

C1 : INTRODUCTION À LA CHIMIE

Données :

- masses molaires : $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{N}) = 14,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $M(\text{Na}) = 23,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{Mg}) = 24,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{Al}) = 27,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{S}) = 32,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{K}) = 39,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{Ca}) = 40,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $M(\text{Fe}) = 55,845 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- le volume molaire des gaz : $V_m = 24,5 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- la constante des gaz parfaits $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- la masse volumique de l'acétone : $\rho_{\text{acétone}} = 784 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$.

Exercice 1 : Application du cours

1. Donner la composition d'un atome de fer $^{56}_{26}\text{Fe}$.
2. **Calculs de quantité de matière.**
 - (a) Calculer la quantité de matière contenue dans $m_1 = 3,41 \text{ g}$ de fer.
 - (b) Calculer la quantité de matière contenue dans $V_2 = 200 \text{ mL}$ d'acétone $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_{(\text{liq})}$.
 - (c) Calculer la quantité de matière contenue dans $V_3 = 1,24 \text{ m}^3$ de dioxygène.
3. On prépare une solution de volume $V_4 = 500 \text{ mL}$ avec $m_4 = 7,10 \text{ g}$ de sulfate de sodium $\text{Na}_2\text{SO}_{4(\text{s})}$.
 - (a) Écrire la réaction de dissolution du sulfate de sodium.
 - (b) Calculer la concentration des ions sodium Na^+ et sulfate SO_4^{2-} dans la solution.
 - (c) Quelle verrerie doit-on utiliser pour préparer cette solution ?
4. On met $m_5 = 2,70 \text{ g}$ d'aluminium dans $V_5 = 150 \text{ mL}$ de solution d'acide chlorydrique telle que $[\text{H}^+] = 1,00 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On observe un dégagement gazeux de dihydrogène et la formation d'ions Al^{3+} . La réaction est totale.
 - (a) Écrire l'équation-bilan de la réaction entre l'aluminium solide et les ions H^+ .
 - (b) Calculer les quantités de matière des espèces initialement présentes.
 - (c) Déterminer les concentrations des espèces en solution et le volume de dihydrogène formé.

Exercice 2 : Iodure de plomb

Lorsque l'on met en contact des ions plomb Pb^{2+} et des ions iodure I^- en solution aqueuse, on observe la formation d'un précipité jaune d'iodure de plomb.

1. Un précipité est-il neutre ou chargé électriquement ?
2. En déduire la formule chimique de l'iodure de plomb.
3. Écrire l'équation chimique associée à la réaction de précipitation de l'iodure de plomb.

Exercice 3 : Le cuivre

Le cuivre ($Z = 29$) existe sous deux formes isotopes stables : le cuivre 63 et le cuivre 65.

1. Définir des isotopes.
2. Donner la composition des noyaux de cuivre 63 et 65. Donner la notation ^A_ZX associée à ces noyaux.
3. La masse molaire atomique du cuivre 63 est $62,9296 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et celle du cuivre 65 est $64,9278 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. La masse molaire atomique moyenne de l'élément cuivre est $63,546 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Déterminer les abondances isotopiques des deux isotopes du cuivre.

Exercice 4 : Les bosses de chameaux

Les chameaux emmagasinent de la tristéarine $\text{C}_{57}\text{H}_{110}\text{O}_6$ dans leurs bosses. Cette graisse est à la fois une source d'énergie et une source d'eau, car, lorsqu'elle est utilisée dans l'organisme, il se produit une réaction analogue à la combustion : la tristéarine réagit avec le dioxygène pour former du dioxyde de carbone et de l'eau.

1. Écrire l'équation de la réaction correspondante.
2. Quel volume de dioxygène est-il nécessaire pour « brûler » $1,0 \text{ kg}$ de tristéarine ?
3. Quelle masse d'eau est alors accessible avec cette masse de graisse ?

On donne le volume molaire des gaz $V_m = 24,5 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Exercice 5 : Combustion du butane

Une bouteille de gaz contient $m = 13,0$ kg de butane gazeux. La combustion complète du butane C_4H_{10} dans le dioxygène produit du dioxyde de carbone et de la vapeur d'eau.

1. Calculer la quantité de matière de butane dans la bouteille, puis la pression au sein de la bouteille (son volume est $V = 20$ L, la température est de 20°C). On supposera le gaz parfait. Commenter.
2. Calculer le volume de dioxygène nécessaire à la combustion de la totalité du gaz. Le volume molaire des gaz est $V_m = 24,5$ L $\cdot$ mol $^{-1}$.

Exercice 6 : Diode et thiosulfate de sodium

On mélange dans un bécher un volume $V_1 = 20$ mL d'une solution de diiode $I_{2(aq)}$ de concentration molaire $c_1 = 1,2 \times 10^{-3}$ mol $\cdot$ L $^{-1}$ et un volume V_2 d'une solution de thiosulfate de sodium ($2Na^+, S_2O_3^{2-}$), de concentration $c_2 = 5,0 \times 10^{-3}$ mol $\cdot$ L $^{-1}$.

1. Écrire l'équation de la réaction sachant qu'il se forme des ions iodure I^- et des ions tétrathionate $S_4O_6^{2-}$. Les ions sodium ne participent pas à la réaction.
2. Calculer la quantité initiale de diiode.
3. En déduire la valeur du volume V_2 pour que le mélange soit stoechiométrique.

Exercice 7 : Titrage des ions fer (II)

On souhaite réaliser un titrage d'une solution d'ions fer (II) Fe^{2+} par les ions permanganate MnO_4^- , d'un violet très intense. On note c_1 la concentration en ions fer (II) et c_2 la concentration de la solution d'ions permanganate contenue dans la burette.

1. La réaction entre les ions fer (II) et les ions permanganate implique également les ions H^+ et produit les ions Mn^{2+} , incolores, et les ions Fe^{3+} (jaune très pâle) ainsi que de l'eau. Écrire et équilibrer la réaction.
2. On suppose les ions H^+ introduits en large excès. À l'équivalence, les ions fer (II) et les ions permanganate sont introduits dans des proportions stoechiométriques. On note V_1 le volume de la solution d'ions fer (II) Fe^{2+} et V_2 le volume ajouté à la burette.
 - (a) Exprimer les quantités de matière introduites en ions Fe^{2+} et en ions MnO_4^- .
 - (b) Dresser le tableau d'avancement de la réaction.
 - (c) À l'équivalence, exprimer l'avancement maximal de deux façons et en déduire l'expression de la concentration c_2 en fonction en particulier du volume versé à l'équivalence $V_{2,eq}$.
 - (d) Comment repérer visuellement l'équivalence ? On fera d'abord l'inventaire des espèces présentes dans la solution avant et après l'équivalence.

Exercice 8 : Eau minérale

L'étiquette d'une bouteille d'eau minérale indique la composition suivante :

Analyse moyenne en mg/L			
Calcium Ca^{2+}	36	Hydrogénocarbonate HCO_3^-	263
Magnésium Mg^{2+}	22	Chlorure Cl^-	4
Sodium Na^+	22	Sulfate SO_4^{2-}	4
Potassium K^+	1,5	Nitrate NO_3^-	< 1

Vérifier la neutralité de la solution.

Exercice 9 : Vin ou vinaigre ?

Au fond d'une bouteille de vin (750 mL) oubliée et bouchée (12,5% d'éthanol en volume), il reste l'équivalent d'un verre de vin (100 mL). En s'oxydant au contact du dioxygène de l'air, l'éthanol se transforme en acide acétique CH_3COOH (et en eau). Quelle quantité d'éthanol reste-t-il et quelle quantité d'acide éthanoïque est produite ?

On donne la densité de l'éthanol $d = 0,80$, le volume molaire des gaz $V_m = 24$ L $\cdot$ mol $^{-1}$ et les masses molaires $M(H) = 1,0$ g $\cdot$ mol $^{-1}$; $M(C) = 12,0$ g $\cdot$ mol $^{-1}$ et $M(O) = 16,0$ g $\cdot$ mol $^{-1}$.

Exercice 10 : Résolution de problème

Estimer la perte de masse par respiration au cours d'une nuit.