

## Les acides et les bases

**I. Acide méthanoïque.** Une solution aqueuse d'acide méthanoïque HCOOH a un pH égal à 1,4.

1. Écrire la formule de la base conjuguée de l'acide méthanoïque. **HCOOH ; on enlève un H<sup>+</sup> donc HCOO<sup>-</sup>**

2. Écrire le couple acide/base correspondant. **HCOOH / HCOO<sup>-</sup>**

3. Calculer la concentration molaire effective en ions hydroxyde dans la solution.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-1,4} \text{ mol/L} ; K_e = [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{HO}^-] = 10^{-14} ;$$

$$[\text{HO}^-] = 10^{-14} / [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{HO}^-] = 10^{-14} / 10^{-1,4} = 10^{-12,6} \text{ mol/L}$$

4. Si cette solution présente un danger lié aux propriétés acido-basiques, quelle en est l'entité responsable ?

**La concentration en ion HO<sup>-</sup> étant plus faible que celle en H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> ; c'est l'ion hydronium H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> qui présente un danger.**

5. Quelles précautions faut-il prendre pour manipuler cette solution ?

**Il faut donc surtout se protéger les yeux ; se rincer les mains.**

**II. Ammoniaque :** Une solution aqueuse d'ammoniac NH<sub>3</sub> a un pH égal à 11,6.

1. Écrire la formule de l'acide conjugué de l'ammoniac.

**NH<sub>3</sub> est une base ; on rajoute un H<sup>+</sup> pour obtenir l'acide conjugué, c'est donc : NH<sub>4</sub><sup>+</sup>.**

2. Écrire le couple acide/base correspondant.

**Couple : NH<sub>4</sub><sup>+</sup> / NH<sub>3</sub>**

3. Calculer la concentration molaire effective en ions hydroxyde dans la solution.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-11,6} \text{ mol/L} ; K_e = [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{HO}^-] = 10^{-14} ;$$

$$[\text{HO}^-] = 10^{-14} / [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{HO}^-] = 10^{-14} / 10^{-11,6} = 10^{-2,4} \text{ mol/L}$$

4. Si cette solution présente un danger lié aux propriétés acido-basiques, quelle en est l'entité responsable ?

**La concentration en ion HO<sup>-</sup> étant plus élevée que celle en H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> ; c'est l'ion hydroxyde HO<sup>-</sup> qui présente un danger.**

5. Quelles précautions faut-il prendre pour manipuler cette solution ?

### **III. Équations d'une réaction acido-basique**

1. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide HCl et l'eau H<sub>2</sub>O.

**HCl est un acide ; H<sub>2</sub>O est une base.**

**Couples : HCl / Cl<sup>-</sup> ; H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> / H<sub>2</sub>O**

**Demi équation : HCl = Cl<sup>-</sup> + H<sup>+</sup> ; H<sub>2</sub>O + H<sup>+</sup> = H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>**

**Equation : HCl + H<sub>2</sub>O → Cl<sup>-</sup> + H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>**

2. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide HCl et la base NH<sub>3</sub>.

**HCl est un acide ; NH<sub>3</sub> est une base.**

**Couples : HCl / Cl<sup>-</sup> ; NH<sub>4</sub><sup>+</sup> / NH<sub>3</sub>**

**Demi équation : HCl = Cl<sup>-</sup> + H<sup>+</sup> ; NH<sub>3</sub> + H<sup>+</sup> = NH<sub>4</sub><sup>+</sup>**

**Equation : HCl + NH<sub>3</sub> → Cl<sup>-</sup> + NH<sub>4</sub><sup>+</sup>**

3. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide HCl et la base  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ .

**HCl est un acide ;  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  est une base.**

**Couples : HCl /  $\text{Cl}^-$  ;  $\text{CH}_3\text{COOH}$  /  $\text{CH}_3\text{COO}^-$**

**Demi équation :  $\text{HCl} = \text{Cl}^- + \text{H}^+$  ;  $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ = \text{CH}_3\text{COOH}$**

**Equation :  $\text{HCl} + \text{CH}_3\text{COO}^- \rightarrow \text{Cl}^- + \text{CH}_3\text{COOH}$**

#### **IV. Équations de réaction**

On introduit dans l'eau les espèces suivantes : les acides HBr ;  $\text{CH}_3\text{COOH}$  et les bases  $\text{NH}_3$  ;  $\text{NH}_2^-$ .

Écrire pour chaque espèce l'équation de la réaction d'échange protonique **avec l'eau**.

##### **1. HBr**

**HBr est un acide ;  $\text{H}_2\text{O}$  est une base.**

**Couples : HBr /  $\text{Br}^-$  ;  $\text{H}_3\text{O}^+$  /  $\text{H}_2\text{O}$**

**Demi équation :  $\text{HBr} = \text{Br}^- + \text{H}^+$  ;  $\text{H}_2\text{O} + \text{H}^+ = \text{H}_3\text{O}^+$**

**Equation :  $\text{HBr} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Br}^- + \text{H}_3\text{O}^+$**

##### **2. $\text{CH}_3\text{COOH}$**

**$\text{CH}_3\text{COOH}$  est un acide ;  $\text{H}_2\text{O}$  est une base.**

**Couples :  $\text{CH}_3\text{COOH}$  /  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  ;  $\text{H}_3\text{O}^+$  /  $\text{H}_2\text{O}$**

**Demi équation :  $\text{CH}_3\text{COOH} = \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$  ;  $\text{H}_2\text{O} + \text{H}^+ = \text{H}_3\text{O}^+$**

**Equation :  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$**

##### **3. $\text{NH}_3$**

**$\text{NH}_3$  est une base ;  $\text{H}_2\text{O}$  est un acide.**

**Couples :  $\text{NH}_4^+$  /  $\text{NH}_3$  ;  $\text{H}_2\text{O}$  /  $\text{HO}^-$**

**Demi équation :  $\text{NH}_3 + \text{H}^+ = \text{NH}_4^+$  ;  $\text{H}_2\text{O} = \text{HO}^- + \text{H}^+$**

**Equation :  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{HO}^-$**

##### **4. $\text{NH}_2^-$**

**$\text{NH}_2^-$  est une base ;  $\text{H}_2\text{O}$  est un acide.**

**Couples :  $\text{NH}_3$  /  $\text{NH}_2^-$  ;  $\text{H}_2\text{O}$  /  $\text{HO}^-$**

**Demi équation :  $\text{NH}_2^- + \text{H}^+ = \text{NH}_3$  ;  $\text{H}_2\text{O} = \text{HO}^- + \text{H}^+$**

**Equation :  $\text{NH}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{HO}^-$**

#### **V. Acide nitrique**

À 25 °C, une solution aqueuse S d'acide nitrique  $\text{HNO}_3$  a un pH de 2,7.

1. Justifier le mot acide dans le nom acide nitrique.

**Le pH est inférieur à 7 ; la solution est donc acide.**

2. Calculer la concentration molaire effective des ions oxonium dans la solution S.

**$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,7} \text{ mol/L}$  ;**

3. Calculer la concentration molaire effective en ions hydroxyde dans la solution S.

**$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{HO}^-] = 10^{-14}$  ;  $[\text{HO}^-] = 10^{-14} / [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{HO}^-] = 10^{-14} / 10^{-2,7} = 10^{-11,3} \text{ mol/L}$**

## VI. Soude

1. Quel soluté faut-il apporter pour préparer une solution de soude ?

**La soude est fabriquée à partir d'hydroxyde de sodium (NaOH ou NaHO).**

2. Donner la formule de ce soluté. De quels ions est-il constitué ?

**NaOH est constitué d'ions :  $\text{Na}^+$  et  $\text{HO}^-$ .**

3. Quel ion (a) a des propriétés acido-basique ? Quel ion (b) est spectateur ?

**L'ion  $\text{HO}^-$  est responsable de la basicité de la solution ; l'ion  $\text{Na}^+$  est spectateur.**

4. Identifier le caractère acide ou basique de l'ion (a). La solution de soude a un pH de 11,5.

**Le pH > 7; la solution est basique.**

5. Les ions oxonium présents dans la solution présentent-ils un danger ?

**La concentration en ion oxonium (hydronium) est très faible ( $10^{-11,5}$  mol/L) ; il ne présente pas de danger.**