

Chapitre 16 – Théorie de Brönsted. Notion d'équilibre chimique

Corrigés des parcours en autonomie

Préparer l'évaluation – 13 – 18 – 20

13 L'acide sulfurique, un diacide fort*Exercice résolu.***18** pH des sucs digestifs

a. Le pH du suc gastrique vaut 1,5 ; la concentration en ions H_3O^+ y est donc égale à :

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{suc}} = 10^{-\text{pH}} = 3,2 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Dans l'estomac de pH = 3,0, cette concentration est égale à :

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{estomac}} = 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Le facteur de dilution est $\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{estomac}}}{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{suc}}}$ donc de $\frac{1,0 \times 10^{-3}}{3,2 \times 10^{-2}} = \frac{1}{32}$.

La solution est diluée 32 fois.

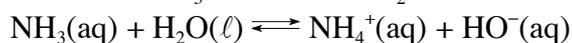
b. La valeur du pH permet de déterminer $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-8} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ puis celle en ions HO^- :

$$[\text{HO}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]}, \text{ avec } K_e = 10^{-\text{p}K_e} = 10^{-13,7}$$

$$\text{A.N. : } [\text{HO}^-] = \frac{10^{-13,7}}{1,0 \times 10^{-8}} = 2,0 \times 10^{-6} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}.$$

20 Solution de base faible

a. Réaction équilibrée de la base NH_3 avec l'acide H_2O :



b. L'avancement de la réaction équilibrée de l'ammoniac avec l'eau est inférieur à celui de la réaction totale d'une même quantité de base forte avec l'eau. La quantité et donc la concentration d'ions HO^- dans la solution d'ammoniac sont donc plus faibles que

dans la solution de base forte. Or, en solution $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{HO}^-]}$. Donc la concentration

d'ions H_3O^+ est plus élevée et donc le pH plus faible dans la solution d'ammoniac que dans la solution de base forte.

28 Lac acide

Lorsque le niveau d'eau du lac augmente, le volume d'eau augmente mais la quantité d'ions H_3O^+ reste constante. La concentration en ions H_3O^+ diminue par dilution et le pH augmente.

La quantité d'ions H_3O^+ est :

$$n = 10^{-\text{pH}_i} \times V_i$$

où V_i est le volume initial du lac et pH_i son pH initial.

Lorsque le niveau augmente de h , le volume du lac devient :

$$V_f = V_i + Sh$$

si on assimile le lac à un cylindre de surface S .

La concentration en ions H_3O^+ devient $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = \frac{n}{V_f}$.

Le pH final est : $\text{pH}_f = -\log \frac{10^{-\text{pH}_i} \times V_i}{V_i + Sh} = \text{pH}_i - \log \frac{V_i}{V_i + Sh}$.

La variation de pH est : $\text{pH}_f - \text{pH}_i = -\log \frac{V_i}{V_i + Sh}$.

A.N. : $\text{pH}_f - \text{pH}_i = -\log \frac{32 \times 10^6}{32 \times 10^6 + 41 \times 10^4 \times 10} = 0,05$.

29 Évaluation des compétences expérimentales

Il s'agit d'augmenter le pH d'une unité, ce qui revient à diviser la concentration en ions H_3O^+ par 10.

Le premier protocole repose sur une dilution au 1/10 qui conduit à la solution souhaitée.

Le second protocole repose sur la diminution de la quantité d'ions H_3O^+ de la solution en exploitant la réaction totale avec les ions HO^- : $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$.

La solution initiale a un pH de 3,0, donc une concentration en ions H_3O^+ égale à $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Pour obtenir 1 L d'une solution de pH = 4,0, c'est-à-dire de concentration $1,0 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ en ions H_3O^+ , il faut donc consommer $9,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$ d'ions H_3O^+ , ce que l'on effectue en ajoutant une quantité égale d'ions HO^- .

Une masse m d'hydroxyde de sodium de masse molaire M contient une quantité

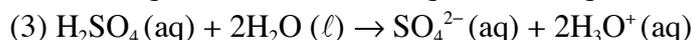
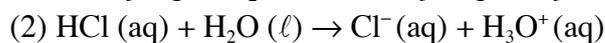
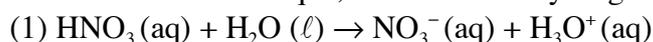
$n = \frac{m}{M}$ d'ions HO^- . A.N. $n = \frac{36 \times 10^{-3}}{16 + 1 + 23} = 9,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$, ce qui correspond bien à

la quantité d'ions HO^- nécessaire.

Le premier protocole est bien plus précis. En effet, dans le second, une légère erreur dans la mesure de la masse d'hydroxyde de sodium à ajouter modifiera considérablement l'avancement de la réaction totale utilisée (par exemple, si la masse introduite est de 40 mg, tous les ions H_3O^+ seront consommés et le pH vaudra 7 !)

31 Apprendre à chercher

L'eau de pluie acide contient des ions nitrate, chlorure et sulfate, produits des réactions totales de l'acide nitrique, de chlorure d'hydrogène et d'acide sulfurique avec l'eau :



Considérons un échantillon d'eau de pluie de volume V contenant une quantité n_1 d'ions NO_3^- , une quantité n_2 d'ions Cl^- et une quantité n_3 d'ions SO_4^{2-} .

La réaction (1) a produit une quantité n_1 d'ions NO_3^- et une quantité n_1 d'ions H_3O^+ .

La réaction (2) a produit une quantité n_2 d'ions Cl^- et une quantité n_2 d'ions H_3O^+ .

La réaction (3) a produit une quantité n_3 d'ions SO_4^{2-} et une quantité $2n_3$ d'ions H_3O^+ .

La quantité totale d'ions H_3O^+ présente est donc $n_1 + n_2 + 2n_3$ et la concentration des ions H_3O^+ est :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n_1 + n_2 + 2n_3}{V} = c_1 + c_2 + 2c_3$$

où c_1 , c_2 et c_3 sont les concentrations molaires des ions nitrate, chlorure et sulfate.

On connaît les concentrations massiques c_{m1} , c_{m2} et c_{m3} de ces ions dans l'eau de pluie.

On peut en déduire leurs concentrations molaires :

$$c_1 = \frac{c_{m1}}{M_1} ; c_2 = \frac{c_{m2}}{M_2} ; c_3 = \frac{c_{m3}}{M_3}$$

où M_1 , M_2 et M_3 sont les masses molaires des ions nitrate, chlorure et sulfate. D'où :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{c_{m1}}{M_1} + \frac{c_{m2}}{M_2} + 2\frac{c_{m3}}{M_3}$$

On en déduit le pH de l'eau de pluie :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log \left(\frac{c_{m1}}{M_1} + \frac{c_{m2}}{M_2} + 2\frac{c_{m3}}{M_3} \right)$$

A.N. : $M_1 = 14 + 3 \times 16 = 62 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_2 = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_3 = 32 + 16 \times 4 = 96 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

$$\text{pH} = -\log \left(\frac{1,24 \times 10^{-3}}{62} + \frac{0,35 \times 10^{-3}}{35,5} + \frac{2 \times 2,88 \times 10^{-3}}{96} \right) = 4,0$$