

Série de TD N°01

Exo 1 :

- 1- a) Trouver les bases conjuguées des acides suivants : H_3O^+ , HClO_4 , HNO_3 , HNO_2 , HCOOH , $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$.
- b) Trouver les acides conjugués des bases suivantes : OH^- , Cl^- , S^{2-} , NH_3 , $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$.
- c) Les espèces suivantes constituent-elles des couples acido-basiques ? $\text{NaHCO}_3/\text{HCO}_3^-$, LiH/Li^+ , $\text{CH}_3\text{NH}_3^+/\text{CH}_3\text{NH}_2$, $\text{SH}^-/\text{S}^{2-}$, $\text{N}_2\text{H}_4/\text{NH}_3$, $\text{HNO}_3/\text{NO}_3^-$.
- 2- Calculer le pH des solutions aqueuses suivantes :
 - a) acide perchlorique HClO_4 à $965 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$.
 - b) acide sulfurique H_2SO_4 à $1,47 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.
 - c) hydroxyde de potassium KOH 0,01N.

Exo 2 :

- 1- a) Comparez la $\text{C}_{\text{H}_3\text{O}^+}$ des solutions acides avec $\text{C}_{\text{H}_3\text{O}^+}$ de l'eau pure à 22°C .
- b) Comparez C_{OH^-} des solutions acides avec C_{OH^-} de l'eau pure à 22°C .
- 2- Que vaut $\text{C}_{\text{H}_3\text{O}^+}$ dans une solution dans laquelle C_{OH^-} vaut $10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$?
- 3- a) Quel est le pH d'une solution dans laquelle $\text{C}_{\text{H}_3\text{O}^+} = 0,01 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$?
- b) Quel est le pH d'une solution dans laquelle $\text{C}_{\text{H}_3\text{O}^+} = 0,012 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$?
- 4- a) Quel est le pH d'une solution dans laquelle $\text{C}_{\text{OH}^-} = 0,01 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$?
- b) Quel est le pH d'une solution dans laquelle $\text{C}_{\text{OH}^-} = 0,012 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$?
- 5- Un certain vinaigre a un $\text{pH} = 2,8$. Que valent $\text{C}_{\text{H}_3\text{O}^+}$ et C_{OH^-} ?

Exo 3 :

On dispose des solutions aqueuses des composés suivants : HCOOH , HCl , H_2SO_4 , NH_3 , HCOONa , NH_4Cl , NaCl , CH_3COONa , CH_3COOH et NaOH .

Pour chaque composé :

- 1- Ecrire la réaction de dissociation dans l'eau ; ainsi que les équilibres qui peuvent s'établir entre les ions obtenus et l'eau. (H_2SO_4 est considéré comme un diacide fort).
- 2- Indiquer la nature acido-basique de la solution correspondante.

Ex 04 :

On considère les précipités suivants : AgCl , PbCl_2 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$ et Fe_2S_3 .

- 1- Ecrire l'équation de dissolution de ces précipités en solutions aqueuses. En déduire l'expression du produit de solubilité K_s de chacun d'eux. Enfin établir la relation entre la solubilité et le produit de solubilité.
- 2- Pour le chlorure d'argent, le produit de solubilité K_s vaut $1,7 \cdot 10^{-10}$ à 25°C .
 - Calculer la solubilité de l' AgCl dans l'eau pure à 25°C .
 - Calculer la solubilité de l' AgCl dans une solution NaCl 0,1M.

Ex 05 :

Calculer la solubilité de l'hydroxyde de calcium $\text{Ca}(\text{OH})_2$ en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ sachant que le pH d'une solution saturée de ce sel à 25°C est de 12,8. En déduire le produit de solubilité de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ à cette température.

Corrigé de la série de TD N°01

Exo 1 :

1- a) Trouver les bases conjuguées des acides suivants : H_3O^+ , HClO_4 , HNO_3 , HNO_2 , HCOOH , $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$.

b) Trouver les acides conjugués des bases suivantes : OH^- , Cl^- , S^{2-} , NH_3 , $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$.

c) Les espèces suivantes constituent-elles des couples acido-basiques ? $\text{NaHCO}_3/\text{HCO}_3^-$, LiH/Li^+ , $\text{CH}_3\text{NH}_2/\text{CH}_3\text{NH}_3^+$, $\text{SH}^-/\text{S}^{2-}$, $\text{NH}_3/\text{N}_2\text{H}_4$, $\text{HNO}_3/\text{NO}_3^-$.

1- a) Les bases conjuguées : H_2O , ClO_4^- , NO_3^- , NO_2^- , HCOO^- , $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$.

b) Les acides conjugués des bases suivantes : H_2O , HCl , HS^- , NH_4^+ , $\text{C}_5\text{H}_6\text{N}^+$.

c) Les couples acide/base : $\text{CH}_3\text{NH}_3^+/\text{CH}_3\text{NH}_2$, $\text{SH}^-/\text{S}^{2-}$ et $\text{HNO}_3/\text{NO}_3^-$.

Il y a lieu de mentionner que dans un couple acide/base c'est toujours l'acide qui est écrit en premier /suivi de la base.

2- Calculer le pH des solutions aqueuses suivantes :

a) acide perchlorique HClO_4 à $965 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$.

b) acide sulfurique H_2SO_4 à $1,47 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.

c) hydroxyde de potassium KOH 0,01N.

2- a- HClO_4 acide fort (totalement dissocié) $\text{pH} = -\log(0,965/100,5) = 2,02$

b- H_2SO_4 diacide fort (totalement dissocié) $\text{pH} = -\log(2 \cdot 1,47/98) = 1,52$

c- KOH base forte (totalement dissociée) $\text{pH} = 14 + \log(0,01) = 12$

Exo 2 :

1- a) Comparez la $\text{C}_{\text{H}_3\text{O}^+}$ des solutions acides avec $\text{C}_{\text{H}_3\text{O}^+}$ de l'eau pure à 22°C .

b) Comparez C_{OH^-} des solutions acides avec C_{OH^-} de l'eau pure à 22°C .

Réponses :

1- a) La concentration de H_3O^+ est plus grande que $10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ dans les solutions acides et égale à $10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ dans l'eau pure.

b) La concentration de OH^- est plus petite que $10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ dans les solutions acides et égale à $10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ dans l'eau pure.

2- Que vaut $\text{C}_{\text{H}_3\text{O}^+}$ dans une solution dans laquelle C_{OH^-} vaut $10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$?

Réponse :

$$\text{C}_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot \text{C}_{\text{OH}^-} = 10^{-14} \Rightarrow \text{C}_{\text{H}_3\text{O}^+} = \frac{10^{-14}}{10^{-4}} = 10^{-10} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

3- a) Quel est le pH d'une solution dans laquelle $\text{C}_{\text{H}_3\text{O}^+} = 0,01 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$?

b) Quel est le pH d'une solution dans laquelle $\text{C}_{\text{H}_3\text{O}^+} = 0,012 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$?

Réponses :

$$\text{pH} = -\log(\text{C}_{\text{H}_3\text{O}^+})$$

$$\text{a) pH} = -\log(0,01) = 2$$

$$\text{b) pH} = -\log(0,012) = 1,92$$

4- a) Quel est le pH d'une solution dans laquelle

$\text{C}_{\text{OH}^-} = 0,01 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$?

b) Quel est le pH d'une solution dans laquelle $\text{C}_{\text{OH}^-} = 0,012 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$?

Réponses :

$$pOH = -\log(C_{OH^-}) \quad pH + pOH = 14$$

$$a) pOH = -\log(0,01) = 2 \Rightarrow pH = 14 - 2 = 12$$

$$b) pOH = -\log(0,012) = 1,92 \Rightarrow pH = 14 - 1,92 = 12,08$$

5- Un certain vinaigre a un $pH = 2,8$. Que valent $C_{H_3O^+}$ et C_{OH^-} ?

Réponse :

$$C_{H_3O^+} = 10^{-pH} \Rightarrow C_{H_3O^+} = 10^{-2,8} = 0,00158 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$pOH = 14 - pH \text{ et } C_{OH^-} = 10^{-pOH}$$

$$pOH = 14 - 2,8 = 11,2 \Rightarrow C_{OH^-} = 10^{-11,2} = 6,310 \cdot 10^{-12} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

Exo 3 :

On dispose des solutions aqueuses à 0,01M des composés suivants : $HCOOH$, HCl , H_2SO_4 , NH_3 , $HCOONa$, NH_4Cl , $NaCl$, CH_3COONa , CH_3COOH et $NaOH$.

Pour chaque composé :

1- Ecrire la réaction de dissociation dans l'eau ; ainsi que les équilibres qui peuvent s'établir entre les ions obtenus et l'eau. (H_2SO_4 est considéré comme un diacide fort).

2- Indiquer la nature acido-basique de la solution correspondante.

Composé	Réactions	nature
$HCOOH$	$HCOOH + H_2O \rightarrow HCOO^- + H_3O^+$	Acide faible
HCl	$HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$	Acide fort
H_2SO_4	$H_2SO_4 + 2H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 2 H_3O^+$	Acide fort
NH_3	$NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-$	Base faible
$HCOONa$	$HCOONa + H_2O \rightarrow HCOO^- + Na^+$ $HCOO^- + H_2O \rightarrow HCOOH + OH^-$	Base faible
NH_4Cl	$NH_4Cl + H_2O \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$ $NH_4^+ + H_2O \rightarrow NH_3 + H_3O^+$	Acide faible
$NaCl$	$NaCl + H_2O \rightarrow Cl^- + Na^+$	Neutre
CH_3COONa	$CH_3COONa + H_2O \rightarrow CH_3COO^- + Na^+$ $CH_3COO^- + H_2O \rightarrow CH_3COOH + OH^-$	Base faible
CH_3COOH	$CH_3COOH + H_2O \rightarrow CH_3COO^- + H_3O^+$	Acide faible
$NaOH$	$NaOH + H_2O \rightarrow OH^- + Na^+$	Base forte

Les **acides forts**, **bases fortes** et **sels solubles** sont des composés qui **se dissocient totalement** (une seule flèche dans un seul sens) en milieu aqueux ; on dit que ce sont des **électrolytes forts**. Les électrolytes faibles ne se **dissocient** que **partiellement** (une double flèche dans les deux sens), un **équilibre** s'établit entre les ions et les molécules.

Exemples : $HCl(g) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$: **électrolyte fort**

$CH_3COOH(l) + H_2O(l) \rightleftharpoons CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$: **électrolyte faible**

Composé	a- Réactions	b- nature
$HCOOH$	$HCOOH + H_2O \rightleftharpoons HCOO^- + H_3O^+$	Acide faible
HCl	$HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$	Acide fort
H_2SO_4	$H_2SO_4 + 2H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 2 H_3O^+$	Acide fort
NH_3	$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$	Base faible
$HCOONa$	$HCOONa + H_2O \rightarrow HCOO^- + Na^+$ $HCOO^- + H_2O \rightleftharpoons HCOOH + OH^-$	Base faible
NH_4Cl	$NH_4Cl + H_2O \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$ $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$	Acide faible
$NaCl$	$NaCl + H_2O \rightarrow Cl^- + Na^+$	Neutre
CH_3COONa	$CH_3COONa + H_2O \rightarrow CH_3COO^- + Na^+$ $CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$	Base faible
CH_3COOH	$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$	Acide faible
$NaOH$	$NaOH + H_2O \rightarrow OH^- + Na^+$	Base forte

Ex 04 :

La **solubilité** est la quantité maximale de substance qui peut se dissoudre dans un certain volume d'eau.

Une **solution saturée**, à une température donnée, est une solution qui contient la quantité maximum de soluté qu'elle peut dissoudre.

Une **solution saturée** est, par définition, une solution en équilibre dynamique avec du soluté non dissout.

On considère les précipités suivants : $AgCl$, $PbCl_2$, $Fe(OH)_3$ et Fe_2S_3 .

1- Ecrire l'équation de dissolution de ces précipités en solutions aqueuses. En déduire l'expression du produit de solubilité K_s de chacun d'eux. Enfin établir la relation entre la solubilité et le produit de solubilité.

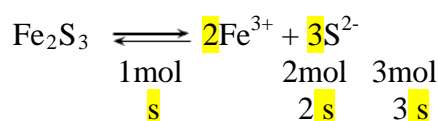
2- Pour le chlorure d'argent, le produit de solubilité K_s vaut $1,7 \cdot 10^{-10}$ à $25^\circ C$.

- Calculer la solubilité de l' $AgCl$ dans l'eau pure à $25^\circ C$.

- Calculer la solubilité de l' $AgCl$ dans une solution $NaCl$ 0,1M.

Réaction de dissolution	Expression K_s	$K_s = f(s)$
$AgCl = Ag^+ + Cl^-$	$K_s = [Ag^+] \cdot [Cl^-] = s \cdot s$	$K_s = s^2$
$PbCl_2 = Pb^{2+} + 2Cl^-$	$K_s = [Pb^{2+}] \cdot [Cl^-]^2 = s \cdot (2s)^2$	$K_s = 4s^3$
$Fe(OH)_3 = Fe^{3+} + 3OH^-$	$K_s = [Fe^{3+}] \cdot [OH^-]^3 = s \cdot (3s)^3$	$K_s = 27s^4$
$Fe_2S_3 = 2Fe^{3+} + 3S^{2-}$	$K_s = [Fe^{3+}]^2 \cdot [S^{2-}]^3 = (2s)^2 \cdot (3s)^3$	$K_s = 108s^5$

EXPLICATION : Si s moles de Fe_2S_3 peuvent se dissoudre, il y aura dans la solution $2s$ moles de Fe^{3+} et $3s$ moles de S^{2-} , selon les coefficients de l'équation chimique :



b) - Soit s la solubilité du chlorure d'argent $AgCl$ dans l'eau pure à $25^\circ C$

Le produit de solubilité est représenté par le symbole K_s . Dans certains livres, on trouve aussi la notation PS ou K_{ps} .

$$K_s = s^2 \Rightarrow s = (K_s)^{1/2} = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1} \text{ soit } 1,3 \cdot 10^{-5} \cdot 143,5 = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ g.L}^{-1}.$$

Soit s' la solubilité du chlorure d'argent $AgCl$ dans la solution $0,1M$ de $NaCl$

Si on ajoute $0,1 M$ de $NaCl$, on peut **négliger** la concentration des ions Cl^- provenant de la dissociation de $AgCl(s)$ et poser :

$$[Cl^-(aq)] \approx 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$$

$K_s = s' (s' + 0,1)$ s' est négligeable devant $0,1$

La nouvelle solubilité du chlorure d'argent devient :

$$\Rightarrow K_s = s' \cdot 0,1 \Rightarrow s' = 1,7 \cdot 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1} \text{ soit } 2,44 \cdot 10^{-7} \text{ g.L}^{-1}$$

La molarité des ions $Ag^+_{(aq)}$ donc la solubilité s du chlorure d'argent, ne peut pas dépasser $1,7 \cdot 10^{-9}$ (mol/L). Elle est plus petite que sa solubilité dans l'eau pure.

Lorsqu'on ajoute, à la solution saturée d'un composé peu soluble, un sel qui contient l'un des ions de la solution aqueuse, le système évolue dans le sens qui tend à faire diminuer la concentration de cet ion, donc vers la formation du précipité en diminuant la solubilité du composé insoluble.

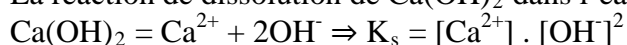
Cette diminution de solubilité est appelée **effet d'ions communs**.

Ex 05 :

Calculer la solubilité de l'hydroxyde de calcium $Ca(OH)_2$ en $g.l^{-1}$ sachant que le pH d'une solution saturée de ce sel à $25^\circ C$ est de 12,8. En déduire le produit de solubilité de $Ca(OH)_2$ à cette température.

Réponse :

La réaction de dissolution de $Ca(OH)_2$ dans l'eau :



Soit s la solubilité de $Ca(OH)_2$ dans l'eau pure à $25^\circ C \Rightarrow [OH^-] = 2s$

$$pH = 12,8 \Rightarrow [OH^-] = 0,063 \text{ mol.l}^{-1} \text{ d'où } s = 0,0315 \text{ mol.l}^{-1} \text{ soit } 2,33 \text{ g.l}^{-1}$$

$$K_s = 4s^3 = 1,26 \cdot 10^{-4}.$$