

المجلسة الخامسة (كيمياء)

بكالوريا مهني حديثة

الدرس الأول : المحوَض والأسس :

أهم المفاهيم النظرية :

(1) نظرية أرنيوس :

المحفّض : كل مادة تحرر أيونات هيدروجينية

H^+ عند انحلالها بالماء

الأساس : كل مادة تحرر أيونات هيدروكسيد

OH^- عند انحلالها بالماء

(2) برونشستد-لوري :

المحفّض : كل مادة قادرة على منح بروتون H^+

أو أكثر لمادة أخرى تتفاعل معها

الأزواج المترافقة :

(1) كل محفّض يرافقه أساس يدعى أساسه

المترافق

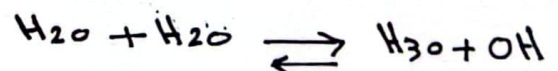
(2) كل أساس يرافقه محفّض يدعى محفّضه

المترافق.

سؤال هام : اكتب صيغة التأيّن الذاتي للماء

و حدد الأيزوج المترافقة وفق برونشستد-لوري

و اكتب عبارة ثابتة توازن الماء ؟



H_2O / H_3O^+
محفّض / أساس

H_2O / OH^-
أساس / محفّض

$$K_w = [H_3O^+].[OH^-] = 10^{-14}$$

مشتق الماء : مركب مذيب ؟ لأنه حليل

سلوك محفّض : هيئات وسلوك أساس

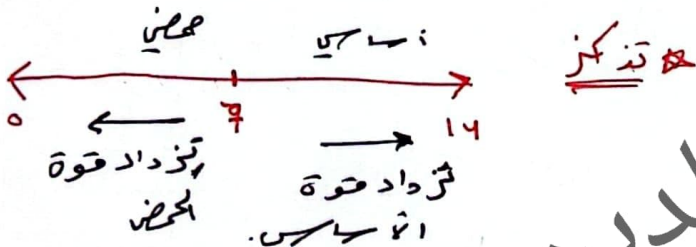
أ هيئات "أخرى" وفقاً للمادة التي

تفاعل معها.

سؤال هام : رتب المركبات الآتية وفق

ازدياد pH :

(HCl , $NaOH$, NH_4OH , HNO_3)
محفّض قوي (2) محفّض قوي (4) محفّض ضعيف (3) محفّض قوي (1)



سؤال (1) : علل محفّض هيدروكسيد

تركيزه الابتدائي $0.2 mol/L$ و ثابت

تأين 5×10^{-10} المطلوب :

(1) احسب $[H_3O^+]$, $[OH^-]$ ؟

$$[H_3O^+] = \sqrt{C \times K_a}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{2 \times 10^{-1} \times 5 \times 10^{-10}} = \sqrt{10^{-10}}$$

$$[H_3O^+] = 10^{-5} mol/L$$

$$[OH^-].[H_3O^+] = 10^{-14}$$

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} = 10^{-9} mol/L$$

[2] احسب pH المحلول؟

نحتاج لتكيز الهيدروجينوم $[H_3O]$:

$$[H_3O] = \sqrt{C_a \times K_a}$$

$$[H_3O] = \sqrt{5 \times 10^{-7} \times 2 \times 10^{-5}}$$

$$[H_3O] = \sqrt{10^{-6}} = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

حساب pH

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

$$10^{-3} = 10^{-pH}$$

$$\Rightarrow pH = 3$$

[3] احسب درجة تأين هذا المحلول؟

$$\alpha = \frac{[H_3O]}{C_a} = \frac{10^{-3}}{5 \times 10^{-2}} = \frac{10^{-3} \times 10^2}{5}$$

$$\alpha = 2 \times 10^{-3}$$

[4] نحدد المحلول السابق 10 مرات احسب pH المحلول بعد التمدد؟

اذك بحسب التركيز الجديد بعد التمدد:

$$C_a' = \frac{C_a}{10} = \frac{5 \times 10^{-2}}{10} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[H_3O]' = \sqrt{C_a' \times K_a} = \sqrt{5 \times 10^{-3} \times 2 \times 10^{-5}}$$

$$[H_3O]' = \sqrt{10^{-7}} = 10^{-3.5} \text{ mol/L}$$

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

$$10^{-3.5} = 10^{-pH'}$$

$$\Rightarrow pH' = 3.5$$

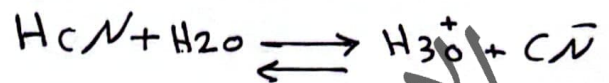
[2] احسب pH المحلول؟

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

$$10^{-5} = 10^{-pH}$$

$$\Rightarrow pH = 5$$

[3] اكتب معادلة التآين وهد الأزداج المترافقة وفق (برونستد-لوري)؟



[4] احسب درجة تأين هذا المحلول؟

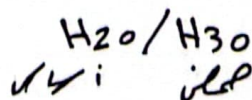
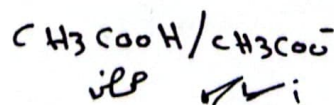
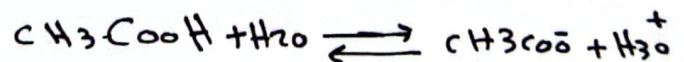
$$\alpha = \frac{[H_3O]}{C_a} = \frac{10^{-5}}{2 \times 10^{-1}} = \frac{10^{-5} \times 10}{2}$$

$$\alpha = 5 \times 10^{-5}$$

المسألة 2: محلول لحمض الكل تركيزه 0.1 مولي احسب pH المحلول بعد التمدد؟

اكتب معادلة تآين هذا المحلول وهد

الأزداج المترافقة وفق (برونستد-لوري)؟



مثال هـ ١١: عند معايرة ٥٠ mL من محلول

لهيدروكسيد الصوديوم ذي التركيز

٠.١ mol/L بمحلول قياسي لحمض الآزوت

تتركز ٠.١ mol/L المطلوب:

(١) احسب pH عند بدء المعايرة

بالبدائية لم يكن لدينا سوى هيدروكسيد

الصوديوم أي أن الوسط أساسي فقط:

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

$$10^{-1} = 10^{-pOH}$$

$$\Rightarrow pOH = 1$$

$$pH + pOH = 14$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 1 = 13$$

نجم حمض الآزوت اللازم للمعايرة:

عند نقطة نهاية المعايرة:

$$n(HNO_3) = n(NaOH)$$

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

$$V_1 = \frac{C_2 \cdot V_2}{C_1} = \frac{10^{-1} \times 50 \times 10^{-3}}{10^{-3}}$$

$$V_1 = 50 \times 10^{-3} \text{ L}$$

(٣) صيغة pH عند نهاية المعايرة؟

$$pH = 7$$

(٤) مع المستعمل المستخدم المناسب؟ ضروري؟

أزرق بروم الفينول لأن مجاله ٦.٦ → ٨.٠

يحيي pH نقطة نهاية المعايرة.

الدرس الثاني المعايرة الحجمية:

عنوان المستعمل: هي موصوفة أساسية

معقدة التركيب تتغير لونها بتغير

pH الوسط الذي توضع فيه

جدول للحفظ:

المستعمل	مجال pH المشر
الهلينتين	3.1 → 4.4
أحمر الميثيل	4.2 → 6.2
أزرق بروم الفينول	6 → 7.6
الفينول فثانيلين	8.2 → 10

عند ما نكتب معادلة أيونية:



نفسه → حمض قوي

OH⁻ → حمض قوي

نفسه → حمض ضعيف

أولاً: معايرة حمض قوي بأحساس قوي:

(١) مجال pH عند نقطة نهاية المعايرة
pH = 7

(٢) المستعمل المستخدم: أزرق بروم الفينول لأنه

مجاله ٦.٦ → ٨.٠ يحيي pH نقطة نهاية المعايرة.

(٣) عند نهاية تفاعل المعايرة:

$$n(H^+) = n(OH^-)$$

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

(4) ماضي صفة PH عند نهاية

المعايرة ؟
 $PH > 7$

(5) ما هو المستعمل المستخدم المناسب وكذا؟

الميتول فتانلين لأن مجاله $8.2 \rightarrow 10$
يحتوي نقطة نهاية المعايرة .

ثالثاً: معايرة حمض أسيد هيدروكلوريك
قوي، $PH < 7$ عند نقطة نهاية المعايرة

$PH < 7$

(2) المستعمل المستخدم المناسب:

أمر الميتول لأن مجاله $4.2 \rightarrow 6.2$

يحتوي PH نقطة نهاية المعايرة .

(3) عند نقطة نهاية المعايرة

$$n(H^+) = n(OH^-)$$

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

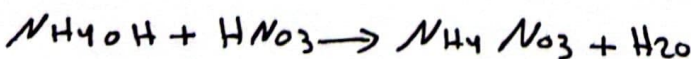
ثالثاً: معايرة 50 mL من محلول هيدروكلوريك

الأوسيوم بمحلول حمض الكازوت تركيزه

0.1 mol/L فيلزم 25 mL منه لإتمام

المعايرة

(1) أكتب المعادلة الكيميائية المتوازنة
عن التفاعل



ثانياً: معايرة حمض هينيك بأوسيوم قوي؟

(1) PH عند نقطة نهاية المعايرة $PH > 7$

(2) المستعمل المستخدم : الميتول فتانلين لأن
مجاله $8.2 \rightarrow 10$ يحتوي PH نقطة
نهاية المعايرة .

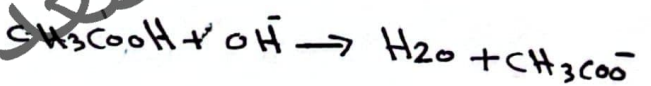
(3) عند نهاية المعايرة $n(OH^-) = n(H^+)$ (معنى)

ثالثاً: عند معايرة 20 mL من حمض

الكل لزم 16 mL من محلول هيدروكسيد

البوتاسيوم تركيزه 0.02 mol/L

(1) أكتب المعادلة المتوازنة لتفاعل المعايرة؟



(2) احسب تركيز محلول حمض الكل بالمعايرة؟

عند نقطة نهاية المعايرة :
 $n(CH_3COOH) = n(OH^-)$

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

$$C_1 = \frac{C_2 \cdot V_2}{V_1} = \frac{2 \times 10^{-2} \times 15 \times 10^{-3}}{20 \times 10^{-3}}$$

$$C_1 = 15 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

(3) احسب كتلة الحمض اللازم لتحضير 400 mL من

المحلول السابق على أن $(C: 12, O: 16, H: 1)$

$$m = C \cdot V \cdot M$$

$$m = 15 \times 10^{-3} \times 400 \times 10^{-3} \times 60$$

$$m = 360 \times 10^{-3} = 0.36 \text{ g}$$

2) احسب تركيز محلول هيدروكسيد

الأمونيوم عند نهاية المعايرة ؟

$$N(H_2O) = N(OH)$$

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

$$C_2 = \frac{C_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{10^{-1} \times 25 \times 10^{-3}}{50 \times 10^{-3}}$$

$$C_2 = 5 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

ملاحظة: المعايرة

1) تكون $pH < 7$ عند معايرة أساس

صديق محلول قوي ؟

الجواب: لأن الأيونات الناتجة عن المعايرة تتسلك سلوك حمض ضعيف.

2) يعتبر أزرق برقم التحول مستمراً

مناسباً عند معايرة حمض قوي

بأساس قوي ؟

لأن مجال $(6 \rightarrow 7.6)$ بحوي

pH نقطة نهاية المعايرة.

3) استخدام هذه المستقرات عند

تفاعلات التعديل (حمض - أساس)

لتحديد نقطة نهاية تفاعل المعايرة.

4) عند معايرة حمض الفوسفوريك

الأمونيوم يكون الوسط عند نهايتها

المعايرة أساسياً ؟

لأن أيونات الفوسفات الناتجة عن

المعايرة تتسلك سلوك

أساس ضعيف.

المدرس الثالث (حرارة التفاعل)

قائمة ترمالوجي : التحويلات الحرارية نوعان :

1) تفاعلات ناشرة للحرارة

2) تفاعلات ماصة للحرارة

الانتالبية : مجموع الطاقات المخزنة في المادة

تحت ضغط ثابت ليحل المحتوى الحراري

ويؤثر بـ H ولكل مادة انتالبية خاصة بها ويمكن قياس تغيرها ΔH وصوائرك

بعض الانتالبية المواد الناتجة و انتالبية المواد

المفاعلة $\Delta H = H_2 - H_1$

نتيجة (1) إذا كان $H_2 > H_1$ أي $\Delta H > 0$

يكون التفاعل ماصاً للحرارة

(2) إذا كان $H_2 < H_1$ أي $\Delta H < 0$

يكون التفاعل ناشراً للحرارة.

حالة القياسية : هي الحالة التي توجد عندها

المادة بشكل أكثر استقراراً عن ضغط

1 atm ودرجة حرارة $25^\circ C$

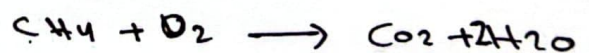
رمز تغير الانتالبية القياسية : (ΔH_{rxn}°)

مثال : يحرق 1 mol من الميثان CH_4 في أكسجين

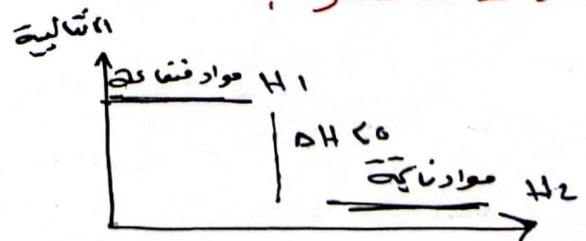
الهوائي O_2 ويتشكل غاز ثاني أكسيد

الكربون وتنتشر كمية حرارة :

(1) نكتب المعادلة الكيميائية للتفاعل المحاصل



(2) اذكر كم خطياً يمثل طاقة المواد المتفاعلة وطاقة المواد الناتجة والطاقة المنتشرة ؟



كيف نكتب معادلة حرارية ؟

(1) نكتب المعادلة الكيميائية بشكل متوازن

(2) يكتب رمز الحالة الفيزيائية للمادة

(3) نكتب صيغة : (9) غاز ، (9) سائل ، (9) محلول

(9) محلول

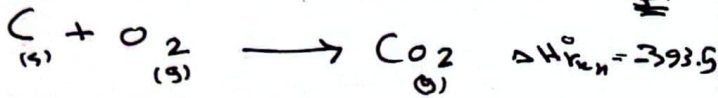
(3) نكتب صيغة ΔH_{rxn}° التي عين المعادلة

مثال : نكتب المعادلة الحرارية لا صرايح الكربون

في الشروط القياسية إذا علمت أن

$$\Delta H_{rxn}^\circ = -393.5 \text{ KJ}$$

الحل :



المواد التي يتوقف عليها تغير الانتالبية :

(1) يتعلق تغير الانتالبية بكمية المادة

(2) الحالة الفيزيائية للمادة

(3) السكراتاً هـ

ملاحظة : تغير انتالبية ΔH تابع حالة لا يتوقف

على الطريق المتلول بل يعتمد على الحالة الابتدائية

والحالة النهائية للحملة

أنواع حرارة التفاعل :

(1) انتالبية التكون القياسية ΔH_f°

(هي تغير الانتالبية عند تكون 1 mol من

المادة انطلاقاً من عناصرها الأولية في

الشروط القياسية) وادمتها $\text{KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

مثال : حسب انتالبية التكون القياسية لغاز

يود الهيدريد هـ :



الحل : يكون من مولات من غاز اليود بالتاكيد :

$$\Delta H_f^\circ = \frac{\Delta H_{rxn}^\circ}{2} = \frac{51.8}{2} = +25.9 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

2) إنتالبي التفاعل القياسية ΔH°

(هي تغير الإنتالبي عند تفاعل 1 mol من المادة ، إلى عناصرها الأولية في الشروط القياسية)
و اهدأ $\text{KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$\Delta H^\circ_f = - \Delta H^\circ_r$$

نجد : لدينا التفاعل : احسب ΔH°_f ، ΔH°_r ؟
 $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3 \quad \Delta H^\circ_{\text{rxn}} = -92.4 \text{ KJ}$

$$1) \Delta H^\circ_f = \frac{-92.4}{2} = -46.2 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$2) \Delta H^\circ_r = -\Delta H^\circ_f = +46.2 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

علاقة إنتالبي التكون بالبيات الحارري :



- يتزايد البيات الحارري لمركب بازدياد كمية الحرارة المنتشرة عند تكونه

- يقل البيات الحارري لمركب بازدياد كمية الحرارة الممتصة عند تكونه :

3) حرارة الاحتراق القياسية ΔH°_c

(هي كمية الحرارة المنتشرة عند احتراق 1 mol من المادة احتراقاً تاماً بوجود كمية كافية من الأكسجين في الشروط القياسية وتختلف من مادة إلى أخرى ولتسمى حرارة الاحتراق القياسية) و اهدأ $\text{KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

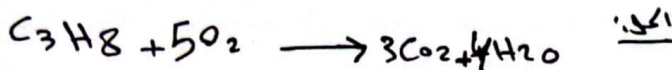
تطبيق : اكتب المعادلة الكيميائية المعبرة عن :

احتراق البروبان C_3H_8 ؟ ثم احسب

كمية الحرارة المنتشرة علماً بأن حرارة من و 880 برديان علماً أن

حرارة احتراق القياسية $\Delta H^\circ_c = -2220 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

علماً أن و (16 ، 112)



عدد مولات البروبان في 880

$$n = \frac{m}{M} = \frac{880}{44} = 20 \text{ mol}$$

كمية الحرارة المنتشرة :

$$\Delta H = 20 \times (-2220) = -44400 \text{ KJ}$$

4) حرارة الذوبان المولية ΔH°_d

(هي تغير الحارري الناتج عن ذوبان 1 mol

من المادة الممتصة في الماء المقطر تكون

لترن المحلول) و اهدأ $\text{KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

وتحسب حرارة الذوبان من القانون

$$\Delta H^\circ_d = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

5) حرارة التبريد ΔH°_r

(كمية الحرارة المنطلقة نتيجة تكون 1 mol

من الماء عند تقيلا أيون H^+ ناتج من تأين

محلول أيون OH^- ناتج من تأين أساسيات و اهدأ $\text{KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

1) حرارة تقيلا محلول قوي مع أساس قوي 57.7

2) المحو ضده من الصفيفة ذات درجة تأين صغيرة

3) حرارة التقييل = حرارة تقيلا محلول قوي

أ أساس قوي + حرارة تأين المحو أو

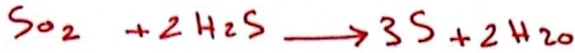
أ أساس من الصفيفة .

المسابقات الخوارية:

$$\Delta H_{rxn}^{\circ} = \sum \Delta H_f^{\circ} - \sum H_g^{\circ} \quad (1)$$

نتيجة متفاعلات

مثال: لدينا التفاعل:



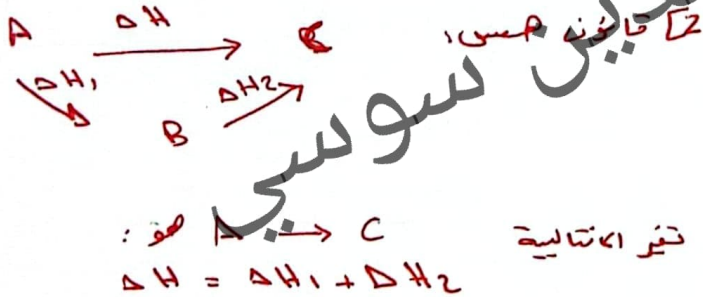
SO ₂	-296.1
H ₂ S	-20.2
S	0
H ₂ O	-286

أحسب تغير الانثالبي القياسي:

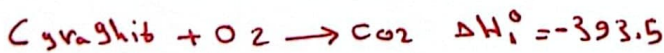
$$\Delta H_{rxn}^{\circ} = \sum \Delta H_f^{\circ} - \sum H_g^{\circ}$$

نتيجة متفاعلات

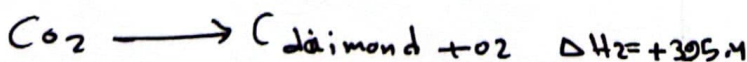
$$\Delta H_{rxn}^{\circ} = [3(0) + 2(-241.8)] - [2(-20.2) + (-296.1)] = -147.1 \text{ KJ}$$



مثال: أحسب تغير الانثالبي لتحويل الفحم إلى



يبقى المعادلة الأولى كما هي ونسكّن الثانية:



نجمع المعادلتين ونحذف المتكرر في الطرفين:

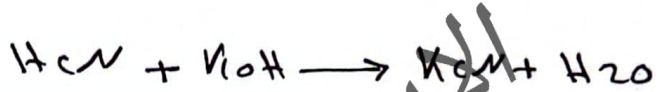


$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = 1.9 \text{ KJ} \quad (2)$$

نطبق: إذا علمت أن ثاني أكسيد الهيدروجين 47.2 KJ.mol^{-1} أحسب حرارة تفاعل أكسدة الهيدروجين مع هيدروكسيد البوتاسيوم ثم أكتب المعادلة الحرارية المعبرة عن التفاعل:

حرارة التفاعل = حرارة تفاعل أكسدة الهيدروجين + حرارة تفاعل هيدروكسيد البوتاسيوم

$$\Delta H_{rxn} = -57.7 + 47.2 = -10.46 \text{ KJ.mol}^{-1}$$



الاستاذ سعد

6 [طاقة الرابطة ΔH_b]

(هي الطاقة اللازمة لتفكيك 1 mol من A-B من المادة في حالتها الغازية إلى ذرات منفردة A و B في الحالة الغازية) وادتها KJ.mol^{-1}

- تعد طاقة الرابطة الأكبر مع أن المركب أكثر ثباتاً حرارياً.

نطبق: إذا علمت أن الطاقة اللازمة لتفكيك الميثان CH_4 إلى عناصره الأولية ساري 1660 KJ المطلوب:

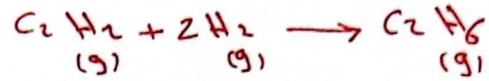
أحسب عدد طاقة الرابطة C-H:

$$\frac{1660}{4} = 415 \text{ KJ}$$

المادة الأولى:

لأن المحضوارة سس الضيفت ذات
درجة تأين صغيرة و عملية التأين تحتاج
لطاقة حرارية

أحسب إنتالبيّة التفاعل الآتي :



C_2H_2	+226.7
H_2	0
C_2H_6	+49.04

$$\Delta H_{rxn}^\circ = \sum \Delta H_f^\circ \text{ مواد ناتجة} - \sum \Delta H_f^\circ \text{ مواد متفاعلة}$$

$$\Delta H_{rxn}^\circ = [-84.67] - [226.7]$$

$$\Delta H_{rxn}^\circ = -311.37 \text{ KJ}$$

الأستاذ سعد الدين سوسي

أعط تفسيراً علمياً لكل ما يلي :

(1) تغير الإنتالبيّة بعد تاج حالة

لأنه لا يتغير بالطرق المسلك بل يعتمد على

الحالة البدائية والنهائية للعملية

(2) يزداد البثبات الحراري للمركب كلما زادت

الحرارة المنتشرة عند تشكيله

لأنه يحتاج لطاقة أكبر لكي يتفكك

(3) حرارة تقيلا من صيف بأسا ح قولي

أقول بالعقّة المخلقة من حرارة تقيلا من

نوي بأسا ح صيف

إعداد الأستاذ سعد الدين سوسي

مع تمنياتي لكم بالتفوق والنجاح ♥♥