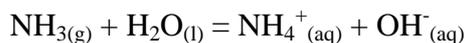


Correction du DM N°2

Exercice γ : Solution aqueuse d'ammoniac :

- 1) a. La formule moléculaire de l'ammoniac est NH_3 .
- b. Les couples acido-basiques présents sont :
- le couple de l'eau $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$;
 - le couple de l'ammoniac $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$
- c. L'équation chimique de la réaction de dissolution de l'ammoniac dans l'eau est :



- 2) a. Si l'ammoniac était totalement dissocié, d'après l'équation précédente, la concentration finale en ions hydroxyde OH^- serait égale à la concentration initiale en ammoniac NH_3 , soit $[\text{OH}^-] = 1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

Le produit ionique de l'eau à 25 °C valant 10^{-14} , la concentration en ions oxonium

serait $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{10^{-1}} = 10^{-13}$ et le pH vaudrait alors 13. L'ammoniac n'est donc pas

totalement dissocié dans l'eau : c'est une base « faible ».

b. Connaissant le $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]_f$, on peut calculer : $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = 10^{-11,1} = 7,94 \cdot 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$. Le produit ionique de l'eau conduit à :

$$[\text{OH}^-]_f = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]_f} = \frac{10^{-14}}{10^{-11,1}} = 10^{-2,9} \text{ d'où : } [\text{OH}^-]_f = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} = [\text{NH}_4^+]_f$$

d'après l'équation de la réaction.

$$\text{Enfin : } [\text{NH}_3]_f = [\text{NH}_3]_i - [\text{NH}_4^+]_f = 1,00 \cdot 10^{-1} - 1,26 \cdot 10^{-3} = 0,987 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

- 3) a. Par un raisonnement analogue à celui de la question 2) a. ; on peut affirmer que l'ammoniac n'est pas totalement dissocié car, dans ce cas, le pH vaudrait 12.
- b. $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$, donc $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = 10^{-10,6} = 2,51 \cdot 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$. Le produit ionique de l'eau conduit à :

$$[\text{OH}^-]_f = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]_f} = \frac{10^{-14}}{10^{-10,6}} = 10^{-3,4} \text{ d'où : } [\text{OH}^-]_f = 0,398 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} = [\text{NH}_4^+]_f$$

d'après l'équation de la réaction.

$$\text{Enfin : } [\text{NH}_3]_f = [\text{NH}_3]_i - [\text{NH}_4^+]_f = 1,00 \cdot 10^{-2} - 0,398 \cdot 10^{-3} = 9,60 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

c. Pour la première dilution :

$$\alpha = \frac{1,26 \cdot 10^{-3}}{1,00 \cdot 10^{-1}} = 1,26 \cdot 10^{-2}$$

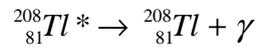
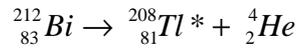
Pour la seconde dilution :

$$\alpha = \frac{0,398 \cdot 10^{-3}}{1,00 \cdot 10^{-2}} = 3,98 \cdot 10^{-2} \quad \text{Le coefficient de dissociation augmente avec la dilution.}$$

Exercice φ : Le bismuth :

1) Equation de la réaction nucléaire : ${}_{83}^{212}\text{Bi} \rightarrow {}_{81}^A\text{Tl} + {}_2^4\text{He}$

La conservation du nombre de charge et du nombre de nucléons permet de calculer : $Z = 83$ et $A = 208$.



2) Calculons la perte de masse Δm :

$$\Delta m = 4.00150 + 207.93745 - 211.94562 = -6.67 \cdot 10^{-3} \text{ u}$$

$$\begin{aligned} \text{D'où une énergie libérée : } \Delta E &= \Delta m \times c^2 = -6.67 \cdot 10^{-3} \times 1.66055 \cdot 10^{-27} \times (2.9979 \cdot 10^8)^2 \\ &= -9.95 \cdot 10^{-13} \text{ J} = -6.22 \text{ MeV} \end{aligned}$$

3) a. L'énergie de la particule α est égale à 6,22 MeV, soit $9.95 \cdot 10^{-13} \text{ J}$

b. $E = E_C(\alpha) + E(\gamma)$, donc $E_C = 6,22 - 0,47 = 5,75 \text{ MeV}$. Soit $9,18 \cdot 10^{-13} \text{ J}$.

c. La puissance transférée à la plaque d'aluminium est :

$$P = 3 \cdot 10^{12} \times 0.5 \times (9.95 \cdot 10^{-13} + 9,18 \cdot 10^{-13}) = 2,9 \text{ W} \text{ (en une seconde on a } 3 \times 10^{12} \text{ désintégration qui donne chacune naissance à une particule } \alpha \text{ et une particule } \gamma \text{).}$$