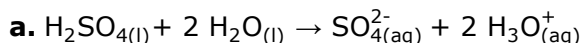


Exercice 1

1. Les deux couples acide-base impliqués sont : $C_9H_8O_4(aq) / C_9H_7O_4^-(aq)$ $H_3O^+(aq) / H_2O(l)$
2. L'eau joue ici le rôle d'une base.

Exercice 2

b. Le tableau d'avancement donne :

	$H_2SO_4(l)$	+	$2 H_2O(l)$	\rightarrow	$SO_4^{2-}(aq)$	+	$2 H_3O^+(aq)$
Etat initial (mol)	n		excès		0		0
Etat final (mol)	$n - x_{max}$		excès		x_{max}		$2 x_{max}$

La réaction étant totale, on a $n - x_{max} = 0$ à la fin de la réaction, donc : $x_{max} = n = 1,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$

La quantité de matière finale en ions sulfate est donc : $n_{sulfate} = x_{max} = 1,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$

Et donc : $[SO_4^{2-}] = \frac{n_{sulfate}}{V} = \frac{1,5 \times 10^{-4}}{0,1} = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

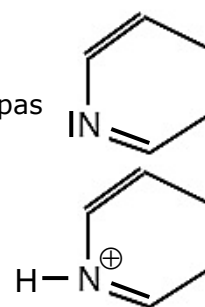
La quantité de matière finale en ions oxonium est donc : $n_{oxonium} = 2 x_{max} = 2 \times 1,5 \times 10^{-4} \text{ mol} = 3,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$

Et donc : $[H_3O^+] = \frac{n_{oxonium}}{V} = \frac{3,0 \times 10^{-4}}{0,1} = 3,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

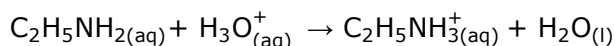
c. Le pH de la solution est donc : $pH = -\log[H_3O^+] = -\log(3,0 \times 10^{-3}) = 2,52$

Exercice 3

1. On ajoute le doublet non-liant à l'azote pour obtenir le schéma de Lewis.
2. La pyridine ne possède pas de liaison fortement polarisée, telle N-H, et ne peut donc pas avoir de caractère acide.
3. La pyridine possède un atome de forte électronégativité avec un doublet non-liant et peut donc avoir un caractère basique.
4. Lorsque le doublet-non liant de l'azote se lie à un hydrogène, l'azote se retrouve avec une lacune d'électron et donc la molécule est chargée positivement.
5. Couple acide-base : $C_5H_8N^+(aq) / C_5H_7N(aq)$

**Exercice 4**

b. L'acide chlorhydrique est un acide fort, contenant des ions hydrogène = ions oxonium dans l'eau. La réaction support du titrage est donc :



c. On utilise la méthode des tangentes et on trouve $V_E = 8 \text{ mL}$.

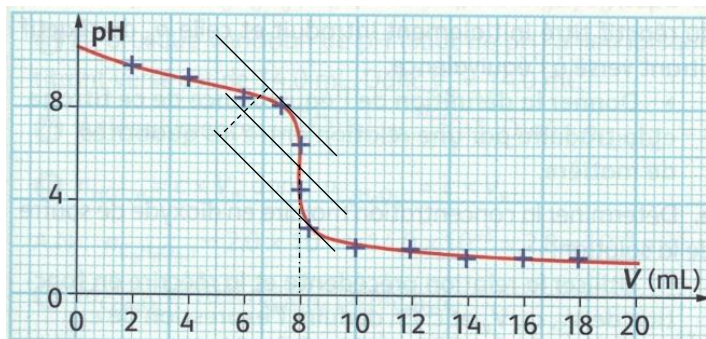
d. L'équivalence de ce titrage est définie par le moment où les réactifs sont en proportion stœchiométrique, soit $n_s = n_{acide}$.

e. On a donc : $c_s V_s = c_V V_E$

$$c_s = \frac{c_V V_E}{V_s} = \frac{1,0 \times 10^{-1} \times 8,0 \times 10^{-3}}{0,020} = 4,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

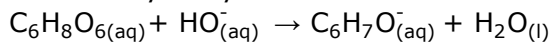
f. Le jaune d'alizarine a pour zone de virage $pH = 10,2 - 12,1$, ce qui correspond à un pH basique. Ici, on titre à l'aide d'un acide fort, le pH va donc diminuer. La zone de virage du jaune d'alizarine est donc à pH trop fort.

g. D'après la courbe de titrage, l'équivalence se produit entre $8 < pH < 2$. L'indicateur coloré dont la zone de virage correspond à ce domaine de pH est le rouge de chlorophénol.



Exercice 5

a. L'hydroxyde de sodium est une base forte, contenant des ions hydroxyde. On a donc :



b. On utilise la méthode des tangentes et on trouve $V_E = 21,5 \text{ mL}$.

c. A l'équivalence, on a $n_A = n_B$, donc :

$$c_A V_A = c_B V_E$$

$$c_A = \frac{c_B V_E}{V_A} = \frac{2,00 \times 10^{-2} \times 0,0215}{0,010} = 4,3 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

Note : on cherche la concentration de la solution avant l'ajout des 10 mL d'eau permettant l'immersion de la sonde !

