

TD chimie n°1 - Correction des exercices en autonomie

1 À propos de l'ammoniac

1. a) D'après la loi du gaz parfait :

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{(1,013 \cdot 10^5)(2 \cdot 10^{-3})}{(8,31)(298)} = \boxed{0,082 \text{ mol}}$$

cohérent avec $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

b) L'ammoniac est très soluble dans l'eau : 680 L/L d'eau. Dès que l'aiguille traverse le bouchon, il se crée une dépression due à la dissolution de $\text{NH}_3(\text{g})$ dans l'eau, ce qui aspire spontanément le contenu de la seringue.

c) Une solution molaire correspond à :

$$1 \text{ mol } \text{NH}_3 \text{ pour } 1 \text{ L d'eau} \quad \text{ou} \quad 0,082 \text{ mol } \text{NH}_3 \text{ pour } V \text{ L d'eau.}$$

$$V = 0,082 \text{ L} = 82 \text{ mL} \Rightarrow m = \rho V = 82 \text{ g.}$$

$\text{NH}_3(\text{g})$ étant totalement dissous, le volume de la bouteille (complètement déformable) est celui du solvant.

$$\boxed{V = 82 \text{ mL}}$$

Remarquons que la solubilité limite est de 680 L de NH_3 par L d'eau.

cohérent car

Ici, on a dissous 2 L $\text{NH}_3(\text{g})$ dans 0,082 L d'eau, soit 24,4 L $\text{NH}_3(\text{g})/\text{L}$ d'eau.

non saturé

d) La dissolution s'est faite à pression extérieure constante (P_{atm}). Il en résulte :

$$W = - \int P_e dV = -P_{\text{atm}}(V_F - V_I) = \boxed{194 \text{ J}}$$

on néglige le poids du piston

e) On considère la dissolution adiabatique. L'énergie thermique libérée permet d'échauffer la solution :

$$Q_P = \Delta H = 0 = \underbrace{n \Delta H_{\text{dis}}^0}_{\text{dissolution} < 0} + \underbrace{\int_{298}^{T_f} \left(\frac{m}{M_{\text{eau}}}\right) C_{Pm}^0 dT}_{\text{échauffement solution (eau)}}$$

Attention : n_{eau} est différent de n_{NH_3}

$$T_f = 298 - \frac{n \Delta H_{\text{dis}}^0}{\left(\frac{m}{M}\right) C_{Pm}^0} = \boxed{307 \text{ K} = 34 \text{ }^\circ\text{C}}$$

car exothermique

2. a) $\text{N}_2(\text{g})$ et $\text{O}_2(\text{g})$ sont dans leur état standard de référence et leur enthalpie standard de formation est nulle par convention à toute température.

b) L'approximation d'Ellingham consiste à supposer une enthalpie standard de réaction indépendante de la température (en l'absence de tout changement d'état).

Ici, la réaction est homogène gazeuse à 25 °C comme à 450 °C. Il en résulte :

$$\Delta_r H_{(723 \text{ K})}^0 = \Delta_r H_{(298 \text{ K})}^0 = \boxed{-92,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}} \quad (\text{réaction exothermique}).$$

c) Il s'agit d'une réaction monotherme monobare.

Dans ce cas :

$$Q_P = \Delta H_{\text{sys}} = \xi_f \Delta_r H_{(T)}^0.$$

L'avancement correspond à :

$$2 \xi_f = \left(\frac{m}{M}\right)_{\text{NH}_3} = \frac{1000}{17} = 58,8 \text{ mol.}$$

Il en résulte :

$$\boxed{Q_P = -2710 \text{ kJ}}$$

(signe négatif, car énergie libérée par le système).