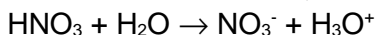


Corrigés

Exercice VI

1a. HNO_3 est un **acide**, donc libère H^+ par réaction avec l'eau, en donnant des ions H_3O^+ .



1b. HNO_3 étant un **acide fort**, la concentration en H_3O^+ est égale à la concentration apportée C_1 de l'acide : $[\text{H}_3\text{O}^+] = C_1 = 2,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. On a donc $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log C_1 = 2,6$

1c. $n(\text{H}_3\text{O}^+) = C_1 \cdot V_1 = 2,8 \cdot 10^{-3} \times 0,080 = 2,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

2. La soude est une **base forte** : $[\text{HO}^-] = C_2$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{HO}^-]} = \frac{K_e}{C_2} = \frac{10^{-14}}{3,2 \cdot 10^{-3}} = 3,1 \cdot 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 11,5$$

On peut aussi appliquer directement la formule des bases fortes : $\text{pH} = 14 + \log C_2$

3a. La solution S_1 contient des ions H_3O^+ et la solution S_2 des ions HO^- : le mélange donne lieu à la réaction de **neutralisation** $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

3b. Si le pH final est de 7, cela veut dire que les quantités de matière des ions H_3O^+ dans S_1 et HO^- dans S_2 étaient égales.

On en déduit donc, à l'aide du résultat de la question 1c, qu'il y avait $2,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ d'ions HO^- dans le volume V_2 de solution S_2 .

$$3.c \quad V_2 = \frac{n}{C_2} = \frac{2,2 \cdot 10^{-4}}{3,2 \cdot 10^{-3}} = 7,0 \cdot 10^{-2} \text{ L} = 70 \text{ mL}$$

(Comme la solution de soude est un peu plus concentrée que la solution d'acide, il faut utiliser un volume de solution de soude un peu plus petit que celui de la solution d'acide).

Exercice VII

1.

	$\text{CaCO}_3(\text{s})$	+	$2 \text{H}_3\text{O}^+$	\rightarrow	$\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$	+	$\text{CO}_2(\text{g})$	+	$3 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
proportions	1		2		1		1		3
quantités (mol)	0,10		0,20		0,10		0,10		0,30

L'équation de la réaction montre qu'il faut utiliser une quantité de matière d'ions H_3O^+ double de celle de tartre.

La quantité de matière de tartre peut être calculé par $n(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)}$

$$M(\text{CaCO}_3) = M(\text{Ca}) + M(\text{C}) + 3M(\text{O}) = 40,1 + 12,0 + 3 \times 16,0 = 100,1 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$n(\text{CaCO}_3) = 0,10 \text{ mol}$$

Donc il faut utiliser $n(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,20 \text{ mol}$.

2. Dans une solution de pH 1 la concentration en ions H_3O^+ est $C = 10^{-\text{pH}} = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$

$$V = \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)}{C} = \frac{0,20}{0,10} = 2,0 \text{ L}$$

(en pratique on aura cependant intérêt à utiliser un volume plus important afin d'avoir un excès d'ions H_3O^+ , pour que le détartrage se fasse assez rapidement)

3. La quantité de matière de dioxyde de carbone produite est, d'après l'équation, égale à celle de tartre dissous, donc 0,10 mol.

4. Le dioxyde de carbone est un gaz : $V = n \cdot V_m = 0,10 \times 24 = 2,4 \text{ L}$

5. On doit s'assurer, avant de détartrer à l'acide, que le dioxyde de carbone gazeux produit pourra être évacué facilement, de manière à ne pas créer de surpression (un appareil de grande dimension bien entarté peut contenir beaucoup plus de 10g de tartre et donc le volume de CO_2 produit peut être très important).