

### Exercice 27 p 111 :

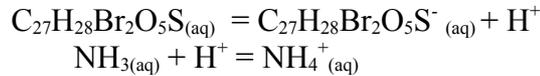
#### a- Propriété de la molécule d'ammoniac :

La molécule d'ammoniac est capable d'accepter un proton. Il s'agit donc d'une molécule basique au sens de Brönsted.

#### b- Équation de la réaction qui produit le changement de couleur du BBT :

On a la forme acide du couple  $C_{27}H_{28}Br_2O_5S_{(aq)} / C_{27}H_{28}Br_2O_5S^-_{(aq)}$  en présence de la forme basique du couple  $NH_4^+_{(aq)} / NH_{3(aq)}$ .

On obtient donc la réaction :



c- L'ammoniac gazeux étant très soluble dans l'eau, il va se dissoudre dans l'eau et créer une dépression par rapport à la pression atmosphérique extérieure. Le gaz dissout laisse alors « un vide » dans le ballon qui est comblé par l'eau du cristalliseur.

### Exercice 28 p 111 :

#### a- Réaction de l'acide avec l'eau :

La réaction de dissolution de l'acide nitrique dans l'eau est donc :



La solution aqueuse d'acide nitrique est donc bien acide car elle contient des ions oxonium.

#### b- Solution S<sub>2</sub> :

On prépare une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium en dissolvant 0,10 mol de NaOH<sub>(s)</sub> dans 1,0 L d'eau.

L'équation de cette réaction de dissolution est :  $NaOH_{(s)} \longrightarrow Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$

La solution aqueuse d'hydroxyde de sodium est donc bien basique car elle contient des ions hydroxyde HO<sup>-</sup>.

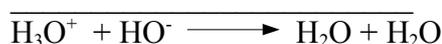
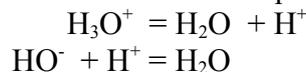
En supposant que le soluté s'est entièrement dissout on en déduit la concentration de cette solution :

$$C_2 = \frac{n_0}{V} = \frac{0,10}{1,00} = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$$

#### c- Équation de la réaction entre S<sub>1</sub> et S<sub>2</sub> :

Si on mélange les solutions S<sub>1</sub> et S<sub>2</sub>, on met en présence de l'acide du couple H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> / H<sub>2</sub>O, la base du couple H<sub>2</sub>O / HO<sup>-</sup>.

On va donc assister à une réaction acido-basique entre les ions oxonium H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> et hydroxyde HO<sup>-</sup>.



Ce mélange est-il acide ou basique ?

Pour répondre à cette question il faut déterminer le réactif limitant :

	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> <sub>(aq)</sub>	+ HO <sup>-</sup> <sub>(aq)</sub>	—————▶	H <sub>2</sub> O +	H <sub>2</sub> O
État initial	1,0 10 <sup>-2</sup>	1,0 10 <sup>-1</sup>		0	0
État intermédiaire	1,0 10 <sup>-2</sup> - x	1,0 10 <sup>-1</sup> - x		x	x
État final	1,0 10 <sup>-2</sup> - x <sub>max</sub>	1,0 10 <sup>-1</sup> - x <sub>max</sub>		x <sub>max</sub>	x <sub>max</sub>

Le réactif limitant est le réactif pour lequel x<sub>max</sub> est le plus petit.

$$x_{\max} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol pour } H_3O^+$$

$$x_{\max} = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol pour } HO^-$$

On en déduit donc que le réactif limitant est H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>.

A l'état final il n'y a plus d'ions H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> dans la solution mais il reste 1,0 10<sup>-1</sup> - 1,0 10<sup>-2</sup> = 9,0 10<sup>-2</sup> mol

d'ions HO<sup>-</sup>.

On en conclut donc que la solution est basique à l'état final.

d- Même question si  $V_2 = V_1/10$  :

	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> <sub>(aq)</sub>	+ HO <sup>-</sup> <sub>(aq)</sub>	—————▶	H <sub>2</sub> O +	H <sub>2</sub> O
État initial	0,01	$\frac{0,1}{10}$		0	0
État intermédiaire	$1,0 \cdot 10^{-2} - x$	$1,0 \cdot 10^{-2} - x$		x	x
État final	$1,0 \cdot 10^{-2} - x_{\max}$	$1,0 \cdot 10^{-2} - x_{\max}$		$x_{\max}$	$x_{\max}$

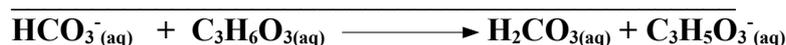
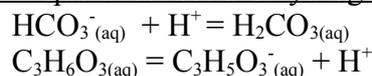
Cette fois-ci on constate que les réactifs sont introduits dans les proportions stoechiométriques. À l'état final la totalité des ions H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> et HO<sup>-</sup> sont consommés, et on obtient donc une solution d'eau pure neutre.

**Exercice 29 p 111 :**

a- Base conjuguée de l'acide lactique :

La base conjuguée de l'acide lactique C<sub>3</sub>H<sub>6</sub>O<sub>3(aq)</sub> est l'ion lactate de formule C<sub>3</sub>H<sub>5</sub>O<sub>3<sup>-</sup>(aq)</sub>.

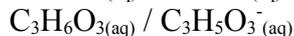
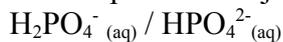
b- Équation de la réaction chimique avec les ions hydrogénocarbonate :



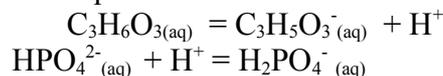
c- Équation de la réaction et couples mis en jeu :

Les ions hydrogénophosphate réagissent avec l'acide lactique.

Les couples mis en jeu sont :



L'équation de la réaction chimique s'écrit :



d- L'ion hydrogénophosphate HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup><sub>(aq)</sub> est un ampholyte. Il est l'acide du couple HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup><sub>(aq)</sub> / PO<sub>4</sub><sup>3-</sup> et la base du couple H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup><sub>(aq)</sub> / HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup><sub>(aq)</sub>.

e- Exemple d'équation chimique mettant en jeu cet ion :

L'ion hydrogénophosphate HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup><sub>(aq)</sub> étant un ampholyte il peut réagir aussi bien avec l'ion oxonium H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> qu'avec l'ion hydroxyde HO<sup>-</sup>, selon les équations bilans :

