

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⁺ donc HCOO⁻**

2. Écrire le couple acide/base correspondant. **HCOOH / HCOO⁻**

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⁻ étant plus faible que celle en H₃O⁺ ; c'est l'ion hydronium H₃O⁺ 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 NH₃ a un pH égal à 11,6.

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

NH₃ est une base ; on rajoute un H⁺ pour obtenir l'acide conjugué, c'est donc : NH₄⁺.

2. Écrire le couple acide/base correspondant.

Couple : NH₄⁺ / NH₃

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⁻ étant plus élevée que celle en H₃O⁺ ; c'est l'ion hydroxyde HO⁻ 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 H₂O.

HCl est un acide ; H₂O est une base.

Couples : HCl / Cl⁻ ; H₃O⁺ / H₂O

Demi équation : HCl = Cl⁻ + H⁺ ; H₂O + H⁺ = H₃O⁺

Equation : HCl + H₂O → Cl⁻ + H₃O⁺

2. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide HCl et la base NH₃.

HCl est un acide ; NH₃ est une base.

Couples : HCl / Cl⁻ ; NH₄⁺ / NH₃

Demi équation : HCl = Cl⁻ + H⁺ ; NH₃ + H⁺ = NH₄⁺

Equation : HCl + NH₃ → Cl⁻ + NH₄⁺

3. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide HCl et la base CH_3COO^- .

HCl est un acide ; CH_3COO^- est une base.

Couples : HCl / Cl^- ; CH_3COOH / CH_3COO^-

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 ; CH_3COOH et les bases NH_3 ; NH_2^- .

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

1. HBr

HBr est un acide ; H_2O est une base.

Couples : HBr / Br^- ; H_3O^+ / H_2O

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. CH_3COOH

CH_3COOH est un acide ; H_2O est une base.

Couples : CH_3COOH / CH_3COO^- ; H_3O^+ / H_2O

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. NH_3

NH_3 est une base ; H_2O est un acide.

Couples : NH_4^+ / NH_3 ; H_2O / 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. NH_2^-

NH_2^- est une base ; H_2O est un acide.

Couples : NH_3 / NH_2^- ; H_2O / 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 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 : Na^+ et HO^- .

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

L'ion HO^- est responsable de la basicité de la solution ; l'ion 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.