

SERIE N°1 : Equilibre acido-basiques)**Exercice 1 :**

1. Donner la définition d'un acide, d'une base.
2. Définir un couple acide/base
3. Complétez les couples acide/base suivants : (NH_4^+/\dots) , (\dots/OH^-) , (\dots/S^{2-}) , (HCOOH/\dots) , (\dots/ClO^-) , $(\text{H}_3\text{PO}_4/\dots)$.

Exercice 2 :

On dissout un volume $v = 1,2$ L de chlorure d'hydrogène dans un volume $V = 0,5$ L d'eau. (pas de variation de volume pendant la dissolution). Calculer le pH de la solution.

Exercice 3 :

On mélange 1 ml d'une solution très concentrée d'acide HCl de densité 1,16 à 32% en masse avec 999 ml d'eau, bref on dit alors qu'on étend la solution à 1 litre.

1. Quel est le pH de la solution ?

On rajoute à 300 ml de la solution diluée précédente 100 ml d'une solution d'acide HCl de concentration C est égale à 0,05 mol/L.

2. Quel est le pH de la solution après mélange ?

Exercice 4 :

On dépose d'une solution aqueuse d'un acide HA dont la concentration C est égale à 0,05 mol/L. Le pH de la solution est égal à 3,5.

1. L'acide HA est il fort ou faible ?
2. Que vaut son pKa si jamais il est faible ?
3. Que vaut son degré de dissociation α ?
4. Quel sont les concentrations des espèces dissoutes.

Exercice 5 :

On dissout $m = 4,00$ g d'hydroxyde de sodium NaHO dans $V = 5,00$ L d'eau. Calculer les concentrations molaires de tous les ions présents en solution et le pH.

Solution de la série N°I

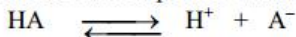
Exercice 1 :

1. Définition d'un acide, d'une base.

un ACIDE est un corps qui LIBERE H⁺ .

une BASE est un corps qui FIXE H⁺ .

2. Définition d'un couple acide/base :

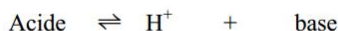


Couple acide /base : **HA/A⁻** (HA est l'acide et A⁻ est la base conjuguée)



Couple acide /base : **BH⁺/B** (BH⁺ est l'acide conjugué de la base B)

Les couples acide-base sont obtenus en ajoutant (en retirant) un ion H⁺ à la base (à l'acide) du couple:



NH ₄ ⁺	NH ₃
H ₂ O	OH ⁻
HS ⁻	S ²⁻
HCOOH	HCOO ⁻
HClO	ClO ⁻
H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻

EXERCICE 2 :



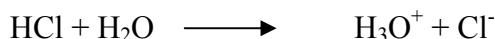
$$\text{avec } n = \frac{V}{V_m} \Rightarrow n = \frac{1,2}{22,4} = 5,36 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

On peut donc écrire :

$$c = [\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-] = \frac{n}{V} = \frac{5,36 \cdot 10^{-2}}{0,5} = 0,107 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (0,107) \Rightarrow \text{pH} = 0,97$$

Exercice 3 :



Le pH de la solution : $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = \dots ?$

La densité de la solution $d = 1,16$; cela signifie que la masse volumique de la solution soit égale à 1,16 g/ml. Calculons la masse ainsi que le nombre de mole de l'acide dans 1ml de solution ?

$$\left\{ \begin{array}{l} 1,16 \text{ g (masse d'un ml)} \longrightarrow 100\% \\ m_{\text{HCl}} \longrightarrow 32\% \end{array} \right. \quad m = \frac{1,16 \times 32}{100} = 0,371 \text{ g} ; \quad n = \frac{m}{M} = \frac{0,371}{36,5} = 1,017 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$$

Puisqu'on a ajouté 999 ml de l'eau de la solution d'HC, cela veut dire que le nombre de moles de HCl initialement dans 1ml demeure constant dans 1000 ml de la solution obtenue, c'est-à-dire :

$$C_{\text{HCl}} = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,017 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l.}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 1,017 \cdot 10^{-2} = 1,99$$

2. le pH de la solution après mélange : (calculons C_{HCl} après mélange)

$$\sum C_i V_i = \sum C_f V_f, C_1 V_1 + C_2 V_2 = C_f V_f$$

$$C_1 = 1,017 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}, V_1 = 300 \text{ ml}, C_2 = 0,05 \text{ mol/l}, V_2 = 100 \text{ ml et } V_f = V_1 + V_2 = 400 \text{ ml}$$

$$C_f = \frac{C_1 V_1 + C_2 V_2}{C_f} = \frac{(1,017 \cdot 10^{-2} \cdot 300) + (0,05 \cdot 100)}{400} = 0,02 \text{ mol/L.}$$

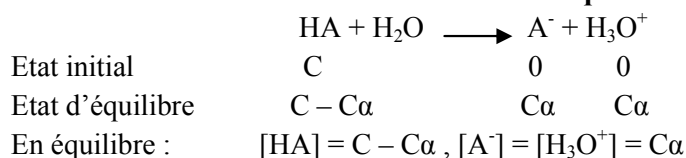
Le pH sera égal à : **pH = -log [H₃O⁺] = -log 0,02 = 1,70.**

Exercice 4 :

1. Si l'acide était fort son pH se calcule comme suit : pH = -log C = -log [H₃O⁺] = -log 0,05 = 1,3

Mais le pH de la solution est de 3,5 donc **l'acide est faible**

2. la dissolution de l'acide faible en solution aqueuse :



L'expression de la constante d'acidité de l'acide faible s'écrit :

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} = \frac{[H_3O^+]^2}{C - [H_3O^+]} = \frac{(10^{-3,5})^2}{0,05 - 10^{-3,5}} = 2,012 \cdot 10^{-6}$$

$$pK_a = -\log K_a = -\log 2,012 \cdot 10^{-6} = 5,696 \approx 5,7$$

3. Le degré de dissociation α de cet acide est égal :

$$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{C} = \frac{[A^-]}{C} = \frac{10^{-3,5}}{0,05} = 0,0063 = 0,63\%$$

4. Les concentrations des espèces dissoutes :

La concentration des ions hydronium : $[H_3O^+] = 10^{-3,5} = 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L.}$

La concentration en ions OH⁻ : $[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3,5}} = 10^{-10,5} = 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L.}$

La concentration des ions A⁻ : $[A^-] = [H_3O^+] = 10^{-3,5} = 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L.}$

La concentration de HA non dissocié :

$$[HA] = C - [A^-] = C - [H_3O^+] = 0,05 - 10^{-3,5} = 4,97 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} \approx C.$$

Exercice 5 :

