

Données :

Masses molaires : $M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{C}) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{N}) = 14 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Na}) = 23 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Mg}) = 24 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{S}) = 32 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Cl}) = 35 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Ca}) = 40 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Zn}) = 65 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g.mol}^{-1}$.

Constante des gaz parfaits : $R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$.

Nombre d'Avogadro : $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Pour un gaz parfait : $PV = nRT$ (P en Pa ; V en m^3 ; n en mol ; T en K)

Partie 1 : Description d'un système chimique**Exercice 7.1 Calculer une masse volumique et une concentration**

Compléter les valeurs manquantes du tableau pour les liquides donnés :

Liquides	M (g.mol^{-1})	ρ (kg.m^{-3})	N (mol)	V(mL)	m (g)	C (mol.L^{-1})
Ethanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$		0,79		15		
Dichlorométhane CH_2Cl_2		1,3	$2,0 \times 10^{-2}$			

Exercice 7.2. Préparation d'un solution par dissolution

Une solution d'eau sucrée a été préparée par dissolution de $m_0 = 12 \text{ g}$ de saccharose $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ pour obtenir un volume total de solution $V_0 = 100 \text{ mL}$. La masse de la solution obtenue vaut $m_1 = 103,92 \text{ g}$.

- 1 - Calculer la masse volumique ρ de la solution d'eau sucrée.
- 2 - Calculer la concentration en masse en saccharose C_m .
- 3 - Calculer la concentration molaire en saccharose C.

Exercice 7.3. Préparation d'un solution par dilution

On dissout 100g de soude $\text{NaOH}_{(s)}$ dans une fiole jaugée de $V_0 = 100 \text{ mL}$ et on souhaite préparer un volume $V_1 = 200 \text{ mL}$ de solution diluée 20 fois.

- 1 - Calculer la concentration molaire en soude C.
- 2 - Calculer le volume de soude à prélever pour réaliser cette dilution.

Exercice 7.4. Mélange gazeux

On considère la salle de classe des PTSI, remplie d'air sous $T = 25^\circ\text{C}$ et $P = 1,0 \text{ bar}$. En assimilant l'air du mélange à 80% N_2 + 20% O_2 (en fraction molaire).

- 1 - Calculer la masse molaire M du mélange gazeux.
- 2 - En déduire la masse volumique ρ du mélange gazeux.
- 3 - Calculer les pressions partielles en diazote P_{N_2} et en dioxygène P_{O_2} .
- 4 - Calculer les concentrations molaires en diazote C_{N_2} et en dioxygène C_{O_2} .
- 5 - Calculer les concentrations massiques en diazote η_{N_2} et en dioxygène η_{O_2} .

Exercice 7.5. Fraction massique et fraction molaire

On considère de l'eau de mer, la fraction massique de sel NaCl est $w_{\text{NaCl}} = 2,8\%$ (c'est-à-dire que 100g de ce mélange contient 2,8g de NaCl).

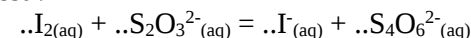
- 1 - Calculer la fraction massique de l'eau dans ce mélange.
- 2 - Calculer la fraction molaire de sel dans l'eau salée.

Exercice 7.6. Exercice bilan

On veut préparer une solution à la concentration molaire $1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de sel de Glauber (sulfate de sodium pentahydraté $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}_{(s)}$). On donne les masses molaires $M_{\text{Na}} = 23 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $M_{\text{S}} = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Quelle masse doit-on dissoudre dans une fiole jaugée de 100 mL ? Quelle est alors la concentration massique de la solution ? La concentration molaire en ions Na^+ ?

Partie 2 : Décrire l'évolution d'un système chimique**Exercice 7.7. Tableau d'avancement 1**

L'équation de la réaction entre $2,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$ de diiode $\text{I}_{2(aq)}$ et $4,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ d'ions thiosulfates $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(aq)$ est :



- 1 - Compléter l'équation de la réaction ci-dessus :
- 2 - Construire le tableau d'avancement associé.
- 3 - Préciser si le mélange initial est stœchiométrique.
- 4 - En supposant la réaction totale, déterminer la composition finale du mélange.

□ Exercice 7.8. Tableau d'avancement 2

Pour chacune des transformations chimiques proposées :

- 1 - Ecrire l'équation bilan de la réaction.
- 2 - Dresser le tableau d'avancement associé.
- 3 - Donner la composition chimique du système dans l'état initial et l'état final

a) Transformation chimique totale entre l'acide sulfurique $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$ et l'eau qui forme des ions sulfate $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ et des ions oxonium $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$.

On introduit une quantité $n_0 = 1,0 \times 10^{-2}$ mol d'acide sulfurique dans 200 mL d'eau.
(Pour cette réaction, calculer le pH à l'état final.)

b) Transformation détonante et totale entre le dihydrogène $\text{H}_{2(\text{g})}$ et le dioxygène $\text{O}_{2(\text{g})}$ qui produit de l'eau.

On réalise cette réaction avec initialement $n_1 = 3$ mol de dihydrogène et $n_2 = 2$ mol de dioxygène.

c) Equilibre chimique en phase gazeuse entre le dioxyde d'azote $\text{NO}_{2(\text{g})}$ et le peroxyde d'azote $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{g})}$, réalisée dans une cuve ne contenant initialement que le dioxyde d'azote, de volume $1,0 \text{ m}^3$ et à la température 300 K. La pression est initialement de 1,0 bar. Une fois la réaction finie elle se stabilise à 0,76 bar.

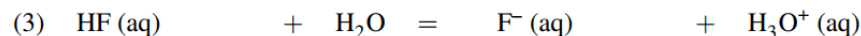
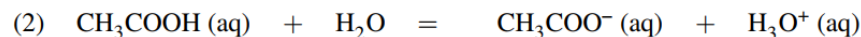
Partie 3 : Prévoir l'évolution d'un système chimique

□ Exercice 7.9. Calculer une constante d'équilibre

On s'intéresse dans un premier temps à une solution aqueuse obtenue à 298 K par mélange d'acide éthanóïque CH_3COOH (concentration après mélange $c_1 = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) et d'ions fluorure F^- (concentration après mélange $c_2 = 0,05 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$). La réaction (1) susceptible de se produire s'écrit :



On donne les constantes d'équilibre K_2° et K_3° relatives aux équilibres (2) et (3) suivants à 298 K :

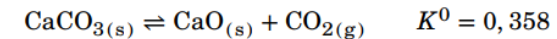


$$K_2^\circ = 10^{-4,8} \text{ et } K_3^\circ = 10^{-3,2}.$$

1. Calculer la constante d'équilibre à 298 K notée K_1° relative à l'équilibre (1) étudié (réaction entre l'acide éthanóïque et les ions fluorure).
2. Déterminer l'état d'équilibre (état final) de la solution issue du mélange de l'acide éthanóïque CH_3COOH et des ions fluorure F^- .

□ Exercice 7.10. Rupture d'équilibre thermodynamique

On considère la dissociation du calcaire (carbonate de calcium) en chaux (oxyde de calcium) à la température $T = 1100 \text{ K}$:



Dans un récipient préalablement vide de volume $V = 10 \text{ L}$, on introduit 2,0 mmol de calcaire à température fixée égale à 1100 K. Déterminer le sens d'évolution et l'état final.

□ Exercice 7.11. Equilibre en phase gazeuse (difficile)

On étudie la réaction $2 \text{NO}_{(\text{g})} + \text{Br}_{2(\text{g})} = 2 \text{NOBr}_{(\text{g})}$.
Considérons un réacteur fermé de volume constant $V = 2 \text{ L}$ maintenu à température constante $T = 60^\circ\text{C}$. À cette température, la constante thermodynamique de l'équilibre précédent vaut $K^\circ = 13,2$. On y introduit $n_1 = 7 \times 10^{-3}$ mol de NO et $n_2 = 3 \times 10^{-3}$ mol de Br_2 . On donne $R = 8,314 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

1. Calculer la pression initiale p_0 dans le réacteur.
2. Construire le tableau d'avancement relatif à cette réaction. On ajoutera une colonne n_{tot} qui contient la quantité de matière totale de gaz.
3. Exprimer les pressions partielles des gaz en fonction de n_1 , n_2 , de l'avancement ξ et de la pression initiale p_0 .

4. Établir l'équation qu'il faudrait résoudre pour déterminer l'avancement ξ_f dans l'état final.

5. En vous aidant du tracé de la fonction $f(u) = \frac{4u^2}{(n_1 - 2u)^2(n_2 - u)}$ ci-contre (où u est en moles), déterminer la valeur de ξ_f .

6. Calculer la pression régnant dans le réacteur à l'équilibre.

