = C_a \cdot V_a$	$n_b = C_b \cdot V_b$	0
الحالة الوسطية	X	$n_a - X$	$n_b - X$	$2X$
قيمة X_{max}	المتفاعل المحد هو الأساس $X_{max} = n_b$			
الحالة النهائية		$n_a - X_{max}$	$n_b - X_{max} = 0$	$2\ X_{max}$

عند نقطة التكافؤ: $V_b = V_{beq}$

$$n_a - X_{max} = 0 \quad \text{حيث} \quad X_{max} = X_{eq}$$

$$n_a = X_{max} = X_{eq}$$

$$n_b - X_{max} = 0$$

$$n_b = X_{max} = X_{eq}$$

$$n_a = n_b$$

$$C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_{beq}$$

$$C_a = \frac{C_b \cdot V_{beq}}{V_a}$$

$$C_a = \frac{10^{-1} \cdot 20}{20} = 10^{-1}\ mol/l$$

المعايرة عن طريق قياس الناقلية

عمل مخبري

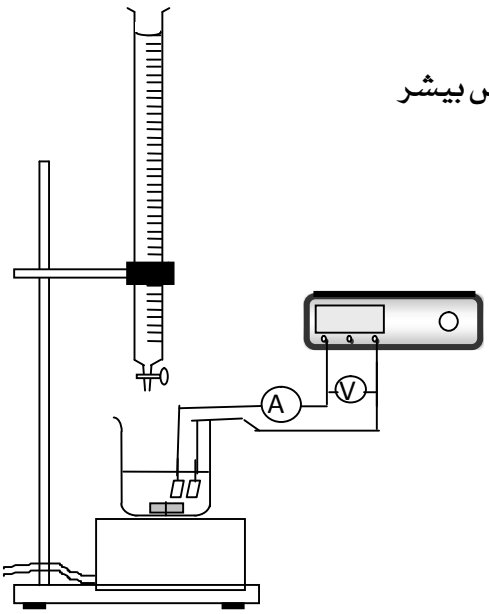
1. الأهداف:

- فهم مبدأ المعايرة حمض – أساس اعتمادا على قياس الناقلية.
- فهم مدلول نقطة التكافؤ.
- تحديد نقطة التكافؤ على البيان $G=f(C)$ وحساب تركيز محلول مجهول.

2. الأدوات والمواد المستعملة:

سحاحة مدرجة، GBF مولد ، فولط متر ، أمبيرمتر، خلية قياس الناقلية، كأس بيشر ماصة، مخلط مغناطيسي، حامل. محلول HCl ، محلول NaOH .

3. التجربة:



- ضع في كأس بيشر 100 mL من محلول حمض كلور الماء تركيزه C_a مجهول.
- أدخل خلية قياس الناقلية في المحلول (الخلية موصولة على التسلسل بالمولد ومقياس الأمبير وعلى التفرع مع الفولط متر).
- املأ السحاحة بمحلول الصود (NaOH) تركيزه المولي $C_b = 1\ mol/L$.
- أضبط قيمة التوتر عند 1V، ثم اسكب في كل مرة حجما V_b من محلول الصود مسجلا قيمة الناقلية G.

انقل نتائج القياسات في الجدول التالي:

$V_b(mL)$	0	1	2	3	4	5	6	7	8
G(ms)	3.90	3.57	3.33	3.05	2.75	2.50	2.21	1.92	1.63
	9	9.5	10	10.5	11	12	13	14	15
	1.39	1.26	1.12	1.06	1.14	1.28	1.45	1.63	1.80

1) أرسم البيان $G = f(V_b)$.

2) نرمز لحجم الصود المضاف V_b الموافق لأصغر قيمة للناقلية بـ V_{beq}. هذه النقطة تسمى نقطة التكافؤ.
كيف تفسر شكل المنحنى؟

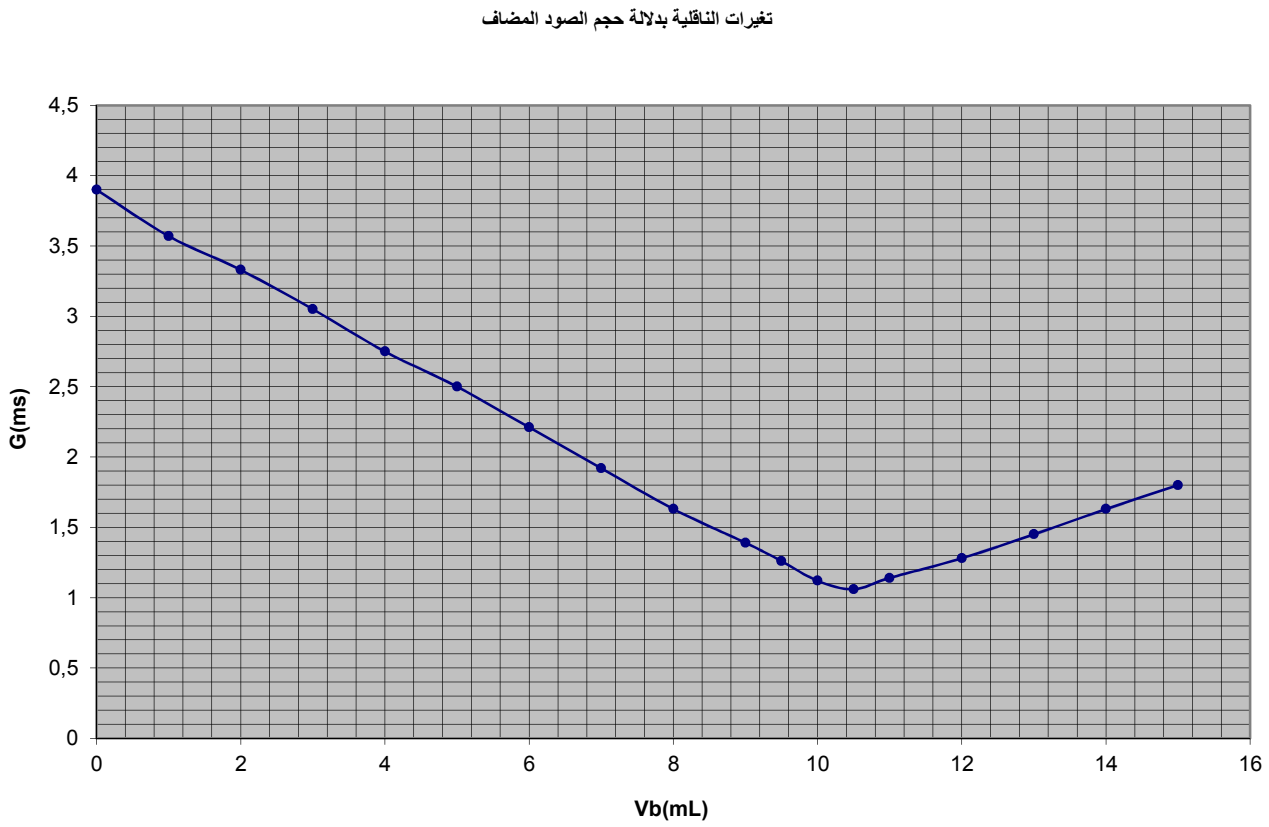
3) ناقش تطورات كمية المادة باستعمال جدول تقدم التفاعل . واستنتج خاصية نقطة التكافؤ.

4) استنتج قيمة تركيز محلول حمض كلور الماء C_a.

5) أرسم البيان الذي يمثل تغيرات كمية مادة H_3O^+ في البيشر بدلالة كمية مادة OH^- المضافة أي:
$n(H_3O^+)$ النهائية $= f(nOH^-)$ المضافة

الإجابة:

1. المنحنى المتحصل عليه يتكون من قطعتين مستقيمتين ميلهما مختلفان.



2. تفسير شكل البيان:

- **من أجل $V_b < V_{beq}$ الناقلية تتناقص.**

هذا الجزء من المنحنى يوافق اختفاء الشوارد H_3O^+ التي تتفاعل مع الشوارد OH^- الآتية من محلول الصود وفق المعادلة:

$$H_3O^+_{aq} + OH^-_{aq} \longrightarrow 2H_2O$$

المحلول يحتوي على الشوارد H_3O^+, Cl^-, Na^+.

الشوارد Na^+ الآتية من محلول الصود تعوض الشوارد H_3O^+ التي تفاعلت مع الشوارد OH^- ،علما أن الناقلية النوعية للشوارد Na^+ أقل من الناقلية النوعية للشوارد H_3O^+ .

إذن الناقلية النوعية للمحلول تتناقص ومنه تناقص ناقليته أيضا .

- **من أجل $V_b > V_{beq}$ الناقلية تتزايد.**

الشوارد H_3O^+ الآتية من الحمض اختفت كليا ، ومنه الشوارد OH^- الآتية من الأساس تبقى في المحلول .

إن إضافة الشوارد OH^- والشوارد Na^+ يؤدي إلى ارتفاع الناقلية النوعية للمحلول ومنه ارتفاع ناقليته أيضا.

3. تفسير شكل المنحنى البياني للمعايرة بواسطة تقدم التفاعل الذي نرمز له بـ x .

نرمز لكمية مادة الشوارد H_3O^+ الإبتدائية الموجود في المحلول بـ n_a.

كمية مادة الشوارد OH^- المضافة في لحظة ما الى المحلول هي: $n_b = C_b \cdot V_b$.

أ) قبل التكافؤ $V_b < V_{beq}$:

- في البداية لاوجود للتفاعل فتقدم التفاعل معدوم: $x = 0$

عند إضافة $V_b = 1\ mL$

كمية مادة الصود المضافة: $n_b = 1x1 = 1mmol$

- في النهاية كل الشوارد OH^- تفاعلت، اذن: $n_{OH^-} = n_b - x_m = 0$

التقدم الأعظمي x_m يساوي كمية مادة الشوارد OH^- المضافة: $n_b = x_m$

نتيجة: من أجل $V_b < V_{beq}$ الصود هو المتفاعل المحد.

ب) عند التكافؤ $V_b = V_{beq}$:

- كمية مادة الحمض تنعدم: $n_a - x_m = 0$ ومنه $n_a = x_m$
- وأيضا بالنسبة للصود المضاف: $n_b - x_m = 0$ ومنه $n_b = x_m$
- عند الإستمرار في إضافة الصود، فان تفاعل المعايرة لاوجود له،بسب اختفاء الشوارد H_3O^+.

فالشوارد H_3O^+ تصبح المتفاعل المحد.

نتيجة: ابتداء من $V_b = V_{beq}$ حمض كلور الماء يصبح المتفاعل المحد.

جـ) بعد التكافؤ $V_b > V_{beq}$:

تفاعل المعايرة لاوجود له، تقدم التفاعل يبقى يساوي x_{eq} .

كمية مادة الشوارد H_3O^+ تنعدم أما كمية مادة الشوارد OH^- فتستمر في الزيادة.

معادلة التفاعل	$H_3O^+_{aq} + OH^-_{aq} \longrightarrow 2\ H_2O_l$		
كميات المادة	$n(H_3O^+_{aq})$	$n(OH^-_{aq})$	$n(H_2O_l)$
الحالة الابتدائية	$C_a \cdot V_{ai}$	$C_b \cdot V_b$	بزيادة
الحالة النهائية من أجل $V_b < V_{beq}$	$C_a \cdot V_{ai} - x_m = C_a \cdot V_{ai} - C_b \cdot V_b$	$C_b \cdot V_b - x_m = 0$	بزيادة
الحالة النهائية من أجل $V_b = V_{beq}$	$C_a \cdot V_{ai} - x_{eq} = 0$	$C_b \cdot V_{beq} - x_{eq} = 0$	بزيادة
الحالة النهائية من أجل $V_b > V_{beq}$	$C_a \cdot V_{ai} - x_{eq} = 0$	$C_b \cdot V_b - x_{eq}$	بزيادة

نتيجة:

عند التكافؤ يحدث تغير المتفاعل المحد.

تكافؤ حمض-أساس:

عند التكافؤ، التقدم الأعظمي للتفاعل يأخذ قيمة حدية x_{eq} ، التي تساوي كمية مادة حمض كلور الماء : $x_m =$

$x_{eq} = n_a$

في المحلول كمية مادة حمض كلور الماء n_a حيث: $n_a - x_{eq} = 0$

بالمثل كمية مادة الصود في المحلول n_b حيث: $n_b - x_{eq} = 0$

كمية مادة الشوارد المضافة OH^- تساوي كمية الشوارد H_3O^+ الآتية من حمض كلور الماء. (لم يبق سوى كمية مهملة من الشوارد OH^-و H_3O^+):

إذن الناقلية النوعية ومنه ناقلية المحلول تكون لهما أدنى قيمة.

العددين الستوكيومتريين للمتفاعلين متساويان و يساويان إلى واحد في معادلة تفاعل المعايرة:

$$1.H_3O^+_{aq} + 1.OH^-_{aq} \rightarrow 2.H_2O_l$$

نلاحظ أن : $\frac{n_a}{1} = \frac{n_b}{1}$

نتيجة:

عند التكافؤ كميات المادة للمتفاعلات في تناسب ستوكيومتري.

4. استنتاج قيمة التركيز C_a

عند التكافؤ لدينا: $n_b = C_b \cdot V_{beq}$

$n_a = n_b$

$n_a = C_a \cdot V_a$

$$C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_{beq}$$

ومنه: $C_a = C_b \frac{V_b}{V_{beq}}$

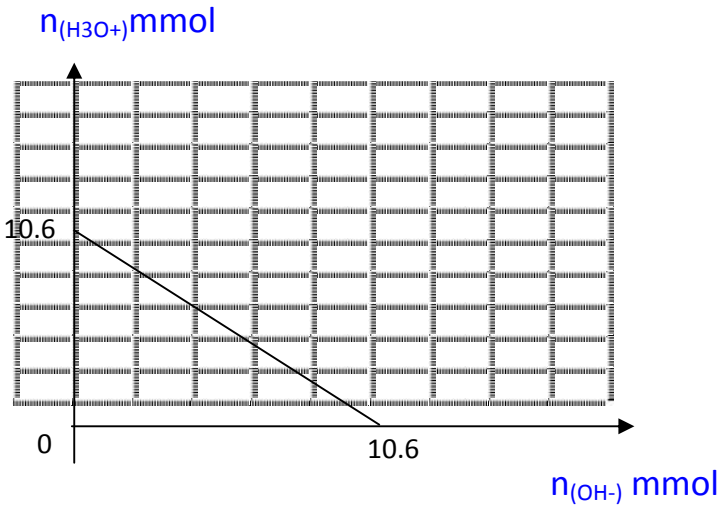
حجم الصود المضاف عند التكافؤ: $V_{beq} = 10,6\ mL$

$$C_a = 1x\frac{10,6}{10} = 1,06x10^{-1}\ mol.L^{-1}$$

5. رسم البيانين

$n(H_3O^+)$ النهائية $=f(nOH^-)$ المضافة

$n_a = 1.06 \times 10^{-1} \cdot 100 \times 10^{-3} = 10.6\ mmol$



ـ بطاقة تربوية(03- ب-)ـ

المستوى : 2 علوم تجريبية + رياضي المجال : المادة وتحولاتها الوحدة(3) تفاعل الأكسدة الإرجاعية	الرقم : 2 نوع النشاط : درس نظري + عمل مخبري المدة : دقيقة

الموضوع	تفاعل الأكسدة الإرجاعية
الكفاءات المستهدفة	ـ يميز بين المؤكسد والمرجع ـ يوظف الجدول الدوري لتحديد وضع العناصر المؤكسدة والمرجعة ـ يتوقع حدوث تفاعل أكسدة إرجاعية ـ يوظف نقطة التكافؤ لتعيين كمية المادة خلال تفاعل الأكسدة الإرجاعية ـ يفسر تفاعل الأكسدة الإرجاعية على أساس انتقال الالكترونات من المرجع إلى المؤكسد
النشاطات المقترحة	ـ موضحة في العرض النظري
الوسائل و المراجع التعليمية	

مراحل النشاط	التوقيت
تفاعلات الأكسدة الإرجاعية Réactions d'oxydoréduction 1ـ مفهوما المؤكسد والمرجع ـ أنشطة 2ـ مفهوم الثنائية مر/مؤ ـ أمثلة لبعض الثنائيات (حالة خاصة للمعادن) المعايرة اللونية – عل مخبري ـ المعايرة عن طريق الناقلية – عل مخبري ـ	

ملاحظات :	

تفاعلات الأكسدة الإرجاعية Réactions d'oxydoréduction

1. نشاطات أولية:

نشاط 1 :

ـ ضع كمية من محلول نترات الفضة ($Ag^+_{aq} + NO_3^-{}_{aq}$) في كأس ، ثم ضف إليه خراطة النحاس Cu.

1) هل حدث تحول كيميائي؟ برر إجابتك.

2) أكتب معادلة تفاعل كيميائي تنمذج التحول الحاصل لذرة النحاس Cu إلى Cu^{2+}.

3) أكتب معادلة تفاعل كيميائي تنمذج التحول الحاصل لشاردة الفضة Ag^+ إلى Ag.

الإجابة:

1) المحلول يتلون بالأزرق بسبب تشكل الشوارد Cu^{2+}. ، وظهور راسب من الفضة Ag لونه فضي على قطعة النحاس.

إذن حدث تحول كيميائي حسب المعادلة:

$$(Ag^+_{aq} + NO_3^-{}_{aq}) + Cu_{(s)} \longrightarrow (2Cu^{2+}_{aq} + NO_3^-{}_{aq}) + Ag_{(s)}$$

2) كل ذرة نحاس فقدت إلكترونين:

$$Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2\bar{e}$$

3) كل شاردة فضة اكتسبت إلكترون:

$$Ag^+ + 1\,\bar{e} \longrightarrow Ag$$

نشاط 2 :

ـ ضع كمية من محلول كبريتات النحاس ($Cu^{2+}_{aq} + SO_4^{2-}{}_{aq}$) في كأس ، ثم ضف له قطع صغيرة من الزنك Zn.

1) هل حدث تحول كيميائي؟ برر إجابتك.

2) أكتب معادلة تفاعل كيميائي تنمذج التحول الحاصل لشاردة النحاس Cu^{2+} إلى Cu .

3) أكتب معادلة تفاعل كيميائي تنمذج التحول الحاصل لذرة الزنك Zn إلى Zn^{2+} .

الإجابة:

1) اختفاء اللون الأزرق بسبب اختفاء الشوارد Cu^{2+}، وظهور راسب أحمر من النحاس Cu.

إذن حدث تحول كيميائي حسب المعادلة:

$$(Cu^{2+}_{aq} + SO_4^{2-}{}_{aq}) + Zn_{(s)} \longrightarrow (Zn^{2+}_{aq} + SO_4^{2-}{}_{aq}) + Cu_{(s)}$$

2) كل شاردة نحاس اكتسبت إلكترونين:

$$Cu^{2+} + 2\bar{e} \longrightarrow Cu$$

3) كل ذرة زنك فقدت إلكترونين:

$$Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2\bar{e}$$

2. مفهوم المؤكسد والمرجع:

أثناء تفاعل الأكسدة الإرجاعية يحدث انتقال للإلكترونات.

تعريف الأكسدة (oxydation):

هي عبارة عن تغير كيميائي يصاحبه فقدان في الإلكترونات من ذرة أو مجموعة من الذرات.
نقول عن الفرد الكيميائي الذي فقد إلكترون أو أكثر أنه تأكسد ونسميه مرجع (réducteur). يتحول إلى المؤكسد المرافق (oxidant conjugué).

$$red \longrightarrow ox + n\,\bar{e}$$
$$Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2\bar{e}$$

تعريف الإرجاع (réduction) :

هو عبارة تغير كيميائي يصاحبه اكتساب الإلكترونات من طرف ذرة أو مجموعة من الذرات.

- نقول عن الفرد الكيميائي الذي اكتسب إلكترون أو أكثر أنه أرجع ونسميه مؤكسد (oxidant). يتحول إلى المرجع المرافق (réducteur conjugué).

$$ox + n\,\bar{e} \longrightarrow red$$
$$Cu^{2+} + 2\bar{e} \longrightarrow Cu$$

3. الثنائية مؤكسد/مرجع :

من النشاطين السابقين:
ذرة النحاس (Cu) وشاردة النحاس (Cu^{2+}) تشكلان ثنائية: Cu^{2+}/Cu تسمى ثنائية مرجع / مؤكسد (ox/red)
وأيضا بالنسبة لذرة الزنك (Zn) وشاردة الزنك (Zn^{2+}) تشكلان ثنائية: Zn^{2+}/Zn .
يعبر عن الثنائية بالمعادلة النصفية الإلكترونية:

$$ox + n\,\bar{e} = red$$
$$Cu^{2+} + 2\bar{e} = Cu$$
$$Zn^{2+} + 2\bar{e} = Zn$$

استنتاج :

في تفاعل الأكسدة الإرجاعية يحدث انتقال لإلكترون واحد أو أكثر من مرجع ثنائية إلى مؤكسد ثنائية أخرى.

$$Cu^{2+}_{aq} + Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{2+}_{aq} + Cu_{(s)}$$
$$ox_1 + red_2 \longrightarrow ox_2 + red_1$$

4. أمثلة : ثنائيات مرجع/مؤكسد:

الثنائية: ox / red	المؤكسد	المرجع	المعادلة النصفية الإلكترونية
H^+_{aq}/ H_2	H_{aq}	H_2	$2H^+_{aq} + 2\bar{e} = H_2$
I_2 / I^-	I_2	I^-	$I_2 + 2\bar{e} = 2\ I^-$
Fe^{3+} / Fe^{2+}	Fe^{3+}	Fe^{2+}	$Fe^{3+} + \bar{e} = Fe^{2+}$
MnO_4^- / Mn^{2+}	MnO_4^-	Mn^{2+}	$MnO_4^- + 8\ H^+_{aq} + 5\bar{e} = Mn^{2+} + 4H_2O$
$S_4O_6^{2-} / S_2O_3^{2-}$	$S_4O_6^{2-}$	$S_2O_3^{2-}$	$S_4O_6^{2-} + 2\bar{e} = 2\ S_2O_3^{2-}$

معايرة الأكسدة الارجاعية

عمل مخبري

1. الهدف:

- تحديد تركيز محلول ثنائي اليود ($I_{2\,aq}$) بواسطة معايرته بمحلول تيوكبريتات الصوديوم $Na_2S_2O_3$ معلوم التركيز.
- التعرف على نقطة التكافؤ اعتمادا على تغير اللون.

2. الأدوات والمواد المستعملة:

- محلول ثنائي اليود ($I_{2\,aq}$)
- محلول تيوكبريتات الصوديوم .

3. الخطوات العملية:

نضع في بيشر حجما V_1 من محلول اليود ذي التركيز المولي مجهول .

نضع في السحاحة محلولا من تيوكبريتات الصوديوم تركيزه المولي C_2 معلوم .

1. لاحظ ألوان المحاليل قبل بداية المعايرة.
2. نسكب تدريجيا محلول تيوكبريتات الصوديوم على محلول اليود . كيف تفسر زوال اللون التدريجي لمحلول اليود؟
3. أكتب معادلة تفاعل الأكسدة الارجاعية الحادث علما ان الثنائيات الداخلة في التفاعل:

$I_2 / I_{1\,K}$ ، $S_4O_6^{2-} / S_2O_3^{2-}$

4 -من اجل حجم V_2 مسكوب (لون محلول اليود لم يزل كليا)، قدم جدولا لتقدم التفاعل ومن هو المتفاعل المحد ؟ برر اجابتك.

5 – عند سكب حجم $V_{2\,eq}$ نلاحظ الزوال الكلي للون محلول اليود (يمكن أخذ $V_{2\,aq}$ متوسط القيم المعينة من طرف المجموعات المختلفة للتلاميذ).

- هل عملية المعايرة انتهت؟
- استنتج التركيز المولي C_2 لمحلول اليود المعاير.

المعايرة عن طريق قياس الناقلية

عمل مخبري

معايرة محلول اليود بواسطة محلول نيوكبريتات الصوديوم (بإستعمال تركيبة قياس الناقلية)
يمكن للأستاذ إتباع نفس الخطوات في الجزء السابق.

نشاط: محاكاة المعايرة بواسطة الإعلام الآلي

يمكن تحقيق المعايرة عن طريق المحاكاة بواسطة برمجية خاصة (logiciel approprié)
1) شغل البرنامج Excel ثم افتح الملف (dosage 1AS)
2) اختار " الشاشة كاملة" (plein écran)
في الخانة " إختبار التفاعل" إختار (الحمض و الأساس) أو (المؤكسد و المرجع) مثلا " معايرة ثنائي اليود بواسطة نيوكبريتات الصوديوم"
3) إختار في السحاحة محلول نيوكبريتات الصوديوم تركيزه المولي C معلوم
(مثلا $C= 10^{-2}\ mol.L^{-1}$) ثم إختر في البيشر حجما V' $1.00\ E-^{2}$
(مثلا $V' = 10\ ml$) من محلول ثنائي اليود تركيزه المولي C'
4) أنقر على(Afficher) من متابعة تطور كميات المادة
5) أنقر على (Dosage automatique) من اجل متابعة كميات المادة خلال عملية المعايرة كلها

ملاحظة:

أنتبه إلى الحالة $V = V'_{eq}$ ثم قارن مع V_{eq} المعين عن طريق التجربة في الأعمال التطبيقية .