



TD C1 | Chimie



Fondamentaux de la chimie



exercice sera corrigé en TD ;



exercice classique / important ; à maîtriser pour les concours ;



niveau de difficulté de l'exercice.

Parcours d'entraînement :

Révisions lycée	Exercices 1 à 8
Sur le chapitre : je suis à l'aise	Exercices 11, 12, 13
Sur le chapitre : je ne suis pas à l'aise	Exercices 10, 11, 13

Données pour tous les exercices

Nombre d'Avogadro : $\mathcal{N}_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Masses molaires :

- $M(H) = 1,0 \text{ g mol}^{-1}$
- $M(C) = 12,0 \text{ g mol}^{-1}$
- $M(O) = 16,0 \text{ g mol}^{-1}$

Les exercices issus du cahier d'entraînement sont à retrouver :



Vous pouvez l'utiliser pour faire les sections 22 et 23.

Fondamentaux de la chimie

Exercice 1 : morceau de sucre

Cahier d'entraînement

Un morceau de sucre est un corps pur qui contient 6,0 g de saccharose $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. Calculer :

- ① La quantité de matière n de saccharose dans le morceau de sucre.
- ② Le nombre N de molécules de saccharose dans le morceau de sucre.

Exercice 2 : comparaison de concentration

Cahier d'entraînement

Qui est le plus concentré ?

- ① 8 g de sel dans 3 cL d'eau ou 3 kg de sel dans 1×10^3 L d'eau ?
- ② 3 mol de sucre dans 10 mL d'eau ou 400 kmol de sucre dans 2 m^3 d'eau ?

Exercice 3 : concentration apportée

Cahier d'entraînement

On mélange un volume $V_1 = 10 \text{ mL}$ de solution aqueuse d'ion Fe^{3+} à $C_1 = 0,10 \text{ mol L}^{-1}$ et $V_2 = 10 \text{ mL}$ de solution aqueuse d'ions Sn^{2+} à $C_2 = 0,10 \text{ mol L}^{-1}$.

- ① Avant qu'une réaction est lieu, quelle est la concentration en ion Fe^{3+} dans le bécher ?
On mélange deux bouteilles d'eau sucrée de volumes respectifs V_1 et V_2 dont les concentrations en mole de sucre sont respectivement C_1 et C_2 . On veut exprimer la concentration en quantité de matière C du sucre dans le mélange en fonction de V_1 , V_2 , C_1 et C_2 .
- ② Déterminer C .

Exercice 4 : manipuler les formules

Cahier d'entraînement

Soit C la concentration en quantité de matière et C_m la concentration en masse d'un soluté en solution. On note n , m et M la quantité de matière, la masse et la masse molaire du soluté et V le volume de la solution. Exprimer :

- ① C_m en fonction de n , M et V .
- ② La quantité de matière n en fonction de C_m , V et M .
- ③ Le volume V en fonction de M , C et la masse m .

Exercice 5 : concentration massique

Cahier d'entraînement

On dispose d'une grande quantité d'une solution mère d'acide acétique à la concentration en masse $C = 80 \text{ g L}^{-1}$. On souhaite préparer 100 mL d'une solution à la concentration en masse de 20 g L^{-1} par dilution.

- ① Quel volume V_i de la solution mère doit-on prélever ?
- ② On prélève 20 mL d'une solution mère de permanganate de potassium à la concentration en masse $C_m = 40 \text{ g L}^{-1}$ que l'on verse dans une fiole jaugée de 250 mL et que l'on complète ensuite jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée.
- ③ Calculer la concentration en masse C_f de la solution finale.

Exercice 6 : volume molaire d'un gaz parfait

Cahier d'entraînement

On considère un échantillon gazeux de n moles contenues dans un volume V à la température T et à la pression P . Le gaz est supposé se comporter comme un gaz parfait. Exprimer le volume molaire V_m (en fonction de R , T et P).

Exercice 7 : pression partielle dans l'atmosphère

Cahier d'entraînement

Le tableau suivant présente la composition de différentes atmosphères de planètes du système solaire.

Planète	Pression en surface	Composition atmosphérique (fractions molaires)
Vénus	9 MPa	Dioxyde de carbone (96%), Diazote (4%)
Terre	1 000 hPa	Diazote (78%), Dioxygène (21%)
Mars	600 Pa	Dioxyde de carbone (95%), Diazote (3%)

Calculer les pressions suivantes en bar :

- | | |
|-----------------------|------------------------|
| ① P_{N_2} sur Vénus | ④ P_{CO_2} sur Vénus |
| ② P_{N_2} sur Terre | ⑤ P_{CO_2} sur Mars |
| ③ P_{N_2} sur Mars | ⑥ P_{O_2} sur Terre |

Exercice 8 : quantité de matière



d'après M. Melzani

① On verse dans un bécher une masse $m = 350$ mg de poudre de fer métallique. Quelle est la quantité de matière n_{Fe} correspondante ?

On dispose d'un flacon contenant $V_0 = 800$ mL de solution de sulfate de cuivre contenant les ions Cu^{2+} à la concentration $C = 0,50$ mol L^{-1} .

② Quelle est la quantité de matière n_0 correspondante ?

③ On prélève $V = 50$ mL de cette solution. Quelle est la concentration du prélèvement ? Quelle est la quantité de matière $n_{Cu^{2+}}$ prélevée ?

Le prélèvement est versé dans le bécher ; une transformation chimique a lieu. À l'issue de cette transformation, on obtient du cuivre métallique en quantité de matière $n_f = 4,8$ mmol.

④ Quelle est la masse correspondante ?

⑤ On obtient également la même quantité de matière n_f d'ions Fe^{2+} . Quelle est la concentration correspondante ?

Données : masses molaires $M_{Fe} = 55,8$ g mol^{-1} et $M_{Cu} = 63,5$ g mol^{-1} .

Exercice 9 : dilution



On dispose d'une solution de sulfate de cuivre contenant les ions Cu^{2+} et SO_4^{2-} à la même concentration $C_0 = 1 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$. On prélève à la pipette jaugée un volume $V_0 = 10 \text{ mL}$ que l'on verse dans une fiole jaugée de volume $V_1 = 50 \text{ mL}$. On remplit la fiole d'eau distillée jusqu'au trait de jauge.

① Quelle est la concentration C_1 en ions Cu^{2+} et en ions sulfates SO_4^{2-} dans la fiole ?

On souhaite préparer 20 mL d'une solution fille de concentration $C_2 = 1 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$.

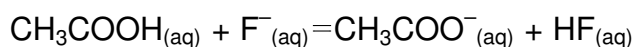
② Comment procéder à partir de la solution mère de concentration C_0 ?

Équilibre et état final d'une réaction chimique

Exercice 10 : équilibre en solution



On considère un système évoluant selon la réaction d'équation bilan :



Sa constante d'équilibre à 25 °C vaut $K^\circ = 2,5 \times 10^{-2}$

① On part d'une situation initiale où $[\text{CH}_3\text{COOH}]_i = [\text{F}^{-}]_i = c = 0,1 \text{ mol L}^{-1}$ et $[\text{CH}_3\text{COO}^{-}]_i = [\text{HF}]_i = 0$.

Déterminer le sens d'évolution du système, puis l'avancement à l'équilibre.

② Même question avec pour conditions initiales $[\text{CH}_3\text{COOH}]_i = [\text{F}^{-}]_i = [\text{CH}_3\text{COO}^{-}]_i = [\text{HF}]_i = c = 0,1 \text{ mol L}^{-1}$.

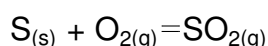
Exercice 11 : réaction quasi-totale



d'après M. Melzani

On introduit dans un creuset à combustion une masse $m = 0,30 \text{ g}$ de fleur de soufre (soufre pur solide se présentant sous forme d'une poudre jaune). On enflamme le soufre avec un bec bunsen et on place immédiatement le creuset dans un flacon de volume $V = 1,0 \text{ L}$ contenant de l'air sous pression initialement de $P = 1,0 \text{ bar}$. On referme hermétiquement le flacon.

On observe alors une combustion lente du soufre dans l'air avec une flamme bleue caractéristique. On modélise cette transformation par une réaction chimique d'équation bilan



On rappelle que l'air est un mélange constitué de 80 % de diazote et 20 % d'oxygène. Les pourcentages correspondent aux fractions molaires. Bien qu'étant présent dans le flacon, le diazote n'est ni un réactif ni un produit de la transformation.

Même si la température augmente légèrement pendant la combustion avant de redescendre ensuite, on admet pour simplifier qu'elle est toujours voisine de $T = 25^\circ\text{C}$. À cette température, la constante d'équilibre de la réaction de combustion vaut $K^\circ = 4 \times 10^{52}$.

Données :

$\rightsquigarrow$ masses molaires $M_O = 16,0 \text{ g mol}^{-1}$ et $M_S = 32,1 \text{ g mol}^{-1}$;

$\rightsquigarrow$ constante des gaz parfaits $R = 8,31 \text{ J/mol/K}$

- ① Calculer les quantités de matière initiales de soufre, de dioxygène et de diazote contenues dans le flacon.
- ② Construire le tableau d'avancement de la réaction. Identifier le réactif limitant.
- ③ Déterminer les pressions partielles des différents gaz restants dans l'état final.
- ④ Que peut-on dire de la quantité de matière totale de gaz au cours de la transformation ? Qu'en déduit-on pour la pression ?

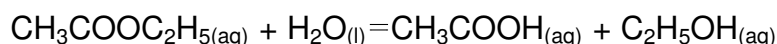
Exercice 12 : déplacement d'équilibre



d'après A. Lafrique

On porte à 100°C une solution aqueuse (volume total égal à $V_0 = 0,500 \text{ L}$) contenant initialement une concentration en éthanoate d'éthyle ($\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$) égale à $C_0 = 0,810 \text{ mol L}^{-1}$. Lorsque l'équilibre s'établit, sa concentration n'est plus que de $0,046 \text{ mol L}^{-1}$.

- ① Calculer la constante d'équilibre K° à 100°C pour la réaction dont le bilan s'écrit :



- ② On ajoute sans variation de volume $n_0 = 0,500 \text{ mol}$ d'éthanoate d'éthyle dans le système à l'équilibre. Que se passe-t-il ? Déterminer l'état final du système.
- ③ On ajoute sans variation de volume $n_0 = 0,500 \text{ mol}$ d'éthanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ dans le système à l'équilibre (de la question 1). Que se passe-t-il ? Déterminer l'état final du système.

Exercice 13 : rupture d'équilibre | dissociation du carbonate de baryum



d'après E. Thibierge

Le carbonate de baryum $\text{BaCO}_{3(\text{s})}$ peut se dissocier spontanément en oxyde de baryum $\text{BaO}_{(\text{s})}$ et en dioxyde de carbone. La constante d'équilibre de cette réaction vaut $K^\circ = 5 \times 10^{-39}$ à 298 K .

- ① Peut-on conserver du carbonate de baryum à l'air libre, où la pression partielle en CO_2 vaut $3 \times 10^{-4} \text{ bar}$?
- ② On enferme une mole de BaCO_3 dans une enceinte de volume V initialement vide, maintenue à 298 K . Étudier l'évolution de la pression dans l'enceinte en fonction de son volume V . Exprimer les éventuelles valeurs remarquables du volume.