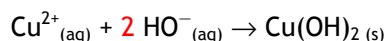


Exercice 1 : précipitation de l'hydroxyde de cuivre II

On mélange 100 mL d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre de concentration $c_1 = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$ et 80 mL d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$) de concentration $c_2 = 2 \text{ mol.L}^{-1}$.

L'équation de la réaction de précipitation est :



- 1.1. Dresser le tableau d'avancement.
- 1.2. Déterminer le réactif limitant et calculer x_{max}
- 1.3. Calculer la masse de précipité.
- 1.4. Quelle est la concentration finale en ions HO^- s'il n'y a pas de variation du volume ?

On commence par calculer les quantités de matière des espèces introduites.

Pour Cu^{2+} : $n_1 = c_1 V_1 = 0,5 \times 0,1 = 0,05 \text{ mol}$

Pour HO^- : $n_2 = c_2 V_2 = 2 \times 0,08 = 0,16 \text{ mol}$

On peut commencer à dresser le tableau d'avancement :

		$\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$	+	$2 \text{HO}^{-}_{(\text{aq})}$	$\rightarrow$	$\text{Cu(OH)}_{2(\text{s})}$
État initial en mol	$x = 0$	0,05		0,16		0
Etat intermédiaire en mol	x	$0,05 - x$		$0,16 - 2x$		x
Etat final en mol	x_{max}					

Le réactif limitant est celui qui est totalement consommé, c'est-à-dire celui pour lequel la quantité est nulle dans l'état final.

Si Cu^{2+} est le réactif limitant : $0,05 - x_{\text{max}} = 0 \Rightarrow x_{\text{max}} = 0,05 \text{ mol}$

Si HO^- est le limitant : $0,16 - 2x_{\text{max}} = 0 \Rightarrow x_{\text{max}} = 0,08 \text{ mol}$

On retient la plus petite valeur de x_{max} : le réactif limitant est Cu^{2+} et $x_{\text{max}} = 0,05 \text{ mol}$.

Le tableau complet est :

		$\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$	+	$2 \text{HO}^{-}_{(\text{aq})}$	$\rightarrow$	$\text{Cu(OH)}_{2(\text{s})}$
État initial en mol	$x = 0$	0,05		0,16		0
Etat intermédiaire en mol	x	$0,05 - x$		$0,16 - 2x$		x
Etat final en mol	$x_{\text{max}} = 0,05$	0		0,06		0,05

Calcul de la masse de précipité : on peut lire dans le tableau que la quantité de matière de précipité Cu(OH)_2 est $n_3 = 0,05 \text{ mol}$.

$m_3 = n_3 M_3$ avec $M_3 = M_{\text{Cu}} + 2 (M_{\text{O}} + M_{\text{H}}) = 63,5 + 2 \times (16 + 1) = 97,5 \text{ g.mol}^{-1}$.

$$m_3 = n_3 M_3 = 0,05 \times 97,5 = 4,88 \text{ g}$$

Concentration finale en ions HO^- : on peut lire dans le tableau que la quantité finale de matière d'ions hydroxyde est $n_4 = 0,06 \text{ mol}$ avec $V = V_1 + V_2 = 100 + 80 = 180 \text{ mL}$.

$$[\text{HO}^-]_{\text{final}} = \frac{n_4}{V_4} = \frac{0,06}{0,18} = 0,333 \text{ mol.L}^{-1}$$

Exercice 2 : combustion de l'essence

Le principal constituant de l'essence est l'octane C_8H_{18} . Lors de la combustion de l'essence dans l'air, l'octane réagit avec le dioxygène de l'air pour produire du dioxyde de carbone et de l'eau.

Quel est le volume d'air, mesuré dans les CHTP, nécessaire pour la combustion de 500 g d'octane ?

On peut calculer la quantité de matière d'octane qui va réagir :

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} \text{ avec } M_1 = 8 M_C + 18 M_H = 8 \times 12 + 18 \times 1 = 114 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{500}{114} = 4,39 \text{ mol}$$

On peut ensuite écrire l'équation chimique, l'ajuster et commencer à compléter le tableau d'avancement :



État initial en mol	$x = 0$	4,39	n_{O_2}	0	0
Etat intermédiaire en mol	x	$4,39 - 2x$	$n_{O_2} - 25x$	$16x$	$18x$
Etat final en mol	$x_{\max}$	0			

On souhaite que tout l'octane soit consommé : c'est la raison pour laquelle la quantité de matière d'octane dans l'état final est nulle. A partir de cette quantité de matière, on peut calculer $x_{\max}$:

$$4,39 - 2x_{\max} = 0 \Rightarrow x_{\max} = \frac{4,39}{2} = 2,20 \text{ mol}$$

La quantité de dioxygène nécessaire à la combustion est telle qu'à l'état final il n'en reste plus (proportions stœchiométriques).

On en déduit : $n_{O_2} - 25x_{\max} = 0 \Rightarrow n_{O_2} = 25x_{\max} = 25 \times 2,20 = 54,9 \text{ mol}$.

Or l'air est constitué environ de $\frac{1}{5}$ de dioxygène (et de $\frac{4}{5}$ de diazote).

D'où $n_{\text{air}} = 5 n_{O_2} = 5 \times 54,9 = 274 \text{ mol}$.

Nous avons vu que le volume molaire d'un gaz est $V_M = 24 \text{ L.mol}^{-1}$ dans les conditions habituelles de température et de pression (CHTP) :

$$V_{\text{air}} = n_{\text{air}} \times V_M = 274 \times 24 = 6580 \text{ L} = 6,58 \text{ m}^3$$