* Arrhenius acid :- substant that, When dissolved in water increase the concendration of (H^+) ions ex:- $HI \rightarrow H^+ + I^-$

* Arrhenius base :- substand that, When dissolved in water increase the concentration of (OH^-) ioin ex:- $NH_3 \rightarrow NH_4^+ + OH^-$

* Bronsted acid :- substant that donates a proton, H^+

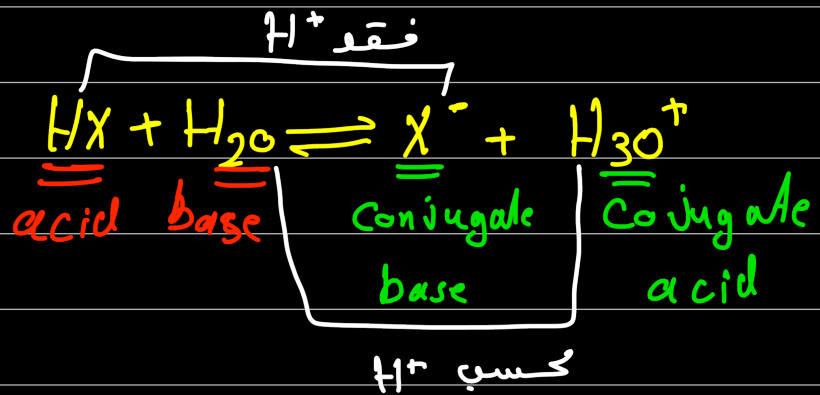
* Bronsted base :- substant that accepts a proton H^+

* ex: $NH_3 + HCl \rightleftharpoons NH_4^+ + Cl^-$

$H_2O \Rightarrow$ amphoteric :- يعني مادة متددة مرات بتكون حمض ومرات قاعدة

* كل حمض له قاعدة مرافقة ← (Conjugate bases)
* كل قاعدة لها حمض مرافق ← (conjugate acids)

* example :-



* دائماً :- الي بفقد H^+ بكون acid والي بكسب H^+ بكون base
Conjugate base والي بكون Conjugate acid

Acids and Bases

① Strong ② Weak

* strong acids :- Hcl , HBr, HI, HNO_3, H_2SO_4, $HClO_3$, $HClO_4$

* الحموض القوية :- بتتفاعل بأي ماء راح (يعني لما اكتب التفاعل بكتب سهم واحد) و بتتأين بشكل كلي (بنسبة 100%)

* Weak acids :- HF, HClO, and any acids except strong

* الحموض الضعيفة :- بتتفاعل بأي ماء (بعض) و بتتأين بشكل جزئي

x strong bases :- included :-

NaOH	← مثل OH	①
LiH	← مثل H	②
Na_2O	← مثل O	③
Na_3N	← مثل N	④

* Weak bases :-

اي قاعدة غير الاربع انواع

مثل NH_3 .

القوي ↑

* القاعدة القوية بتفكك نفس الحمض القوي

* القاعدة الضعيفة بتفكك نفس الحمض الضعيف

يعني احفظ القوي واكتبه

* القواعد نفس الشيء

كل ما زادت قوة الحمض كل ما قلت قوة القاعدة المرافقة

كل ما قلت قوة الحمض زادت قوة القاعدة المرافقة

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \times [\text{conj. base}]}{[\text{acid}]}$$

$$K_b = \frac{[OH^-] \times [\text{conj. acid}]}{[\text{base}]}$$

* K_a : ثابت تأين الحمض الضعيف
* K_b : القاعدة الضعيفة // //

* دائماً سير التفاعل نحو الأضعف

اذا كان اتجاه التفاعل لليمين يكون K_c اكبر من 1

اذا كان اتجاه التفاعل لليسار يكون K_c اقل من 1

واحدة من أهم الخصائص الكيميائية للماء هي قدرتها على العمل إما حمض او قاعدة برونستد لوري (يعني مرة بتكسب ومرة بتفقد)

One of the most important chemical properties of water is its ability to act as either a Bronsted-Lowry acid or a Bronsted-Lowry base. In the presence of an acid, it acts as a proton acceptor; in the presence of a base, it acts as a proton donor.

في الواقع ، جزيء الماء يمكن أن يعطي بروتون لجزيء الماء الآخر

In fact, one water molecule can donate a proton to another water molecule.

We call this process the autoionization of water:

اسم هذه العملية : autoionization

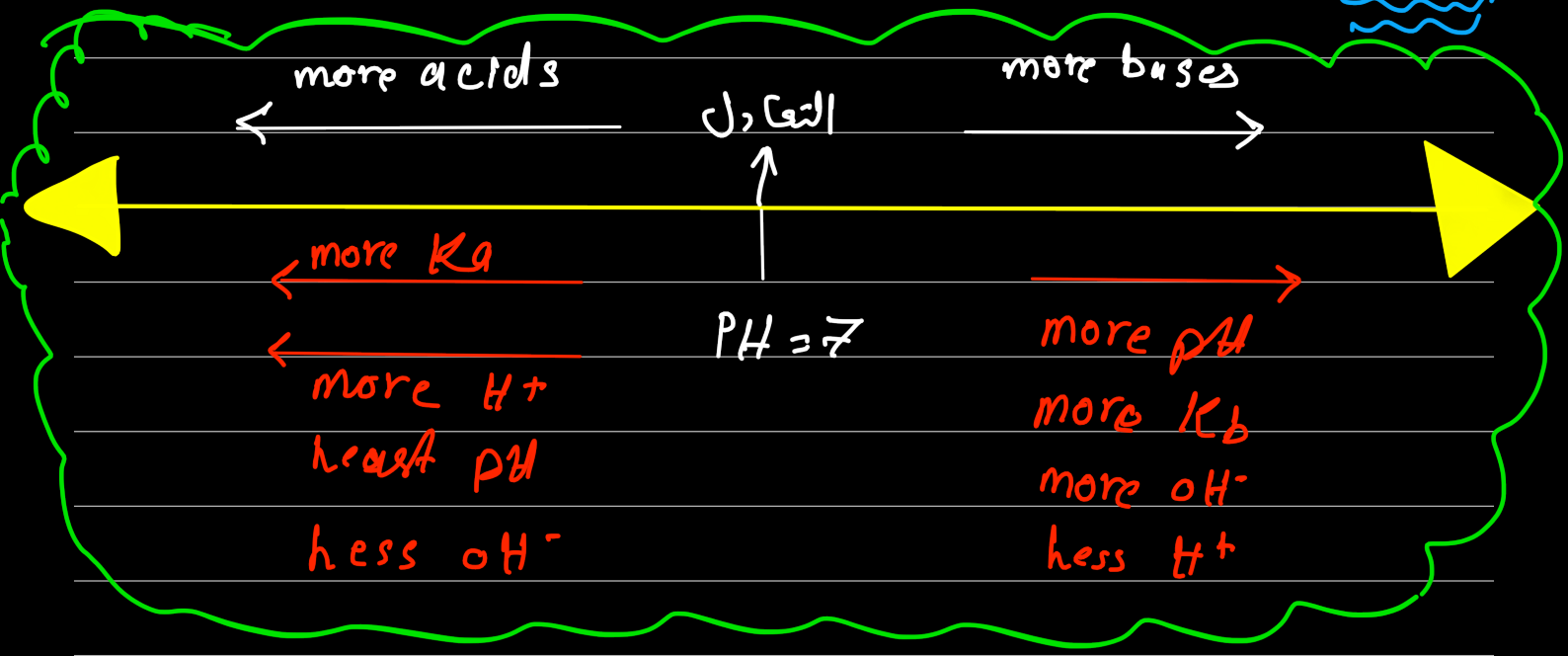
* K_w ⇒ وهي عبارة عن ثابت توازن كاوي وتساوي (1×10^{-14})

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

$T = 25\,C^\circ$

$\Rightarrow K_w = [OH^-] \times [H_3O^+]$

$= 1\times10^{-7} \times 1\times10^{-7} = 1\times10^{-14}$



Acidic solution $[H^+] > [OH^-]$

Neutral solution $[H^+] = [OH^-]$

Basic solution $[OH^-] > [H^+]$

$\Rightarrow K_w = [H^+] \times [OH^-]$

$\Rightarrow [H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]}$

$\Rightarrow [OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]}$

* $K_w = 1 \times 10^{-14}$

ex: Calculat the $[OH^-]$ in soluation $[H^+] = 1\times10^{-2}$?

$[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]} = \frac{1\times10^{-14}}{1\times10^{-2}} = 1\times10^{-12}$

Q.1 . Write the simple dissociation (ionization) reaction (omitting water) for each of the following acids.

A. hydrochloric acid (HCl)
B. acetic acid ($HC_2H_3O_2$)
C. the ammonium ion (NH_4^+)
D. the anilinium ion ($C_6H_5NH_3^+$)

Q.2 Calculate $[H^+]$ or $[OH^-]$ as required for each of the following solutions at 25 ^{0}C, and state whether the solution is neutral, acidic, or basic

a. 1.0×10^{-5} *M* OH^-
b. 1.0×10^{-7} *M* OH^-
c. 10.0 *M* H^+

Q.3 At 60 ^{0}C, the value of *K*w is 1×10^{-13}

Calculate $[H^+]$ and $[OH^-]$ in a neutral solution at 60 ^{0}C

هاد السؤال بحكيلك انه احسبلي تركيز H^+ و تركيز OH^- (وحاكيلك انه المحلول متعادل) يعني
ال H^+ قيمتها نفس قيمة ال OH^- لانه حكالك متعادل يعني وكأنه بحكيلك x^2 (كيف بدي احسبها) تحسب من خلال ال Kw
ومعطيك انه $Kw = 1 \times 10^{-13}$ وقانون ال Kw

$$Kw = [H^+] \times [OH^-]$$

لكن في هذه الحالة (تركيز ال OH^- نفس تركيز ال H^+) ف كل الي علي اعمله انه اوخذ الجذر لقيمة ال Kw

$$[H^+] = [OH^-] = \sqrt[2]{1.0 \times 10^{-13}} = 3 \times 10^{-7}$$

Answer : Q 1

A. $HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$

B. $HC_2H_3O_2 \rightleftharpoons H^+ + C_2H_3O_2^-$

C. $NH_4^+ \rightleftharpoons H^+ + NH_3$

D. $C_6H_5NH_3^+ \rightleftharpoons H^+ + C_6H_5NH_2$

Answer : Q 2

a. $[H^+] = 1.0 \times 10^{-9}$ (المحلول قاعدي) basic ($[H^+] < [OH^-]$)

b. $[H^+] = 1.0 \times 10^{-7}$ (المحلول متعادل) neutral ($[H^+] = [OH^-]$)

c. $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-15}$ (المحلول حمضي) acidic ($[H^+] > [OH^-]$)

pH: هو عبارة عن -لو للأساس ١٠ لتركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+

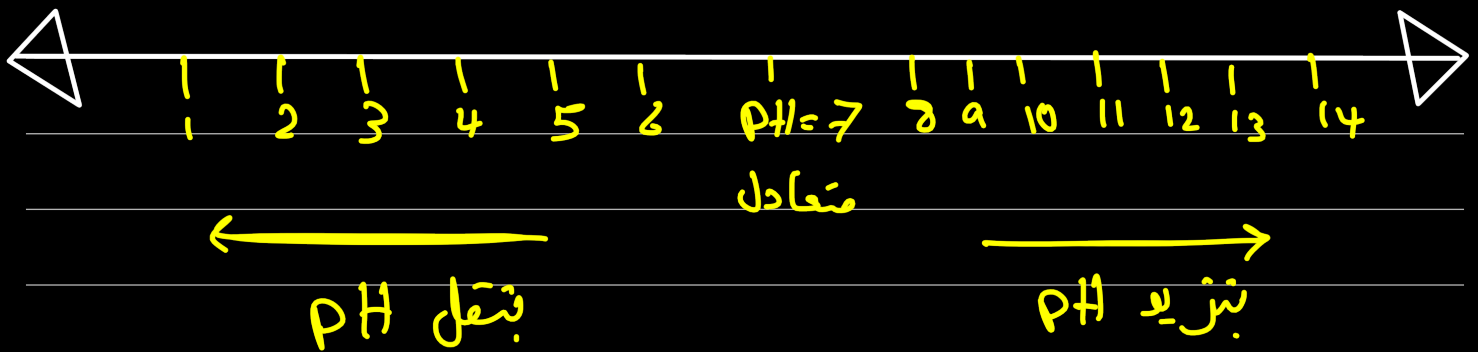
$$\Rightarrow pH = -\log [H^+]$$
$$\Rightarrow pOH = -\log [OH^-]$$

$\rightarrow pH + pOH = 14$

* اذا معك وحدة طلع الثانية

H^+ الـ H_3O^+ هو نفسه

* العلاقة بين H^+ , pH : عكسية
* // // // pH , OH^- : طردية
* // // // pH , pOH : عكسية



Q: $[H^+] = 3.8 \times 10^{-4} M$, What is the pH??

$$\Rightarrow pH = -\log [H^+]$$
$$= -\log 3.8 \times 10^{-4}$$

$pH = 3.42$

* حط الرقم على الآلة الحاسبة بطلع معك الجواب كذا.

- Solve for pH. Indicate weather the solution is acidic or basic:

acids a. $[H^+] = 3.2 \times 10^{-4}$ M pH =

Acids b. $[H^+] = 7.95 \times 10^{-6}$ M pH =

Basic c. $[H^+] = 4.0 \times 10^{-9}$ M pH =

طالب منك تعرف انه هل هم حمضي ولا قاعدي

* طريقة سريعة بدون حاسبة:

اذا كانت $H^+ > 10^{-7}$ ← حمضي

$H^+ < 10^{-7}$ ← قاعدي

$OH^- < 10^{-7}$ ← قاعدي

$OH^- > 10^{-7}$ ← حمضي

$H^+ = 10^{-7}$ ← متعادل

$OH^- = 10^{-7}$ ← متعادل

$pH = -\log [H^+]$

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

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

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

Fill in the missing information in the following table. سؤال شامل محلي قبل

Solution	PH	POH	$[H^-]$	$[OH^-]$	Acidic, Basic, or Neutral?
Solution a	6.88				
Solution b				8.4×10^{-14}	
Solution c		3.11			
Solution d			1.0×10^{-7}		

14.4 ---------> Calculating the pH of Strong Acid Solutions

- Strong acids and bases are ***strong electrolytes***, existing in aqueous solution as ions.

الحموض القوية والقواعد القوية هي عبارة عن الكتروليتات قوية , موجودة داخل محلول مائي مثل الايونات

- **Strong Acids:**
  - The most common strong acids include six **monoprotic** acids (**HCl, HBr, HI, HNO_3 , $HClO_3$, and $HClO_4$**), and one **diprotic** acid (H_2SO_4).

  - Strong acids completely dissociate (**100%**) in aqueous solution:

وبدك تعرف انه هاي الحموض القوية ابتتفكك بالكامل بنسبة (100%) في المحلول المائي

$$HNO_3(aq) + H_2O(l) \longrightarrow H_3O^+(aq) + NO_3^-(aq) \quad \text{(complete ionization)}$$

$$HNO_3(aq) \longrightarrow H^+(aq) + NO_3^-(aq)$$

بحكيلك انه في حاله الحموض القويه تركيز المتفاعلات يساوي تركيز النواتج
لانه تراكيز المواد الناتجة في بداية التفاعل بتساوي صفر
مع مرور الوقت (تراكيز المواد المتفاعلة تستهلك) يعني تساوي صفر
(معلومات مهمه)

1- في حالة الحوض القوية الي بتكون عبارة عن ذرة H الي اسمهم monoprotic مثل HNO_3
بكون تركيزهم نفس تركيز ال H_3O^+ يعني على سبيل المثال
معي 0.2 M من H^+ (قيمة الحموض القوية الي ابتحتوي على ذرة واحدة نفس القيمة)
بالمختصر :

$$[H^+] = [H_3O^+] = [\text{monoprotic}]$$

وحكيتلكم انه المقصود بال monoprotic الحموض الي ابتحتوي على ذرت H وحدة
يعني على فرضا [HCl] يساوي 0.5
وانا حاكيلك انه

$$[H^+] = [H_3O^+] = [\text{monoprotic}]$$

ف مباشرة ابتحكيلي انه تركيز ال H^+ يساوي 0.5
هاي هي كل الفكرة

اما بالنسبة للحموض الي ابتمتلك ذرتين من H الي انا بسميها (diprotic) مثل H_2SO_4
بكون تركيزهم 2 من تركيز ال H^+
يعني

$$[\text{diprotic}] = 2[H^+]$$

ف مثلا لو ال H_2SO_4 تركيزه 0.2 ف تركيز ال H^+ يساوي 0.4

Mzied Mistar

سؤال فكرته ممتازة

- **A solution is prepared by adding 50.0 mL of 0.050 *M* HBr to 150.0 mL of 0.10 *M* HI . Calculate the concentrations of all species in this solution. HBr and HI are both considered strong acids.**

طالب مني احسب التركيز الكلي للمحلول
وحاكيلك انه بحتوي على HBr و HI (وحكالك انهم حموض قوية)
اول خطوة بكتب كل حمض لحاله (مع معطياته) (حول ل L)

HBr :

M = 0.050 V = 50.0 ml = 0.050 L

HI :

M = 0.10 V = 150.0 ml = 0.150 L

طريقة حساب التركيز الكلي للمحلول
1- اول شي بحسب المول لكل حمض من خلال التركيز
ولازم انك تعرف انه ال M تعني ال Molarity

$$\text{Molarity} = \frac{\text{moles of solute}}{\text{liters of soln}}$$

ف بحسب التركيز من خلال هاد القانون

Mole HBr = 0.050 x 0.050
Mole HBr = 0.0025

وهلأ احسب المول لل HI

Mole HI = 0.10 x 0.150
Mole HI = 0.015

Mole HBr = 0.0025
Mole HI = 0.015

وهلا لازم احسب التركيز الكلي للمحلول
بما انه حسبت المول لكل حمض
وموجود معي الحجم لكل حمض (بقدر من خلالهم احسب التركيز الكلي)

اول خطوة لازم اجمع عدد مولات الحمضين و و الحجم للحمضين
يعني لازم احسب mole total و احسب ال Volume total

mole total = Mole HBr + Mole HI
volume total = V_{HBr} + V_{HI}

احسبهم

mole total = 0.0025 + 0.015
mole total = 0.0175 mole

احسب ال volume total

volume total = 0.050 + 0.150
volume total = 0.2

بعد ما حسب ال mole total و Volume total صرت بقدر احسب التركيز الكلي (وهو ال M_{total})

وهلأ طبق على قانون ال Molarity

$$\text{Molarity} = \frac{\text{mole}_t}{V_t}$$

$$\text{Molarity} = \frac{0.0175}{0.2}$$

Molarity = 0.09

* فكرة السؤال: ① حساب مولات كل عنصر لحاله
② تجميع عدد المولات و الحجم
③ حساب التركيز الكلي عن طريق: $M = \frac{n}{V}$

Mized Mistareehi

Q:- Calculate the pH of a 0.30M of CH_3COOH, $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$?

$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$ ← * حالات pH ومعادلة K_a بستفيدنه

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

$\frac{1.8 \times 10^{-5}}{1} = \frac{x^2}{0.3}$

$x^2 = 1.8 \times 0.3 = 5.4 \times 10^{-6}$

$\sqrt{x^2} = \sqrt{5.4 \times 10^{-6}}$

$\Rightarrow x = 2.3 \times 10^{-3}$

$x = H_3O^+$

$\Rightarrow pH = -\log H_3O^+$

$= -\log 2.3 \times 10^{-3}$

$\Rightarrow \boxed{pH = 2.64}$

عبارة عن ضرب [التركيز الكمية] $\times [H_3O^+]$ الناتجة
لانهم متساويات و بفرض واحد فيهم x
$\Rightarrow x \times x = x^2$

التركيز الي كان موجود
0.3 - X

بس هون لازم اعمل قيمة x . ليش؟؟

* بقسم تركيز الحمض الابتدائي عم Ka :

اذا الناتج < 1000 بهمل قيمة x

اذا الناتج > 1000 ما بهمل قيمة x

	$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$		
بداية	0.3	0	0
التفاعل	-x	+x	+x

حسب شو مبين x ؟؟ ← حسب تركيز الحمض الابتدائي - التغير

التركيز الي كان موجود راح
منه قيمة مقدارها x عم النواتج .

- **Percent Ionization (Dissociation) : (نسبة التفكك)**

قانونها

$$\text{Ionization} = \frac{\text{تركيز } H^+}{\text{تركيز الابتدائي}} \times 100\ \%$$

$$\text{Ionization} = \frac{\text{تركيز } [H^+]}{[HA]_{initial}} \times 100\ \%$$

$$\text{Percent ionization} = \frac{\text{concentration ionized}}{\text{original concentration}} \times 100\%$$

$$\text{Percent ionization} = \frac{[H^+]}{[HA]} \times 100\%$$

شوف هاد المثال فقط تطبيق مباشر

For example, a 0.035 M solution of HNO_2 contains $3.7 \times 10^{-3}\ M\ H^+(aq)$ and its percent ionization is

$$\text{Percent ionization} = \frac{[H^+]_{equilibrium}}{[HNO_2]_{initial}} \times 100\% = \frac{3.7 \times 10^{-3}\ M}{0.035\ M} \times 100\% = 11\%$$

- **Strong Bases: (القواعد القوية)**

The most common strong bases are the ionic hydroxides of the alkali metals, such as NaOH, $Ca(OH)_2$, and $Al(OH)_3$.

هدول امثلة على القواعد القوية

طبعا القواعد القوية بالحسابات (نفس حسابات الحموض القوية) نفس الطريقة

بالنسبة لتركيز ال OH^- يساوي تركيز القاعدة (يعني نفس التركيز) لكن في حال كان يحمل OH^- وحدة مثل NaOH ف هون التركيز متساوي

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

اما اذا كان يحتوي على 2 من ال OH مثل $Ca(OH)_2$ ابتحكي انه تركيزه (نفس الحموض يعني اضرب في 2)

$$[OH^-] = 2\ [Ca(OH)_2]$$

واذا كانت تحتوي على 3 OH مثل $Al(OH)_3$ (اضرب ب 3) هاي هي الفكرة

$$[OH^-] = 3\ [Al(OH)_3]$$

- **Weak Bases (القواعد الضعيفة)**

نفس الحموض الضعيفة

لو اعطيتك هاد المثال وحكيتلك اكتب قانونة

$$B(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HB^+(aq) + OH^-(aq)$$

وهاد قانونة

$$Kb = \frac{[\text{الحمض المرافق}]\ [OH^-]\ .}{[\text{القاعدة الضعيفة}]}$$

$$Kb = \frac{[OH^-][HB^+]}{[B]}$$

Mistareehi

* Relationship between Ka and Kb :-

$$K_{a\ (acid)} \times K_{b\ (conj\ base)} = K_w$$

* العلاقة بين Ka, Kb (عكسية)
* العلاقة بين pKa, pKb (عكسية)

$$\Rightarrow K_{a\ (acid)} \times K_{b\ (conj\ base)} = 1 \times 10^{-14}$$

كلما Ka زاد بقل pKa / كلما Ka قل زاد pKa

كلما Kb زاد بقل pKb / كلما Kb قل زاد pKb

* $pK_a + pK_b = 14$

* $pK_a = -\log [K_a]$

* $pK_b = -\log [K_b]$

* $K_a = 10^{(-pK_a)}$

* $K_b = 10^{(-pK_b)}$

Q:- Kb for CHO_2^- is 5.3×10^{-11}
Calculate Ka for $HCHO_2$?

$K_a \times K_b = 1 \times 10^{-14}$

$K_a = \frac{14}{K_b} = \frac{1 \times 10^{-14}}{5.3 \times 10^{-11}}$

$\Rightarrow$ $K_a = 1.88 \times 10^{-4}$

Q1:- what is the pKa of HF, $K_a = 6.9 \times 10^{-4}$?

Q2:- " " " " " NH^{+4}, $K_a = 5.6 \times 10^{-10}$?

فقدان الشغف دليل على

انطفاء القلب و خواء الروح

الامر أشبه بانتهاء بطارية جهاز جديد

كل ما يحتاجه هو إعادة الشحن ليمتلئ بالطاقة

التقرب الى الله كفيل بذلك 🤍

Good luck

Done by: Ahmad Abo Markyh