EXERCICES

Toutes les solutions aqueuses sont préparées à 25°C. $[H_3O^+].[OH^-]=10^{-14}$.
Volume molaire gazeux : V_M= 24 L .mol $^{-1}$.

Exercice N°1 :

1°/ On dissout un volume **$V=240cm^3$** de chlorure d'hydrogène HCl à l'état gazeux de façon à obtenir un volume **$V_S=200cm^3$** de solution.
- **a-** Ecrire l'équation de la réaction de dissociation ionique de HCl (électrolyte fort) dans l'eau.
- **b-** Calculer la concentration molaire de chacun des ions présents dans la solution.
- **c-** Calculer le pH de la solution.
- **d-** Quel volume d'eau faut-il ajouter à la solution pour que son pH augmente de **1**.

2°/ On considère une solution (S) de soude NaOH (électrolyte fort) de concentration molaire **$C=10^{-3}mol.L^{-1}$** et de volume **V= 2L**.
- **a-** Ecrire l'équation de dissociation ionique de la soude dans l'eau et calculer le pH de la solution obtenue.
- **b-** On dissout dans la solution (S) une masse m de soude. Calculer la valeur de la masse m pour que le pH de la solution soit égale à 12.

3°/ On dissout une masse **m=31g** d'une base (B) de formule CH_5N, dans l'eau pure pour obtenir un volume **$V=100cm^3$** de solution, la mesure du pH de cette solution, donne **11,5 à 25°C**.
- **a-** Calculer la molarité de cette solution.
- **b-** Calculer la concentration molaire de la solution en ions OH^-.
- **c-** Dire si la base (B) est forte ou faible. Justifier. Ecrire l'équation de son ionisation dans l'eau.

On donne : C=12 g.mol^{-1}, N=14 g.mol^{-1}, Na=23 g.mol^{-1}, H= 1g.mol^{-1}, O= 16 g.mol^{-1}et $10^{0,7}$=5.

Exercice N°2 :

On dispose de deux solutions aqueuses basiques S_1 et S_2 de même concentration C.
* S_1 : Solution d'hydroxyde de potassium KOH de **$pH_1=12$**.
* S_2 : Solution de méthylamine CH_3NH_2 de **pH_2= 11,3.**

1°/ L'hydroxyde de potassium est une base forte.
- **a-** Calculer la concentration molaire des ions dans la solution S_1.
- **b-** Déduire C.

2°/
- **a-** La méthylamine est-elle une base faible ou forte? Justifier.
- **b-** Ecrire son équation de dissociation ionique dans l'eau.
- **c-** Quels sont les entités chimiques présentes dans la solution S_2.

Exercice N°3 :

A. **25°C**, on prépare les solutions aqueuses d'acide de même concentration molaire **$C = 10^{-2}$ mol.L^{-1}**.

Solution d'acide méthanoïque HCO_2H	**pH_1= 2,9**
Solution d'acide nitrique HNO_3	**pH_2= 2**

1°/ Comparer la force des deux acides? Justifier.
2°/ Le quel des deux acides est faible? Justifier.

3°/
a- Ecrire les équations de dissociation ionique des deux acides dans l'eau.
b- Enumérer les entités chimiques autres que l'eau présentes dans chaque solution.
c- Calculer la molarité des entités dans la solution d'acide nitrique HNO_3.

Exercice N°4 :

A/ On fait dissoudre **n=0,1mol** d'acide nitrique HNO_3, considéré comme un acide fort, dans l'eau distillée de façon à obtenir un volume **V = 200mL** d'une solution S_1.
1°/a- Ecrire l'équation de dissociation ionique de HNO_3 dans l'eau.
b- Calculer le pH_1 de la solution S_1.
2°/ A un volume **V_1=10 mL** de la solution S_1 introduit dans une fiole jaugée de volume **V_2=100 mL** on ajoute de l'eau jusqu'au trait de jauge pour obtenir une solution S_2.
a- Calculer la concentration molaire C_2 de la solution S_2. Comparer C_1 et C_2 par le calcul du rapport $\frac{C_1}{C_2}$.
b- Déterminer le pH_2 de la solution S_2. Comparer pH_1 et pH_2 par le calcul de la différence pH_2-pH_1.
c- Comment varie le pH d'une solution d'acide fort suite d'une dilution.

B/ On dispose d'une solution aqueuse S_3 de potasse KOH supposée comme une base forte de concentration molaire **$C_3 = 10^{-2}$ mol.L^{-1}**.
1°/
a- Déterminer le pH_3 de la solution S_3.
b- Déterminer la masse m_3 de potasse KOH qu'il faut dissoudre dans l'eau pour préparer un volume **V_3=50mL** de la solution S_3.
2°/ On prépare une solution S_4, en ajoutant de l'eau à la solution S_3 jusqu'au volume **V_4=500mL**.
a- Calculer la concentration molaire C_4 de la solution S_4. Comparer C_3 et C_4 en calculant le rapport $\frac{C_3}{C_4}$.
b- Déterminer le pH_4 de la solution S_4. Comparer pH_3 et pH_4 par le calcul de la différence $pH_3 - pH_4$.
c- Comment varie le pH d'une solution de base forte suite d'une dilution.
On donne : K=39 g.mol^{-1}, O=16 g.mol^{-1}, H= 1 g.mol^{-1} et $10^{0,7}$=5.

Exercice N°5 :

On prépare à **25°C** les solutions aqueuses d'acides forts et de bases fortes.
S_1 : Solution d'acide chlorhydrique HCl de volume **V_1=0,2L** de concentration **C_1=0,2 moll^{-1}**.
S_2 : Solution d'acide nitrique HNO_3 de volume **V_2=0,05L** en faisant dissoudre une masse **m_2=1,26g** de soluté dans l'eau.
S_3: Solution se soude NaOH de volume **V_3 = 0,2 L** et de **pH = 12.**
S_4 : Solution de potasse KOH de volume **V_4 = 0,3 L** et de concentration **C_4 =0,05 mol.L^{-1}**.
1°/a- Calculer la concentration molaire de la solution S_2.
b- Déterminer le pH de la solution S_1 et S_2.
c- On mélange S_1 et S_2. Calculer le pH du mélange obtenu.
2°/
a- Calculer la concentration molaire de la solution S_3.
b- On mélange S_3 et S_4. Calculer le pH du mélange obtenu.

On donne :H = 1g.mol^{-1}; N= 14 g.mol^{-1}; O = 16g.mol^{-1} ; $10^{0,3}$=2 ; $10^{0,6}$=4 ; $10^{0,53}$=3,4 et $10^{0,38}$=2,4

Exercice N°6 :

On cherche à identifier l'électrolyte dissout dans chacune des solutions aqueuses S_1, S_2, S_3 et S_4 de même concentration molaire C et de même volume **V=20mL.** Pour cela on donne le tableau suivant :

	S_1	S_2	S_3	S_4
Action du B.B.T	.....	**jaune**	.....	**bleue**
pH de la solution	**12**	**3,4**	**2**	**11,6**

Dans chacune des quatre solutions on dissout l'un des électrolytes suivants :
* CH_3COOH (Acide faible).
* NaOH (Base forte).
* HNO_3 (Acide fort).
* NH_3 (Base faible).

1°/
- **a-** Identifier, après justification, l'électrolyte dissout dans chacune des solutions.
- **b-** Quelle est la couleur du B.B.T lorsqu'il est successivement introduit dans un échantillon de S_1 et S_3.
- **c-** Déterminer la concentration molaire C.

2°/
- **a-** Ecrire l'équation de dissociation ionique de chaque électrolyte dans l'eau.
- **b-** Préciser les différentes entités chimiques présentes dans les solutions S_1 et S_2.
- **c-** Calculer la molarité de chacune des entités chimiques ioniques présentes dans S_1.

3°/ Quel volume d'eau faut–il ajouter dans la solution S_1 pour diminuer son pH de **1**.

CORRECTION

Exercice N°1 :

1°/a- $HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$.

b- C : concentration de la solution de HCl.

* $n = C.V_s = \frac{V}{V_m}$ alors $C = \frac{V}{V_S.V_m}$. AN : $C = \frac{0,24}{0,2\times 24} = 0,05$ mol.L^{-1}.

* $[H_3O^+] = [Cl^-] = C = 0,05$ mol.L^{-1} et $[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{5.10^{-2}} = 2.10^{-13}$ mol.L^{-1}.

c- $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 0,05 = 5.10^{-2} = 10^{0,7}.10^{-2} = 10^{-1,3}$ alors pH = 1,3.

d- pH' =2,3 alors $[H_3O^+]' = 10^{-pH'} = 10^{-2,3} = 5.10^{-3}$ mol.L^{-1} or HCl est acide fort par suite

$C' = [H_3O^+]' = \frac{n_{HCl}}{V_S + V_{eau}} = \frac{C.V_S}{V_S + V_{eau}}$ alors $C' = \frac{C.V_S}{V_S + V_{eau}}$ alors $V_S + V_{eau} = \frac{C.V_S}{C'}$ alors $V_{eau} = \frac{C.V_S}{C'} - V_S$.

AN : $V_{eau} = \frac{0,05\times 0,2}{5.10^{-3}} - 0,2 = 1,8$ L.

2°/a-* $NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$.

* Puisque NaOH est une base forte alors $C = [OH^-] = 10^{-3}$ mol.L^{-1}or $[H_3O^+].[OH^-] = 10^{-14}$ alors

$[H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11}$ alors pH= 11.

b- pH= 12 alors $C' = [H_3O^+]' = 10^{-12}$ mol.L^{-1} or $[OH^-]' = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]'} = \frac{10^{-14}}{10^{-12}} = 10^{-2}$ mol.L^{-1}.

Puisque NaOH est une base forte alors $C' = [OH^-]' = 10^{-2}$ mol.L^{-1} or $C' = \frac{n'}{V}$ alors $n' = C'.V = \frac{m'}{M_{NaOH}}$

alors $m' = C'.V.M_{NaOH}$. AN : $m' = 10^{-2}\times 2\times(23+16+1) = 0,8$ g alors $m = m' - CV$ AN : $m = 0,8 - CV = 0,72$g.

3°/a- $C = \frac{n}{V}$ or $n = \frac{m}{M_{CH_5N}}$ alors $C = \frac{m}{V\times M_{CH_5N}}$ .AN : $C = \frac{0,31}{0,1\times(12+5+14)} = 0,1 mol.L^{-1}$..

b- $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-11,5}$ or $[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-11,5}} = 10^{-2,5} = 3,16.10^{-3}$ mol.L^{-1}.

c- * C= 0,1 mol.L^{-1} > $[OH^-] = 3,16.10^{-3}$ mol.L^{-1} alors la base CH_5N est une base faible.

* $CH_5N + H_2O \rightleftharpoons OH^- + CH_5NH^+$.

Exercice N°2 :

1°/a- * $KOH \longrightarrow K^+ + OH^-$, or $[OH^-]_1 = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]_1} = \frac{10^{-14}}{10^{-pH_1}}$. AN : $[OH^-]_1 = \frac{10^{-14}}{10^{-12}} = 10^{-2}$ mol.L^{-1}.

* $[OH^-]_1 = [K^+]_1 = 10^{-2}$ mol.L^{-1}.

b- KOH est une base forte alors $[OH^-]_1 = C = 10^{-2}$ mol.L^{-1}.

2°/a- $[OH^-]_2=\frac{10^{-14}}{[H_3O^+]_2}=\frac{10^{-14}}{10^{-pH_2}}$. AN : $[OH^-]_2=\frac{10^{-14}}{10^{-11,3}}=10^{-2,7}$ mol.L^{-1} alors

$[OH^-]_2=10^{-2,7}$ mol.L^{-1} < C= 10^{-2} mol.L^{-1} alors la méthylamine est une base faible.

b- $CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + OH^-$.

c- Les entités chimiques présentes dans la solution S_2 : CH_3NH_2, $CH_3NH_3^+$, OH^-, H_3O^+ et H_2O.

Exercice N°3 :

1°/ A la même température, deux solutions aqueuses d'acides de même concentration molaire C, celle qui possède le pH le moins élevé renferme l'acide le plus fort or $pH_2 < pH_1$ par suite l'acide nitrique HNO_3 est plus fort que l'acide méthanoïque HCO_2H.

2°/ L'acide méthanoïque HCO_2H est un acide faible, car C=10^{-2} mol.L^{-1}> $[H_3O^+]_1= 10^{-pH1} = 10^{-2,9}$ mol.L^{-1}.

3°/a-* $HCO_2H + H_2O \rightleftharpoons HCO_2^- + H_3O^+$.

* $HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + NO_3^-$.

b- * Les entités chimiques présentes dans la solution d'acide méthanoïque HCO_2H : HCO_2H, HCO_2^-, H_3O^+ et OH^-.

* Les espèces chimiques présentes dans la solution d'acide nitrique HNO_3 : NO_3^-, H_3O^+ et OH^-.

c- Dans la solution d'acide nitrique HNO_3 de pH_2=2 :

$[H_3O^+]= 10^{-pH2}$.AN : $[H_3O^+]= 10^{-2}$ mol.L^{-1} ; $[OH^-]=\frac{10^{-14}}{[H_3O^+]}=\frac{10^{-14}}{10^{-pH_2}}$.

AN :$[OH^-]=\frac{10^{-14}}{10^{-2}}=10^{-12}$ mol.L^{-1} et $[NO_3^-]=[H_3O^+]= 10^{-2}$ mol.L^{-1}.

Exercice N°4 :

A/

1°/a- $HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + NO_3^-$.

b- $C_1=\frac{n}{V}$ .AN : $C_1=\frac{0,1}{0,2}=0,5$ mol.L^{-1}or HNO_3 est un acide fort alors :

$C_1=[H_3O^+]= 0,5= 5.10^{-1}=10^{0,7}\times 10^{-1}= 10^{-0,3}$ alors pH_1= 0,3.

2°/a- * $C_2=\frac{n_2}{V_2}=\frac{C_1.V_1}{V_2}$. AN : $C_2=\frac{0,5\times 0,01}{0,1}=0,05$ mol.L^{-1}.

* $\frac{C_1}{C_2}=\frac{0,5}{0,05}=10$ alors C_1= 10. C_2 alors $C_1 > C_2$.

b- * $C_2=[H_3O^+]= 5.10^{-2}= 10^{0,7}. 10^{-2} = 10^{-1,3}$ alors pH_2= 1,3.

* $pH_2 - pH_1$= 1 alors $pH_2 > pH_1$.

c- Le pH d'une solution aqueuse d'acide fort augmente suite à une dilution.

B/

1°/

a- NaOH est une base forte alors $C_3=[HO^-]=10^{-2}$ mol.L^{-1}, or $[H_3O^+]=\frac{10^{-14}}{[OH^-]}=\frac{10^{-14}}{10^{-2}}=10^{-12}$ alors $pH_3=12$.

b- $n=\frac{m}{M_{KOH}}=C_3.V_3$ alors $m=C_3.V_3.M_{KOH}$. AN : $m=10^{-2}\times0,05\times(39+16+1)=0,028$ g.

2°/

a- $C_4=\frac{n_4}{V_4}=\frac{C_3.V_3}{V_4}$. AN : $C_2=\frac{10^{-2}\times0,05}{0,5}=10^{-3}$ mol.L^{-1}.

* $\frac{C_3}{C_4}=\frac{10^{-2}}{10^{-3}}=10$ alors $C_3=10.C_4$ alors $C_3>C_4$.

b- * KOH est une base forte alors $C_4=[HO^-]=10^{-3}$ mol.L^{-1}, or $[H_3O^+]=\frac{10^{-14}}{[OH^-]}=\frac{10^{-14}}{10^{-3}}=10^{-11}$ mol.L^{-1} alors $pH_4=11$.

* $pH_3-pH_4=1$ alors $pH_3>pH_4$.

c- Le pH d'une solution aqueuse de base forte diminue suite à une dilution.

Exercice N°5 :

1°/

a- $C_2=\frac{n_2}{V_2}$, or $n_2=\frac{m_2}{M_{HNO_3}}$ alors $C_2=\frac{m_2}{V_2.M_{HNO_3}}$.AN : $C_2=\frac{1,26}{0,05\times(1+14+3\times16)}=0,4$ mol.L^{-1}.

b- * HCl est un acide fort alors $C_1=[H_3O^+]_1=10^{-pH1}=0,2=2.10^{-1}=10^{0,3}.10^{-1}=10^{-0,7}$ alors $pH_1=0,7$.

* HNO_3 est un acide fort alors $C_2=[H_3O^+]_2=10^{-pH2}=0,4=4.10^{-1}=10^{0,6}.10^{-1}=10^{-0,4}$ alors $pH_2=0,4$.

c- $[H_3O^+]=\frac{n_{H_3O^+}}{V_1+V_2}=\frac{n_{H_3O^+)1}+n_{H_3O^+)2}}{V_1+V_2}=\frac{C_1.V_1+C_2.V_2}{V_1+V_2}$.AN : $[H_3O^+]=\frac{0,04_1+0,02}{0,25}=2,4.10^{-1}=10^{-0,62}$ mol.L^{-1}

d'ou pH= 0,62.

2°/

a- $[H_3O^+]_3=10^{-pH3}=10^{-12}$ mol.L^{-1}, or $[OH^-]_3=\frac{10^{-14}}{[H_3O^+]_3}=\frac{10^{-14}}{10^{-pH_3}}$.AN : $[OH^-]_3=\frac{10^{-14}}{10^{-12}}=10^{-2}$ mol.L^{-1}.

Puisque NaOH est une base forte alors $C_3=[OH^-]_3=10^{-2}$ mol.L^{-1}.

b- $[HO^-]=\frac{n_{OH}}{V_3+V_4}=\frac{n_{OH^-)3}+n_{OH^-)4}}{V_3+V_4}=\frac{n_{NaOH}+n_{KOH}}{V_3+V_4}=\frac{C_3.V_3+C_4.V_4}{V_3+V_4}$. AN :

$[HO^-]=\frac{10^{-2}\times0,2+0,05\times0,3}{0,2+0,3}=0,034=3,4.10^{-2}=10^{0,53}.10^{-2}=10^{-1,47}$ mol.L^{-1}, or

$[H_3O^+]=\frac{10^{-14}}{[OH^-]}=\frac{10^{-14}}{10^{-1,47}}=10^{-12,53}$ alors pH= 12,53.

Exercice N°6 :

1°/

a- *pH_2= 3,4 < 7 et pH_3= 2 < 7 alors les deux solutions S_2 et S_3 sont deux solutions acide, or à la même température, deux solutions aqueuses d'acides de même concentration molaire C, celle qui possède le pH le moins élevé renferme l'acide le plus fort par suite S_3 renferme l'acide fort HNO_3 et S_2 renferme l'acide faible CH_3CO_2H car $pH_3 < pH_2$.

*pH_4= 11,6 > 7 et pH_1= 12 > 7 alors les deux solutions S_1 et S_4 sont deux solutions bassique, or à la même température, deux solutions aqueuses basique de même concentration molaire C, celle qui possède le pH le plus élevé renferme la base la plus fort par suite S_1 renferme la base forte NaOH et S_4 renferme la base faible NH_3 car $pH_4 < pH_1$.

b- La solution S_3 renferme l'acide fort HNO_3 alors $C=[H_3O^+]_3= 10^{-pH3} = 10^{-2}$ mol.L^{-1}.

2°/

a-

* $NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$.

* $CH_3CO_2H + H_2O \rightleftharpoons CH_3CO_2^- + H_3O^+$.

* $HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + NO_3^-$.

* $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$.

b-

* Les entités chimiques présentes dans la solution aqueuse S_1 de base forte NaOH :

Na^+, OH^-, H_3O^+ et H_2O.

* Les entités chimiques présentes dans la solution aqueuse S_2 d'acide faible CH_3CO_2H :

CH_3CO_2H, $CH_3CO_2^-$, OH^-, H_3O^+ et H_2O.

c- Solution aqueuse de base forte NaOH de pH_1= 12.

* $[H_3O^-]= 10^{-pH1}$.AN : $[H_3O^+]= 10^{-12}$ mol.L^{-1}.

* $[OH^-]=\dfrac{10^{-14}}{[H_3O^+]}=\dfrac{10^{-14}}{10^{-pH_1}}$ .AN :$[OH^-]=\dfrac{10^{-14}}{10^{-12}}$ $=10^{-2}$ mol.L^{-1}.

* $[Na^+]= C= 10^{-2}$ mol.L^{-1}.

3°/ $pH'_1= pH_1 - 1 = 11$ alors $[H_3O^+]= 10^{-pH'1} = 10^{-11}$ mol.L^{-1} alors $[OH^-]=\dfrac{10^{-14}}{[H_3O^+]}=\dfrac{10^{-14}}{10^{-pH'_1}} = 10^{-3}$ mol.L^{-1}.

Puisque NaOH est une base forte alors $C'=[OH^-]=10^{-3}=\dfrac{n'}{V+V_{eau}}=\dfrac{C.V}{V+V_{eau}}$ alors

$V_{eau}=\dfrac{C.V}{C'}$ -V. AN : $V_{eau}=\dfrac{10^{-2}\times 0{,}02}{10^{-3}}$ - 0,02 = 0,18 L.