

**CORRECTION DES EXERCICES**

Exercice 5 page 334 :

1. On utilise la formule  $pH = -\log [H_3O^+]$ . On calcule :

vinaigre :  $pH = 3,1$  ;

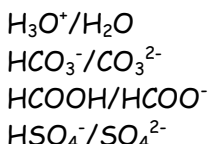
eau pure :  $pH = 7,0$  ;

eau de Javel :  $pH = 11,5$ .

2. Le vinaigre a un pH inférieur a 7,0, il s'agit donc d'une solution acide ; l'eau pure est neutre et l'eau de Javel est une solution aqueuse basique.

Exercice 10 page 335 :

Les couples acide-base sont :



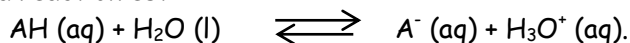
Exercice 12 page 335 :

Les concentrations sont indiquées en  $mol.L^{-1}$ .

	pH	$[H_3O^+]$	$[HO^-]$
<b>Solution 1</b>	2,6	$2,5 \times 10^{-3}$	$4,0 \times 10^{-12}$
<b>Solution 2</b>	4,3	$5,2 \times 10^{-5}$	$1,9 \times 10^{-10}$
<b>Solution 3</b>	10,9	$1,3 \times 10^{-11}$	$7,8 \times 10^{-4}$

Exercice 15 page 335 :

L'équation de la réaction est :



2. a. On construit un tableau d'avancement, qui fournit directement l'expression de  $x_{max} = c \cdot V = 5,0 \cdot 10^{-3}$  mol.

La quantité maximale d'ions oxonium pouvant être formée est notée  $x_{max}$

Equation chimique		$AH_{(aq)}$	+	$H_2O$	$\longrightarrow$	$A^-(aq)$	+	$H_3O^+(aq)$
Etat du système	Avancement (en mol)	$n(AH)$		Solvant		$n(A^-)$		$n(H_3O^+)$
Etat initial	0	$cxV = 5 \times 10^{-3}$		Solvant		0,0		0,0
Etat intermédiaire	x	$5 \times 10^{-3} - x$		Solvant		x		x
Etat final	$x_f$	$5 \times 10^{-3} - x_f$		Solvant		$x_f$		$x_f = 3,17 \times 10^{-4}$

On calcule la quantité de matière d'acide présente au début  $n(AH) = cxV$  soit  $n(AH) = 0,025 \times 200 \times 10^{-3}$  mol d'où  $n(AH) = 5 \times 10^{-3}$  mol

On peut calculer l'avancement final grâce à la quantité de matière d'ion oxonium présent en solution :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = [\text{H}_3\text{O}^+] \times V = 10^{-\text{pH}} \times V \text{ d'où } n(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-2,8} \times 200 \times 10^{-3} = 3,17 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

On en déduit  $n(\text{A}^-) = x_f = 3,17 \times 10^{-4} \text{ mol}$  et  $n(\text{AH})_f = n(\text{AH}) - x_f$  soit  $n(\text{AH})_f = 4,68 \times 10^{-4} \text{ mol}$

On s'aperçoit que  $x_{\text{max}}$  est tel que  $n(\text{AH}) - x_{\text{max}} = 0$  d'où  $x_{\text{max}} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol}$

b. La concentration finale en ions oxonium vaut

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 1,6 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

La quantité d'ions oxonium formés est obtenue en multipliant la concentration précédente par le volume V :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_f = [\text{H}_3\text{O}^+] \times V = 10^{-2,8} \times 0,200 = 3,2 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

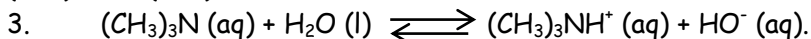
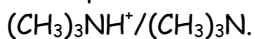
c. La quantité d'ions oxonium formés est inférieure à la quantité maximale pouvant être libérée : la réaction entre l'acide ascorbique et l'eau n'est pas totale donc l'acide ascorbique est un acide faible.

Exercice 21 page 336 :

1. Cette amine a des propriétés basiques en solution car le pH de la solution est supérieur à 7,0.

2. La formule de l'espèce conjuguée de cette amine est l'ion triméthylammonium  $(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+$ .

Le couple acide-base correspondant est :



4. Le pH est supérieur à la valeur du pKa : c'est donc la forme basique, la triméthylamine, qui prédomine en solution.

5. La constante d'acidité de ce couple s'écrit :

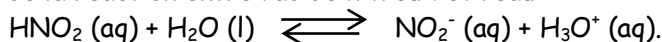
$$K_a = \frac{[(\text{CH}_3)_3\text{N}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+]}$$

$$\text{Ainsi } \frac{[(\text{CH}_3)_3\text{N}]}{[(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+]} = \frac{K_a}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-\text{p}K_a}}{10^{-\text{pH}}} = 10^{-9,8 + 11,5} = 50.$$

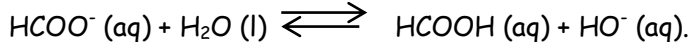
Ce résultat montre à nouveau la prédominance de la forme basique.

Exercice 17 page 336 :

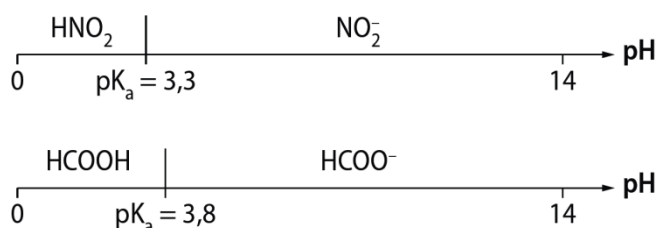
1. a. L'équation de la réaction entre l'acide nitreux et l'eau :



b. L'équation de la réaction entre l'ion méthanoate et l'eau :



2. a. Les diagrammes de prédominance sont :



b. Le pH de la solution d'acide nitreux est inférieur au pKa du couple, c'est donc l'acide conjugué HNO<sub>2</sub> qui prédomine ; le pH de la solution d'ion méthanoate est supérieur au pKa du couple, c'est donc la base conjuguée HCOO<sup>-</sup> qui prédomine.

COMPRENDRE:

C2. Réaction acide-base et pH