

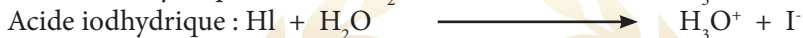
# ACIDE FORT-BASE FORTE

## I. Acides forts

### 1. Cas de monoacide fort

Un monoacide fort est une espèce chimique qui réagit totalement avec l'eau en libérant une mole d'ion  $\text{H}_3\text{O}^+$  par mole de soluté introduite.

Exemple:



Soit  $C_a$  la concentration molaire d'une solution d'acide fort.

$$\text{pH} = -\log C_a$$

$$C_a = 10^{-\text{pH}}$$

$$10^{-6} \text{ mol/L} \leq C_a \leq 10^{-1} \text{ mol/L}$$

### 2. Cas de diacide fort

Un diacide fort est une espèce chimique qui réagit totalement avec l'eau en libérant 2 mol d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  par mole de soluté introduite.

Exemple :



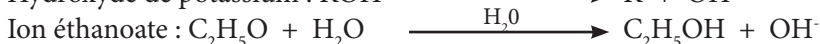
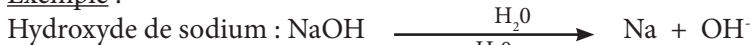
Le pH d'un acide fort de concentration  $C_a$  est :  $\text{pH} = -\log 2C_a$ .

## II. Bases fortes

### 1. Cas d'une monobase forte

Une monobase forte est une espèce chimique qui, mise en solution aqueuse, libère une mole d'ion  $\text{OH}^-$  par mole de soluté.

Exemple :



Cet ion est obtenu par une réaction total entre l'éthanol  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  est le sodium Na selon l'équation-bilan :



Le pH d'une solution de monobase forte de concentration  $C_b$  est:

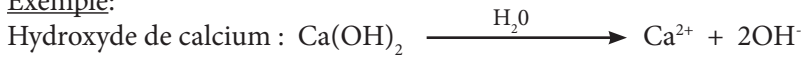
$$\text{pH} = 14 + \log C_b$$

$$10^{-6} \text{ mol/L} \leq C_b \leq 10^{-1} \text{ mol/L}$$

## 2. Cas d'une dibase forte

Une dibase forte est un espèce chimique qui libère 2 moles d'ions  $\text{OH}^-$  lors de la dissolution dans l'eau d'une mole de soluté.

Exemple:



Le pH d'une solution de dibase forte de concentration Cb

$$\text{pH} = 14 + \log 2\text{Cb}$$



EXCELLENCE GROUP

**EXERCICE****1**

Une solution de dihydroxyde de calcium  $\text{Ca(OH)}_2$  de concentration  $C = 148 \text{ mg/L}$  a un  $\text{pH} = 11,6$  à  $25^\circ\text{C}$ .

- Quelle est la molarité en ions  $\text{OH}^-$  de cette solution ?
  - Montrer que le dihydroxyde de calcium est une dibase forte.
- On donne :  $M(\text{Ca}) = 40 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$ .

**EXERCICE****2**

On dissout  $m = 0,253 \text{ g}$  d'acide perchlorique ( $\text{HClO}_4$ ) dans un volume  $V = 2 \text{ L}$  d'eau. Le  $\text{pH}$  de la solution est égal à  $2,9$ . On donne :  $\text{H} : 1$  ;  $\text{O} : 16$  ;  $\text{Cl} : 35,5$ .

- Montre que l'acide perchlorique est un acide fort.
- Ecris l'équation bilan de dissolution de  $\text{HClO}_4$  dans l'eau.
- Calcule le volume d'eau distillée qu'il faut ajouter à  $40 \text{ mL}$  d'une solution d'acide perchlorique de  $\text{pH} = 1,7$  pour obtenir une solution de  $\text{pH} = 2,7$ .

**EXERCICE****3**

Une solution  $S_A$  d'acide nitrique a un  $\text{pH} = 5,9$ . L'acide nitrique est un acide fort.

- Calculer les molarités des espèces chimiques présentes dans la solution  $S_A$ .
  - On prélève  $10 \text{ cm}^3$  de la solution  $S_A$  et on ajoute  $90 \text{ cm}^3$  d'eau pure. Quelle est la nouvelle valeur du  $\text{pH}$  ?
- On prépare une solution  $S_B$  en dissolvant une masse  $m$  d'hydroxyde de calcium  $\text{Ca(OH)}_2$  dans  $500 \text{ cm}^3$  d'eau pure.
  - La concentration molaire de la solution  $S_B$  étant  $C_B = 4 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$ , calculer la masse  $m$  d'hydroxyde de calcium utilisé.
  - Quels volume  $V_A$  de  $S_A$  et  $V_B$  de  $S_B$  doit-on mélanger pour avoir une solution de volume total  $V = 120 \text{ cm}^3$  et de  $\text{pH} = 7$  ?

**EXERCICE****4**

Dans un bécher, on mélange les solutions suivantes :

- Acide chlorhydrique :  $V_1 = 15 \text{ mL}$  et  $C_1 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  ;
- Acide nitrique :  $V_2 = 7,5 \text{ mL}$  et  $C_2 = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$  ;
- Acide bromhydrique :  $V_3 = 7,5 \text{ mL}$  et  $C_3 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  ;
- De l'eau distillée :  $V_4 = 970 \text{ mL}$ .

- 1) Calculer la concentration des espèces chimiques présentes dans la solution finale.
- 2) Calculer le pH de la solution finale.
- 3) Vérifier l'électroneutralité de cette solution.

## EXERCICE

### 5

L'acide sulfurique  $\text{H}_2\text{SO}_4$  peut être considéré, lorsque sa concentration est faible comme un diacide fort libérant en solution aqueuse des ions hydronium  $\text{H}_3\text{O}^+$  et sulfate  $\text{SO}_4^{2-}$ .

- 1) Ecrire l'équation de la réaction de dissociation de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  dans l'eau pure.
- 2) On veut préparer 10 L d'une solution A de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  de pH égal à 3,2. Pour cela, on part d'une solution commerciale de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  de densité (par rapport à l'eau)  $d = 1,815$  et contenant 90% d'acide pur  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (pourcentage en masse). Quel volume de cette solution commerciale doit-on utiliser ?
- 3) On mélange 200 mL de cette solution A avec 550 mL d'une solution d'acide chlorhydrique à  $3 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ . Déterminer les quantités de matière des différentes espèces en solution ainsi que le pH de la solution finale.

## EXERCICE

### 6

- 1) On considère un volume  $V = 30 \text{ mL}$  d'une solution A dans laquelle on a mélangé des volumes égaux d'acide chlorhydrique, d'acide nitrique, d'acide bromhydrique, de concentration identique  $C$ . On ajoute à cette solution un volume  $V_1 = 50 \text{ mL}$  d'une solution de nitrate d'argent, de concentration  $C_1 = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ . Le nitrate d'argent est alors largement en excès.

On obtient un précipité blanc de masse  $m = 14,34 \text{ mg}$ .

- 1.1) Déterminer la quantité de matière d'ions  $\text{Cl}^-$  présents dans la solution A.
- 1.2) Quelle était la concentration  $C$  des solutions d'acides avant le mélange ?
- 1.3) Quel est le pH de la solution A ?
- 2) On mélange un volume  $V_A = 150 \text{ mL}$  d'acide chlorhydrique de pH égal à 3 et un volume  $V_B = 50 \text{ mL}$  de chlorure de potassium de concentration  $C_B = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ . On ajoute à cette solution 50 mL d'une solution de nitrate d'argent, de concentration  $C_0 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ . Quelle est la quantité de matière de chlorure d'argent formé ainsi que la concentration de tous les ions restants en solution ? En déduire le pH.

NB : Masses molaires en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$  :  $M(\text{H}) = 1$  ;  $M(\text{C}) = 12$  ;  $M(\text{N}) = 14$  ;  $M(\text{O}) = 16$  ;  $M(\text{S}) = 32,1$  ;  $M(\text{Ag}) = 107,9$ .

## EXERCICE 7

On prépare une solution aqueuse S1 d'hydroxyde de sodium en dissolvant 20 mg de NaOH solide dans 500 mL d'eau à 25°C.

- 1) Calculer la concentration molaire de la solution S1.
  - 2) Le pH de la solution est égal à 11.
    - 2.1) A partir des calculs des concentrations molaires volumiques des espèces chimiques, montrer que NaOH est une base forte dans l'eau.
    - 2.2) Ecrire l'équation-bilan de la dissolution de NaOH par l'eau.
    - 2.3) Quel volume d'eau faut-il ajouter à  $V_0 = 50$  mL de la solution S1 pour avoir une solution de  $\text{pH} = 10,5$  ?
  - 3) On mélange  $V_1 = 300$  mL de la solution S1 à  $V_2 = 400$  mL d'une solution S2 à  $C_2 = 5 \cdot 10^{-3}$  mol/L d'hydroxyde de potassium (KOH) qui est une base forte.
    - 3.1) Calculer les concentrations molaires des espèces présentes dans le mélange S1 + S2.
    - 3.2) En déduire le pH du mélange.
- Données en g/mol : Na : 23 ; O : 16 ; H : 1

## EXERCICE 8

On considère les trois solutions suivantes :

- Solution S1 d'hydroxyde de sodium de molarité  $C_1 = 8 \cdot 10^{-3}$  mol.L<sup>-1</sup> ;
- Solution S2 de dihydroxyde de calcium  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  de molarité  $C_2 = 2 \cdot 10^{-3}$  mol.L<sup>-1</sup>.
- Solution S3 de chlorure de sodium NaCl de molarité  $C_3 = 10^{-3}$  mol.L<sup>-1</sup>.

- 1) Calculer le pH de chacune des solutions S1, S2 et S3.
- 2) Décrire deux expériences prouvant que la solution d'hydroxyde de sodium contient des ions OH<sup>-</sup> et des ions Na<sup>+</sup>.
- 3) On obtient une solution A en mélangeant un volume  $V_1 = 50$  cm<sup>3</sup> de la solution S1, un volume  $V_2 = 100$  cm<sup>3</sup> de la solution S2 et un volume  $V_e = 100$  cm<sup>3</sup> d'eau.
  - a) Calculer la concentration des espèces chimiques présents dans la solution A.
  - b) En déduire le  $\text{pH}_A$  de la solution A.
  - c) Dans la solution A, on ajoute 0,2 g d'hydroxyde de sodium en pastilles et on obtient une solution A'. Calculer la nouvelle concentration des ions Na<sup>+</sup> dans la solution A'.
- 4) On obtient une solution B en mélangeant  $V_1 = 50$  cm<sup>3</sup> de la solution S1,  $V_2$

= 100 cm<sup>3</sup> de la solution S2 et V3 = 100 cm<sup>3</sup> de la solution S3.

a) Calculer la concentration molaire des espèces chimiques présentes dans la solution B.

b) En déduire le pH<sub>B</sub> de la solution B.

On donne : M(Na) = 23 g/mol ; M(O) = 16 g/mol ; M(H) = 1 g/mol.

## EXERCICE 9

1) Quelle masse d'acide nitrique HNO<sub>3</sub> faut-il mélanger à l'eau pure pour obtenir 1 L de solution S1 de concentration C1 = 10<sup>-2</sup> mol/L ?

2) On obtient 1 litre d'une solution S2 par dissolution de 960 mL de chlorure d'hydrogène HCl dans l'eau pure.

a) Ecrire l'équation bilan de la réaction.

b) Quel est le pH de la solution si dans les conditions de l'expérience le volume molaire des gaz est 24 L ?

3) On prépare 100 mL d'une solution S3 en mélangeant 40 mL de S1 et 60 mL de S2. Quel est le pH de S3 ?

4) On ajoute à 10 mL du mélange S3 un volume Vb de soude de concentration Cb = 2.10<sup>-2</sup> mol/L.

Déterminer les volumes Vb1 et Vb2 pour obtenir respectivement :

- Une solution de pH1 = 7

- Une solution de pH2 = 10.

On donne : H : 1 g.mol<sup>-1</sup> ; O : 16 g.mol<sup>-1</sup> ; N : 14 g.mol<sup>-1</sup>.

## EXERCICE 10

On prépare une solution S en mélangeant une solution S1 d'acide chlorhydrique de volume V1 = 60 mL, de concentration C1 = 4.10<sup>-2</sup> mol/L et une solution S2 d'acide nitrique de volume V2 = 40 mL, de concentration C2 = 10<sup>-2</sup> mol/L.

1) Quel est le pH de la solution S ?

2) Déterminer la concentration molaire des espèces chimiques dans la solution S

3) Quel volume d'eau faut-il ajouter à la solution S pour avoir une solution S' de pH = 2 ?

4) A la solution S', on ajoute 50 mL d'une solution de soude (Hydroxyde de sodium) de concentration molaire 2.10<sup>-2</sup> mol/L.

Quelle est la nature du mélange obtenu ? Justifier votre réponse.

Calculer son pH.