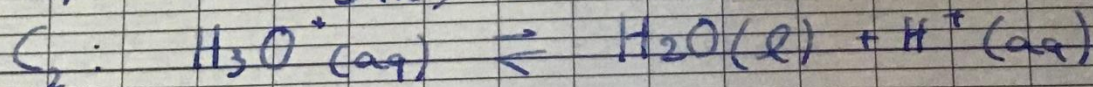
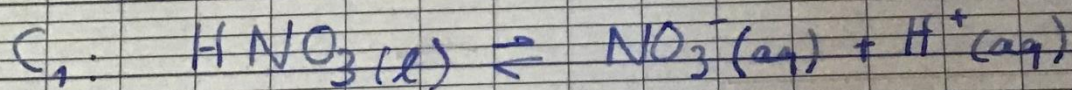
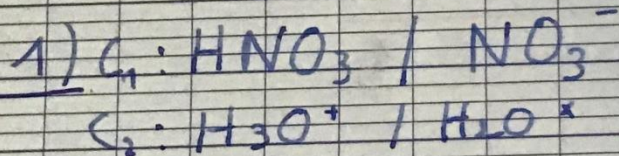


Exercice 1

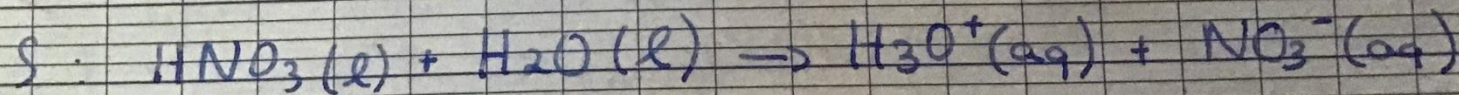
- 1) a) $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{H}^+(\text{aq})$ ✓
e) $\text{HNO}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{NO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq})$ ✓
g) $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HO}^-(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq})$ ✓
h) $\text{HSO}_4^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq})$ ✓
j) $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq})$
k) $\text{HCO}_2\text{H}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{HCO}_2^-(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq})$
l) $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq})$

Exercice 2

~~7~~
8



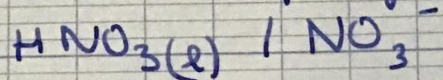
2



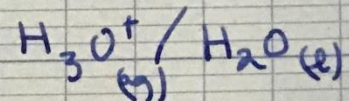
2) $\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c_0}\right)$ avec $[\text{H}_3\text{O}^+]$ en mol/L

Exercice 2

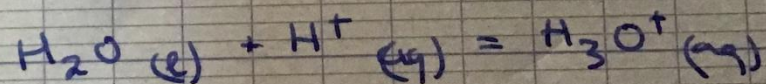
1. l'acide nitrique fait partie du couple



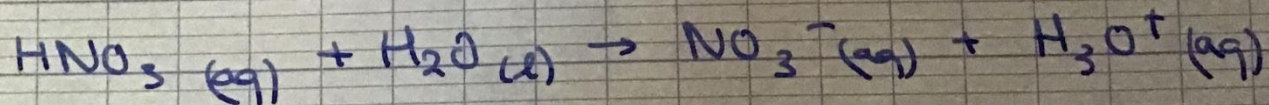
c'est un acide et réagit avec l'eau (base):



demi équations: $\text{HNO}_3(\text{l}) = \text{NO}_3^-_{(\text{aq})} + \text{H}^+_{(\text{aq})}$



Equation de la réaction:



2) Calcul de la quantité de matière d'acide nitrique.

$$n(\text{HNO}_3) = \frac{m(\text{HNO}_3)}{M(\text{HNO}_3)}$$

avec $m(\text{HNO}_3) = 1,0 \text{ g}$

et $M(\text{HNO}_3) = M(\text{H}) + M(\text{N}) + 3 \times M(\text{O})$

$$M(\text{HNO}_3) = 1,0 + 14,0 + 3 \times 16,0$$

$$\underline{M(\text{HNO}_3) = 63,0 \text{ g/mol.}}$$

$$\text{Donc, } n(\text{HNO}_3) = \frac{1,0}{63,0}$$

$$\underline{n(\text{HNO}_3) = 1,6 \times 10^{-2} \text{ mol}}$$

Donc la concentration en HNO_3 est:

$$C(\text{HNO}_3) = \frac{n(\text{HNO}_3)}{V_{\text{solution}}} \text{ avec } V_{\text{solution}} = 50,0 \times 10^{-3} \text{ L}$$

$$C(\text{HNO}_3) = \frac{1,6 \times 10^{-2}}{50 \times 10^{-3}}$$

$$\underline{C(\text{HNO}_3) = 3,2 \times 10^{-1} \text{ mol/L}}$$

Or, l'acide nitrique est un acide fort car il réagit totalement avec l'eau.

De plus, une mole de HNO_3 donne une mole de H_3O^+ .

Donc $C(\text{HNO}_3) = [\text{H}_3\text{O}^+]$.

Donc $\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C^\circ}\right)$ avec C° la concentration standard et $C^\circ = 1,0 \text{ mol}$

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{3,2 \times 10^{-1}}{1,0}\right)$$

$\text{pH} = 0,49.$

Le pH de la solution réalisée est de 0,49.

3) Plus la concentration est forte, plus le pH diminue.
Donc, si la quantité d'acide apporté double, le pH va diminuer.

Si la concentration en HNO_3 est multipliée par 2, alors:

$$C(\text{HNO}_3)_1 = 3,2 \times 10^{-1} \times 2$$

$$C(\text{HNO}_3)_1 = 6,4 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$$

avec $C(\text{HNO}_3)_1$ la nouvelle concentration.

$C(\text{HNO}_3)_1$ est la nouvelle concentration.
Comme dit plus haut, $C(\text{HNO}_3)_1 = [\text{H}_3\text{O}^+]_1$

$$\text{Donc } \text{pH}_1 = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_1}{C_0}\right)$$

$$\text{pH}_1 = -\log\left(\frac{6,4 \times 10^{-2}}{1,0}\right)$$

$$\underline{\text{pH}_1 = 0,19}$$

Le pH de la solution si la quantité d'acide est doublée est de 0,19.